

THERMOCHIMIE

DONNÉES ET LOIS NUMÉRIQUES,

PAR M BERTHELOT,

SÉNATEUR, SECRÉTAIRE PERPÉTUEL DE L'ACADÉMIE DES SCIENCES,
PROFESSEUR AU COLLÈGE DE FRANCE.

TOME II

LES DONNÉES EXPÉRIMENTALES.



PARIS,

GAUTHIER-VILLARS ET FILS, IMPRIMEURS-LIBRAIRES
DU BUREAU DES LONGITUDES, DE L'ÉCOLE POLYTECHNIQUE,
Quai des Grands-Augustins, 55.

—
1897

(Tous droits réservés.)

PREMIÈRE PARTIE.
CHIMIE MINÉRALE.

THERMOCHIMIE.

DONNÉES EXPÉRIMENTALES.

PREMIÈRE PARTIE.

CHIMIE MINÉRALE.

NOTIONS GÉNÉRALES ET DÉFINITIONS.

§ 1. — Sur les chaleurs de combinaison.

1. La quantité de chaleur dégagée dans une combinaison chimique, et plus généralement la chaleur dégagée dans une réaction quelconque, mesure la somme des travaux chimiques et physiques accomplis dans la combinaison, ou dans les réactions. Ce travail varie suivant l'état des corps réagissants et suivant l'état des produits, lequel dépend de la température, de la pression et de diverses autres conditions physiques. De là la nécessité de définir la chaleur dégagée dans ces conditions.

2. A cette fin nous allons présenter toutes les valeurs numériques qui ont été obtenues jusqu'ici en Thermo-chimie; nous ramènerons, autant que possible, les combinaisons à un état physique

B. — II.

1*

identique, pour les composants et pour leurs composés. Nous définirons ainsi :

Les chaleurs de combinaison rapportées à quatre états distincts, savoir : l'état gazeux, l'état liquide, l'état solide et l'état dissous ; de façon à permettre de comparer toutes les combinaisons et réactions où les composants et les composés affectent un même état, ce qui tend à compenser les variations d'entropie.

A défaut de cette identité générale d'état pour tous les corps envisagés, identité qu'il est souvent impossible de réaliser, même par le calcul, il demeure cependant utile de comparer les réactions où les corps correspondants, échangés par voie de substitution ou de double décomposition, affectent seuls un même état, solide, liquide, ou gazeux.

Dans tous les cas, et indépendamment de toute notion théorique, nous donnerons les chiffres qui représentent les chaleurs de combinaison, rapportées à l'état actuel des composants et des produits, quel que soit cet état, et tels qu'ils résultent des valeurs expérimentales.

Toutes les données qui précèdent sont relatives à la température ordinaire, c'est-à-dire à une température voisine de $+15^{\circ}$ C. Pour les étendre à une température quelconque, il sera nécessaire de connaître les quantités de chaleur dégagées ou absorbées par les changements d'état (vaporisation, fusion, dissolution), ainsi que les chaleurs spécifiques des corps simples ou composés, sous les quatre états, gazeux, liquide, solide et dissous, que ces corps sont susceptibles d'affecter dans nos expériences. C'est pourquoi les données connues relatives aux changements d'état ont été introduites dans les Tableaux du présent Ouvrage.

3. Quant aux chaleurs spécifiques, on y signalera seulement celles des gaz simples ou composés, sous la pression ordinaire, ainsi que les données les plus importantes relatives aux autres états, données présentées dans le premier Volume, et qui suffisent pour la plupart des cas. Je n'ai pas cru pouvoir aller plus loin, en raison du nombre immense des déterminations aujourd'hui exécutées sur les chaleurs spécifiques des solides, des liquides, et surtout des dissolutions, envisagées à diverses températures, pressions et concentrations. Leur reproduction complète exigerait à elle seule un Ouvrage aussi étendu que celui-ci ; leur étude est d'ailleurs loin d'être terminée.

4. Les types des calculs relatifs à l'évaluation des chaleurs de

combinaison, dans les différents états des corps, vont être exposés tout à l'heure; mais il est nécessaire de présenter d'abord quelques définitions.

§ 2. — Définitions.

1. *Calories.* — L'unité adoptée dans la définition des quantités de chaleur est la *calorie* (voir mon *Traité pratique de Calorimétrie chimique*, p. 21). En pratique, c'est la quantité de chaleur absorbée par 1^{re} d'eau liquide, en passant de +15° C. à +16° C.

On distingue aujourd'hui deux sortes de calories, dont l'emploi a été rendu nécessaire, parce que la chaleur absorbée ou dégagée dans les phénomènes chimiques est, en général, beaucoup plus grande que la chaleur absorbée ou dégagée dans les phénomènes physiques : par exemple, 1^{re} d'hydrogène, en se changeant en eau, dégage dix mille fois autant de chaleur qu'en passant de 16° à 15°. Dès lors, on est convenu d'appeler *grande calorie* (*Calorie* avec majuscule), la quantité de chaleur nécessaire pour porter 1^{kg} d'eau de 15° à 16°.

La *petite calorie* (*calorie* avec minuscule) est mille fois plus petite, et représente la chaleur absorbée lorsque 1^{re} d'eau passe de 15° à 16°.

Ainsi l'on dit : 1^{re} d'hydrogène, en brûlant, dégage 34^{Cal},5 ou 34 500 calories; 1^{re} d'hydrogène, en passant de zéro à 1°, absorbe 3^{cal},4, ou 0^{Cal},0034.

Si l'on veut exprimer en kilogrammètres le travail mécanique équivalent à une quantité de chaleur donnée, il faudra multiplier par 426 le nombre qui exprime les Calories.

2. *Chaleurs spécifiques.* — La chaleur spécifique moléculaire de l'hydrogène à pression constante, c'est-à-dire la quantité de chaleur absorbée par le poids moléculaire de l'hydrogène (2^{gr}), au voisinage de la température ordinaire, sera exprimée en petites calories par le nombre 6,8; en grandes calories, par le nombre 0,0068; conformément à ce qui précède.

En général, les nombres qui expriment la chaleur spécifique des corps dans les *Traité de Physique* répondent à la petite calorie; pour les ramener à la grande calorie, on les divise par mille, comme ci-dessus.

Ces nombres sont rapportés à l'unité de poids en Physique; mais en Chimie il est préférable de les multiplier, soit par le poids ato-

mique (*chaleurs spécifiques atomiques*); soit, et de préférence, par le poids moléculaire (*chaleurs spécifiques moléculaires*).

Enfin, ces nombres spécifiques peuvent représenter soit une chaleur spécifique *moyenne*, c'est-à-dire le quotient de la chaleur totale, Q , absorbée, dans un certain intervalle de température, par cet intervalle même exprimé en degrés, $\frac{Q}{T-t}$; soit une *chaleur spécifique élémentaire*, c'est-à-dire le rapport différentiel $\frac{dQ}{dt}$, répondant à une température déterminée t .

3. *Chaleurs de réaction.* — Pour définir les chaleurs de réaction, d'après l'état des corps réagissants, ainsi qu'il a été dit plus haut, on doit toujours définir soigneusement, et en même temps :

La température et la pression (pour les gaz surtout);

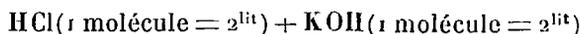
L'état gazeux, à pression constante, ou à volume constant;

L'état liquide;

L'état solide, en y ajoutant la notion de l'état isomérique du corps, s'il y a lieu;

L'état dissous enfin, avec la concentration correspondante.

Dans ce dernier cas, et sauf indications spéciales, les réactions que nous envisagerons seront, en général, rapportées à des dissolutions étendues, renfermant au moins $100H^2O$ pour chaque molécule de corps réagissant, et même pour chaque équivalent, dans le cas où une molécule représente plusieurs équivalents : ce qui arrive pour les acides bibasiques, tribasiques, etc. Ainsi PO^3H^3 sera supposé dissous dans $300H^2O$ environ. L'observation prouve qu'à partir de semblables dilutions, et jusqu'aux limites observables, la chaleur dégagée par la formation des combinaisons non dissociées ne varie plus sensiblement. Dans la pratique, au lieu de dissoudre 1 molécule d'un corps dans $100H^2O$, ce qui fournit des liqueurs ne se prêtant pas à la subdivision en volumes simples, il est préférable d'amener la dissolution qui renferme 1 molécule de corps dissous soit au volume exact de 2^{lit} , ce qui répond à $110H^2O$ environ; soit à un multiple de ce volume. Pour exprimer ce rapport, à la suite de la formule du corps, on écrira entre parenthèses l'indication suivante : (1 molécule = 2^{lit}), ou plus simplement ($\frac{1}{2}$) :

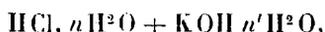


ou bien



Mais, en général, nous écrirons, pour simplifier

HCl dissous (ou étendu) + KOH dissoute (ou étendue)
ou bien encore



n et n' étant des nombres supérieurs à 100.

4. *Limites d'erreur.* — En calorimétrie, les limites de l'erreur possible sont proportionnelles aux variations de la température du thermomètre, c'est-à-dire absolues et non relatives : circonstance souvent méconnue par les personnes qui raisonnent *a priori* sur les valeurs thermochimiques. Pour apprécier exactement celles-ci, il convient donc toujours de remonter aux données mêmes des expériences. Dans les mesures les plus exactes, on ne saurait répondre de plus de 2 à 3 millièmes de degré ; en outre, les variations de température ne doivent pas dépasser 4° : ce qui donnerait comme limite extrême des erreurs un demi-millième des chiffres observés. Cette limite est d'ailleurs à peu près celle de la concordance entre les mesures des physiciens relatives à la valeur absolue du degré. Mais ces limites extrêmes sont loin d'être atteintes dans la plupart des cas. Quand la variation thermométrique est d'un dixième de degré par exemple, la limite d'erreur possible sur le nombre observé s'élève à deux centièmes. Ces circonstances ne doivent pas être oubliées dans toute déduction thermochimique.

Dans les listes et Tableaux qui suivent, on ne donnera pas les décimales incertaines.

§ 3. — Calcul de la variation de la chaleur de combinaison qui résulte des changements d'état et de température.

1. Indiquons comment doit être exécuté ce calcul, dont l'importance vient d'être signalée :

Les formules générales qui permettent d'évaluer en toute rigueur la variation de la chaleur de combinaison mesurée dans certaines conditions de température, de pression, d'état solide, liquide ou dissous, lorsque l'on passe à d'autres températures, pressions, états physiques, sont exposées et démontrées dans le Livre I de mon *Essai de Mécanique chimique* (p. 1 à 136). Je me bornerai à rappeler ici quelques-unes de ces formules, qui sont nécessaires pour l'établissement des calculs et des Tableaux.

2. *Température.* — La différence entre les quantités de chaleur Q_T et Q_t , dégagées par une même réaction, à deux températures distinctes, T et t , est égale à la différence entre les quantités de chaleur absorbées par les composants (U) et par leurs produits (V), pendant l'intervalle des deux températures,

$$Q_T = Q_t + U - V.$$

$U - V$ représente la variation de la chaleur dégagée dans une combinaison, ou réaction quelconque.

Cette formule comprend tous les changements d'état possibles. S'il ne s'en produit aucun dans l'intervalle $T - t$, la variation se réduit au produit de la différence des chaleurs spécifiques moyennes Σc et Σc_1 , pendant cet intervalle,

$$U - V = (\Sigma c - \Sigma c_1)(T - t).$$

Si $\Sigma c = \Sigma c_1$ pour toute température comprise dans cet intervalle, la chaleur de combinaison ou de réaction est constante : ce qui se vérifie approximativement, soit pour les réactions dans lesquelles tous les corps sont envisagés à l'état solide ; soit pour les réactions entre corps gazeux, accomplies sans changement de volume.

3. *Pression.* — Nous nous occuperons seulement des corps gazeux ; l'influence de la pression sur la chaleur dégagée par les réactions dans l'état solide ou liquide étant en général négligeable, à moins que l'on n'opère au voisinage de l'état critique. Pour les gaz, nous examinerons seulement le cas où ils obéissent aux lois normales de dilatation (loi de GAY-LUSSAC) et de compressibilité (loi de MARIOTTE ou de BOYLE) ; conditions où le volume moléculaire est le même pour tous les gaz.

A une même température, la chaleur dégagée par une réaction entre corps gazeux à pression constante est égale à la chaleur de combinaison à volume constant, accrue du produit de la température absolue T , par les deux millièmes de la variation du volume moléculaire

$$Q_{T,p} = Q_{T,v} + 0,002(n - n')T.$$

L'unité de volume moléculaire, à la température de 0° , est égale à $22^{\text{lit}},32$, sous la pression de $0^{\text{mm}},760$.

Si l'on rapporte la formule précédente à des températures t , comptées depuis le zéro centigrade, elle devient

$$Q_{T,p} = Q_{t,v} + 0,5424(n - n') + 0,002(n - n')t.$$

Soit par exemple la combinaison de l'oxyde de carbone et de l'oxygène, à la température de $+15^{\circ}$ C. J'ai trouvé, en opérant à volume constant,



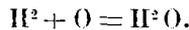
Or, d'une part, le poids CO (28^{gr}) occupe 1 volume moléculaire, le poids O (16^{gr}) occupe $\frac{1}{2}$ volume moléculaire, et, d'autre part, le poids CO₂ (44^{gr}) occupe 1 volume moléculaire. On a donc

$$n - n' = 1 + \frac{1}{2} - 1 = \frac{1}{2},$$

$$Q_p = Q_c + 0,2712 + 0,015 = 0,2862 = 68^{\text{cal}},2,$$

en nombre rond et à $+15^{\circ}$.

La même formule s'applique à la formation de l'eau gazeuse, par l'union de l'hydrogène et de l'oxygène, à pression constante,



Cependant l'eau prend l'état liquide; dès lors, dans les conditions ordinaires, la chaleur dégagée par la condensation du gaz aqueux s'ajoute au nombre qui devrait être observé: ce qui le porte à $+69^{\text{cal}},0$, vers 15° . Dans le cas où cette chaleur de condensation est connue, à la température envisagée, par des expériences spéciales, et si l'on admet en outre que la chaleur dégagée dans une réaction gazeuse, opérée à pression constante, soit indépendante de la pression (loi de Joule), il suffira de retrancher ladite chaleur de condensation de la chaleur de combinaison de deux gaz avec formation d'un composé liquide (soit 69,0, dans le cas de l'eau par exemple), pour obtenir la chaleur de combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène, toujours sous pression constante; bien entendu, à la condition que cette pression soit assez faible pour que l'eau conserve l'état gazeux à la température de $+15^{\circ}$. Le nombre ainsi calculé est égal à $+58^{\text{cal}},3$ sensiblement. Si l'on avait opéré à volume constant, il se réduirait à $+57^{\text{cal}},9$.

Nous avons cru ces détails nécessaires pour bien préciser la signification des calculs. Ils reposent, en définitive, sur une double donnée :

1^o Le volume moléculaire d'un gaz, à une température quelconque et à une pression quelconque (dans les limites où ils obéissent aux lois normales), est exprimé par la formule

$$V = 22^{\text{lit}},32(1 + \alpha t) \frac{0,760}{H}.$$

t étant compté en degrés centigrades, depuis le zéro ordinaire;
 H en mètres de mercure, et $\alpha = \frac{1}{273}$;

2° Le *travail extérieur développé par la dilatation de volume produite par un accroissement d'un degré, sous pression constante*, est exprimé par

$$\frac{10335}{273} \times \frac{22,32}{426} = 2,0 \text{ sensiblement.}$$

Ce volume moléculaire et ce travail sont les mêmes pour tous les gaz qui obéissent aux lois de Mariotte et de Gay-Lussac.

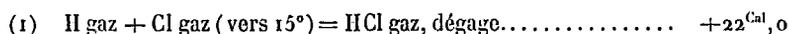
4. *Changements d'état.* — Nous avons dit qu'il est souvent nécessaire, dans la comparaison des phénomènes, de rapporter une réaction mesurée pour un certain état des corps initiaux et finaux, à un autre état de tous ces corps, ou seulement de quelques-uns d'entre eux. Cette réduction exige que l'on connaisse, pour les corps ainsi envisagés, les quantités de chaleur mises en jeu dans leurs changements d'état, à la température même et dans les conditions pour lesquelles sont faites les comparaisons. Il suffit alors d'ajouter (ou de retrancher) ces quantités de chaleur avec celles qui définissent la réaction, dans les circonstances où elle a été étudiée réellement.

5. *Chaleur de formation des composés dans les états gazeux, liquide, solide et dissous.* — Nous allons fournir les types de ces calculs pour les états solide, liquide, gazeux et dissous, types choisis de façon à envisager les cas principaux qui peuvent se présenter. Nous prendrons deux phénomènes très généraux : la formation des gaz et la formation des sels. Commençons par les gaz.

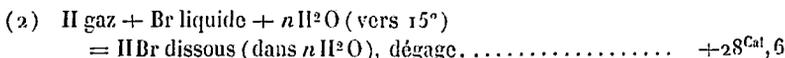
6. *Formation des gaz.* — Examinons, par exemple, la formation des composés chlorés, bromés, iodés, composés dont la comparaison thermochimique a été souvent présentée d'une façon peu correcte : nous nous attacherons surtout à la chaleur de formation de ces composés dans l'état gazeux, qui offre une grande importance théorique.

Soit donc la formation des trois hydracides.

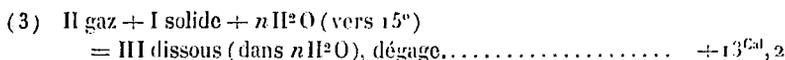
Les données mesurées, dans les conditions réalisables au sein d'un calorimètre, sont les suivantes :



d'après des mesures directes;



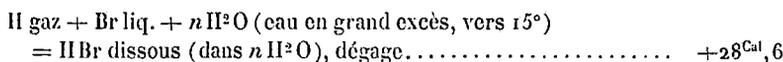
d'après des mesures indirectes;



d'après des mesures indirectes.

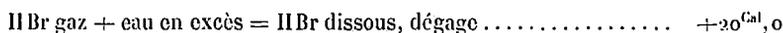
Le problème général consisterait à évaluer la formation de chacun de ces trois composés dans les quatre états gazeux, liquide, solide, dissous; ces états se rapportant à la fois aux composants et aux composés : ce qui fait 64 cas distincts, pour chacun des trois hydracides. Si l'on voulait être complet, il faudrait même envisager l'état dissous pour diverses proportions d'eau, la chaleur de dilution des solutions concentrées étant considérable, surtout pour celles des hydracides. Mais nous ne possédons les données nécessaires à des évaluations aussi complètes pour aucun composé connu; dans la grande majorité des cas, elles ne sont pas indispensables à la prévision, ou à l'interprétation des phénomènes. Les règles applicables à leur calcul sont d'ailleurs les mêmes que celles qui vont être exposées sur des exemples particuliers : spécialement sur l'acide bromhydrique, pour lequel les données expérimentales sont les plus nombreuses et les plus sûres.

1° *Acide bromhydrique.* — Soit donc la donnée suivante, déduite d'expériences calorimétriques,

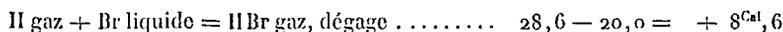


Ramenons d'abord l'hydracide à la forme gazeuse.

L'expérience a donné, vers 15°,



Donc :



Pour passer de ce nombre à la chaleur dégagée par l'union de l'hydrogène gazeux et du brome gazeux, il faut connaître la chaleur de vaporisation du brome à 15°. Or cette quantité a été mesurée

à $+58^{\circ}$, et trouvée égale à $3^{\text{Cal}}, 50$. Il convient de la rapporter à $+15^{\circ}$, ce qui se fait aisément d'après la formule relative à $U - V$ (p. 8); pourvu que l'on connaisse la chaleur spécifique du brome liquide et la chaleur spécifique du brome gazeux, l'une et l'autre entre 15° et 58° .

La chaleur spécifique moléculaire du brome liquide, dans cet intervalle, a été trouvée égale à $0,018$ pour le poids ($\text{Br}^2 = 160^{\text{gr}}$) (¹), c'est-à-dire $0,009$ pour Br ; ce qui donne pour la chaleur mise en jeu entre 58° et 15° : $0,009 \times 43 = 0^{\text{Cal}}, 387$.

La chaleur spécifique du brome gazeux dans le même intervalle n'a pas été mesurée; mais on peut, sans erreur notable, admettre la même valeur que celle mesurée pour des températures un peu plus élevées, soit, pour Br^2 : $0,0088$; ou pour Br : $0,0044$. On a dès lors, pour l'intervalle $58^{\circ}-15^{\circ}$: $0,0044 \times 43 = 0^{\text{Cal}}, 19$.

Ces données admises, pour passer du brome liquide au brome gazeux, à 15° , on fera le cycle suivant :

On porte le brome liquide ($\text{Br} = 80^{\text{gr}}$) de 15° à 58° , ce qui absorbe. $-0^{\text{Cal}}, 39$
 On le réduit en vapeur à 58° $-3^{\text{Cal}}, 50$

On l'amène alors à une pression assez faible pour qu'il conserve l'état gazeux à 15° ; ce qui ne donne lieu, d'après la loi de Joule, qu'à des effets thermiques négligeables. Puis on le refroidit de 58° à 13° ,

Ce qui dégage : $0,0044 \times 43$ $+0^{\text{Cal}}, 19$

La somme de ces quantités de chaleur, soit $-3^{\text{Cal}}, 70$, étant prise en signe contraire, représente sensiblement la chaleur dégagée lorsque le poids de brome gazeux, $\text{Br} = 80^{\text{gr}}$, se change en liquide à 15° . Le même nombre est applicable à toutes les réactions de cet élément, lorsqu'on veut passer du brome liquide (état actuel) au brome gazeux. Ainsi ce dernier dégage $+3^{\text{Cal}}, 7$ de plus que le brome liquide, dans les réactions exécutées à la température ordinaire. Dans le cas actuel,

$\text{H gaz} + \text{Br gaz} = \text{HBr gaz}$, dégagera, à 15° $+12^{\text{Cal}}, 3$

Si nous voulons évaluer, pour d'autres comparaisons, la chaleur

(¹) L'unité de chaleur spécifique est rapportée ici à 1^{kg} d'eau.

mise en jeu en employant le brome solide, nous supposerons d'abord le brome liquide refroidi de $+15^{\circ}$ à $-7^{\circ},3$,

Ce qui dégage, d'après la chaleur spécifique connue du brome liquide,	Cal
entre ces limites de température : $0,0085 \times 22,3 \dots\dots\dots$	$+0,19$
Puis on solidifie le brome, ce qui dégage, d'après sa chaleur de fusion.	$+1,30$
Puis on le suppose conservé dans l'état solide, en passant de $-7^{\circ},3$ à $+15^{\circ}$; ce qui absorberait, d'après sa chaleur spécifique dans l'état solide, en supposant l'opération rendue possible par quelque artifice.	$-0,15$
La somme.....	<u>$+1,34$</u>

doit être retranchée de la chaleur dégagée lorsqu'on opère avec le brome liquide, ce qui donne en définitive

$$\text{H gaz} + \text{Br solide} = \text{HBr gaz} \dots\dots\dots +7^{\text{Cal}},3$$

Le nombre $1,34$ est applicable à toutes les réactions du brome, lorsqu'on veut passer du brome liquide au brome solide; un atome ($\text{Br} = 80^{\text{gr}}$) de ce dernier dégageant $1^{\text{Cal}},34$ de moins qu'un atome de brome liquide, à la température ordinaire.

D'après ces résultats, l'écart thermique entre le brome gazeux et le brome solide sera égal à $5^{\text{Cal}},0$, dans les réactions où l'on compare ces deux états du même élément.

Si nous prenons comme point de départ le brome dissous dans l'eau, il suffira de savoir que $\text{Br}^2 = 160^{\text{gr}}$, en se dissolvant dans une grande quantité d'eau, dégage : $+1^{\text{Cal}},1$; soit $+0^{\text{Cal}},55$ pour un atome Br.

On aura donc

$$\text{H gaz} + \text{Br dissous dans l'eau} = \text{HBr dissous} \dots\dots\dots +28^{\text{Cal}},05$$

En général, la chaleur dégagée dans une réaction, exécutée au moyen du brome dissous dans l'eau, devra être accrue de $+0^{\text{Cal}},55$, si l'on veut passer par le calcul au brome liquide. L'écart sera de $+4^{\text{Cal}},25$, pour passer au brome gazeux.

Si le brome était dissous à l'avance dans une solution étendue de bromure de potassium, opération qui dégage $+0^{\text{Cal}},65$ pour un atome, $\text{Br} = 80^{\text{gr}}$, il faudrait ajouter cette dernière valeur au nombre observé pour passer au brome liquide; ou bien $+4^{\text{Cal}},35$ pour passer au brome gazeux. Quand la solution de bromure de potassium est plus concentrée, la chaleur de dissolution du brome devient plus considérable et, vers le maximum de concentration, elle peut s'élever jusqu'à $+3^{\text{Cal}},53$ pour Br^2 liquide, soit $+1^{\text{Cal}},8$ pour

Br = 80^{gr}. Dans d'autres dissolvants, les nombres sont différents et exigent des déterminations spéciales.

Enfin, si nous envisageons la formation de l'acide bromhydrique dissous en présence de petites quantités d'eau, ce qui arrive, par exemple, dans la combustion des composés organiques bromés, on devrait calculer cette formation en présence de la quantité même d'eau employée, c'est-à-dire retrancher, du nombre relatif à la formation opérée en présence d'une grande quantité d'eau,

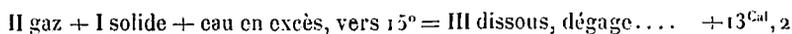


la chaleur dégagée par l'addition à la solution aqueuse concentrée nécessaire pour ramener cette solution à l'état dilué.

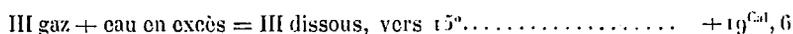
On voit que le calcul des chaleurs dégagées par un même corps, tel que le brome, sous ses divers états, peut être exécuté à partir d'une expérience faite pour un état bien connu; mais ce calcul exige la connaissance des chaleurs spécifiques sous ces différents états, ainsi que celle des chaleurs de fusion, de vaporisation, de dissolution, de dilution, etc.

Pour plus de généralité, il faudrait posséder les mêmes données pour l'hydrogène, si l'on voulait supposer cet élément solide, liquide ou dissous : mais, à l'exception de sa chaleur spécifique gazeuse, on ne les connaît pas; on en ignore notamment la chaleur de fusion, de vaporisation, de dissolution, etc. Il faudrait également posséder les données analogues pour l'acide bromhydrique, corps dont on ne connaît actuellement ni la chaleur spécifique gazeuse, ni les chaleurs de fusion, ou de vaporisation. La chaleur de dissolution de ce gaz par l'eau, au contraire, a été mesurée entre des limites très étendues : le nombre donné plus haut se rapporte à 200H²O et plus. Pour les liqueurs concentrées, il est plus faible : on en trouvera les valeurs dans le cours de ce Volume.

2° Cherchons à effectuer les mêmes calculs pour la formation de l'acide iodhydrique. D'après les données expérimentales :



Ramenons l'hydracide à la forme gazeuse.



Donc :



Pour passer à I gazeux, il faut connaître les chaleurs spécifiques moléculaires de cet élément dans l'état solide, soit +6^{Cal},9 pour

$I = 127^{\text{gr}}$, d'après Regnault; ainsi que dans l'état liquide et dans l'état gazeux. Ces deux dernières n'étant pas connues exactement, nous sommes conduits à les évaluer par analogie. Nous admettons les mêmes chiffres que pour le brome, soit $0,009$ pour l'état liquide et $0,0044$ dans l'état gazeux. Il faudrait savoir encore la chaleur de fusion et la chaleur de vaporisation de l'iode; ces dernières ayant été mesurées au moyen du calorimètre à mercure et par un procédé très peu exact, je crois préférable de les déduire des données similaires mesurées pour le brome, en admettant la même chaleur de fusion et une chaleur de volatilisation calculée d'après celle du brome, comme proportionnelle à la température absolue: relations approximatives qui se vérifient entre beaucoup de corps analogues. La chaleur de fusion moléculaire de l'iode serait dès lors 3^{cal} , 0 pour $I^2 = 254^{\text{gr}}$, et la chaleur de vaporisation moléculaire $\frac{7^{\text{cal}}, 000}{331} \times 449 = 9^{\text{cal}}, 5$.

Ceci admis, pour passer à l'iode gazeux à 15° :

On porte I solide de 15° à $113^{\circ}, 6$, ce qui absorbe	
$0,0069 \times 98,6 \dots\dots\dots$	$-0,68^{\text{cal}}$
On le fond, ce qui absorbe.....	$-1,50$
On porte l'iode liquide de $113^{\circ}, 6$ à 176° , ce qui absorbe $0,009 \times 64,2 \dots\dots\dots$	$-0,58$
Et on le vaporise, ce qui absorbe.....	$-1,75$
Total.....	$-7,51$

On amène alors l'iode à une pression assez faible pour qu'il puisse conserver l'état gazeux à 15° ; puis on le refroidit de 176° à 15° , ce qui dégage $0,0044 \times 161 = +0^{\text{cal}}, 71$. La somme définitive est $-6^{\text{cal}}, 8$.

On aurait dès lors pour la réaction, à 15° :



Si l'on supposait l'iode liquide, on aurait, d'après les mêmes données, vers 15° , une variation de $1^{\text{cal}}, 39$; d'où résulte :



En résumé, si l'on remplace par la pensée l'iode solide par l'iode liquide dans une réaction, vers 15° , la chaleur dégagée sera accrue de $+1^{\text{cal}}, 4$.

Si l'on remplace l'iode solide par l'iode gazeux, elle sera accrue de $+6^{\text{cal}}, 8$.

Passons à l'iode dissous. L'iode, en se dissolvant dans une solu-

tion étendue d'iodure de potassium, absorbe $-0^{\text{Cal}},13$, quantité qu'il faudrait ajouter pour passer à l'iode solide. Dans des solutions d'iodure alcalin très concentrées ce nombre s'élève à $-0,4$. Enfin la chaleur dégagée dans la formation de l'acide iodhydrique dissous varie, comme celle de l'acide bromhydrique, avec la concentration, c'est-à-dire avec la proportion d'eau, surtout si celle-ci est peu considérable.

3° Complétons ces indications en évaluant la formation du *gas chlorhydrique*, rapportée au chlore liquide et au chlore solide. Nous supposons les chaleurs spécifiques moléculaires de cet élément égales à celles du brome sous les mêmes états; sa chaleur de fusion (à -75°) égale; soit $-3^{\text{Cal}},00$ pour $\text{Cl}^2 = 71^{\text{gr}}$; enfin sa chaleur de volatilisation (à -33°), calculée d'après celle du brome, proportionnellement à la température absolue, soit

$$\frac{7000}{331} \times 240 = 5^{\text{Cal}},08$$

pour $\text{Cl}^2 = 71^{\text{gr}}$.

Ceci admis, pour passer de Cl gazeux à Cl solide :

On abaisse Cl gazeux de 15° à -33° , ce qui dégage	Cal
$0,044 \times 48$	$+0,21$
On le liquéfie	$+2,54$
On abaisse Cl liquide de -37° à -75° , ce qui dégage $0,009 \times 42$	$+0,38$
On le solidifie.....	$+1,50$
	$+4,63$
Puis on réchauffe le chlore supposé solide de -75° à $+15^{\circ}$, ce qui absorbe $-0,0069 \times 90$..	$-0,62$
	$+4,01$

De ces données résulterait, à 15° :

H + Cl solide = HCl gaz.....	$+18^{\text{Cal}},0$
H + Cl liquide = HCl gaz.....	$+19^{\text{Cal}},7$

En définitive, on a les nombres suivants, vers 15° :

H Cl gaz par H gaz + Cl gaz..	Cal $+22,0$	Cl liq..	Cal $+19,7^*$
Cl sol..	$+18,0^*$	Cl diss..	$+20,5$
H Br gaz par H gaz + Br gaz..	$+12,3$	Br liq..	$+ 8,6$
Br sol..	$+ 7,3$	Br diss..	$+ 8,0$
H I gaz par H gaz + I gaz...	$+ 0,4^*$	I liq...	$- 5,0^*$
I sol...	$- 6,4$	I diss..	$+ 6,3$

Les nombres dans le calcul desquels interviennent des données théoriques sont marqués ici d'un astérisque. D'une façon générale, les réactions étant exécutées au sein du calorimètre, à la température de 15°, et sous la pression normale, le chlore sera naturellement gazeux.

Dans toute réaction chimique où interviendra un atome ou équivalent de ce corps, $Cl = 35^{\text{gr}}, 5$:

Si on l'envisage comme liquide, il faudra retrancher des nombres trouvés pour chaque équivalent de chlore	Cal -2,3*
Si on l'envisage comme solide.....	-4,0*
Si on l'envisage comme dissous dans l'eau pure..	-1,5

Le brome étant naturellement liquide, dans toute réaction opérée au sein du calorimètre, vers 15°,

Si on l'envisage comme gazeux, il faudra ajouter aux nombres trouvés, pour chaque équivalent de brome	Cal +3,7
Si on l'envisage comme solide, il faut retrancher..	-1,3
Si on l'envisage comme dissous dans l'eau pure..	-0,55

L'iode étant naturellement solide, dans toute réaction opérée au sein du calorimètre,

Si on l'envisage comme liquide, il faudra ajouter aux nombres trouvés, pour chaque équivalent d'iode.....	Cal +1,4*
Si on l'envisage comme gazeux	+6,8*
Si on l'envisage comme diss., en solution étendue.	-0,1

On a cru utile de développer ces règles, parce qu'elles s'appliquent à tous les calculs analogues. Malheureusement, avec les autres éléments, dans la plupart des cas, on ne possède pas l'ensemble de données nécessaires pour exécuter rigoureusement de semblables calculs. On se borne alors, dans un calcul approximatif, à ajouter ou à retrancher les chaleurs de fusion et de vaporisation, mesurées dans les conditions ordinaires, sans tenir compte des différences entre les chaleurs spécifiques des corps sous leurs différents états, différences dont la valeur interviendrait pour tout ramener rigoureusement à la température ordinaire. Par exemple, si l'on part du brome gazeux, on ajoutera, à la chaleur de formation mesurée avec le brome liquide, simplement le nombre +3,5; au

lieu du chiffre véritable +3,7. Pour partir du brome solide, on retranchera —1,3; ce qui coïncide sensiblement avec le chiffre véritable.

Pour partir de l'iode liquide, on ajoutera +1,5, au lieu de +1,4; pour l'iode gazeux, ce sera +6^{cal},3, au lieu de +6,8.

On voit que le calcul approximatif donne des résultats suffisamment voisins du calcul exact; du moins toutes les fois que les températures de fusion et de vaporisation ne sont pas trop éloignées de la température ordinaire. Rappelons qu'au-dessus de 250°, aucune chaleur de vaporisation n'a été mesurée avec précision.

7. Chaleur de formation des sels, dans les divers états des corps.

— Nous allons examiner maintenant les calculs relatifs à un autre cas très général et très important. Je veux parler de la formation des sels, spécialement rapportée à l'état solide, état dans lequel la chaleur de formation est indépendante de toute influence accessoire, due au dissolvant; c'est-à-dire qu'elle fournit des termes plus certains pour la comparaison des forces relatives des acides et des bases. En outre, dans l'état solide, la chaleur spécifique moléculaire des corps composés est sensiblement égale à la somme de celles de leurs composants: ce qui rend la chaleur dégagée par les réactions indépendante des changements d'état et des températures, entre des limites très étendues.

Établissons d'abord quelques définitions.

Nous rapporterons la formation saline à la formule générale



RH étant un acide normal quelconque, monobasique, et MHO étant une base normale, ou hydroxyde métallique, monoacide.

L'acide, RH , peut être envisagé sous les quatre états: solide, liquide, gazeux, dissous.

La base, MHO , en Chimie minérale, peut exister sous les trois états, solide, liquide et dissous. Si l'on assimilait la formation éthérée à la formation saline, c'est-à-dire si l'on assimilait les alcools aux bases, on pourrait envisager, en outre, l'état gazeux.

Le sel, RM , en Chimie minérale, est en général solide, ou dissous, rarement liquide.

Enfin l'eau, H^2O , peut être solide, liquide, ou gazeuse.

En fait, les réactions effectuées dans le calorimètre se rapportent pour la plupart à l'état dissous. Au contraire, le type le plus important, celui qui se prête le mieux à la définition de la force

relative des acides, correspond à l'état solide des quatre corps envisagés, savoir : acide normal, base normale, sel anhydre et eau. Nous désignerons par S le nombre calorifique correspondant. Nous en donnerons tout à l'heure [p. 25, (7)] le calcul; mais commençons par examiner les phénomènes observés dans l'état dissous. Quoique les plus accessibles à l'expérience, ce sont les plus compliqués en théorie, parce qu'ils font intervenir l'influence physico-chimique du dissolvant, qui n'est pas inscrite dans la formule chimique proprement dite de la réaction.

8. *Chaleur de neutralisation.* — Formons donc les sels au moyen des acides et des bases alcalines dissous, le sel étant également dissous; la chaleur dégagée, dans cette condition, est ce que l'on appelle d'ordinaire la *chaleur de neutralisation*, N . Elle figure dans une colonne spéciale de nos Tableaux.

On admet le plus souvent qu'elle a été mesurée sur des dissolutions étendues : renfermant $200 \text{H}^2\text{O}$, par exemple, ou même davantage, dans le cas des corps peu solubles.

Dans ces conditions, N est sensiblement indépendant de la proportion d'eau. Il en serait autrement, si l'on opérait avec des liqueurs concentrées : les formules applicables à ce cas ont été données dans mon *Essai de Mécanique chimique*, t. I, p. 55.

N varie aussi avec la température, conformément à la formule générale de la page 8.

Soit c la chaleur spécifique ordinaire (rapportée à l'unité de poids) de la dissolution de l'acide (supposé monobasique), renfermant le poids m de cet acide normal, dissous dans $n \text{H}^2\text{O}$;

Soit c_1 la chaleur spécifique ordinaire de la dissolution basique, renfermant le poids moléculaire m_1 de la base normale (supposée monoacide), dissous dans $n_1 \text{H}^2\text{O}$.

Soit c_2 la chaleur spécifique ordinaire de la dissolution saline, renfermant un poids de sel égal à $(m + m_1 - 18)$, dissous dans

$$(n + n_1 + 1) \text{H}^2\text{O}.$$

La variation de N , pour une élévation de température $(T - t)$, sera exprimée par la formule suivante :

$$\left\{ \begin{aligned} & [(18n + m)c + (18n_1 + m_1)c_1] \\ & - [18(n + n_1 + 1) + (m + m_1 - 18)]c_2 \end{aligned} \right\} (T - t).$$

Si la base ou l'acide était solide, ou bien le sel précipité, il faudrait tenir compte de ces circonstances dans le calcul (voir *Essai de*

Mécanique chimique, t. I, p. 130). Entrons à cet égard dans de nouveaux détails.

9. *Sels précipités*. — En effet dans des cas très nombreux, tels que la réaction de l'acide fluorhydrique dissous sur la chaux dissoute, le sel formé est insoluble. La chaleur dégagée ne correspond plus alors à la valeur théorique de N ; car elle représente la somme de deux travaux, savoir : la neutralisation dans un système liquide, et la précipitation ou solidification d'une portion de ce système. On a cherché quelquefois à faire le départ de ces deux travaux, en admettant par analogie une chaleur de neutralisation fictive et en regardant la différence entre ce nombre et la chaleur observée comme une chaleur de dissolution, également fictive. Mais une semblable évaluation est évidemment erronée dans un grand nombre de circonstances : par exemple, lorsqu'un précipité amorphe, obtenu tout d'abord, éprouve des changements successifs, qui l'amènent soit à un nouvel état amorphe, soit à l'état cristallisé, avec de nouveaux dégagements de chaleur. C'est là ce qui arrive, en fait, à l'iodure d'argent, au bromure d'argent, aux carbonates de baryte, de strontiane, etc. L'évaluation est également erronée, lorsque le précipité obtenu tout d'abord fixe ensuite de l'eau, pour former des hydrates, hydrates qui en outre varient souvent dans leur composition, par l'effet de légers changements de température, ou de concentration.

De même encore, l'évaluation précédente n'a plus aucun rapport avec la réalité, lorsqu'un précipité initial, obtenu par double décomposition et formé par une base unique, se transforme rapidement, en engendrant un sel double, ou un sel basique; ce qui arrive, par exemple, à certains phosphates terreux et métalliques. En raison de ces circonstances, au lieu de chercher à ramener la formation du sel insoluble à une prétendue chaleur de neutralisation hypothétique, N , il est préférable de rendre, au contraire, la formation des sels solubles comparable à celle des sels insolubles anhydres, en y ajoutant (ou en retranchant suivant les cas), la chaleur de dissolution du sel soluble (supposé anhydre), prise en signe contraire. C'est ce que nous avons fait dans nos Tableaux des formations salines, la colonne des valeurs de N étant suivie d'une seconde colonne, où le sel est supposé séparé de l'eau.

10. *Hydrates salins solubles, insolubles, dissociables*. — Disons toutefois que ce procédé de comparaison est imparfait, parce qu'il

ne tient pas compte des combinaisons stables que certains sels anhydres et solubles forment avec l'eau, le chlorure de calcium, par exemple; hydrates stables qui subsistent, suivant toute probabilité, dans les dissolutions. Il ne tient pas non plus compte, en sens inverse, des sels insolubles, tels que les oxalates, qui entraînent avec eux de l'eau de cristallisation. Enfin à cet égard, il conviendrait de distinguer les hydrates dissociables à froid, qui perdent toute leur eau dans le vide, à la température ordinaire, — ces hydrates étant également dissociés en partie dans leurs dissolutions, — et les hydrates stables, qui retiennent, au contraire, leur eau de combinaison dans le vide, et qui subsistent également dans leurs dissolutions : la stabilité plus ou moins grande des hydrates dissous paraissant corrélative, ou plus exactement inverse, de la tension propre de vapeur de l'eau que renferment les mêmes hydrates cristallisés : cette loi résulte de mes observations.

Ces distinctions et ces considérations sont applicables à toute réaction envisagée, non seulement à la température ordinaire, mais à la température quelconque, à laquelle on peut chercher à la réaliser. Mais ce n'est pas ici le lieu d'entrer sur ce sujet dans de plus longs développements; si ce n'est pour montrer combien il est nécessaire de rapporter les réactions salines à des termes de comparaison précis, dans lesquels n'intervienne pas la considération variable et incertaine du dissolvant. Dans ces comparaisons, d'ailleurs, il convient d'abord d'envisager l'eau, H^2O , qui se produit, comme absolument séparée du sel; sauf à tenir ensuite, s'il y a lieu, un compte spécial des actions secondaires qu'elle pourrait exercer, par exemple en formant avec le sel des hydrates définis.

11. *Bases et acides insolubles.* — L'étude thermo-chimique des sels, par voie de dissolution, comprend encore d'autres cas très généraux, dont il est indispensable de dire quelques mots. Tel est celui des bases insolubles, terres et oxydes métalliques; ou bien encore celui des acides insolubles, si nombreux en Chimie organique. Il est clair que, même dans la formation des sels solubles, la *chaleur dite de neutralisation* n'a pas, dans le cas d'un acide insoluble, ou d'une base insoluble, la même signification que dans le cas des bases et des acides solubles.

Observons enfin que l'on passe des uns aux autres par degrés successifs : par exemple, depuis la baryte, la strontiane et la chaux, bases de moins en moins solubles, jusqu'à la magnésie, dont la solubilité, quoique réelle, est cependant trop faible pour se prêter à

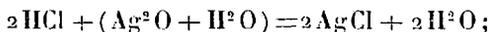
des mesures effectives. On ne saurait d'ailleurs, pas plus que dans le cas des sels insolubles, évaluer par analogie la chaleur de dissolution des oxydes métalliques, en raison de la multiplicité de leurs états moléculaires et des variétés de leurs hydrates.

Dans les Tableaux des chaleurs de neutralisation, et pour mieux marquer la généralité des réactions, on rapportera les bases insolubles à certains types hydratés, correspondant aux hydrates alcalins, tels que MgO, H^2O ; FeO, H^2O ; ZnO, H^2O ; $Al^2O^3, 3H^2O$, etc. Mais il convient de ne pas oublier que c'est là une convention provisoire, qui aurait besoin d'être établie, dans chaque cas particulier, par des preuves plus certaines.

En fait, la chaleur d'hydratation des oxydes bivalents va en diminuant, depuis la magnésie jusqu'aux oxydes de zinc et de plomb. Elle est à peu près nulle pour l'oxyde de plomb; et il arrive même que certains oxydes métalliques, tels que l'oxyde d'argent, ne paraissent pas former d'hydrates stables.

12. *Oxydes et bases anhydres.* — Dans les cas de ce genre, si l'on veut conserver la symétrie des formules, il est nécessaire d'écrire l'oxyde et l'eau séparément : $Ag^2O + H^2O$, et d'envisager :

Soit la réaction d'un semblable système sur deux équivalents d'un acide monobasique

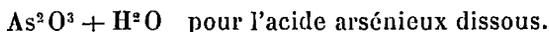
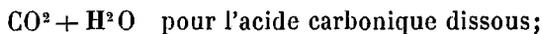


soit encore la réaction normale d'un équivalent d'acide monobasique sur une demi-molécule d'oxyde anhydre



Cela vaut mieux que d'écrire un prétendu hydroxyde, $AgHO$, qui n'existe pas. Mais, dans ces cas, il est évident que la chaleur de neutralisation représente la somme de plusieurs effets ou travaux distincts.

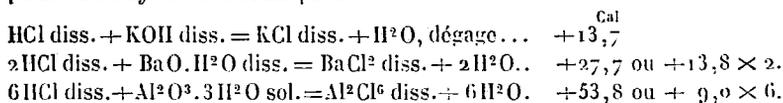
Certains acides donnent lieu à une remarque analogue : ce sont des acides polybasiques, tels que l'acide carbonique et l'acide arsénieux, par exemple. Ces acides sont connus seulement à l'état d'anhydrides. Dès lors, la formule typique, telle que CO^2H^2 , pour l'acide carbonique, $As^2O^3H^2$ pour l'acide arsénieux, est purement fictive. En fait, il convient d'écrire :



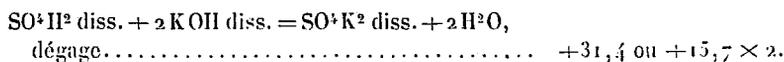
La chaleur de neutralisation ordinaire représente alors la somme de deux effets différents. La théorie des anhydrides proprement dits et celle des *lactones* ou *olides* donnent lieu à cet égard à des considérations spéciales, en Chimie organique.

13. Les *corps polyatomiques* exigent de nouvelles remarques, pour définir nettement les notations correspondant aux quantités de chaleur développées dans les formations salines.

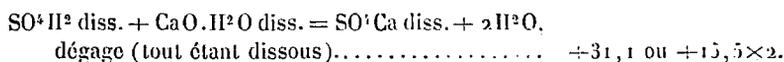
Ainsi, une molécule des oxydes des métaux diatomiques répond à deux molécules des oxydes monoatomiques; dès lors, il sera nécessaire de doubler le nombre de molécules des acides monobasiques qui s'y combinent. Une complication plus grande se produit pour les oxydes triatomiques.



La même remarque, en sens inverse, est applicable aux acides bibasiques (ou tribasiques) combinés avec les bases monoacides :



Mais la formule se simplifie avec les bases diatomiques :



14. *Chaleur de formation des sels, rapportée à l'état solide* (en dehors de l'état de dissolution). — La chaleur de formation des sels, si l'on veut en tirer des notions plus exactes, doit être examinée en dehors de l'état de dissolution, c'est-à-dire indépendamment du dissolvant, que les formules chimiques ordinaires n'inscrivent point. Reportons-nous à la formule fondamentale

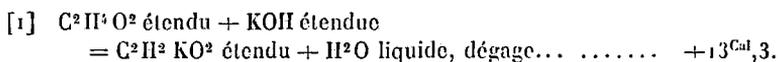


Voyons comment on calculera le phénomène chimique qu'elle exprime, en tenant compte des conditions multiples qui peuvent y être réalisées. Envisageons donc un acide, tel que l'acide acétique, susceptible d'exister sous les quatre états : solide, liquide, dissous, gazeux.

Ce que l'on mesure d'abord, c'est la chaleur dégagée par la réaction de l'acide acétique dissous sur une dissolution étendue d'une

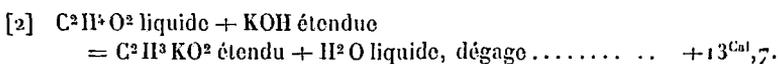
base soluble, telle que la potasse, avec formation d'acétate dissous.

La quantité N ainsi mesurée, vers 15°, est la suivante :



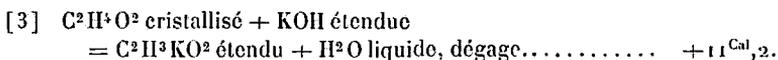
Supposons que nous voulions rapporter l'expérience à l'acide acétique pur.

Si ce corps est liquide, sa chaleur de dissolution devra être mesurée directement. En présence de la quantité d'eau convenable, vers 15°, elle dégage +0,40. Dès lors



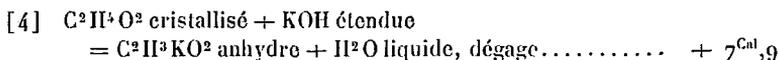
Cette réaction se rapporte d'ailleurs à un état réel de l'acide acétique, ce corps pouvant être maintenu à l'état liquide à 15°, par surfusion.

Rapportons la réaction à l'acide acétique solide, état réellement affecté par ce corps à 15°, dans les conditions normales : il conviendra de retrancher la chaleur de solidification de cet acide, à la même température, soit : $-2^{\text{Cal}},5$.

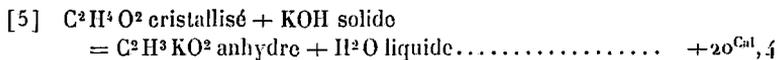


Supposons maintenant que nous calculions la réaction pour l'acétate de potasse solide.

Ce sel, en se dissolvant dans une grande quantité d'eau, dégage $+3^{\text{Cal}},3$; par conséquent, sa séparation à l'état solide, absorbera $-3^{\text{Cal}},3$: ce qui donne la chaleur de formation



Soit maintenant la neutralisation supposée effectuée avec la base séparée de l'eau, c'est-à-dire si nous opérons avec la potasse solide KOH; il faudra ajouter, au contraire, la chaleur dégagée par la dissolution de la potasse, dans une grande quantité d'eau, à la même température, soit : $+12^{\text{Cal}},5$; ce qui fait pour la réaction



Dans ce calcul on admet que l'eau, H^2O , et le sel, $\text{C}^2\text{H}^3\text{KO}^2$, restent séparés.

Pour achever de tout ramener à l'état solide, il faut ajouter encore la chaleur de solidification de l'eau, égale au signe près à sa chaleur de fusion. Mais ici se présente une difficulté: tandis que toutes les données mesurées se rapportent à la même température, 15°, la chaleur de fusion de l'eau a été déterminée à 0°, soit +1^{cal},43 pour H²O. Si l'on voulait la rapporter par le calcul à 15°, c'est-à-dire évaluer l'inconnue X, il faudrait tenir compte des chaleurs spécifiques. On supposera que l'on fait absorber de la chaleur par l'eau solide, portée par hypothèse, sans changement d'état, de 0° à 15°, soit : 0,009 × 15; que l'on fond ensuite l'eau à 15°, ce qui absorbe X; puis on ajoute la chaleur dégagée par l'eau liquide, ramenée de 15° à 0°, soit 0,018 × 15. On aura donc :

$$-1,43 = -0,009 \times 15 - X + 0,018 \times 15;$$

d'où

$$X = +1,43 - 0,135 = -1,295; \text{ soit } -1,3 \text{ en nombre rond.}$$

Ainsi, en définitive,



Cet exemple montre comment on peut tenir un compte exact de l'état solide des corps liquides. Mais les chaleurs spécifiques, sous les deux états solide et liquide, ne sont connues que pour un petit nombre de corps. Aussi, dans la pratique, se borne-t-on à tenir compte de la chaleur de fusion des corps, sans faire intervenir la correction exigée par la variation de cette quantité, sous l'influence de la température. On aura dès lors, en général :

S étant la chaleur de formation d'un sel rapportée à l'état solide;

D étant la chaleur de dissolution de l'acide solide;

D₁ celle de la base;

D' celle du sel anhydre;

N la chaleur de neutralisation proprement dite (tous corps dissous);

F la chaleur de solidification de l'eau,

$$[7] \quad S = N + D + D_1 + F - D'.$$

On voit que le calcul de S exige la connaissance de cinq données numériques. Elle est indépendante de la température, dans les mêmes limites que l'état solide des corps (*Essai de Méc. chim.*, t. I, p. 120).

Cette quantité S est capitale, parce qu'elle représente le véritable terme de comparaison de la force relative des acides.

L'évaluation de S peut se faire pour le plus grand nombre des acides en Chimie organique ; elle offre même cet avantage qu'elle est applicable à une multitude d'acides insolubles, ou presque insolubles dans l'eau, qui forment, avec les bases alcalines, des sels solubles, et dont la chaleur de neutralisation ordinaire, N , ne saurait être mesurée.

Quant aux types de réactions exprimés par les équations (1), (2), (3), (4), (5), chacun d'eux se rapporte à un certain nombre de cas réels, seuls réalisables en pratique avec certains acides, bases, sels, insolubles, ou très peu solubles.

15. *États correspondants. — État gazeux.* — Cependant il existe un certain nombre d'acides, et même d'acides importants, gazeux ou liquides, dont la chaleur de formation dans l'état solide n'a pu être mesurée. De là l'utilité d'établir quelques autres termes spéciaux de comparaison. Pour y arriver, il suffit d'envisager, dans notre équation génératrice



deux termes correspondants, comme affectant le même état physique. Soit, par exemple, la formation des chlorures ; on ne connaît ni la chaleur de liquéfaction, ni la chaleur de fusion de l'acide chlorhydrique ; ni, *a fortiori*, les chaleurs spécifiques de ce corps dans l'état liquide ou solide, valeurs nécessaires pour pouvoir le supposer ramené à de tels états, à la température ordinaire ; dès lors, la valeur fondamentale, S , ne peut être calculée pour les chlorures.

Dans ce cas, on compare les réactions, en supposant que deux composés corrélatifs, l'hydracide et l'eau, affectent l'état gazeux : ce qui revient à ajouter à la chaleur de formation du sel supposé solide, la différence entre la chaleur de dissolution du gaz chlorhydrique, soit $+17^{\text{cal}},4$, et la chaleur de condensation de l'eau gazeuse, à la température de 15° , soit $+10^{\text{cal}},7$. On aura, dès lors, pour les chlorures,

$$S = N + D_1 - D' + 6^{\text{cal}},7.$$

Pour les bromures, il faudra remplacer $+6,7$ par $+9,3$.

Pour les iodures, il faudra remplacer $+6,7$ par $+8,9$.

Pour les fluorures, il faudra remplacer + 6,7 par + 1,1.

Ces chiffres pourront servir à comparer la chaleur de formation des sels haloïdes avec celle des azotates, des acétates, etc., en envisageant dans le calcul les acides azotique, acétique, etc. comme gazeux.

État liquide. — Dans le cas où un acide pur est connu seulement dans l'état liquide, ou bien si sa chaleur de formation n'a été examinée que dans cet état, sa chaleur de fusion étant inconnue, on pourra rapporter la formation du sel solide à l'acide liquide et à l'eau liquide : ce qui revient à ajouter simplement, à la chaleur de formation du sel solide, la chaleur de dissolution de l'acide liquide

$$S_2 = N + D (\text{acide liquide}) + D_1 - D'.$$

C'est ce que l'on a fait pour les acides propionique, butyrique, etc. Mais ce mode de comparaison est moins bon, à cause des variations rapides de la chaleur spécifique des corps liquides avec la température.

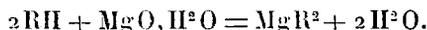
16. *Sels ammoniacaux.* — Quelques cas spéciaux doivent encore être signalés. Telle est la chaleur de formation des sels ammoniacaux



Ici il n'y a pas formation d'eau, H^2O .

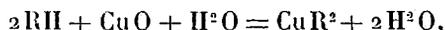
Nous calculerons cette chaleur de formation en l'absence de l'eau, en supposant l'acide et le sel solide, et l'ammoniaque gazeuse.

17. *Sels des oxydes métalliques.* — Soit encore la chaleur de formation des sels dérivés des oxydes métalliques



Ici la formule S se simplifie, la valeur N étant nécessairement mesurée avec la base insoluble; ce qui revient à poser $D_1 = 0$ dans la formule.

Si l'oxyde est anhydre, tel que l'oxyde de cuivre noir,



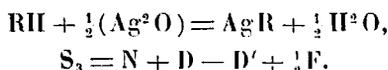
l'eau devra être regardée comme solide dans le premier membre; ce qui revient à envisager dans le second membre seulement la solidification de H^2O , au lieu de $2\text{H}^2\text{O}$.

De même pour l'oxyde d'argent, si l'on rapporte la formation de

ses sels à la formule



la réaction, rapportée au poids moléculaire du sel, se réduira, dans le calcul, à



Des remarques semblables doivent être faites pour les anhydrides. Soit un anhydride solide, tel que l'acide arsénieux



il faudra tenir compte seulement de la chaleur de fusion d'une seule molécule d'eau dans le second membre.

Soit encore un anhydride gazeux, tel que l'acide carbonique



On peut supposer l'eau gazeuse, dans les calculs de comparaisons; mais il faut tenir compte seulement de la chaleur de vaporisation d'une seule molécule d'eau, soit $-10^{\text{cal}}, 7$ (à 15°). La chaleur de dissolution de CO^2 dans l'eau étant égale à $+5^{\text{cal}}, 6$, on aura, dans ce cas,

$$S_3 = N + D_1(\text{base}) - D'(\text{sel}) - 5, 1.$$

18. *Union des anhydrides acides et basiques.* — Ici se présente une nouvelle représentation générale des sels. En effet, les sels oxygénés peuvent être envisagés comme formés par l'union de deux anhydrides, correspondant l'un à l'acide, l'autre à la base. Cette formation est facile à calculer, au point de vue thermique :

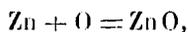
$$S' = N + D + D_1 - D',$$

D et D_1 étant la chaleur de dissolution des anhydrides. Ceux-ci peuvent d'ailleurs être envisagés dans les comparaisons sous l'un des trois états, solide, liquide, gazeux.

§ 4. — Chaleurs de combustion.

1. On désigne par ce mot la quantité de chaleur dégagée dans l'oxydation vive des corps simples ou composés, au moyen de l'oxygène libre. Cette quantité joue un rôle important dans les applications industrielles, aussi bien que dans les recherches théoriques.

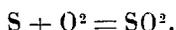
Quand il s'agit d'un élément susceptible d'un seul degré d'oxydation, tel que le zinc ou le magnésium,



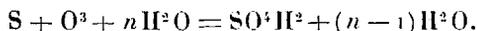
la définition de la chaleur de combustion se confond avec celle de la chaleur d'oxydation. C'est, en effet, sous cette forme directe qu'ont été exécutées les premières expériences relatives à l'oxydation des métaux, celles de Dulong; les principes thermochimiques n'étant pas assez assurés à cette époque pour qu'on osât se fier aux déterminations indirectes.

2. Dans le cas où il existe deux degrés d'oxydation, comme pour l'étain, on mesurait successivement l'oxydation totale du métal, qui forme le bioxyde, et celle du protoxyde, qui aboutit au même terme.

3. La signification de la chaleur de combustion expérimentale est plus compliquée, dans les cas analogues au soufre. En effet, l'oxydation directe du soufre fournit, comme on sait, de l'acide sulfureux gazeux

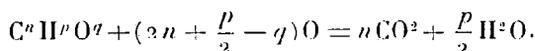


Mais cet acide est mélangé, dans tous les cas, avec une dose plus ou moins forte d'acide sulfurique anhydre, SO^3 . En outre, si l'on opère avec un gaz humide, ou bien en présence de l'eau, on obtient une certaine dose d'acide sulfurique hydraté



Dès lors, la chaleur de combustion du soufre, déterminée directement, ne fournit pas de résultat bien exact. Pour la définir rigoureusement, il convient de la rapporter à ses termes extrêmes, en supposant qu'elle aboutit en totalité au gaz sulfureux, ou à l'acide sulfurique étendu.

4. C'est surtout la chaleur de combustion des composés organiques qui offre une importance exceptionnelle. Étant donné un composé formé de carbone et d'hydrogène, ou de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, sa combustion totale par l'oxygène libre donne naissance à de l'acide carbonique et à l'eau,



Sous la pression ordinaire, cette combustion n'est jamais complète; une certaine dose de carbone demeurant à l'état d'oxyde de carbone, ou de composés hydrogénés.

5. Mais si l'on opère avec un excès d'oxygène comprimé, à 25 atmosphères par exemple, dans la bombe calorimétrique, la combustion répond rigoureusement à l'équation précédente. On obtient ainsi ce que l'on appelle la *chaleur de combustion à volume constant*, à la température T, soit Q_{T_v} . On passe de là à la *chaleur de combustion à pression constante*, à la même température, soit Q_{T_p} , qui est la donnée ordinaire, par la formule suivante (voir p. 8),

$$Q_{T_p} = Q_{T_v} + 0,5424(n - n') + 0,002(n - n')T,$$

n, n' étant les nombres respectifs qui représentent les unités de volume moléculaire des composants et des composés, dans l'équation ci-dessus.

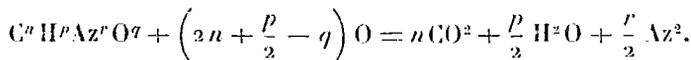
6. Si le corps brûlé est liquide ou solide, on peut en négliger le volume, ainsi que celui de l'eau formée. Dans ce cas, la valeur de $n - n'$ se réduit à

$$\frac{2n + \frac{1}{2}p - q}{2} - n = \frac{\frac{1}{2}p - q}{2}.$$

Si le corps brûlé affecte l'état gazeux, on aura

$$1 + \frac{\frac{1}{2}p - q}{2}.$$

7. Dans le cas d'un composé azoté, les formules sont les mêmes, à cela près qu'il faut tenir compte du volume de l'azote mis en liberté :



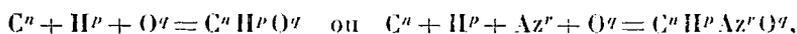
La correction, c'est-à-dire la différence entre les deux valeurs des chaleurs de combustion, pour un composé azoté gazeux, sera dès lors

$$1 + \frac{\frac{1}{2}p - q - r}{2}$$

et, pour un composé azoté liquide ou solide,

$$\frac{\frac{1}{2}p - q - r}{2}.$$

8. La chaleur de combustion d'un composé organique étant connue, on en déduit sa *chaleur de formation par les éléments*, qui est la donnée fondamentale de toute étude thermochimique. En effet, la chaleur de formation d'un tel composé par les éléments, sous la pression ordinaire,



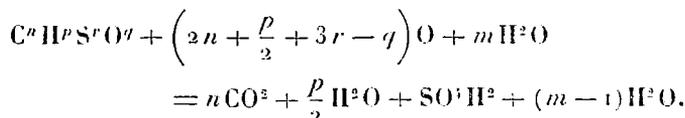
est la différence entre la chaleur de combustion du carbone et de l'hydrogène constitutifs et la chaleur de combustion du composé ; soit pour les composés ci-dessus

$$\left(94,3n + 69 \frac{p}{2} \right) - Q_{T_p}.$$

Cette formule s'applique à tout composé de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et d'azote.

9. Si le composé renferme du soufre, sa combustion, dans les conditions ordinaires, ne fournit que des résultats mal définis : une portion du soufre formant de l'acide sulfureux, tandis qu'une autre portion, qui varie avec la durée de l'expérience, produit de l'acide sulfurique, lequel en outre s'hydrate, à un degré variable, aux dépens de l'eau fournie par la combustion de l'hydrogène.

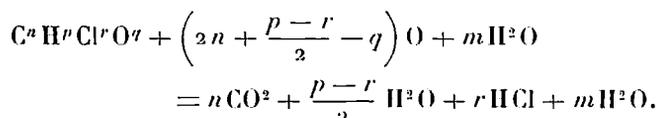
Or, en opérant dans l'oxygène comprimé au sein de la bombe calorimétrique, et avec addition d'une quantité d'eau convenable, l'expérience prouve que les produits sulfurés se réduisent à un seul, l'acide sulfurique étendu



La chaleur de combustion est ainsi définie d'une façon rigoureuse, ainsi que la chaleur de formation par les éléments. Mais l'évaluation de celle-ci serait sujette à de grandes incertitudes, si tout le soufre n'était pas changé en acide sulfurique étendu.

10. Les composés organiques chlorés donnent lieu également à quelques observations. Si on les brûle par l'oxygène libre, on obtient toujours du chlore libre, par suite d'un certain partage de l'hydrogène entre l'oxygène et le chlore. Cette dose de chlore libre varie avec la durée de l'expérience. En outre, l'acide chlorhydrique formé demeure en partie gazeux et s'unit en partie avec l'eau,

de façon à constituer une combinaison aqueuse, saturée de gaz et mal définie. Pour éviter ces inconvénients, on opère dans la bombe calorimétrique, en présence d'une quantité d'eau suffisante, qui renferme une certaine dose d'acide arsénieux dissous; de façon à ramener tout le chlore à l'état d'acide chlorhydrique étendu. On obtient ainsi, après les calculs convenables, la chaleur dégagée par la réaction suivante



La chaleur de combustion est définie par là d'une manière rigoureuse: ce qui permet de calculer la chaleur de formation par les éléments.

11. Si l'on brûle un composé organique renfermant un métal, deux cas peuvent se présenter. Ou bien l'oxyde du métal n'est pas susceptible de demeurer combiné à l'acide carbonique; dans ce cas le calcul ne donne lieu à aucune complication. Ou bien l'oxyde demeure uni à l'acide carbonique, comme pour le picrate de potasse, par exemple. Dans ce dernier cas, on calcule la chaleur de combustion, en admettant que l'alcali se trouve entièrement à l'état de carbonate, ou même de bicarbonate, s'il s'agit d'un sel de potasse, et s'il se forme une dose d'eau notable. Si le carbonate était en partie décomposé dans le calorimètre, il faudrait tenir compte de cette circonstance, par des analyses spéciales des produits de la réaction. De même, si la dose d'eau formée était assez grande pour les dissoudre.

§ 5. — Usage des Tableaux pour le calcul des réactions.

1. Les quantités de chaleurs dégagées par la combinaison des éléments chimiques formant les composés binaires, ternaires, etc., sont ainsi définies et, en général, déduits entièrement de données expérimentales. Cependant, dans un très petit nombre de cas, on a dû compléter celles-ci d'après les analogies: on a pris soin de désigner ces cas par un astérisque (*).

La quantité de chaleur dégagée dans une réaction quelconque peut se calculer aisément, lorsque l'on connaît la chaleur dégagée

par la formation, depuis les éléments, de chacun des corps composés qui entrent dans la réaction, soit comme matériaux, soit comme produits. Il suffit de faire la somme des chaleurs de formation des matériaux et de la comparer à la somme des chaleurs de formation des produits : la différence entre ces deux sommes représente la chaleur dégagée dans la réaction même.

2. Soit, par exemple, la combustion de la poudre noire avec excès de salpêtre :



Les matériaux sont ici : l'azotate de potasse, le soufre et le carbone; les produits sont : le sulfate de potasse, le carbonate de potasse, l'acide carbonique et l'azote.

Or, la formation des matériaux depuis les éléments

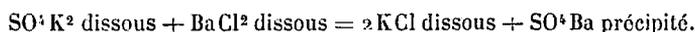
Azotate, $10(\text{Az} + \text{O}^3 + \text{K}) = 10\text{AzO}^3\text{K}$, dégage :	+ 119,0 × 10 = 1190,0 ^{Cal}
Soufre	0
Carbone amorphe	0
Somme.....	+ 1190,0

D'autre part, la formation des produits depuis les éléments

$3(\text{S} + \text{O}^2 + \text{K}^2) = 3\text{SO}^4\text{K}^2$:	+ 344,2 × 3 = 1032,6 ^{Cal}
$2(\text{C} \text{ amorphe} + \text{O}^2 + \text{K}^2) = 2\text{CO}^3\text{K}^2$:	+ 282,4 × 2 = 564,8
$6(\text{C} \text{ amorphe} + \text{O}^2) = 6\text{CO}^2$:	+ 97,6 × 6 = 585,6
Somme.....	+ 2183,0
+ 2183,0 — 1190,0 = + 993 ^{Cal} ,0.	

Le nombre + 993^{Cal},0 représente la chaleur dégagée dans la combustion de la poudre avec excès de nitre. Ce nombre se rapporte aux poids moléculaires, c'est-à-dire à 1202^{gr}. Pour 1^{gr}, ce serait 0^{Cal},8262, ou 826^{cal},2 ordinaires.

3. Le calcul peut être simplifié, si les matériaux et les produits sont formés au moyen des mêmes composés. Soit, par exemple, la réaction entre le sulfate de potasse dissous et le chlorure de baryum dissous, réaction qui produit du sulfate de baryte précipité et du chlorure de potassium dissous :



A première vue, il semble qu'il faille connaître la chaleur dégagée : d'une part, dans les combinaisons du baryum avec le

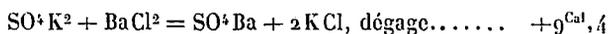
chlore, du potassium avec le chlore; et, d'autre part, dans les combinaisons respectives du soufre, de l'oxygène et du baryum, du soufre, de l'oxygène et du potassium. La connaissance de ces quatre quantités permettrait en effet le calcul; mais celles qui concernent le baryum n'ont pas encore été déterminées. Cependant on peut y suppléer avec toute rigueur, en observant qu'il suffit de connaître la différence entre les chaleurs de formation du sulfate de potasse et du chlorure de potassium, d'une part; entre celles du sulfate de baryte et du chlorure de baryum, d'autre part. Or, ces différences sont faciles à déterminer, si l'on sait la chaleur dégagée par l'union respective des acides sulfurique et chlorhydrique étendus avec la potasse et la baryte étendues :

SO^4H^2 étendu + BaO étendu = SO^4Ba^2 précipité + H^2O , dégage.	+ 36,8 ^{Cal}
SO^4H^2 étendu + 2 KOH étendu = SO^4K^2 dissous + H^2O , dégage..	+ 31,4
Différence	+ 5,4
$2(\text{HCl}$ étendu + KOH étendue = KCl étendu + H^2O).....	+ 27,4
$2(\text{HCl}$ étendu + BaO étendue = BaCl étendu + H^2O).....	+ 27,7
Différence.....	- 0,3

La chaleur dégagée par la réaction entre les corps dissous sera, en définitive,

$$+ 5,4 - 0,3 = + 5,1.$$

On passe de là facilement à la chaleur qui serait dégagée par la même réaction, supposée réalisée entre les corps purs et séparés de l'eau, tels que



4. On voit par cet exemple comment il est nécessaire et suffisant de connaître *la chaleur dégagée par la réaction réciproque de certains groupes de corps composés*, toutes les fois que la chaleur de formation de ceux-ci, à partir des éléments, n'a pas été déterminée. Tels sont les sels, formés au moyen des acides et des bases; les hydrates, formés au moyen de l'eau et des corps anhydres; les éthers, formés au moyen des acides et des carbures d'hydrogène, ou des alcools; les amides, formés au moyen des sels ammoniacaux; les corps polymères, au moyen des monomères; les aldéhydes, les acides, au moyen des carbures ou des alcools, etc.

§ 5. — Citations.

OUVRAGES. — Les Ouvrages et Recueils scientifiques cités le plus fréquemment sont désignés par les abréviations suivantes :

Méc. chim. = *Essai de Mécanique chimique*, par M. BERTHELOT, 2 Vol. in-8°; 1879.

F. expl. = *Force des matières explosives*, par M. BERTHELOT, 2 Vol. in-8°, 1883.

Tr. cal. = *Traité pratique de Calorimétrie chimique*, par M. BERTHELOT, 1 Vol.; 1893.

Th. U. = *Thermochemische Untersuchungen*, par J. THOMSEN, 4 Vol. in-8°; 1882-1886.

A. = *Annales de Chimie et de Physique*. — A. [6] XXI, 357 signifie *Annales*, 6^e série, Tome XXI, page 357.

C. R. = *Comptes rendus de l'Académie des Sciences de Paris*, les Tomes indiqués en chiffres romains, les pages en chiffres arabes.

B. Soc. Ch. = *Bulletin de la Société chimique de Paris*, avec indications de série, Volume et page.

Pogg. A. }
Wied. A. } *Annalen der Physik*.

J. pr. Ch. = *Journal für praktische Chemie*.

Ber. = *Berichte* de la Société chimique de Berlin.

Z. ph. Ch. = *Zeitschrift für physikalische Chemie*.

Jahr. = *Jahresbericht* de Chimie de Liebig et successivement, jusqu'à Fittica.

Ch. Soc. = *Journal de la Société chimique de Londres*.

AUTEURS. — Dans les pages qui suivent, on a désigné le nom des auteurs des expériences par leur initiales, savoir :

A. = Andrews; An. = André; B. = Berthelot; Ch. = Chrouschoff; D. = Du-long; Dt. = Ditte; Dv. = Deville; F. = Favre; Fab. = Fabre; Fo. = de Forcrand; Gh. = Graham; Gu. = Guntz; Hf. = Hautefeuille; Jo. = Joannis; K. = Kopp; L. = Louguinine; Mt. = Mitscherlich; Mar. = de Marignac; Mat. = Maignon; Og. = Ogier; P. = Person; Pt. = Petit; Pett. = Pettersen; Pf. = Pfaunder; Pick. = Pickering; R. = Regnault; Rec. = Recoura; S. = Silbermann; Sab. = Sabatier; Sar. = Sarrau; St. = Stohmann; T. = Thomsen; Tr. = Troost; Ts. = Tscheltzow; Vi. = Violle; Vio. = Vieille; Wr. = Werner.

§ 6. — Poids atomiques adoptés pour les corps simples.

NOMS.	SYMBOLE.	POIDS atomique.	VALENCE.	NOMS.	SYMBOLE.	POIDS atomique.	VALENCE.
Argent.....	Ag	107,9	1	Molybdène ...	Mo	96	2
Aluminium ...	Al	27	3	Azote.....	N	14	3
Arsenic.....	As	75	3	Sodium.....	Na	23	1
Or.....	Au	197	1	Niobium.....	Nb	94	...
Bore.....	B	11	3	Nickel.....	Ni	58,8	2
Baryum.....	Ba	137,1	2	Oxygène.....	O	16	2
Glucinium....	Be	9,1	2	Osmium.....	Os	195	...
Bismuth.....	Bi	208	3	Phosphore....	P	31	3
Brome.....	Br	80	1	Plomb.....	Pb	206,9	2
Carbone.....	C	12	4	Palladium....	Pd	106,5	2
Calcium.....	Ca	40	2	Platine.....	Pt	194,9	2
Cadmium.....	Cd	112	2	Rhodium.....	Rh	104	2
Cérium.....	Ce	141,5	2	Rubidium....	Rub	85,4	1
Chlore.....	Cl	35,5	1	Ruthénium...	Ru	104	2
Cobalt.....	Co	58,7	2	Soufre.....	S	32	3
Chrome.....	Cr	52,1	2	Antimoine....	Sb	120	2
Césium.....	Cs	133	1	Scandium....	Sc	44	2
Cuivre.....	Cu	63,3	2	Sélénium....	Se	79	2
Didyme.....	Di	142,1	3	Silicium.....	Si	28	4
Erbium.....	Er	166	2	Étain.....	Sn	118,1	4
Fluor.....	F	19	1	Strontium....	Sr	87,5	2
Fer.....	Fe	56	2	Tantale.....	Ta	182,8	...
Gallium.....	Ga	70	3	Tellure.....	Te	127	2
Hydrogène...	H	1	1	Thorium.....	Th	232	2
Mercure.....	Hg	200	2	Titane.....	Ti	48,1	4
Iode.....	I	126,9	1	Thallium....	Tl	204	1
Indium.....	In	113,7	3	Uranium.....	U	240	2
Iridium.....	Ir	193	2	Vanadium....	V	51,3	2
Potassium....	K	39,1	1	Tungstène...	W	184	2
Lanthane....	La	138	3	Ytterbium...	Y	173	3
Lithium.....	Li	7	1	Yttrium.....	Yb	89	3
Magnésium...	Mg	24	2	Zinc.....	Zn	65	2
Manganèse...	Mn	55	2	Zirconium...	Zr	90,5	4

§ 7. — Quelques données fondamentales employées dans les calculs,
vers la température de +15°C.

	Cal
$\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$ liquide.....	+69,0
H^2O gaz.....	+58,3
H^2O solide.....	+70,3
$\text{H}^2\text{O} + \text{O} + \text{Eau} = \text{H}^2\text{O}^2$ dissoute.....	-21,7
$\text{H} + \text{Cl} = \text{HCl}$ gaz.....	+22,0
HCl dissous.....	+39,4
$\text{H} + \text{Br}$ liquide = HBr gaz.....	+ 8,6
HBr dissous.....	+28,6
$\text{H} + \text{Br}$ gaz = HBr gaz.....	+12,3

Br liquide dégageant dans une réaction : B^{Cal} ; Br dissous dégage : $\text{B} - 0,55$; Br gaz : $\text{B} + 3,7$; Br solide : $\text{B} - 1,3$.

	Cal
$\text{H} + \text{I}$ solide = HI gaz, absorbe.....	- 6,4
HI dissous.....	+13,2
$\text{H} + \text{I}$ gaz = HI gaz.....	+ 0,4

I solide dégageant dans une réaction : C^{Cal} ; I dissous (dans KI étendu) : $\text{C} + 0,1$; I liquide : $\text{C} + 1,4$; I gaz : $\text{C} + 6,8$.

	Cal
$\text{H} + \text{F} = \text{HF}$ gaz.....	+33,5
H^2F liquide.....	+45,7
HF dissous.....	+50,3
$\text{H}^2 + \text{S}$ (octaédrique) = H^2S gaz.....	+ 4,8
H^2S dissous.....	+ 9,5
$\text{H}^3 + \text{Az} = \text{AzH}^3$ gaz.....	+12,2
AzH^3 dissoute.....	+21,0
AzH^3 liquide.....	+16,6
$\text{Az} + \text{O}^3 + \text{H} = \text{AzO}^3\text{H}$ liquide....	+41,6
AzO^3H dissous.....	+48,8
AzO^3H solide.....	+42,2
AzO^3H gaz.....	+34,4
$\text{Cl} + \text{O} + \text{H} + \text{eau} = \text{ClOH}$ dissous.....	+31,65
$\text{Cl} + \text{O}^3 + \text{H} + \text{eau} = \text{ClO}^3\text{H}$ dissous.....	+22,0
$\text{Cl} + \text{O}^4 + \text{H} + \text{eau} = \text{ClO}^4\text{H}$ dissous.....	+39,1

S (oct.) + O ² = SO ² gaz.....	+ 69,3	Cal	liq... + 74,7	Cal	dissous... + 77,6
S (oct.) + O ³ = SO ³ gaz.....	+ 91,9		sol... + 103,7		dissous... + 141,6
S (oct.) + O ² + H ² = SO ² H ² solide.	+ 193,1		liq... + 192,2		dissous... + 210,1
P + O ² + H ² = PO ² H ² diss.....	+ 306,7				
C (diamant) + O = CO.....	+ 26,1				
C (diamant) + O ² = CO ² gaz.....	+ 94,3		diss.. + 99,9		
C (amorphe) + O ² = CO ² gaz.....	+ 97,6				
K + O + H = KOH solide.....	+ 104,6		diss.. + 117,1		
Na + O + H = NaOH solide.....	+ 102,7		diss.. + 112,7		
				Cal	
KOH + eau. Dissolution.....				+ 12,5	
NaOH.....				+ 9,8	
LiOH.....				+ 5,8	
CaO.H ² O.....				+ 3,0	
SrO.H ² O.....				+ 10,1	
BaO.H ² O.....				+ 10,3	



LIVRE I.

MÉTALLOÏDES.

PREMIÈRE DIVISION.

COMPOSÉS HYDROGÉNÉS.

CHAPITRE I.

HYDROGÈNE ET OXYGÈNE.

Première section. — HYDROGÈNE.

Poids atomique ou équivalent : $H = 1$. Gaz. Monovalent.

Poids moléculaire : $H^2 = 2^{\text{gr}}$.

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante (entre 0° et 200°) : 6,82 (R. Wie).

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 4,8.

Cette valeur est applicable jusque vers 1600° .

Au-dessus de cette température, la *chaleur spécifique moyenne*, entre 0° et t , à volume constant, est exprimée par la formule empirique

$$4,8 + 0,0016(t - 1600)$$

et la *chaleur spécifique élémentaire*, à la température t , par

$$4,8 + 0,0032(t - 1600);$$

soit vers 4500° : 14,1.

Ces formules ont été vérifiées jusque vers 4500°, par des expériences relatives aux pressions développées par les mélanges gazeux explosifs; expériences exécutées d'une façon indépendante et suivant des méthodes de calcul différentes, par MM. Berthelot et Vieille, d'une part, et, d'autre part, par MM. Mallard et Le Chatelier.

Les chaleurs spécifiques à pression constante répondent aux valeurs précédentes, accrues de 2 unités.

L'azote et l'oxyde de carbone ont les mêmes chaleurs spécifiques sensiblement que l'hydrogène, à toute température. Celles de l'oxygène sont aussi les mêmes, avec un léger excès de 1,5 centième de la valeur absolue environ.

B. et V., *A.* [6] IV, 69-72; 1885.

Point d'ébullition : — 243° (Olzewski).

Deuxième section. — OXYGÈNE.

Poids atomique : O = 16. Gaz bivalent.

Poids équivalent : 8.

Poids moléculaire : O² = 32.

Chaleur spécifique moléculaire à pression constante (entre 0° et 200°) : 6,95 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire à volume constant (entre 0° et 200°) : 4,95.

Ces valeurs sont applicables jusque vers 1600°.

Au delà, la *chaleur spécifique moyenne* a la valeur suivante :

$$4,95 + 0,00162(t - 1600);$$

la *chaleur spécifique élémentaire* :

$$4,95 + 0,00324(t - 1600),$$

jusqu'à 4500°.

Point d'ébullition : — 181°,4 (Dewar).

Quelques conditions des oxydations directes. — On provoque d'ordinaire les oxydations par une élévation de température. Cependant, en général, l'oxygène humide oxyde lentement et directement les métaux (à l'exception de l'or et peut-être du platine) à la température ordinaire.

L'oxygène humide agit de même sur l'acide sulfureux dissous, sur les iodures alcalins, etc. à froid; sur l'acide arsénieux à 100°.

B., *A.* [5], XXIII, 110-118.

L'oxygène sec agit beaucoup plus difficilement. Il n'oxyde les métaux qu'à une température élevée. L'inflammation des carbures d'hydrogène et de l'oxyde de carbone absolument secs est également très retardée (Dixon).

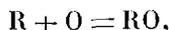
L'oxygène sec est absorbé vers 400° par l'iodure de potassium anhydre; mais il est sans action sur l'iode sec, même à 500°; sur l'acide sulfureux sec, à 100°, et sur l'acide arsénieux sec, à 100° (en quarante-huit heures).

B., *A.* [5], XII, 312-315.

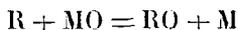
Quantité de chaleur dégagée dans les oxydations indirectes. — Lorsqu'on produit une oxydation au moyen de l'oxygène combiné, la chaleur dégagée doit être diminuée (ou accrue) de la chaleur développée (ou absorbée) dans cette combinaison préalable. Employons par exemple un corps composé, tel qu'un oxyde métallique, MO, qui a déjà dégagé, par son union avec un atome d'oxygène, une quantité de chaleur Q,



Si l'on emploie ce composé pour oxyder un autre corps, R, la chaleur dégagée par l'union directe de l'oxygène



étant Q₁, la chaleur mise en jeu dans l'oxydation de R au moyen de l'oxyde métallique



sera Q₁ - Q.

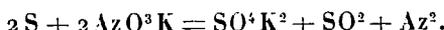
Si Q est négatif (eau oxygénée, protoxyde d'azote, bioxyde d'azote, etc.), la dernière quantité de chaleur sera supérieure à celle que développerait une oxydation directe.

Ce calcul est très simple; il suppose qu'il ne se forme pas d'autres produits que le produit d'oxydation, RO. Autrement, il faudra tenir compte de ces autres produits.

Par exemple, lorsqu'on oxyde le carbone par l'azotate de potasse, il ne se forme pas uniquement de l'acide carbonique, de l'azote et du potassium; mais le produit final est constitué par du carbonate de potasse



Si l'on oxydait le soufre, on aurait du sulfate de potasse



On voit que dans les cas de ce genre, on ne saurait calculer la chaleur d'oxydation d'un corps au moyen de l'azotate de potasse, en tenant compte seulement de la chaleur dégagée par l'union de l'oxygène avec l'azote et le potassium, ce qui avait été proposé autrefois.

Cette remarque s'applique particulièrement aux oxydations produites par voie humide, qui sont d'une application si générale en Chimie. On les effectue, par exemple, au moyen du chlore, des acides hypochloreux et congénères, du brome, de l'iode, de l'acide iodique, de l'acide azotique, du permanganate de potasse, de l'acide chromique ou des chromates, des sels ferriques, des sels d'or, d'argent, de mercure, de cuivre, etc.; ces divers agents étant employés dans des milieux neutres, acides ou alcalins. Tantôt l'oxygène est emprunté directement au composé, comme il arrive pour divers oxydes et acides métalliques; tantôt il y a décomposition de l'eau, comme dans la réaction du chlore, qui prend l'hydrogène, tandis que l'oxygène se fixe sur les corps oxydables :



Mais le calcul de la chaleur, mise en jeu dans ces conditions, ne saurait presque jamais être établi par la simple considération de l'équation théorique d'oxydation et réduit à une constante thermique, qui caractériserait chaque procédé d'oxydation; contrairement à ce que les premiers expérimentateurs avaient cru pouvoir faire. Il arrive, en effet, presque toujours, que la réaction se complique de divers phénomènes secondaires, susceptibles de dégager ou d'absorber de la chaleur. Par exemple, le chlore, en même temps qu'il détermine la fixation de l'oxygène sur les composés oxydables en décomposant l'eau, forme aussi de l'acide chlorhydrique, susceptible de se combiner avec l'oxyde formé. Enfin, et ce cas rend les calculs ordinaires inexacts, le chlore prend souvent pour son compte, et simultanément, une portion de l'oxygène et forme de l'acide hypochloreux, en proportion variable d'ailleurs suivant les circonstances.

Il n'existe donc pas de valeur constante et applicable à tous les cas, pour les fixations d'oxygène accomplies par l'intermédiaire du chlore et de l'eau. De même, les oxydations effectuées au moyen de l'acide hypochloreux, surtout en liqueurs acides, se compliquent souvent de la formation simultanée des acides chloreux, chlorique et perchlorique.

Avec les sels ferriques, il existe d'autres complications, dues aux

actions réciproques exercées entre ces sels et les acides chlorhydrique et sulfurique d'une part; ou bien, entre les sels ferriques et ferreux; ou bien encore, entre les chlorures alcalins, ou métalliques, et les sulfates, ou réciproquement : actions secondaires qui peuvent ajouter jusqu'à $+6^{\text{Cal}}$ à la chaleur d'oxydation, calculée pour chaque atome d'oxygène, d'après l'équation principale.

Avec le permanganate de potasse, à froid surtout, les oxydations, en milieux neutres ou alcalins, précipitent dans le calorimètre un oxyde manganique de composition variable. En milieux acides, on doit tenir compte des réactions exercées sur les sulfates et sur les chlorures potassique et manganoux par les acides sulfurique et chlorhydrique : réactions dont la valeur thermique varie avec les proportions relatives et avec la quantité d'eau, etc.

On trouvera sur cette question des détails circonstanciés et une discussion spéciale dans mon Mémoire, publié aux *Ann. de Chim. et de Phys.*, 5^e série, t. V, p. 318; 1875.

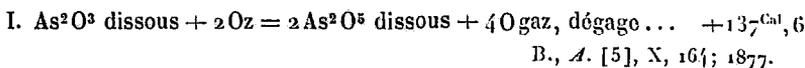
Les mêmes observations s'appliquent aux méthodes de réduction ou de désoxydation indirecte, si souvent employées par voie humide; telles que l'emploi des sels ferreux, stanneux, de l'acide sulfureux, etc. Les actions réciproques des systèmes salins, produits dans ces réductions, donnent fréquemment lieu à des phénomènes thermiques spéciaux, qui rendent fautive l'intervention des prétendues constantes de réduction.

Ce n'est pas à dire qu'il faille exclure des mesures thermochimiques, les procédés d'oxydation ou de réduction indirecte, opérées par voie humide. Mais le calcul de ce genre d'expériences ne saurait être fait, dans la plupart des cas, d'après la simple addition des quantités de chaleur déduites des équations théoriques. La seule méthode rigoureuse consiste à opérer les transformations entre un état initial et un état final rigoureusement identiques, sans se préoccuper de la connaissance, parfois incertaine, des réactions intermédiaires, ni de la constitution chimique, réelle ou supposée, des systèmes (*voir*, par exemple, les mesures relatives à l'acide persulfurique, *Annales de Chim. et de Phys.*, 6^e série, t. XXVI, p. 543; 1892).

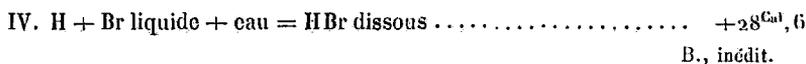
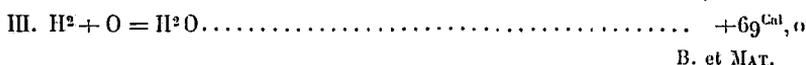
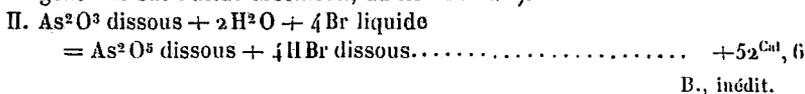
OZONE.

État allotropique de l'oxygène.

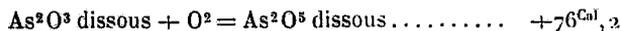
Poids moléculaire : $\text{O}_2 = \text{O}_3 = 48$. Gaz; une fois et demie aussi condensé que O.

Chaleur de formation :*Réactions mesurées :*

(Le nombre indiqué dans le Mémoire, soit 34,4, se rapporte à 8^{es} d'oxygène fixé sur l'acide arsénieux, au lieu de 32^{es}).



On tire des trois dernières données :



L'excès

$$137,6 - 76,2 = +61^{\text{Cal}},4$$

répond à la transformation de deux molécules d'ozone en trois molécules d'oxygène.

On avait supposé autrefois qu'il existait deux ozones antagonistes, la formation de l'ozone ordinaire résultant du dédoublement d'un atome d'oxygène bivalent en deux atomes monovalents, lesquels se condenseraient aussitôt à l'état polymérisé, l'un constituant l'ozone, tel qu'il existe, l'autre l'antozone prétendu. En entrant en combinaison, chacun de ces deux derniers corps aurait constitué une classe spéciale de peroxydes, tels que le bioxyde de baryum et l'eau oxygénée d'une part, le bioxyde de manganèse et le bioxyde de plomb d'autre part; c'est ce que l'on a appelé les *ozonides* et les *antozonides*. Mais ce sont là de pures spéculations.

Sans doute, il existe deux groupes de peroxydes métalliques : les uns sont décomposables par les acides, par l'acide chlorhydrique notamment, avec formation d'eau oxygénée; tandis que les autres ne forment pas d'eau oxygénée et donnent, au contraire, naissance à des perchlorures, aisément dissociables en dégageant du chlore. Mais la différence entre ces deux groupes de peroxydes ne résulte pas d'une opposition entre les états de l'oxygène générateur; elle s'explique beaucoup plus simplement par des consi-

dérations purement thermochimiques, d'un ordre tout différent et susceptibles d'une démonstration directe. En effet, le bioxyde de baryum, par exemple, en agissant sur l'acide chlorhydrique, forme de l'eau oxygénée, avec dégagement de chaleur; tandis que les peroxydes de manganèse, de plomb, de fer, ne peuvent former d'eau oxygénée, sous l'influence de ce même acide chlorhydrique, parce que cette formation absorberait de la chaleur.

B., *A.* [5], XXX, 546; 1883.

Eau ou protoxyde d'hydrogène.

Poids moléculaire : $\text{H}^2\text{O} = 18^{\text{gr}}$... gaz, liquide, solide.

Poids équivalent : 9.

GAZ : *Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à pression constante* (entre 130° et 230°) : 8,65 (R.).

La même, à volume constant : 6,65.

Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à volume const., depuis $t = 2000^{\circ}$ et au-dessus, entre 0° et 3500° : $16,2 + 0,0019(t - 2000)$.

Chaleur spécifique élémentaire, à volume constant, à une haute température t : $16,2 + 0,038(t - 2000)$;

Vers 4000° : 23,8.

B. et V., *A.* [6], IV, 76; 1885.

Ces dernières valeurs comprennent le travail de dissociation, lequel est faible d'ailleurs au-dessous de 3000°.

Chaleur moléculaire de vaporisation, à 100° : $9^{\text{cal}},65$ (R.).

A 0°.....	10,9
A 15°.....	10,7
A 194°.....	8,5

LIQUIDE : *Chaleur spécifique moléculaire, vers 15°* : 18,0.

Moyenne entre 0° et 100° : 18,4.

Chaleur moléculaire de fusion, à 0° : $1^{\text{cal}},43$.

DESAINS.

SOLIDE : *Chaleur spécifique moléculaire moyenne* (entre -20° et 0°) : 9,0 (R.).

Chaleur de formation à la température ordinaire. Mesure directe :



B. et MAT., *A.* [6], XXX, 553; 1893.

La chaleur de combustion de l'hydrogène a été l'objet d'un grand nombre de déterminations, depuis le temps de Lavoisier. Le chiffre

précédent, mesuré en dernier lieu, s'accorde avec la moyenne des résultats des expérimentateurs les plus exacts.

Chaleur de formation à 0° :

Eau gazeuse.....	+ 58,1	^{Cal}
Eau liquide... ..	+ 69,0	
Eau solide.....	+ 70,4	
Eau gazeuse..	{ Vers 2000°.....	+ 50,6
	{ Vers 4000°.....	+ 37,1
(Calcul d'après les chaleurs spécifiques).		

Bioxyde d'hydrogène ou eau oxygénée.

Poids moléculaire : $\text{H}^2\text{O}^2 = 34$. . liquide.

Chaleur de formation :

$\text{H}^2\text{O} + \text{eau} + \text{O} = \text{H}^2\text{O}^2$ dissoute.....	- 21 ^{Cal} ,7
$\text{H}^2 + \text{O}^2 + \text{eau} = \text{H}^2\text{O}^2$ dissoute.....	+ 47 ^{Cal} ,3

Réactions mesurées :

I. BaO^2 anhydre + 2HCl étendu = BaCl ² étendu + H ² O ² étendue.	+ 22,0	^{Cal}
II. BaO^2 anhydre + SnCl ² dissous + (4 + n)HCl étendu		
= BaCl ² étendu + 2H ² O + SnCl ⁴ étendu + nHCl étendu..	+ 110,9	
III. SnCl ² dissous dans HCl étendu + Cl ² gaz		
= SnCl ⁴ dissous dans HCl étendu.....	+ 77,0	
IV. BaO anhydre + 2HCl étendu = BaCl ² étendu + H ² O.....	+ 55,6	
V. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$ liquide.....	+ 69,0	
VI. $\text{H} + \text{Cl} + \text{eau} = \text{HCl}$ étendu.....	+ 39,4	

B., A. [5], VI, 210; 1875.

Les données du Mémoire sont calculées en équivalents. Toutes celles qui précèdent ont été déterminées par l'auteur.

On tire encore de ces données :



CHAPITRE II.

ÉLÉMENTS MONOVALENTS.

Première section. — CHLORE.

Poids atomique ou équivalent : $\text{Cl} = 35,5$... gaz. Monovalent.

Poids moléculaire : $\text{Cl}_2 = 71$.

Ce dernier poids diminue aux très hautes températures.

V. MEYER.

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante (entre 0° et 200°) : 8,6 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant (Idem) : 6,6.

Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à volume constant (entre 0° et 1800°) : 15,3.

B. et V., *A.* [6], IV, 73; 1885.

Point de fusion..... — 7°

Point d'ébullition... — 33°

L'existence des états allotropiques du chlore, admis par quelques auteurs, n'a pas été vérifiée jusqu'ici.

B., *A.* [5], V, 324; 1875.

L'action du chlore gazeux sur l'eau est d'ordinaire compliquée.

La *dissolution simple* (mesure directe)

Cl_2 gaz + eau = Cl_2 dissous..... + 3^{cal} , 0 sensiblement

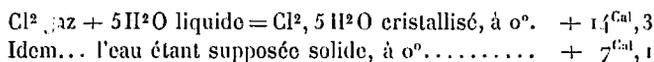
Mais une décomposition partielle de l'eau, avec formation d'acides chlorhydrique, hypochloreux, chlorique et autres oxacides du chlore, a lieu presque toujours à froid, surtout sous l'influence de la lumière, en donnant lieu à un dégagement de chaleur variable suivant les produits. Le dégagement total, dû à la superposition de plusieurs phénomènes, peut s'élever jusqu'à $+7^{\text{cal}}, 54$ pour Cl_2 dissous en apparence.

B., *A.* [5], V, 322; 1875.

Il en résulte que l'on ne peut pas assimiler à une simple dissolution, dans les études thermochimiques, l'eau de chlore des labo-

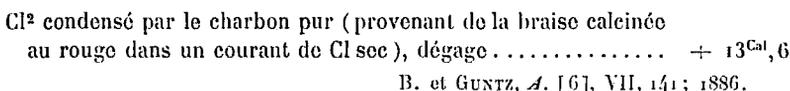
ratoires : cette liqueur étant formée en réalité par un mélange de chlore réellement dissous, avec les acides précédents.

Hydrate de chlore cristallisé :



LE CHATELIER, *C. R.*, XCIX, 1074; 1884.

La chaleur dégagée n'a pas été mesurée directement, mais calculée d'après la tension de dissociation.



Ces divers résultats sont évalués pour le chlore gazeux, à la température ordinaire.

Si l'on veut faire intervenir le chlore supposé liquide, il faudra retrancher — 2^{Cal}, 3 des nombres observés, pour chaque équivalent, Cl = 35^{gr}, 5. S'il est supposé solide : — 4, 0. Ces nombres sont théoriques (voir p. 16).

Acide chlorhydrique.

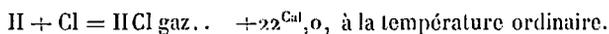
Poids moléculaire : HCl = 36, 5 ... gaz.

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante : 6, 75 (R), (entre 0° et 200°).

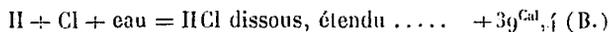
Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 4, 75.

Température d'ébullition : — 35°.

Chaleur de formation :



Mesure directe. (T., *Th. U.*, II, 18). — J'ai obtenu le même chiffre.



Chaleur de formation vers 2000° : + 26^{Cal}, 0, calculée d'après les chaleurs spécifiques (voir p. 39 et 47).

Dissolution dans l'eau.

Chaleur de dissolution dans 400 à 800 H²O, vers 18° : + 17^{Cal}, 43.

B. et LOUGÉ, *A.* [5], IV, 468, 1875; *Th. U.*, II, 19.

Vers 100°, on aurait, d'après les chaleurs spécifiques : + 20^{Cal}, 5.

Dilution des solutions concentrées d'acide chlorhydrique, vers 15°.

B., A. [5], IV, 468-477; 1875.

Composition du liquide employé.	Poids de l'acide réel dans 1 ^{gr} .	Densité.	Quantité d'eau additionnelle (dissolvant).	Chaleur dégagée = Q.
HCl + 2,17 H ² O ² (saturé à -12°)	482 ^{gr}	»	240 H ² O ²	+5,31 ^{Cal}
+ 2,26	473	»	210	+5,15
+ 2,50 (saturé à zéro)	441	»	260	+4,47
+ 2,745	425	1,215 à 13	180	+4,39
+ 2,77	422	»	190	+4,35
+ 2,93	409	1,203 à 13	200	+3,89
+ 3,20	388	1,196 à 13	200	+3,77
+ 3,45	370	1,190 à 17	220	+3,61
+ 3,56	262	1,183 à 17	230	+3,17
+ 3,70	354	»	120	+3,13
+ 3,99	337	1,171 à 17	240	+2,865
+ 5,07	286	1,144 à 17	280	+2,29
+ 6,70	232	1,116 à 17	160	+1,67
+ 10,54	161	1,082 à 13,5	240	+1,04
+ 14,90	120	1,063 à 14	160	+0,69
+ 22,31	82	1,042 à 14,5	150	+0,42
+ 48,0	40,6	1,025 à 13	100	+0,18
+ 50,4	38,6	1,020 à 13	100	+0,175
+ 110 H ² O ²	18,0	»	110 H ² O ²	+0,05

Au delà de ces dilutions, les résultats ne sont plus sensibles au thermomètre.

Les chiffres de ce Tableau peuvent être exprimés par une formule très simple. HCl + n H²O² étant le liquide employé, sa dilution dans une grande quantité d'eau, telle que 200 H²O², dégage

$$Q = \frac{11,62}{n}.$$

Cette formule représente une hyperbole équilatère.

Le tracé graphique ne s'écarte guère de cette courbe, jusque vers 8 à 10 H²O²; au delà, la courbe change un peu. A partir de 15 H²O² surtout, la formule donne des valeurs un peu trop fortes. Traduite en langage ordinaire, elle signifie que :

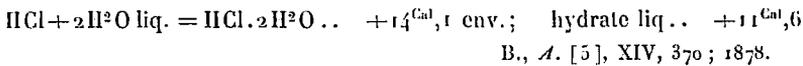
La chaleur dégagée par la dilution est en raison inverse de la quantité d'eau déjà unie avec l'hydracide.

B. — II.

4

La dissolution de HCl dans $n\text{H}^2\text{O}$ dégage $17^{\text{Cal}},4 - \frac{11,62}{n}$, sensiblement (B.).

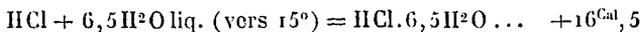
Hydrate cristallisé :



Chaleur de fusion, à $-18^{\circ},5$: $2^{\text{Cal}},47$.

Les mesures ont été faites en dissolvant cet hydrate (pris à $-18^{\circ},5$) dans l'eau pure, comparativement avec HCl gazeux.

Autre hydrate liquide :



Ce composé répond à l'absence de tension sensible du gaz chlorhydrique à la température ordinaire, et à la limite de l'action de HCl sur divers corps qui sont attaqués par l'acide anhydre et cessent de l'être par l'acide étendu.

B., *Méc. chim.*, II, 149.

L'hydrate étant dissocié par une élévation de température, cette dernière limite varie, à mesure que l'on opère à une température plus élevée; l'hydracide anhydre intervenant alors avec son énergie propre.

Chaleurs spécifiques moléculaires des dissolutions de HCl dans $n\text{H}^2\text{O}$:

$$C = 18n - 28,39 + \frac{151,3}{n} - \frac{242,1}{n^2}.$$

HAMMERL, C. R. LXXXIX, 902; 1879.

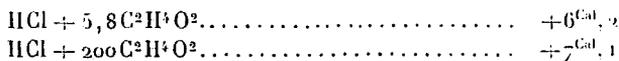
HCl condensé dans le charbon, dégage : $+8,2$ (F. S.).

Ce nombre varie avec les espèces de charbon et la dose du gaz absorbé.

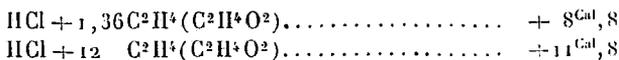
Dissolution du gaz chlorhydrique dans l'alcool, vers 12° :



Dissolution dans l'acide acétique pur, vers 12° :

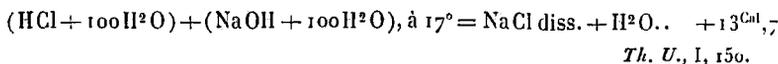


Dissolution dans l'éther acétique :



B., A. [5], XV, 229; 1878.

Neutralisation :



Cette quantité reste sensiblement la même, en présence d'un excès d'acide ou de base.

L'acide chlorhydrique est le type des acides monobasiques forts, à fonction simple.

La chaleur de neutralisation de l'acide chlorhydrique étendu par la soude varie, avec la température, de $-0^{\text{Cal}},045$ par degré,



La chaleur de neutralisation des acides bromhydrique et iodhydrique, par les diverses bases qui forment avec ces acides des sels solubles, est, en général, la même que celle de l'acide chlorhydrique (sauf les oxydes de mercure, de cuivre, de cadmium et quelques autres).

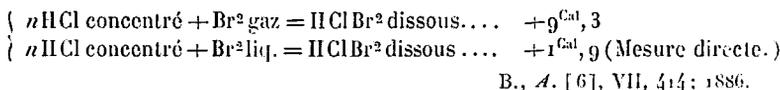
Perchlorure d'hydrogène. Une liqueur contenant $\text{HCl} + 4\frac{1}{2}\text{H}^2\text{O}$ absorbe presque trois fois plus de chlore que l'eau pure (115° au lieu de 45° , vers 120°), en dégageant



au lieu de $+3^{\text{Cal}},0$ dégagées par la dissolution simple du chlore, dans l'eau pure, *sans réaction secondaire.* Mesures directes.

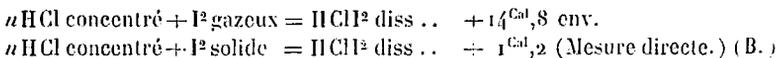
B., A. [5], XXII, 462; 1881.

Chlorobromure d'hydrogène :



La solubilité du brome a été trouvée 13 fois aussi grande, dans cet acide chlorhydrique concentré, que dans l'eau pure.

Chloroiodure d'hydrogène :



La solubilité de l'iode dans un tel acide a été trouvée 40 fois aussi grande que dans l'eau pure.

Deuxième section. — BROME.

Poids atomique ou équivalent : $\text{Br} = 80$, liquide, monovalent.

Poids moléculaire : $\text{Br}^2 = 160$.

Ce poids moléculaire diminue aux très hautes températures. (V. Meyer.)

GAZ : *Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante* (83° - 228°) : 8,8 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 6,8.

Chaleur moléculaire de vaporisation, à 58° : $+7^{\text{cal}}, 0$.

B. et Og., *A.* [5], XXX, 410.

LIQUIDE : *Chaleur spécifique moléculaire, moyenne,*

Entre -7° et $+10^{\circ}$ 16,96

Entre $+13^{\circ}$ et 58° 18,08 (R.)

Chaleur moléculaire de fusion, à $-7^{\circ}, 3$: $2^{\text{cal}}, 600$ (R.).

SOLIDE : *Chaleur spécifique moléculaire, moyenne,*

Entre -78° et -28° 13,32 (R.)

On a montré (p. 11) comment on déduit de ces nombres les valeurs relatives au brome gazeux, ou solide, dans les réactions opérées à 15° . Si l'on opère avec le brome gazeux, au lieu du brome liquide, la chaleur dégagée sera accrue de $+3^{\text{cal}}, 7$, pour chaque équivalent, ou atome : $\text{Br} = 80^{\text{gr}}$. Le brome étant supposé solide, la chaleur de réaction sera, au contraire, diminuée de $-1^{\text{cal}}, 3$.

Dissolution : Br^2 liq. dans $300\text{H}^2\text{O}$: $+1^{\text{cal}}, 1$.

Th. U., II, 25 ; B., *A.* [6], VII, 415.

La chaleur dégagée est plus forte en présence de l'acide bromhydrique dissous (*voir plus loin*).

Le brome dissous dans l'eau la décompose lentement, avec formation de perbromure d'hydrogène et d'acide bromhydrique.

B., *A.* [6], XIX, 524 ; 1890.

Le brome dissous dans une solution aqueuse de bromure de potassium,

$n\text{KBr}$ (1 molécule de sel dans 2^{lit}) + Br^2 liq. $+1^{\text{cal}}, 33$ (B.)

Ce chiffre augmente pour les fortes concentrations. Dans une solution qui contient $n(\text{KBr} + 14\text{H}^2\text{O})$, il s'élève à $+3^{\text{cal}}, 53$ (B.).

Dissolution : Br² liq. dans divers dissolvants,

<i>n</i> CS ²	-0,014
<i>n</i> CCl ⁴	-0,52
<i>n</i> CHCl ³	-0,64
<i>n</i> C ² H ¹⁰ (éther).....	-1,50

PICK., *Ch. Soc.*, LIII, 865.

Le brome ne tarde pas à réagir chimiquement sur la plupart de ces dissolvants.

Acide bromhydrique.

Poids moléculaire : HBr = 81 ... gaz.

La *chaleur spécifique à pression constante* est supposée égale à 6,8 : par analogie avec HCl.

Chaleur de formation :

H + Br gaz. = HBr gaz..	+12,3	HBr dissous..	+23,3 ^{Cal}
H + Br liquide = HBr gaz..	+ 8,6	HBr dissous..	+28,6
H + Br solide = HBr gaz..	+ 7,3	HBr dissous..	+27,3

Réactions mesurées :

- A. I. Br liquide + KI dissous (1 mol. = 6^{lit})
 = KBr dissous + I précipité..... +15,4^{Cal} (B. inédit.)
 II. H + I (solide) + eau = HI dissous..... +13,2 (*Foir* plus loin).
 III. KOH étendue dégage la même quantité de chaleur on se combinant avec HI et HBr étendus.
- B. Thomsen (*Th. U*, II, 21) a trouvé : Cl gaz + KBr diss.
 = KCl dissous + Br dissous..... +11,5;

ce qui conduit au même chiffre pour la formation de l'acide bromhydrique ; en tenant compte, bien entendu, de la chaleur de dissolution de Br dans *n*KBr étendu.

Dissolution :

HBr + 760H ² O.....	+20 ^{Cal} ,0 (Mesure directe.)
--------------------------------	---

B., *A.* [5], IV, 477; 1875.

Dilution des solutions concentrées d'acide bromhydrique.

B., A. [5], IV, 477-481; 1875.

Composition du liquide primitif.	Poids de l'acide réel dans 1 ^{re} .	Densité.	Quantité d'eau additionnelle.	Chaleur dégagée = Q.
HBr + 2,045 H ² O ²	687 ^{gr}	1,792 à 15 ^o	225 H ² O ²	+5,75 ^{Cal}
+ 2,061	685	»	130	+5,68
+ 2,090	683	»	130	+5,61
+ 2,22	669	»	225	+6,46
+ 3,46	563	1,600 à 14	245	+3,15
+ 7,04	390	1,365 à 14	172	+1,21
+ 9,78	315	1,280 à 13	22,3	+0,69
+ 9,78	»	»	40,9	+0,94
+ 9,78	»	»	123	+1,02
+ 22,0	171	1,131 à 14	250	+0,35
+ 32,17	123	1,093 à 13	33,9	+0,15
+ 65,7	64,2	1,046 à 18	67	+0,10
+133	32,9	1,023 à 18	134	+0,015
+267 H ² O ²	16,4	»	268 H ² O ²	+0,00

} +0,265

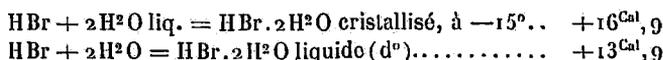
La formule suivante

$$Q = \frac{12,06}{n} - 0,20$$

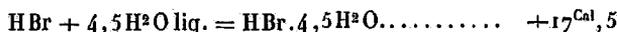
représente assez exactement les chaleurs de dilution dégagées, jusque vers $n = 40$. Au delà, et surtout depuis $n = 60$, il convient de supprimer le terme $- 0,20$.

Ainsi la dissolution de HBr dans n H²O dégage sensiblement $+ 20^{\text{Cal}},0 - \frac{12,06}{n} + 0,20$ jusque vers $n = 40$.

Au delà de $n = 60$, on supprime le terme $+ 0,20$.

Hydrate cristallisé :

L'expérience a été faite en dissolvant les produits dans l'eau pure, employée en grande quantité.

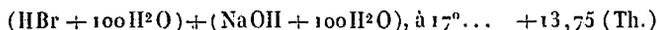
B., A. [5], XIV, 369; 1878. — BAKHUIS-ROOZEBOOM, *J. B. für* 1886; 188.*Autre hydrate liquide :*

Ce composé répond à l'absence de tension sensible du gaz bromhydrique, à la température ordinaire (B.).

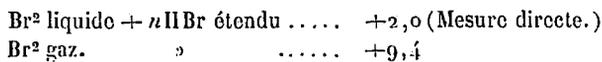
Dissolution dans l'alcool :



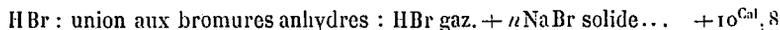
Neutralisation :



Perbromure d'hydrogène :



B., *A.* [6], XIX, 522; 1890.



B., *A.* [5], XXIII, 100; 1881.

Troisième section. — IODE.

Poids atomique ou équivalent : I = 127. Monovalent. Solide, cristallisé.

Poids moléculaire : I² = 254. Ce dernier poids se réduit à moitié, au-dessus de 1500° (V. Meyer).

Chaleur spécifique moléculaire solide : 13,7 (R.).

La chaleur spécifique liquide et les chaleurs de fusion et de vaporisation, mesurées par Favre avec le calorimètre à mercure, méritent peu de confiance (*voir p. 15*).

Température de fusion : 113°,6 (R.).

Température d'ébullition : 176° environ.

Si l'on suppose que, dans une réaction opérée à 15°, on emploie l'iode *liquide*, au lieu de l'iode solide : pour chaque équivalent, I = 127^{gr}, la chaleur dégagée sera accrue de +1^{Cal},4.

Si l'on suppose l'iode *gazeux*, l'accroissement sera de +6^{Cal},8 (p. 15).

Dissolution de l'iode.



Dissolution de l'iode, I², dans divers dissolvants, employés en grande quantité :

$n \text{CS}_2$	-4,8	
		OG., C. R. XCI, 924.
$n \text{CCl}_4$	-5,8	
$n \text{CHCl}_3$	-6,0	
$n \text{C}^2\text{H}^6\text{O}$ (Alcool)	-1,72	
$n \text{C}^2\text{H}^{10}\text{O}$ (Éther)	-1,54	
$n \text{C}^6\text{H}^6$ (Benzine)	-6,1	
		PIER., Ch. Soc., LIII, 865.

Acide iodhydrique.

Poids moléculaire : III = 128 ... gaz.

Chaleur de formation :

H + I gaz. = HI gaz.	+0 ^{Cal} ,4	III dissous.	+20 ^{Cal} ,0
II + I solide = HI gaz.	-6 ^{Cal} ,4	III dissous.	+13 ^{Cal} ,2

Réactions mesurées :

(A.) *Par analyse :*

I. (KI + 400H ² O) + Cl gaz. = KCl dissous + I solide	+26 ^{Cal} ,2	
		Th. U., II, 33.
II. Chaleur de formation de HCl étendu	+39,4	
III. On admet l'identité des chaleurs de neutralisation des deux acides par la potasse étendue : KHO + nH ² O.		

(B.) *Par synthèse :*

I. I ² sol. + SO ² ét. + 2H ² O = SO ³ .H ² O ét. + 2HI étendu....	+21 ^{Cal} ,8	
		B., A. [5], XIII, 17.
II. H ² + O	+69	(B.)
III. SO ² étendu + O + H ² O = SO ³ .H ² O étendu	+64	(B.)
D'après ces données : H + I solide + eau = HI dissous.	+13,3	

ce qui concorde avec le nombre précédent.

Chaleur de dissolution :

HI gaz. + 700H ² O	+19 ^{Cal} ,57	
		B. et Loug., A. [5], IV, 481 ; VI, 292.

Dilution des solutions concentrées d'acide iodhydrique

B., A. [5], IV, 481-482; 1875.

Composition du liquide primitif.	Poids de l'acide dans 1 ^{kg.}	Densité.	Quantité d'eau additionnelle.	Chaleur dégagée = Q.
III + 2,95 H ² O ²	706 ^{gr}	»	350 H ² O ²	+3,98 ^{Cal}
÷ 3,00	700	2,031 à 14°	»	»
÷ 3,25	685	1,984	180	+3,74
÷ 3,67	657	1,912	180	+3,10
+ 4,35	619	1,808	107	+2,18
+ 8,02	469	1,536	140	+0,95
+ 10,18	411	1,413	24,5	+0,43
+ 10,67	400	1,400	25,4	+0,43
+ 10,67	»	»	300	+0,48
+ 19,5	266	1,256	120	+0,115
+ 35,68	151	»	70	+0,05
+ 106 H ² O ²	61 ^{gr} = 1 ^{lit}	»	210 H ² O ²	+0,00

La chaleur dégagée par la dilution des liqueurs concentrées d'acide iodhydrique est à peu près la même que pour les acides bromhydrique et surtout chlorhydrique : relation semblable à celle qui existe entre les chaleurs de dissolution des acides gazeux.

Il résulte de là que : *les travaux moléculaires accomplis dans les réactions de ces trois hydracides sur un même nombre d'équivalents d'eau sont les mêmes* ; par conséquent, les liqueurs correspondantes possèdent la même constitution.

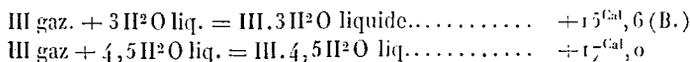
La formule suivante représente assez bien les expériences :

III + n H²O, dilué en ajoutant (700 - n) H²O, dégage

$$Q = \frac{11^{\text{Cal}}, 74}{n} - 0,50, \text{ jusqu'à } n = 20;$$

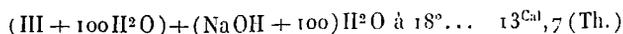
La formule $Q = \frac{19^{\text{Cal}}, 57}{10n}$, au delà de $n = 20$, suffit.

Hydrates :

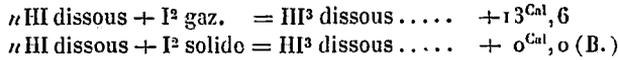


Cette dernière concontration répond à celle d'une liqueur, où la tension du gaz iodhydrique, à 15°, est sensiblement nulle.

Neutralisation :



Periodure d'hydrogène :

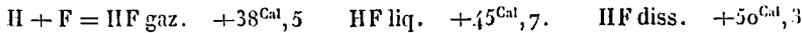
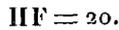


Quatrième section. — FLUOR.

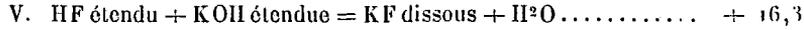
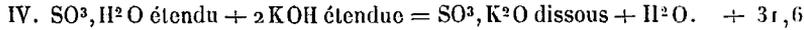
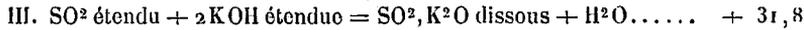
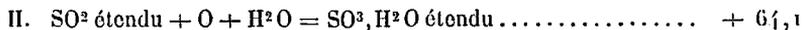
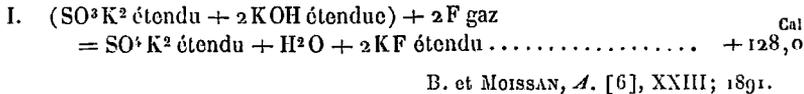
Poids atomique ou équivalent : F = 19 . . . gaz ; monovalent.

Poids moléculaire : F² = 38.

Acide fluorhydrique.



Réactions mesurées :

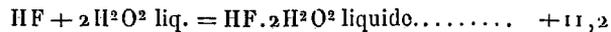


Chaleur de vaporisation : 7^{Cal}, 2 (Guntz).

Chaleur de dissolution :



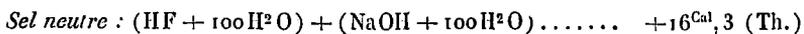
Hydrate :



GUNTZ, *A.* [6], III, 10; 1884.

La dilution au delà de ce terme dégage peu de chaleur.

Neutralisation :



Un excès de soude est sans action sensible sur le sel neutre dissous.

En principe, l'acide fluorhydrique est monobasique. Mais, en fait, il produit des sels acides : MF.HF , doués d'une certaine stabilité et qui subsistent à l'état de dissociation partielle dans les dissolutions. Sous ce rapport, cet acide est plutôt comparable à l'acide sulfurique qu'à l'acide chlorhydrique.

B. et Gu., *A.* [6], III, 355; 1884.



CHAPITRE III.

ÉLÉMENTS BIVALENTS.

Première section. — SOUFRE.

Poids atomique : $S = 32$; bivalent.

Poids équivalent : 16.

Poids moléculaire : $S^2 = 64$.

Ce poids moléculaire n'est atteint par la vapeur de soufre qu'au-dessus de 800° . Au voisinage de 500° , le poids moléculaire est triple, soit 192.

État cristallisé, dans plusieurs systèmes différents. États amorphes multiples.

Chaleur spécifique moléculaire solide : 13,0 (R.).

Température de fusion du soufre octaédrique : $113^{\circ},6$ (R.).

Chaleur spécifique moléculaire du soufre liquide (120° - 150°) : 15,0 (P.).

Chaleur de fusion : $0^{\text{cat}},60$ (P.).

Température d'ébullition : 448° (R.).

Le soufre échauffé change d'état moléculaire vers 160° , en devenant plus épais et plus coloré. La vapeur émise au point d'ébullition représente une molécule condensée.

On ne connaît ni la chaleur absorbée de 150° à 448° , ni la chaleur de vaporisation à 448° , ni la chaleur absorbée par le gaz, pendant la période où la molécule passe de l'état condensé à l'état normal.

Chaleur de dissolution, pour $S^2 = 64$:

nCS^2 sulfure de carbone.....	—0,94
$nCCl^2$	—1,24
$nClCl^2$	—1,40
nC^6H^6	—1,38

PICKERING, *Ch. S.*, LIII, 865.

États allotropiques du soufre.

Ces états sont multiples, pour chacune des formes solide, liquide, gazeuse. Sous la *forme solide*, il existe au moins trois états cristallisés, incompatibles; un état amorphe, soluble dans CS², et plusieurs états amorphes, insolubles dans CS² et distincts par leur stabilité.

Sous la *forme liquide*, le soufre peut exister à froid : 1° à l'état simplement surfondu, solidifiable à l'état de soufre octaédrique et entièrement soluble dans CS²; 2° à l'état huileux (soufre des hyposulfites), soluble dans le même dissolvant, mais solidifiable spontanément en fournissant une portion insoluble; 3° à l'état immédiatement insoluble dans ce dissolvant. Si l'on élève la température, le soufre fondu éprouve des changements successifs, qui l'amènent d'abord à un état correspondant à celui du soufre solide insoluble, préparable par la trempe.

Enfin, sous la *forme gazeuse*, on distingue au moins le soufre tricondensé, qui existe vers 450°, et le soufre normal, vers 800°.

Voici les données mesurées, relativement à quelques-uns de ces états :

Chaleur de transformation.

Soufre octaédrique changé en *soufre amorphe insoluble* (dans CS²), de la variété préparée par la trempe :

Pour S²..... 0,0 à 18°; < 0 à 112°

B., A. [4], XXVI, 464; 1872 (Mesures directes).

Soufre amorphe insoluble précédent, changé en *soufre amorphe soluble* (dans CS²) : +0^{Cal}, 16. (*Idem.*)

Soufre prismatique changé en *soufre octaédrique* : +0^{Cal}, 15.

MISTCHERLICH, *Pogg. Ann.*, LXXXVIII, 328; 1852 (Mesures directes).

Soufre mou changé en *soufre octaédrique* : la chaleur mise en jeu varie entre des limites inconnues, suivant l'état initial du soufre. Dans un cas particulier, R. a trouvé +0,8 (Mesures directes).

Soufre gazeux très condensé, changé en *soufre normal gazeux* : la chaleur mise en jeu est inconnue; mais elle doit être considérable, d'après les analogies des autres corps polymérisés.

Acide sulfhydrique.

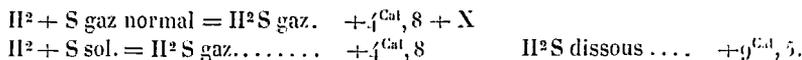
H²S = 34...gaz.

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne, à pression constante (entre 10° et 200°) : 8,26 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 6,3.

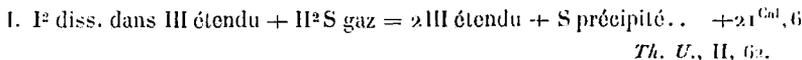
Point d'ébullition : -73° (R.).

Chaleur de formation :

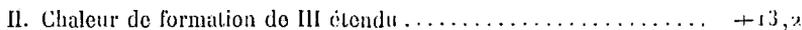


Si l'on voulait comparer cette chaleur de formation à celle de l'eau, il faudrait ajouter la quantité de chaleur nécessaire pour amener le soufre solide à l'état liquide, puis gazeux, enfin pour transformer le gaz tricondensé, obtenu à l'ébullition, en gaz monicondensé, normal et comparable à l'oxygène. Les données de ces calculs manquent.

Réaction mesurée :



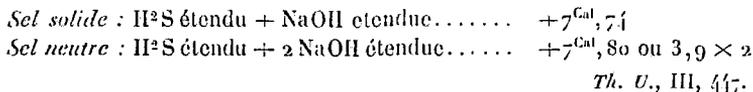
Cette réaction est peu satisfaisante, l'état final du soufre étant mal défini; car ce corps se précipite à l'état visqueux, et en partie insoluble dans CS^2 .



Chaleur de dissolution : H^2S dans $n\text{H}^2\text{O}$. . . $+4^{\text{Cal}},75$ (Th.).

Mesure directe.

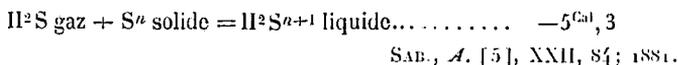
Neutralisation :



L'acide sulfhydrique est bibasique. Mais ses sels monobasiques solubles, ou sulphydrates, sont seuls stables en présence d'une grande quantité d'eau; les sels bibasiques n'existent au contraire que dans des liqueurs concentrées. Une dilution progressive les décompose en sulphydrates et alcalis libres.

B., *A.* [4], XXIX, 507 et SAB., *A.* [5], XXII, 35.

Persulfure d'hydrogène :



Mesure directe de la décomposition, déterminée par le contact d'une trace de sulfure de sodium.

Deuxième section. — SÉLÉNIUM.

Poids atomique : Se = 79,0.

Poids équivalent : 39,5.

Poids moléculaire : $\text{Se}^2 = 158$.

Élément bivalent, se présentant sous différentes formes, solide, liquide, gazeux, et avec des états multiples pour chacune d'elles.

Chaleur spécifique moléculaire solide : 11,6 (R.). La même pour l'élément dans les états métallique et vitreux.

Température de fusion : 217°.

Température d'ébullition : 665°.

La vapeur émise au point d'ébullition représente une molécule condensée, probablement triple de la molécule normale, laquelle subsiste seule à une température beaucoup plus élevée.

États allotropiques.

Ce corps existe sous plusieurs états allotropiques différents, notamment l'état métallique brun, et l'état rouge ou vitreux, sous la forme solide, enfin les états normal et tricondensé, sous la forme gazeuse.

Chaleur de transformation :

Se amorphe, ou Se vitreux, en Se métallique... +5^{Cal},68

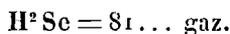
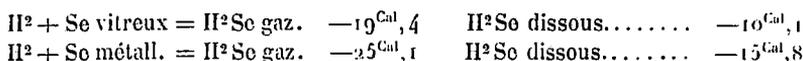
Mesure directe et mesure indirecte, d'après la réaction du brome sur les deux séléniums.

FABRE, *A.* [6], X, 479; 1887.

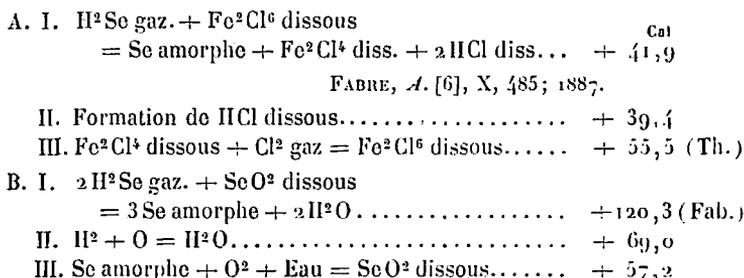
Le sélénium précipité par l'oxydation des séléniures, qui absorbent l'oxygène au contact de l'air, est du sélénium métallique.

Le sélénium précipité de l'acide sélénydrique par l'acide sélénieux est amorphe.

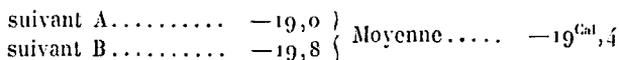
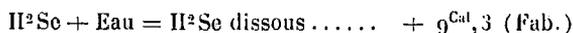
On ne connaît ni la chaleur de fusion, ni la chaleur de vaporisation du sélénium, condition où il se forme d'abord un gaz polymère; ni la chaleur de transformation de ce gaz polymère en gaz normal. Dans ces conditions, tout calcul où intervient le sélénium gazeux serait arbitraire.

Acide sélénhydrique.*Chaleur de formation :*

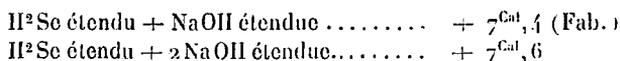
Pour comparer cette chaleur de formation à celle de l'eau par l'oxygène, soit à 15°, soit à une haute température, il faudrait connaître la quantité de chaleur nécessaire pour ramener le sélénium vitreux ou métallique à l'état de gaz normal. Cette quantité, d'après les probabilités, paraît susceptible de rendre exothermique la formation de l'acide sélénhydrique.

Réactions mesurées :

La chaleur de formation de H^2Se , d'après ces données, serait :

*Chaleur de dissolution :*

D'après les mesures comparées de la réaction de la potasse sur le gaz et sur sa dissolution aqueuse.

Neutralisation :

Ainsi, l'acide sélénhydrique, bibasique en principe, ne forme, avec les alcalis, que des sélénydrates monobasiques, au moins dans les solutions étendues. Les séléniures bibasiques ne sont stables qu'en liqueurs concentrées et ils sont dissociés en sélény-

drates et bases libres, par l'action de l'eau, aussi bien que les sulfures. En effet, cette conclusion est la même que pour l'acide sulfhydrique (p. 62).

En général, la chaleur de formation des sélénures et des sulfures solubles, au moyen des hydracides correspondants dissous, est sensiblement la même.

Troisième section. — TELLURE.

Poids atomique : $\text{Te} = 127$.

Poids équivalent : 63,5.

Poids moléculaire : $\text{Te}^2 = 254$. Divalent. Solide. Cet élément présente des états multiples, comme le soufre et le sélénium.

Chaleur spécifique moléculaire solide : 12,9.

Elle est sensiblement la même pour les divers états du tellure solide, à la température ordinaire.

B. et FABRE, *A.* [6], XIV, 101; 1888.

États allotropiques.

Le tellure cristallisé peut être obtenu par volatilisation dans un courant d'hydrogène. Il existe deux tellures amorphes : l'un précipité des tellures dissous, par l'action oxydante de l'air; l'autre précipité par la réaction de l'acide sulfureux sur l'acide tellureux, ou l'acide tellurique. Enfin, on peut obtenir par fusion du tellure trempé.

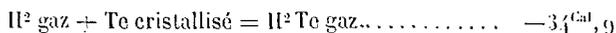
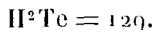
Te cristallisé (sublimé), changé en Te amorpho
obtenu par l'acide sulfureux..... +2,4^{Cal},2

Réaction mesurée. — Dissolution comparée des diverses formes du tellure dans l'eau de brome : ce qui a fourni +42^{Cal},6 et +66^{Cal},8, respectivement.

B. et FABRE, *A.* [6], XIV, 95; 1888.

Le tellure amorphe précipité des tellures dissous par l'oxygène de l'air est bien différent du précédent; son état étant le même que celui du tellure métallique. Quant au tellure trempé, tel qu'on l'obtient par fusion, c'est un mélange variable des deux états et il ne peut servir dès lors à aucune détermination précise.

Acide tellurhydrique



On ne possède pas les données nécessaires pour rapporter cette combinaison au tellure gazeux.

Réaction mesurée :

I.	Décomposition de l'acide tellurhydrique par le perchlorure de fer	
	$\text{H}^2\text{Te gaz} + \text{Fe}^2\text{Cl}^6 \text{ diss.} = \text{Fe}^2\text{Cl}^3 \text{ diss.} + 2\text{HCl diss.} + \text{Te crist.}$	+58,2 ^{Cat}
II.	$\text{H} + \text{Cl} + \text{Eau} = \text{HCl diss.}$	+39,4
III.	$\text{Fe}^2\text{Cl}^3 \text{ diss.} + \text{Cl}^2 = \text{Fe}^2\text{Cl}^6 \text{ diss.}$	+55,5

B. et FABRE, *A.* [6], XIV, 108 ; 1888.

Neutralisation. — Non mesurée.



CHAPITRE IV.

ÉLÉMENTS TRIVALENTS.

Première section. — AZOTE.

Poids atomique ou équivalent : $Az = 14$. . . gaz.

Poids moléculaire : $Az^2 = 28$. Trivalent (ou pentavalent).

Température d'ébullition : $-194^{\circ},4$ (Olzewski).

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante, entre 0° et 200° : 6,83 (R. Wie).

Chaleur spécifique à volume constant : 4,8.

Au-dessus de 1600° , l'accroissement de la chaleur spécifique de l'azote est représentée par les mêmes formules que pour l'hydrogène (p. 39). Soit, à volume constant,

La *chaleur spécifique moyenne* : $4,8 + 0,0016(t - 1600)$;

Et la *chaleur spécifique élémentaire* : $4,8 + 0,0032(t - 1600)$;
toutes deux jusqu'à 4500° .

Ammoniaque.

Poids atomique et moléculaire : $AzH^3 = 17$. . . gaz.

Point d'ébullition : $-38^{\circ},5$ (R.).

Point de fusion : -75° .

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, à pression constante, entre 0° et 200° : 9,64 (R.).

Chaleur spécifique élémentaire (Wie) :

A 0°	8,52
A 100°	9,17
A 200°	9,57

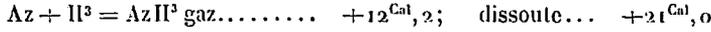
Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, à volume constant : 7,6.

Chaleur spécifique moléculaire liquide : 15,1.

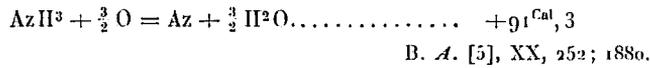
LUDEKING et STARE, *Ch. Soc.*; juin 1893 (*abstracts*).

Chaleur de vaporisation, sous une pression de $5^m,0$: $-4^{Cal},45$ (R.).

Chaleur de formation :

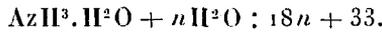


Réaction mesurée. — Combustion directe :

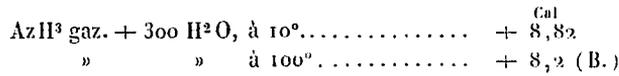


La chaleur de formation s'accroît de 0,004 par degré, jusqu'à 200°.

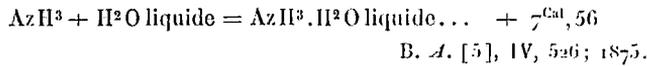
Chaleur spécifique moléculaire des dissolutions :



Chaleur de dissolution :



Hydrates.



Dilution des solutions d'ammoniaque, jusqu'à 200 H²O², à la température de 14° (B.).

Composition de la liqueur primitive.	Poids de AzH ³ dans 1 kil.	Densité.	Chaleur déga- gée = Q.
AzH ³ + 0,98 H ² O ² (saturée à -16°)...	491 ^{gr}	»	+ 1,285
AzH ³ + 1,00 H ² O ² » ...	485	»	+ 1,265
AzH ³ + 1,07 H ² O ² » ...	469	0,860	+ 1,17
AzH ³ + 1,87 H ² O ² » ...	305	»	+ 0,48
AzH ³ + 3,00 H ² O ² » ...	239	»	+ 0,385
AzH ³ + 3,55 H ² O ² » ...	210	»	+ 0,32
AzH ³ + 5,77 H ² O ² » ...	141	»	+ 0,21
AzH ³ + 9,5 H ² O ² » ...	49	»	+ 0,02
AzH ³ + 54,2 H ² O ² (1 ^{gr} = 1 ^{lit})...	17	»	+ 0,00
AzH ³ + 110,0 H ² O ² (1 ^{gr} = 2 ^{lit})...	8,5	»	+ 0,00

En général, $\text{AzH}^3 + n \text{H}^2\text{O}^2$ dégage, pour une dilution qui l'amène à $200 \text{H}^2\text{O}^2$, à la température de 14°, une quantité de chaleur exprimée par la formule suivante :

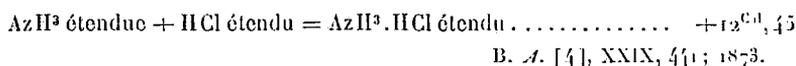
$$Q = \frac{1,27}{n}.$$

Cette formule représente une hyperbole équilatère.

Ainsi, la chaleur dégagée par la dilution est en raison inverse de la quantité d'eau déjà unie avec l'ammoniaque.

Mais les valeurs numériques sont environ neuf fois aussi faibles pour l'ammoniaque que pour les hydracides, ou même pour les alcalis concentrés, lorsqu'on les dissout dans une quantité d'eau équivalente.

Neutralisation :



Un excès d'acide ou de base n'exerce qu'une influence insignifiante (p. 448 et 449 du Mémoire cité).

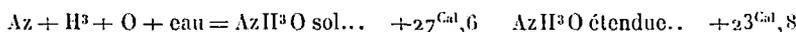
Protohydrure d'azote.

AzH.

Connu seulement à l'état d'hydrate; c'est l'OXAMMONIAQUE, ou HYDROXYLAMINE.

$\text{AzH}^3 \text{O} = 33$ ou bien $\text{AzH} \cdot \text{H}^2 \text{O}$. Ce corps est solide, cristallisé.

Chaleur de formation :



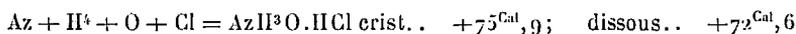
Réactions mesurées :

- I. $\text{AzO}^3 \text{H} \cdot \text{AzH}^3 \text{O crist.} = \text{Az}^2 + 2 \text{H}^2 \text{O liq.} + \text{O}^2 (\text{explos.}) \dots\dots\dots + 50, 3^{\text{Cal}}$
- II. $\text{AzO}^3 \text{H étendu} + \text{AzH}^3 \text{O étendu} = \text{sel dissous} \dots\dots\dots + 9, 2$
- III. $\text{AzO}^3 \text{H} \cdot \text{AzH}^3 \text{O cristallisé} + \text{eau} = \text{sel dissous} \dots\dots\dots - 5, 90$
B. et ANDRÉ, *A.* [6], XXI, 389; 1890.
- IV. *Dissolution* de $\text{AzH}^3 \text{O solide} \dots\dots\dots - 3, 8$
B. *A.* [6], XXVII, 303; 1892.

Chlorhydrate.

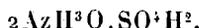
$\text{AzH}^3 \text{O} \cdot \text{HCl}$.

Chaleur de formation :

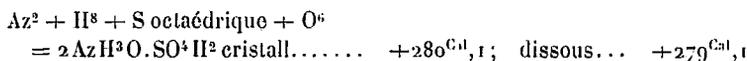


Réactions mesurées :

- I. Formation de $\text{AzH}^3 \text{O}$ étendue par les éléments $\dots\dots\dots + 23^{\text{Cal}}, 8$
- II. *Neutralisation* : $\text{AzH}^3 \text{O diss.} + \text{HCl diss.} = \text{AzH}^3 \text{O} \cdot \text{HCl diss.} \dots + 9^{\text{Cal}}, 2$
- III. *Dissolution* : $\text{AzH}^3 \text{O} \cdot \text{HCl cristallisé, dissolution à } 24^\circ \dots\dots - 3^{\text{Cal}}, 3$
B., *A.* [5], X, 438; 1887.

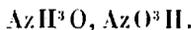
Sulfate.

Chaleur de formation :

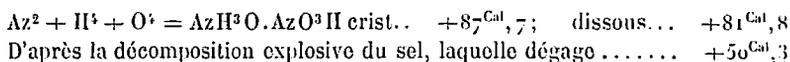


Réactions mesurées :

- I. Formation de AzH^3O étendu par les éléments. +23,8
 II. *Neutralisation* : $2\text{AzH}^3\text{O}$ diss. + SO^3H^2 diss.
 = sel diss., à 12°, 5..... +21,6 ou +10^{Cal}, 8 × 2
 III. *Dissolution* : $\text{SO}^3\text{H}^2 \cdot 2\text{AzH}^3\text{O}$ crist. + eau,
 à 12° = sel diss..... — 1,00
 B. A. [5], X, 438; 1877.

Azotate.

Chaleur de formation (B.) :



Neutralisation : +9^{Cal}, 2.

Dissolution : —5^{Cal}, 9.

L'ammoniaque et l'oxyammoniaque dissoutes, et surtout leurs sels, sont formés depuis les éléments avec des dégagements totaux de chaleur très voisins.

Bi-hydrure d'azote ou Hydrazine.

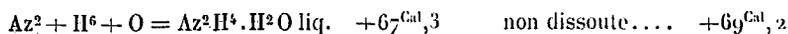
Poids moléculaire : $\text{Az}^2\text{H}^4 = 32$... base diacide.

Le corps anhydre n'a pas été étudié au point de vue thermochimique.

Chaleur de formation :



Hydrate :



Réactions mesurées :

Combustion du sulfate cristallisé :

I.	$\text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}}.\text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}}\text{crist.} + \text{O}^{\text{I}} + \text{eau}$	
	$= \text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} \text{étendu} + \text{Az}^{\text{I}} + 2\text{H}^{\text{I}}\text{O} \dots\dots\dots$	Cal + 119,9
II.	$\text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}}.\text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} \text{dissous} + \text{BaO} \text{dissoute}$	
	$= \text{SO}^{\text{I}}\text{Ba} \text{précipilé} + \text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} \text{dissoute} + \text{H}^{\text{I}}\text{O} \dots\dots\dots$	+ 25,7

d'où résulte

	$\text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} \text{diss.} + \text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} \text{diss.}, \text{à } 10^{\circ}, 9 \dots\dots\dots$	= 11,1
III.	$\text{Dissolution de } \text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}}.\text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}}, \text{à } 10^{\circ}, 6 \dots\dots\dots$	— 8,7

d'où résulte

	$\text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} \text{solide} + \text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} \text{diss.} = \text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}}.\text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} \text{cristallisé} \dots\dots$	+ 36,8
	B. et MAT. A. [6], XXVII, 289 et surtout XXVIII, 138; 1893.	
IV.	$\text{Dissolution } \text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}}.\text{H}^{\text{I}}\text{O} + \text{eau} \dots\dots\dots$	+ 1,92
	BACH, Z. ph. Ch., IX, 141.	

Formation du sulfate d'hydrazine.

S(octaédrique) + O ^I + H ^I + Az ^I = SO ^I H ^I .Az ^I H ^I crist	+ 228 ^{Cal} , 1
dissous	+ 219 ^{Cal} , 4
	B et MAT.

Neutralisation : + 111^{Cal}, 1.

Dissolution : — 8, 7.

Formation des chlorhydrates.

$\text{Az}^{\text{I}} + \text{H}^{\text{I}} + \text{Cl} = \text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}}.\text{HCl} \text{crist.} \dots\dots$	+ 88 ^{Cal} , 0;	$\text{dissous} \dots\dots$	+ 93 ^{Cal} , 4
$\text{Az}^{\text{I}} + \text{H}^{\text{I}} + \text{Cl}^{\text{I}} = \text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}}.2\text{HCl} \text{crist.} \dots\dots$	+ 93 ^{Cal} , 7;	$\text{dissous} \dots\dots$	+ 87 ^{Cal} , 5

Neutralisation :

$2\text{HCl} \text{dissous} + \text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} \text{dissous} = \text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}}.2\text{HCl} \text{dissous} \dots\dots\dots$	+ 10 ^{Cal} , 4
	B. et MAT.

HCl dissous + Az^IH^I dissous = Az^IH^I.HCl dissous, même valeur.

Ce qui signifie que le bichlorhydrate n'existe pas en dissolution étendue.

BACH.

Dissolution :

$\text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}}.2\text{HCl} \text{crist.} + \text{eau} \dots\dots\dots$	— 6, 20
$\text{Az}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}}.\text{HCl} + \text{eau} \dots\dots\dots$	— 5, 44
	BACH.

Azotates.

Neutralisation : formation des deux sels dissous..... + 10^{Cal}, 4

Ce qui signifie que le biazotate n'existe pas en dissolution étendue.

BACH.

Acide azothydrique.

Az³ II ou Az II. Az².

Az³ II = 43, connu seulement à l'état dissous.

Chaleur de formation :

3 Az + II + eau = Az³ II dissous..... - 55^{Cal}, 2

Réactions mesurées :

I. Az³ II. Az II³ crist. + O² = 2 Az² + 2 H² O liq. + 157^{Cal}, 0
 B. et MAT., A. [6], XXVIII, 138, 1893, et XXVII, 289.

II. Az³ II étendu + Az II³ étendue = Az³ II. Az II³ dissous + 8, 2

III. Az³ II. Az II³ solide + eau = sel dissous, vers 12°. - 7, 1
 B. et MAT., A. [6], XXVII, 297; 1892.

Azohydrate d'ammoniaque.

Az³ II³ = 60.

Chaleur de formation :

Az³ + II³ = Az³ II³ crist. - 19^{Cal}, 0; dissous..... - 26^{Cal}, 1

Neutralisation :

Az³ II dissous + Az II³ dissoute = Az³ II³ dissoute.. + 8^{Cal}, 2

Dissolution : à 12° - 7^{Cal}, 1

Triazoture barytique.

Az⁶ Ba = 221.

Neutralisation :

2 Az³ II dissous + Ba O dissoute = Az⁶ Ba dis. + H² O. + 20^{Cal}, 0 ou + 10, 0 × 2

Dissolution : à 20° - 7^{Cal}, 8

B. et MAT., A. [7], II, 144; 1894.

Triazoture mercureux.

Az⁶ Hg = 284.

Chaleur de formation : Az⁶ + Hg = Az⁶ Hg - 141^{Cal}, 6

Az⁶ Hg solide décomposé en Az⁶ gaz + Hg² liquide..... + 144^{Cal}, 6

B. et V., A. [7], II, 351.

Deuxième section. — PHOSPHORE.

Poids atomique : P = 31. Trivalent, ou pentavalent. États solides multiples.

Poids moléculaire théorique : P² = 62.

Poids moléculaire trouvé : P³ = 124. Ce poids diminue aux très hautes températures. Vers 1700°, il est réduit au voisinage de P³. (V. Meyer et Biltz, 1889.)

Chaleur spécifique moléculaire (pour P²) solide : 11,65 (R).

Phosphore rouge : 11,00 (R.)

Chaleur spécifique moléculaire liquide (entre 50° et 100°) : 12,6 (P.).

Chaleur de fusion, pour P² : 0^{Cal},312 (P).

Température de fusion : 44°,2.

Température d'ébullition : 287°.

La chaleur de vaporisation du phosphore n'a pas été mesurée. Elle se rapporterait à un poids moléculaire égal à 124.

En raison de cette double circonstance, les calculs thermochimiques rapportés au poids atomique du phosphore gazeux, P, sont impossibles.

Dissolution :

P² dans nCS² (en grand excès) — 0^{Cal},92 (Og.)

États allotropiques. — Il existe plusieurs états allotropiques du phosphore : phosphore blanc, phosphore rouge amorphe, phosphore rouge métallique et autres états insolubles dans CS²; ces états sont formés au moyen du phosphore blanc avec des dégagements de chaleur très inégaux. Ils réclament à cet égard des études nouvelles.

TR. et. II^e., C. R., LXXVIII, 718; 1874.

Hydrogène phosphoré.

Poids moléculaire : PH³ = 34 . . . gaz.

P (blanc) + II³ = PH³. + 4^{Cal},9

Réactions mesurées :

I. 2PH³ gaz + 8Br² liquide + 5H²O + eau
 = P²O⁵ dissous + 16HBr dissous, dégago. + 509,2^{Cal}
 Og., A. [5], XX, 15; 1880.

II. $\text{H}^2 + \text{O}$	+ 69,0	Cal
III. $\text{P}^2 + \text{O}^5 + \text{eau} = \text{P}^2\text{O}^5$ ordinaire, dissous.....	+ 406,5	
IV. $\text{H} + \text{Br liq.} + \text{eau} = \text{HBr}$ dissous.....	+ 28,6	

Les modifications, apportées dans le présent Ouvrage à ces trois valeurs, ont été introduites dans un calcul qui déduisait la chaleur de formation de PH^3 d'après l'expérience I : ce qui en a modifié fortement la grandeur numérique. Une remarque analogue doit être signalée pour les hydrures d'arsenic, de silicium, etc. On voit par là combien il est essentiel de donner les valeurs expérimentales elles-mêmes, toutes les fois que la chaleur de combinaison n'a pas été mesurée directement.

Combinaison de l'hydrogène phosphoré avec les hydracides :

$\text{PH}^3 + \text{HBr} = \text{PH}^3\text{Br}$ solide.....	+ 23,0	Cal
$\text{PH}^3 + \text{HI} = \text{PH}^3\text{I}$ solide.....	+ 24,2	Cal

Mesures directes (Og.).

D'où résulte :

P blanc + $\text{H}^2 + \text{I}$ gaz.....	+ 28,1	Cal
P blanc + $\text{H}^2 + \text{Br}$ gaz.....	+ 40,3	Cal

Protohydrures phosphoreux.

$\text{P}^2 + \text{H} = \text{P}^2\text{H}$ solide.....	+ 8,9	Cal
--	-------	-----

Réactions mesurées :

I. $\text{P}^2\text{H} + 11\text{Br} + 5\text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{P}^2\text{O}^5$ diss. + 11 HBr diss.....	+ 367,2	Cal
		OGIER.

II, III, IV comme ci-dessus.

La chaleur de formation de l'*hydrures liquide*, P^2H^2 , n'a pas encore été mesurée.

Troisième section. — ARSENIC.

Poids atomique : As = 75. Trivalent ou pentavalent.

Poids moléculaire théorique : $\text{As}^2 = 150$.

Poids moléculaire observé vers le rouge : $\text{As}^4 = 300$. Vers 1700° ce poids redevient normal, c'est-à-dire voisin de 150. (V. Meyer et Biltz, 1889.)

Chaleur spécifique moléculaire solide (pour As^2) : 12,15 (R.).

États allotropiques : États solides multiples.

As amorphe changé en As cristallisé.....	+ 1,0	Cal
--	-------	-----

B. et ENGEL, *A.* [6], XXI, 287; 1890.

D'après Petersen, il existerait un arsenic jaunâtre, amorphe, qui dégagerait avec Br, en présence de l'eau, 4^{Cal},8 de plus que l'arsenic cristallisé.

Z. ph. Ch., VIII, 601.

Hydrogène arsénié.

As H³ = 78 ... gaz.

Chaleur de formation :

As cristallisé + H³ = As H³ -44^{Cal},2

Réactions mesurées :

- I. 2 As H³ + 16 Br liquide + 5 H²O + eau
= As²O⁵ dissous + 16 HBr dissous, dégago +425^{Cal},8
Og., *A.* [5], XX, 18; 1880.
- II. 2 As + 10 Br liquide + 5 H²O + eau
= As²O⁵ dissous + 10 HBr dissous +166^{Cal},2
B. et ENGEL.
- III. H + Br liquide + eau = HBr dissous +28^{Cal},6

Quatrième section. — ANTIMOINE.

Poids atomique : Sb = 122. Trivalent et pentavalent.

Poids moléculaire théorique : Sb² = 244. Le poids réel est plus élevé aux températures voisines du point d'ébullition; mais il diminue avec la température. Vers 1700°, l'excès n'est plus que d'un sixième. (V. Meyer et Biltz, 1889.)

Chaleur spécifique solide (D. et P.):

A 0° 12,0 A 300° 14,7

Hydrogène antimonié.

Sb H³ = 125 ... gaz.

Chaleur de formation :

Sb + H³ = Sb H³ -86^{Cal},8

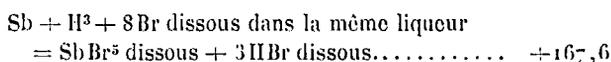
B. et PET., *A.* [6], XVIII, 65; 1889.

Réactions mesurées :

- I. Sb H³ gaz + 8 Br (dissous dans n KBr étendu, en présence de
m HCl, etc.) = Sb Br⁵ dissous + 3 HBr dissous +254,4^{Cal}
- II. Sb + Br³ liquide = Sb Br³ cristallisé (en tenant compte de la
valeur +28,6 adopté pour HBr) + 62,2

- III. Sb Br^3 crist. + Br^2 dissous dans $n\text{KBr}$, étendu en présence
de $m\text{HCl}$ + $27^{\text{Cal}}, 5$
IV. Br liquide diss. dans la solution de $n\text{KBr}$ employée ci-dessus... + $1^{\text{Cal}}, 33$

D'où résulte



(Ce nombre est inférieur de 5,4 au chiffre donné dans le Mémoire cité, à cause d'une rectification de calcul, due à l'intervention de GHBr dans les réactions, la chaleur de formation de ce dernier corps ayant été évaluée à $0,9 \times 6 = 5^{\text{Cal}}, 4$ (trop haut).

Bismuth.

Poids atomique : $\text{Bi} = 208$. Trivalent ou pentavalent.

Poids moléculaire théorique : $\text{Bi}^2 = 416$. Le poids observé est inférieur. A 1640° , il tend à se rapprocher de $\text{Bi} = 208$. (V. Meyer et Biltz, 1889.)

Chaleur spécifique moléculaire solide : 12,8 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire liquide (280° - 300°) : 15,1 (P.).

Température de fusion : 267° .

Chaleur de fusion moléculaire : $5^{\text{Cal}}, 26$ (P.).

On ne connaît pas d'hydrure; mais il existe des radicaux organiques correspondants.

Bore.

Poids atomique : $\text{B} = 11$. Trivalent.

Poids moléculaire : $\text{B}^2 = 22$.

Chaleur spécifique moléculaire du bore amorphe (0° - 100°) : 6,7 (Moissan).

Etats allotropiques multiples.

Hydrures. — Il existe un hydrure de bore gazeux, dont la chaleur de formation n'a pas été mesurée.



CHAPITRE V.

ÉLÉMENTS QUADRIVALENTS.

Première section. — SILICIUM.

Poids atomique : Si = 28. Tétravalent.

Poids moléculaire théorique : Si² = 56.

Chaleur spécifique moléculaire : Si² cristallisé :

Vers -40°.....	7,7
Vers 22°.....	9,5
Vers 232°.....	11,3

WEBER, *A.* [5], VII, 143; 1876.

Chaleur spécifique moléculaire : Si² amorphe (Kopp) :

Vers 36°.....	12,0
---------------	------

États allotropiques. — Le silicium existe sous des états isomériques multiples, mais difficiles à obtenir purs.

Si amorphe changé en Si cristallisé, dégage +6^{Cal},9

Réaction mesurée. — Attaque comparative des deux siliciums par l'acide nitrofluorhydrique.

TR. et II^{F.}, *A.* [5], IX, 76; 1876.

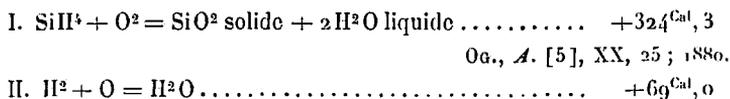
(Les mesures exécutées dans le calorimètre à mercure par ces auteurs et évaluées d'après une unité trop forte ont été diminuées ici des $\frac{3}{10}$, valeur approximative que j'ai admise, d'après la comparaison de cette unité avec des valeurs bien connues).

Hydrogène silicé.

Si II¹ = 32 ... gaz.

Formation :

Si cristallisé + H¹ = Si II¹ gaz..... -6^{Cal},7

Réactions mesurées :

III. On admet la valeur approximative :

**Deuxième section. — ÉTAIN.**

Poids atomique : Sn = 118,1. Tétravalent.

Poids moléculaire : Sn² = 236,2.

Chaleur spécifique moléculaire solide, temp. ordinaire : 13,2 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire liquide (250°-350°) : 15,0 (P.).

Point de fusion : 233°.

Chaleur de fusion moléculaire : 3^{cal}, 36.

On ne connaît pas d'hydrure ; mais il existe des radicaux organiques correspondants.

Titane.

Poids atomique, 48,1.

Poids moléculaire, 96,1.

États allotropiques. Multiples.

Troisième section. — CARBONE.

Poids atomique : C = 12. Tétravalent.

Poids moléculaire : C² = 24.

Point d'ébullition : 3600° environ (Violle).

Chaleur spécifique moléculaire élémentaire. — Elle varie suivant les états allotropiques.

<i>Diamant :</i> à -50°.....	1,52
» à +10°.....	2,71
» à 200°.....	6,85
» à 800°.....	10,78
<i>Graphite :</i> à -50°.....	2,73
» à +10°.....	3,85
» à +200°.....	7,12

Carbone amorphe.

Chaleur spécifique moléculaire moyenne :

0°-100°	4,60
0°-225°	5,66

WEBER, *Jahresb. für* 1874, p. 64.

Les valeurs suivantes reposent sur des déterminations plus récentes.

Chaleur spécifique moléculaire moyenne :

Graphite : 0° à 250°	3,84 + 0,0154 t.
» 250° à 1000°	7,08 + 0,00492 t.

EUCHÈNE et BIJU-DUVAL, cités par Le Chatelier, *C. R.*, CXXVI, 1051; 1893.

Voici maintenant les mesures de Violle (*C. R.*, CXX, 868; 1895):

Au-dessus de 1000° et jusqu'à 3600°, <i>chaleur spécifique moléculaire moyenne</i>	8,42 + 0,00141 t.
<i>Chaleur spécifique élémentaire</i> : à 1000°	11,3
» à 2000°	14,2
» à 3600°	18,8

États allotropiques du carbone.

Chaleur de transformation :

C amorphe changé en C diamant	+3,34 ^{Cal}
C graphite en C diamant	+0,50
C amorphe en C graphite	+2,84

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 80; 1889.

Le carbone actuel doit être regardé comme un élément polymérisé (*A.* [4], IX, 475; 1866). La transformation du poids 12^{gr} en carbone gazeux (1 atome) absorberait une quantité de chaleur supérieure à +34^{Cal} (B., 1865) et même à +42^{Cal}, 1.

B., *A.* [7], IV, 157; 1895.

Hydrures de carbone fondamentaux.

QUADRIHYDRURE DE CARBONE (FORMÈNE OU MÉTHANE) : CH⁴ = 16 . . gaz.

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne, à pression constante (100°-200°) : 9,5 (R.).

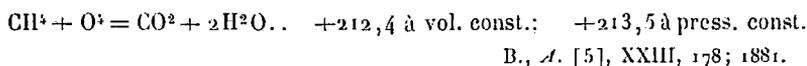
Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 7,5.

Température d'ébullition : -164° (Olzewski).

Chaleur de formation :



Réaction mesurée :

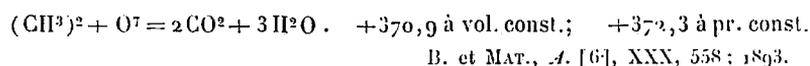


TRIHYDRURE DE CARBONE (MÉTHYLE OU ÉTHANE) : $(\text{CH}^3)^2$ ou $\text{C}^2\text{H}^6 = 30$; gaz.

Chaleur de formation :



Réaction mesurée :



BIHYDRURE DE CARBONE (ÉTHYLÈNE) : $(\text{CH}^2)^2$ ou $\text{C}^2\text{H}^4 = 28$... gaz.

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante (Wie) :

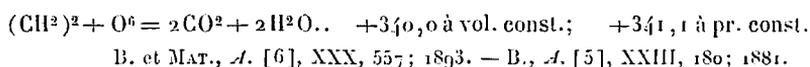
A 0°	9,42
A 100°	11,8
A 200°	14,0

Température d'ébullition : -103° .

Chaleur de formation :



Réaction mesurée :

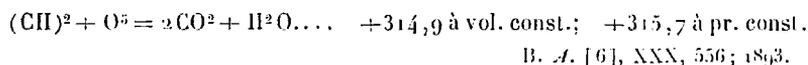


PROTOHYDRURE DE CARBONE (ACÉTYLÈNE) : $(\text{CH})^2$ ou $\text{C}^2\text{H}^2 = 26$; gaz.

Chaleur de formation :



Réaction mesurée :



Pour les polymères de l'acétylène, tels que la benzine C^6H^6 , le styrène C^8H^8 , etc., voir la CHIMIE ORGANIQUE.



DEUXIÈME DIVISION.

COMPOSÉS OXYGÉNÉS.

CHAPITRE I.

ÉLÉMENTS MONOVALENTS ET OXYGÈNE.

Première section. — OXYDES DU CHLORE.

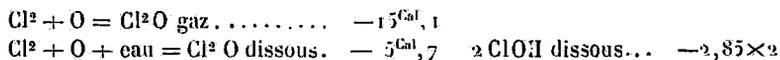
1. Acide hypochloreux.

Acide normal: $\text{ClOH} = 52,5$. Connus seulement à l'état dissous, état dans lequel il est en réalité dissocié en anhydride et eau.

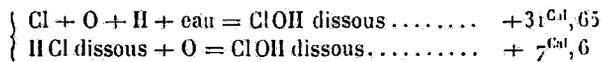
Anhydride: $\text{Cl}^2\text{O} = 87 \dots$ gaz.

Chaleurs de formation:

Anhydride.

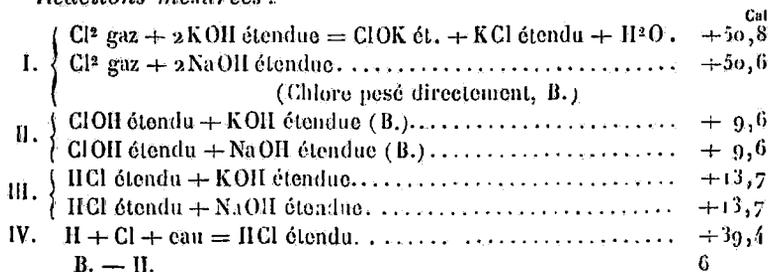


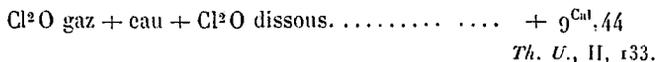
Acide normal.



B., A. [5], V, 335; 1875.

Réactions mesurées:



Dissolution :*Neutralisation :*

Observons que ce nombre se rapporte à une liqueur qui renferme de l'anhydride; il représente donc la somme de deux réactions distinctes.

L'acide hypochloreux est monobasique. Sa chaleur de neutralisation n'est pas influencée sensiblement par un excès de base. C'est un acide faible, dont les sels sont en partie dissociés par l'eau.

Les solutions d'hypochlorites sont donc le siège d'une double dissociation, celle du sel en base et acide et celle de l'acide en acide hydraté normal et anhydride. Par conséquent, ces solutions contiennent à la fois un sel neutre, une base libre, un acide normal et un anhydride. Ces remarques s'appliquent à tous les cas analogues.

En outre, les hypochlorites dissous sont peu stables; la chaleur et même le temps les changent en un mélange de chlorures, de chlorites et de chlorates, souvent avec dégagement d'oxygène libre.

2. Acides chloreux, Cl^2O^3 , et hypochlorique, Cl^2O^3 ou ClO^2 .

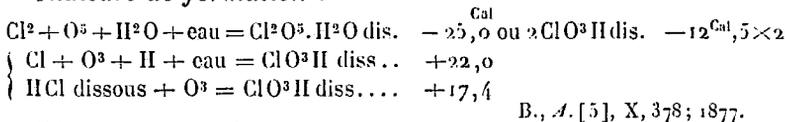
Les données thermiques précises relatives à ces deux acides manquent; on sait seulement que les anhydrides gazeux sont des composés endothermiques et explosifs.

3. Acide chlorique.

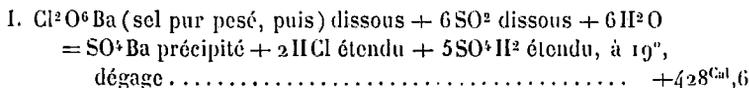
Anhydride : Cl^2O^3 , non isolé.

Acide normal : $\text{ClO}^3\text{H} = 84,5 \dots$ liquide.

Chaleurs de formation :



Réactions mesurées :



II. $\text{SO}^2 \text{H}^2$ étendu + $\text{Cl}^2 \text{O}^6 \text{Ba}$ étendu, à 19°	
= $\text{SO}^3 \text{Ba}^2$ + 2 $\text{ClO}^3 \text{H}$ étendu	+ 9,2 ^{Cal}
{ III. SO^2 dissous + Cl^2 gaz + 2 $\text{H}^2 \text{O}$ = $\text{SO}^3 \text{H}^2$ diss. + 2 HCl diss.	+ 73,4
{ IV. $\text{H} + \text{Cl} + \text{eau}$ = HCl étendu	+ 39,0
{ V. $\text{H}^2 + \text{O}$ = $\text{H}^2 \text{O}$ liquide	+ 69,9

d'où résulte, par le calcul,

$$\text{SO}^2 \text{ dissous} + \text{O gaz} + \text{H}^2 \text{O} = \text{SO}^3 \text{H}^2 \text{ dissous} + 64,1$$

Neutralisation :

$$\text{ClO}^3 \text{H étendu} + \text{NaOH étendue} + 13,7$$

Th. U., I, 241.

L'influence d'un excès d'acide, ou de base, est négligeable.

L'acide chlorique étendu est un acide monobasique : acide fort, comparable aux acides chlorhydrique et azotique et dégageant, avec les mêmes bases, les mêmes quantités de chaleur, lorsque le sel produit est soluble. Les chlorates alcalins sont stables en présence de l'eau.

L'acide bromique étendu donne les mêmes chaleurs de neutralisation, en formant des sels solubles et stables.

L'acide iodique donne des valeurs un peu plus fortes (voir p. 87) et il manifeste quelque tendance à former des sels acides et des sels basiques ; ce qui le rapprocherait de l'acide phosphorique.

4. Acide perchlorique.

Anhydride : $\text{Cl}^2 \text{O}^7 = 183$. Ce corps n'a été qu'entrevu.

Acide normal : $\text{ClO}^3 \text{H} = 100,5$. . . liquide.

Chaleurs de formation :

$\text{Cl}^2 + \text{O}^7 + \text{H}^2 \text{O} + \text{eau} = \text{Cl}^2 \text{O}^7$. $\text{H}^2 \text{O}$ dis.	+ 9,2 ^{Cal} ou 2 $\text{ClO}^3 \text{H}$ dis. + 4,6 × 2
$\text{Cl}^2 + \text{O}^7 + \text{H}^2 \text{O} = 2 \text{ClO}^3 \text{H}$ pur	- 31,4 ou - 15,7 × 2
$\text{Cl} + \text{O}^3 + \text{H} = \text{ClO}^3 \text{H}$ liquide, pur	+ 18,8 ; dissous + 39,1
$\text{HCl gaz} + \text{O}^3 = \text{ClO}^3 \text{H}$ pur	+ 3,2
$\text{HCl dissous} + \text{O}^3 = \text{ClO}^3 \text{H}$ dissous	+ 0,35
	<i>B., A. [5], XXVII, 214 ; 188°.</i>

Réactions mesurées :

I. Combustion des picrates de potasse et d'ammoniaque : d'une part par l'oxygène pur, d'autre part par $\text{ClO}^3 \text{K}$. La différence des résultats fournit, sans autre détermination, la valeur

$$\text{ClO}^3 \text{K solide} = \text{KCl solide} + \text{O}^3 - 7^{\text{Cal}}, 5$$

B. et Vie, A. [5], XXVII, 226 ; 188°.

II.	{	ClO ³ K dissous dans l'eau (B.)	— 12,1 ^{Cal}
		KCl dissous dans l'eau	— 4,4

d'où l'on tire

	ClO ³ K dissous = KCl dissous + O ³	+ 0,2		
III.	{	ClO ³ H étendu + KOH étendue (B.)	+ 14,25	De même NaOH.
		HCl étendu + KOH étendue	+ 13,7	
IV.		ClO ³ H liq. + eau (B.)	+ 20,3	

Neutralisation :

ClO ³ H dissous + NaOH dissoute	+ 14,25
--	---------

L'acide perchlorique est monobasique et fort. L'influence d'un excès de base, ou d'acide, sur les sels neutres dissous, est négligeable. L'acide perchlorique étendu et les perchlorates dissous sont très stables, non seulement vis-à-vis de l'eau, mais vis-à-vis de tous les réactifs. Les sels alcalins, notamment, résistent à froid à tous les agents réducteurs connus.

Chaleurs de dissolution :

B. A. [5]. XXVII, 222; 1882.

ClO ³ H pur, liquide + eau, dégage	+ 20 ^{Cal} , 3
---	-------------------------

Cette chaleur de dissolution surpasse celle de tous les acides normaux connus. Sa grandeur explique l'opposition qui existe entre la grande stabilité de l'acide perchlorique étendu et l'instabilité de l'acide pur.

Hydrates :

ClO ³ H, H ² O cristallisé + eau	— 7,72 ^{Cal}
id. liquide + eau	— 11,7

d'où

ClO ³ H liq. + H ² O liq. = ClO ³ H. H ² O cr.	+ 12,6;	liquide	+ 8,6
--	---------	-------------------	-------

On a encore :

ClO ³ H. 2H ² O liq., dissolution dans une grande quantité d'eau	+ 5,3
---	-------

d'où

ClO ³ H liquide + 2H ² O liquide = ClO ³ H. 2H ² O liquide	+ 15,0
--	--------

On trouvera également les chaleurs de dilution et les chaleurs spécifiques moléculaires des dissolutions dans le *Mémoire* cité.

Deuxième section. — OXYDES DU BROME.

1. Acide hypobromeux.

Anhydride : Br^2O ... inconnu à l'état isolé.

Acide normal : $\text{BrOH} = 97$.

Chaleurs de formation :

{	$\text{Br}^2 \text{ liq.} + \text{O} + \text{eau} = \text{Br}^2\text{O} \text{ diss.}$	$-\overset{\text{Cal}}{10,8}$	ou $2\text{BrOH} \text{ diss.}$	$-\overset{\text{Cal}}{5,4} \times 2$
	$\text{Br}^2 \text{ gaz.}$	$-\overset{\text{Cal}}{3,4}$		
	$\text{Br liq.} + \text{O} + \text{H} + \text{eau} = \text{BrOH} \text{ diss.}$	$+\overset{\text{Cal}}{29,1}$		
	Br gaz.	$+\overset{\text{Cal}}{32,8}$		

B., A. [5], XIII, 19; 1878.

Réactions mesurées :

I. {	$\text{Br}^2 \text{ (pesé liq.)} + 2\text{NaOH} \text{ étendue, à } 9^\circ,$	$= \text{BrONa} \text{ dissous} + \text{NaBr} \text{ dissous} + \text{H}^2\text{O}$	$+\overset{\text{Cal}}{12,0}$
	$\text{Br}^2 \text{ (pesé liq.)} + 2\text{KOH} \text{ étendue, à } 11^\circ$	$= \text{BrOK} \text{ dissous} + \text{KBr} \text{ dissous} + \text{H}^2\text{O}$	$+\overset{\text{Cal}}{11,9}$
	II. On admet par analogie que $\text{BrOH} \text{ étendu} + \text{KOH} \text{ étendue}$ dégage.		$+\overset{\text{Cal}}{9,6^*}$
	III. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$.		$+\overset{\text{Cal}}{69,0}$
	IV. $\text{HBr} \text{ étendu} + \text{KOH} \text{ étendue} = \text{KBr} \text{ dissous} + \text{H}^2\text{O}$		$+\overset{\text{Cal}}{13,7}$

(Le calcul a été fait depuis le système initial suivant : Br^2 liquide, H^2 , O, 2 KOH étendue, ou 2 NaOH étendue).

2. Acide bromique.

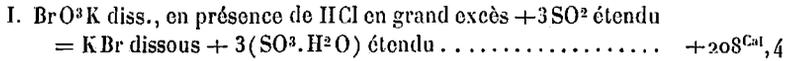
Anhydride : Br^2O^5 ... inconnu.

Acide normal : $\text{BrO}^3\text{H} = 129$... liquide.

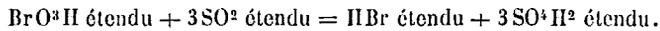
Chaleur de formation :

{	$\text{Br}^2 \text{ liquide} + \text{O}^5 + \text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{Br}^2\text{O}^5.\text{H}^2\text{O} \text{ diss.}$	$-\overset{\text{Cal}}{14,0}$	
	ou $2\text{BrO}^3\text{H} \text{ dissous.}$		$-\overset{\text{Cal}}{22,0} \times 2$
{	$\text{Br}^2 \text{ gaz.}$	$-\overset{\text{Cal}}{36,0}$	
	ou $2\text{BrO}^3\text{H} \text{ dissous.}$		$-\overset{\text{Cal}}{18,3} \times 2$
{	$\text{Br liq.} + \text{O}^3 + \text{H} + \text{eau} = \text{BrO}^3\text{H} \text{ dissous}$	$+\overset{\text{Cal}}{12,5}$	
	Br gaz.	$+\overset{\text{Cal}}{16,2}$	
	$\text{HBr} \text{ étendu} + \text{O}^3 = \text{BrO}^3\text{H} \text{ étendu.}$		$-\overset{\text{Cal}}{16,1}$
	$\text{KBr} \text{ étendu} + \text{O}^3 = \text{BrO}^3\text{K} \text{ étendu.}$		même valeur
	$\text{Les deux sels supposés solides.}$		$-\overset{\text{Cal}}{11,7}$

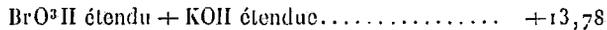
B., même Mémoire.

Réactions mesurées :

II. KOH étendue dégage la même quantité de chaleur en présence de HBr étendu et de BrO^3H étendu. On admet en outre que cette quantité demeure sensiblement la même, malgré la présence de l'acide sulfurique : ce qui a été démontré vrai en fait pour les chlorures, pourvu qu'il y ait un grand excès de HCl . Dès lors le nombre précédent devient applicable à

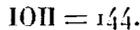


B., *A.* [5], XIII, 19; 1878.

Neutralisation :

(*Th. U.*, I, 242).

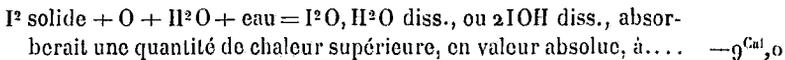
Cet acide est monobasique, et comparable à l'acide chlorique.

Troisième section. — OXYDES de L'IODE.**1. Acide hypoiodeux.**

Anhydride : I^2O , inconnu.

Acide normal : $\text{IOH} = 144$. . . non isolé.

D'après les données observées, la réaction



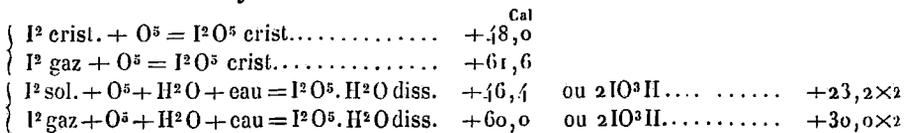
B., *A.* [5], XIII, 24; 1878.

2. Acide iodique.

Anhydride : $\text{I}^2\text{O}^5 = 334$. . . cristallisé.

Acide normal : $\text{IO}^3\text{H} = 176$. . . cristallisé.

Chaleurs de formation :



$\left\{ \begin{array}{l} \text{I sol.} + \text{O}^3 + \text{II} + \text{eau} = \text{IO}^3\text{II dissous.} \\ \text{I gaz.} \dots\dots\dots \end{array} \right.$	$+57,7^{\text{Cal}}$	ou $\text{IO}^3\text{II dissous.} \dots\dots$	$+60,4$
	$+64,5$	ou $\text{IO}^3\text{II crist.} \dots\dots$	$+67,2$
$\text{I}^2\text{O}^5 \text{ crist.} + \text{H}^2\text{O sol.} = 2\text{IO}^3\text{II crist.} \dots\dots$	$+2,18$		
$\text{III dissous} + \text{O}^3 = \text{IO}^3\text{II dissous.} \dots\dots$	$+44,5$		
$\text{KI dissous} + \text{O}^3 = \text{IO}^3\text{K dissous.} \dots\dots$	$+45,0$	Les deux sels solides.	$+45,7$

B., A. [5], XIII, 24; 1878.

Réactions mesurées :

I. 6 I crist. + 6 KOH étendue, à 15° = 5 KI diss. + IO ³ K diss.	— 0,6
II. IO ³ II étendu + KOH étendue à 13° = IO ³ K dissous + H ² O	+14,3
III. III étendu + KOH étendue = KI dissous + H ² O	+13,7
IV. H ² + O = H ² O	+69,0
V. II + I solide + eau = III étendu	+13,2
VI. IO ³ II cristallisé + eau, à 12°, dissolution	— 2,67
VII. I ² O ⁵ cristallisé + eau, à 12°, dissolution	— 1,62
VIII. IO ³ K cristallisé + eau, à 12°, dissolution	— 6,05

Combinaison définie d'anhydride et d'hydrate :

(IO³H)², I²O⁵ + eau : dissolution — 5^{Cal}.72

d'où

(IO³H)² solide + I²O⁵ solide = (IO³H)², I²O⁵ solide, dégage +1^{Cal}.24
 B., A. [5], XII, 314; 1877; XIII, 24; 1878.

Neutralisation :

IO ³ H étendu + KOH étendue, à 13° = IO ³ K dissous + H ² O	+14,30
» 2 KOH étendue	+14,52
» 4 KOH étendue	+14,86
IO ³ K étendu + IO ³ II étendu	+ 0,2

L'acide iodique se comporte comme un acide monobasique, doué d'une tendance sensible à former des sels basiques, qui rappelle les phosphates.

B., Mémoires précédents.

Il forme aussi des sels acides cristallisés.

3. Acide periodique.

Acide normal : IO⁵H = 192.

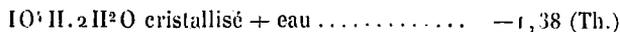
Anhydride : I² + O⁷ = I²O⁷ = 366 . . . Cet acide existe; mais il n'a guère été étudié.

Chaleurs de formation :

{ I ² sol. + O ⁷ + H ² O + eau = I ² O ⁷ . H ² O dis.	+ 38,0	^{Cal} 2IO ⁴ H diss.	+ 19,0 × 2
{ I ² gaz.....	+ 51,6	»	+ 25,3 × 2
{ I + O ³ + H + eau = IO ³ H dissous....	+ 53,5		
{ I gaz.....	+ 60,3		
III dissous + O ³ = IO ³ H dissous.....	+ 40,3		

*Th. U., II, 165.**Réactions mesurées :*

I. IO ³ H diss. + $\frac{1}{4}$ SnCl ² diss. + 8 HCl diss. + excès HCl diss.		
= III dissous + $\frac{1}{4}$ SnCl ⁴ dissous + $\frac{1}{4}$ H ² O.....	+ 228,5	^{Cal}
II. H ² + O = H ² O.....	+ 69,0	
III. SnCl ² dissous dans HCl + Cl ² gaz.....	+ 77,0	(B.)
IV. II + I solide + eau = III dissous.....	+ 13,2	
V. II + Cl + eau = HCl dissous.....	+ 39,4	

Dissolution de l'hydrate :*Neutralisation :*

IO ³ H dissous + KOH dissoute....	+ 5,15
» $\frac{3}{2}$ KOH.....	+ 16,52 ou 11,0 × 1 $\frac{1}{2}$
» 2 KOH.....	+ 26,6 ou 13,3 × 2
» 2 $\frac{1}{2}$ KOH.....	+ 28,2 ou 11,24 × 2 $\frac{1}{2}$
» 3 KOH.....	+ 29,7 ou 9,9 × 3
» 5 KOH.....	+ 32,0 ou 6,4 × 5

Th. U., I, 246.

Ces résultats sont singuliers et anormaux. On pourrait conclure du troisième nombre que l'acide est bibasique, avec tendance à former des sels plus basiques, contenant jusqu'à 5 atomes d'un métal monovalent. On connaît aussi des sels acides.

CHAPITRE II.

ÉLÉMENTS BIVALENTS ET OXYGÈNE.

Première section. — OXYDES DU SOUFRE.

1. Acide sulfureux.

Anhydride : $\text{SO}^2 = 64$.

Acide normal : $\text{SO}^2 \text{H}^2$ est inconnu, l'anhydride se dissolvant dans l'eau sans former d'hydrate stable, ou tout au plus un hydrate en partie dissocié.

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante (0° - 200°) : 9,86 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 7,9.

Température d'ébullition : -10° .

Chaleur de vaporisation à t : $5^{\text{cal}}, 88 - 0,0246 t$, jusqu'à 40° .

MATHIAS, *A.* [6], XXI, 115; 1890.

Chaleur spécifique moléculaire liquide :

- 20.....	+ 19,8
+ 20.....	- 20,9
+ 100.....	+ 26,9
+ 150.....	+ 54,1
+ 155,5.....	+ 191,0

MATHIAS, *C. R.*, CXIX, 406; 1894.

Température de fusion : $-78^\circ, 9$.

Chaleur de formation :

S octaédrique) + $\text{O}^2 = \text{SO}^2$ gaz.....	$^{\text{cal}}$ + 69,26
» » dissous.....	+ 77,6
» » liquide.....	+ 74,7

B., *A.* [5], XXII, 428; 1881.

Mesure directe. — Les nombres obtenus par les différents auteurs, dans la combustion du soufre par l'oxygène, ont varié de +83 (Dulong, Hesse) à +73,8 et +71,1 (Andrews, Favre, Silber-

mann, Thomsen). J'ai montré que ces variations sont dues à une formation plus ou moins notable d'acide sulfurique. Ce dernier se condense à l'état d'hydrate, pour peu que l'oxygène soit insuffisamment desséché. Si les gaz sont parfaitement secs, l'anhydride sulfurique demeure en totalité, ou en partie, sous la forme gazeuse, mélangé avec l'acide sulfureux, en raison de la tension de vapeur de l'anhydride. En effet, cette tension est considérable à la température ordinaire, ainsi que je l'ai constaté.

Le soufre insoluble, obtenu par refroidissement brusque et débarrassé de tout mélange de soufre mou, fournit, en se changeant en acide sulfureux, exactement le même chiffre que le soufre octaédrique.

Le soufre prismatique donnera, par chaque atome de soufre, S, un excès de $0^{\text{Cal}}, 075$ (voir p. 61).

Les différences plus considérables, signalées par divers auteurs entre la chaleur de combustion des différentes variétés de soufre, résultent soit de la présence du soufre mou, soit des erreurs d'expériences : en effet, la chaleur de transformation de ces variétés les unes dans les autres a été mesurée *directement* (p. 61).

Chaleur de dissolution :

SO² gaz + eau, formant une solution étendue, à 12°..... $+8^{\text{Cal}}, 34$
 » formant une solution concentrée (84^{gr} au litre)... $+7^{\text{Cal}}, 70$
 B., A. [6], I. 73. 1884.

Les dissolutions aqueuses d'acide sulfureux s'altèrent rapidement sous l'influence de la lumière, en produisant des acides thioniques. En outre, au contact de l'air, elles absorbent peu à peu l'oxygène, en formant de l'acide sulfurique. Cette absorption devient plus rapide si l'on augmente la pression ou la température (voir aussi p. 41).

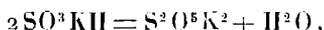
Neutralisation :

Potasse.

SO² dissous *récemment* dans 275H²O
 + (KOH dans 110H²O), vers 13°..... $+16^{\text{Cal}}, 6$
 + 2 (KOH dans 110H²O)..... $+31^{\text{Cal}}, 8$ ou $+15^{\text{Cal}}, 9 \times 2$
 Le sel neutre : SO²K² étendu + KOH étendue.. $+0^{\text{Cal}}, 66$
 B., A. [6], I, 74; 1884.

D'après ces chiffres, le bisulfite de potasse dissous, récemment préparé, dégage avec un nouvel équivalent de KOH étendue : $+15^{\text{Cal}}, 2$.

Mais si l'on porte la liqueur à 100°, ou bien si on la conserve pendant longtemps, avant de la traiter par la potasse étendue, KOH, on obtient seulement +12^{Cal},9; le bisulfite initial, SO³KII, contenu dans les liqueurs, s'y étant changé en métrasulfite (autrement dit pyrosulfite) S²O⁵K²:



au sein même des dissolutions, et cela en dégageant +2^{Cal},6. Ce fait résulte des mesures thermiques comparatives, réalisées dans l'étude de l'action de la potasse étendue, KOH, sur l'acide sulfureux et sur le bisulfite dissous.

Soude.

{ SO ² récemment diss.+ NaOH étendue, vers 10°	+16,6	Cal	
{ SO ² dissous + 2NaOH étendue, vers 10°.....	+30,5	ou +15 ^{Cal} ,25×2	
Le deuxième équivalent de NaOH dégage donc.	+13,9		
L'addition d'un excès de NaOH étendue au sel neutre.....	+ 0,64		

Le bisulfite de soude proprement dit ne paraît pas exister à la température ordinaire; les liqueurs contenant tout d'abord du métrasulfite de soude.

De même, le métrasulfite d'ammoniaque.

Vo., A. [6], III, 242; 1884.

L'acide sulfureux est un acide bibasique, à fonction anormale, comparable aux acides-aldéhydes, sous certains rapports.

Il convient de remarquer que sa chaleur de neutralisation représente la somme de deux effets, la combinaison avec les bases ayant lieu depuis l'anhydride dissous, et non depuis l'acide normal hypothétique, SO³H². Elle n'est donc pas comparable à la neutralisation de l'acide azotique, Az(O)²H, ou de l'acide sulfurique normal, SO³H².

2 Acide sulfurique.

Anhydride : SO³ = 80; cristallisé.

Acide normal : SO³.H²O ou SO³H² = 98; cristallisé et liquide. Bibasique.

Chaleurs de formation :

Anhydride.

S octaédrique + O ³ = SO ³ gazeux.....	+ 91,9	Cal	
» SO ³ solide.....	+103,7		
» SO ³ dissous.....	+141,0		
SO ² gaz + O = SO ³ gaz.....	+ 22,6		
» SO ³ solide.....	+ 34,4		

{	S + O ³ + H ² O liquide = SO ³ H ² solide.....	+124,1	Cal
	» SO ³ H ² liquide.....	+123,2	
	» SO ³ H ² dissous.....	+141,1	
	S + O ³ + H ² O solide = SO ³ H ² solide.....	+122,7	

Acide normal.

S + O ³ + H ² = SO ³ H ² solide.....	+193,1
» SO ³ H ² liquide.....	+192,2
» SO ³ H ² dissous.....	+210,1
{ SO ³ dissous + O + H ² O = SO ³ H ² dissous.....	+ 64,1
{ SO ³ gaz.....	+ 71,8
{ SO ³ solide + H ² O liquide = SO ³ H ² liquide.....	+ 19,4
{ SO ³ solide + H ² O solide = SO ³ H ² solide.....	+ 19,0

Second hydrate.

SO ³ H ² solide + H ² O solide = SO ³ H ² .H ² O solide.	+ 7,4
Tous corps liquides.....	+ 6,1

Acide hémihydraté.

SO ³ solide + SO ³ H ² liquide = S ² O ⁷ H ² liquide....	+ 0,9
--	-------

Réactions mesurées :

I. SO ² dissous + Cl ² gaz + H ² O = SO ³ dissous + 2HCl dissous..	+73,9	Cal
		<i>Th. U.</i> , II, 253.
II. H + Cl + eau = HCl dissous.....	+39,4	
III. H ² + O = H ² O.....	+69,0	
IV. SO ³ gaz changé en SO ³ solide (<i>chaleur de vaporisation</i> , à 18°)..	+11,8	
		B., <i>A.</i> [5], XXII, 431; 1881.
V. SO ³ solide + eau, <i>dissolution</i>	+37,3	
		B., <i>A.</i> [4], XXX, 442; 1873.
SO ³ gaz + eau, <i>dissolution</i>	+49,1	
VI. SO ³ H ² liquide + 400H ² O.....	+17,9	
		Th.; Pr.; 1875.
VII. S ² O ⁷ H ² + eau.....	+51,3	
		<i>Th. U.</i> , III, 195.

Chaleur de fusion :

SO ³ H ² solide.....	-0 ^{Cal} , 86
	B., <i>A.</i> [5], IV, 106; 1875.

Mesurée en dissolvant dans l'eau l'acide cristallisé et l'acide liquide, à la même température et en mêmes quantités relatives.

Chaleur spécifique moléculaire liquide (17°-77°) : 33,8 (Pf.).

Second hydrate : $\text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} \cdot \text{H}^{\text{I}}\text{O}$.

Chaleur de fusion :

$$\text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} \cdot \text{H}^{\text{I}}\text{O} \dots \dots \dots -3^{\text{Cal}},68$$

B., A. [5], IV, 155; 1875.

Chaleur spécifique moléculaire liquide : 52 (Pf.).

Chaleur de dissolution et de dilution :

$$\begin{aligned} \text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} + 1600\text{H}^{\text{I}}\text{O} \dots \dots \dots &+17^{\text{Cal}},9 \text{ (T.)} \\ \text{A } 100^{\circ} \dots \dots \dots &-19^{\text{Cal}},6 \end{aligned}$$

$$\text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} + n\text{H}^{\text{I}}\text{O} \text{ dilué dans } (1600 - n)\text{H}^{\text{I}}\text{O} : \frac{17,9n}{n + 1,80}, \text{ à } 18^{\circ}.$$

Th. U., III, 8.

Chaleur spécifique moléculaire (vers 18°) :

$$\begin{aligned} \text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} \text{ liquide} \dots \dots \dots &32,5 \\ \text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} + n\text{H}^{\text{I}}\text{O} \dots \dots \dots &32,5 + 15,2n \text{ (de } n = 0 \text{ à } n = 5) \\ n \dots \dots \dots &16,9 + 18,3n \text{ (depuis } n = 5) \end{aligned}$$

B., Méc. chim., I, 496.

Calculée d'après les mesures de Marignac, Thomsen et Pfaundler.

Neutralisation :

$$\begin{aligned} (\text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} + 200\text{H}^{\text{I}}\text{O}) + 2(\text{NaOH} + 100\text{H}^{\text{I}}\text{O}), \text{ vers } 18^{\circ} &+31,1 \text{ ou } +15,7 \times 2 \\ (\text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} + 200\text{H}^{\text{I}}\text{O}) + (\text{NaOH} + 100\text{H}^{\text{I}}\text{O}) \dots \dots \dots &+14,75 \end{aligned}$$

Un excès de NaOH étendue est sans action sensible.

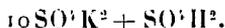
$$\text{SO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} \text{ étendu } (200\text{H}^{\text{I}}\text{O}), \text{ agissant sur } \text{SO}^{\text{I}}\text{Na}^{\text{I}} \text{ étendu } (400\text{H}^{\text{I}}\text{O}) \dots \dots \dots -1,87$$

Th. U., I, 164.

Le dernier chiffre résulte de la formation d'un bisulfate, plus ou moins dissocié suivant les proportions relatives d'eau, d'acide et de sel neutre. Par exemple, en opérant avec le sulfate de potasse dissous et l'acide sulfurique dissous, mélangés à poids moléculaires égaux, la chaleur absorbée varie de -2,5 (pour 110H^IO) à -1,6 (pour 1100H^IO).

En présence de 55H^IO pour chaque molécule des composants, elle varie de -2,5, nombre observé à molécules égales, jusqu'à -3,9, nombre observé avec les rapports 10SO^IH^I + SO^IK^I.

En présence des mêmes proportions d'eau, elle varie de -2,5, observé pour molécules égales, jusqu'à -4,4, pour les rapports



La formation du bisulfate étant regardée comme aussi complète que possible, en présence d'un grand excès, soit d'acide, soit de sel neutre, répondrait (pour la réaction SO^IH^I étendu + KOH étendue) à un nombre voisin de +13^{Cal},7; c'est-à-dire à un nombre voisin

de la chaleur de neutralisation des acides chlorhydrique et azotique, par un seul équivalent de potasse.

Ces résultats sont caractéristiques de la formation des sels acides d'acides bibasiques.

B., *Méc. chim.*, II, 319 à 322.

3. Acide hyposulfurique.

Anhydride : $S^2O^5 = 144$... inconnu.

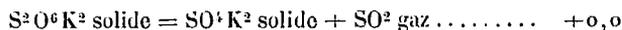
Acide normal : $S^2O^5 \cdot H^2O$, ou $S^2O^6H^2 = 162$. La véritable formule moléculaire paraît être double : $(S^2O^5)^2 \cdot 2H^2O$.

B., *A.* [6], XVII, 437, 1889.

Chaleurs de formation :

		Formule double.
$S^2(\text{oct.}) + O^5 + H^2O + \text{eau} = S^2O^5 \cdot H^2O$ étendu...	+208,0	+416,0
$S^2 + O^6 + H^2 + \text{eau} = S^2O^6H^2$ étendu.....	+277,0	+554,0

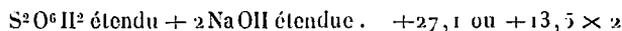
Réaction mesurée :



Th. U., II, 260.

Nombre mesuré en échauffant le sel par la combustion d'une quantité donnée d'hydrogène, dont on déduit la chaleur de combustion.

Neutralisation :



Th. U., I, 174.

La combinaison de cet acide, avec formation de sels solubles, dégage sensiblement les mêmes quantités de chaleur que la combinaison de l'acide chlorhydrique. On ne connaît ni sels acides, ni sels basiques.

4. Acide persulfurique.

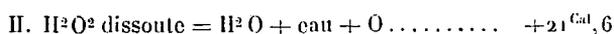
Anhydride : $S^2O^7 = 176$... cristallisé. Sa chaleur de formation n'a pas été mesurée.

Acide normal : $S^2O^7 \cdot H^2O$ ou $S^2O^8H^2 = 194$. Observé en solution étendue.

Chaleurs de formation :

$2SO^3H^2 \text{ étendu} + O \text{ gaz} = S^2O^8H^2 \text{ étendu} + H^2O$..	— 34,8
$S^2 + O^7 + H^2O + \text{eau} = S^2O^7 \cdot H^2O$ étendu.....	+247,4
$S^2 + O^8 + H^2 + \text{eau} = S^2O^8H^2 \text{ étendu} \dots\dots\dots$	+316,4

Réactions mesurées. — I. On a oxydé un mélange donné de sulfate ferreux dissous et d'acide sulfurique étendu, ce mélange étant employé en excès : d'une part, par l'acide persulfurique étendu; d'autre part, par l'eau oxygénée additionnée d'acide sulfurique étendu. On s'arrange pour que le système final soit absolument identique dans les deux cas. La différence entre les quantités de chaleur ainsi dégagées, soit $+13^{\text{cal}},2$, est précisément égale à l'excès de la chaleur dégagée par la séparation de l'oxygène de l'acide persulfurique, comparé à l'eau oxygénée.



Ainsi l'eau oxygénée dégageant par la séparation de son excès d'oxygène $+21^{\text{cal}},6$, la somme $+34^{\text{cal}},8$ répond au changement de l'acide persulfurique en acide sulfurique.

B., *A.* [6], XXVI, 543; 1892.

On a opéré également avec les persulfates de potasse et d'ammoniaque, en suivant la même marche; ce qui a fourni des résultats concordants.

Neutralisation :

$\text{S}^2\text{O}^8\text{H}^2$ étendu	+ 2 (KOH étendue) . .	$+27,1$ ou $+13,7 \times 2$
"	+ BaO. H^2O étendue .	$+27,6$
"	+ 2 Az H^3 étendue . . .	$+24,8$ ou $+12,4 \times 2$

Réactions mesurées. — I. Action de l'acide sulfurique sur le persulfate de baryte.

II. Action de la baryte sur le persulfate d'ammoniaque.

III. Action de la potasse sur le même persulfate.

B., même Mémoire.

La première réaction donne la chaleur de neutralisation de l'acide persulfurique par la baryte; celle-ci étant séparée sous forme de sulfate de baryte insoluble, dont on connaît par une expérience directe la chaleur de formation. La seconde action fournit, par différence, la chaleur de neutralisation de l'acide par l'ammoniaque, et la troisième action, la chaleur de neutralisation par la potasse.

Les quantités de chaleurs dégagées par la combinaison de l'acide persulfurique étendu, avec formation de sels solubles, sont sensiblement les mêmes que celles de l'acide chlorhydrique étendu, uni aux mêmes bases.

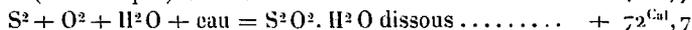
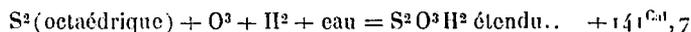
L'acide persulfurique et ses sels dissous se décomposent spontanément en oxygène libre et acide sulfurique, ou bisulfates.

5. Acide hyposulfureux.

Anhydride : $S^2O^2 = 96$... inconnu.

Acide normal : S^2O^2, H^2O ou $S^2O^3H^2 = 114$. Connus seulement à l'état de dissolution étendue; très instable.

Chaleurs de formation :

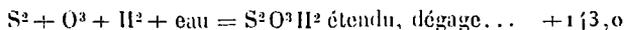


B., A. [6], XVII, 460; 1893.

Réactions mesurées :

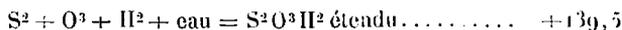
- A. I. $S^2O^3Na^2$ dissous + 8 Br (dissous dans KBr) + 5 H^2O
 $= 2SO^3H^2$ dissous + 2 NaBr dissous + 6 HBr dissous... + 150,4^{Cal}
- II. Br liquide dissous dans KBr ($1^{\text{mol}} = 2^{\text{lit}}$) dégage... + 1,33
 Dès lors la réaction (I), effectuée avec Br liquide, répond à. + 161,0
- III. On admet que ce chiffre est applicable à la réaction
 $S^2O^3H^2$ diss. + 8 Br liq. + 5 $H^2O = 2SO^3H^2$ diss. + 8 HBr étendu;
 ce qui revient à admettre que les chaleurs dégagées par la
 saturation de 2 NaOH étendue, dans les deux membres, se
 compensent.
- IV. $H^2 + O = H^2O$... + 69,0
- V. $H + Br$ liquide + eau = HBr étendu... + 28,6

On déduit de ces nombres :



- B. I. $2S^2O^3Na^2$ diss. + I^2 crist. = $S^2O^6Na^2$ diss. + 2 NaI diss... + 8,5
- II. On admet que ce chiffre est applicable à la réaction
 $2S^2O^3H^2$ dissous + $I^2 = S^2O^6H^2$ dissous + 2 HI dissous.
- III. $S^2 + O^6 + H^2 + \text{eau} = S^2O^6H^2$ diss. (*voir plus loin*)... + 261,2
- IV. $H + I$ crist. + eau = HI dissous... + 13,2

On déduit de ces nombres :



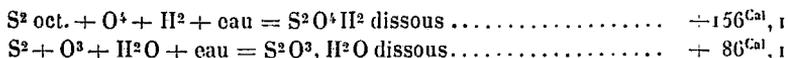
On a pris la moyenne des résultats A et B.

6. Acide hydrosulfureux.

Anhydride : $S^2O^3 = 112$... inconnu.

Acide normal : S^2O^3, H^2O ou $S^2O^3H^2 = 130$. Connus seulement à l'état de sel.

Chaleur de formation :



Réaction mesurée :

I. Hydrosulfite de soude et de zinc, changé en sulfite, par l'absorption de O libre : +67^{Cal}, 9.

II. On admet que ce nombre est applicable à la réaction :



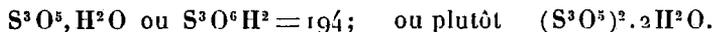
en négligeant la différence inconnue entre les chaleurs de neutralisation des acides sulfureux et hydrosulfureux, par la soude et par l'oxyde de zinc.

B., *A.* [5], X, 393; 1877.

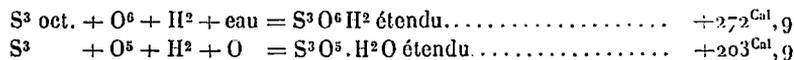
7. Acide trithionique.

Anhydride : S³O⁶ = 176... inconnu.

Acide normal :



Chaleur de formation :



B. *A.* [6], XVII, 440; 1889.

Réaction mesurée. — A. Oxydation du trithionate de potasse cristallisé par le brome dissous dans le bromure de potassium :

- I. S³O⁶K² crist. + 8Br (dissous dans *n* KBr) + 6H²O
= 2KBr diss. + 3SO³H² diss. + 6HBr ét., vers 10°. ^{Cal}
+ 149,4
- II. S³O⁶K² dissolution — 13,0
- III. Br dissous dans une solution renfermant *n* KBr. + 1,33
- d'où : Sel dissous + 4Br² liq. + 173,0

Le brome doit être employé en excès notable.

On admet que la saturation de la potasse par les acides, dans les deux membres de l'équation, dégage la même quantité de chaleur. On a dès lors :

- IV. S³O⁶H² ét. + 8Br liq. + 6H²O = 8HBr ét. + 3SO³H² ét. + 173,0
- V. H² + O = H²O. + 69,0
- VI. H + Br liq. + eau = HBr étendu. + 28,6
- VII. S + O⁴ + H² + eau = SO³H² étendu. + 210,1

B. — II.

7

B. Des expériences similaires, exécutées sur le trithionate de soude, ont conduit à $+171^{\text{Cal}}, 4$.

Moyenne des résultats A et B : $+172^{\text{Cal}}, 2$.

8. Acide tétrathionique.

Anhydride : $\text{S}^4\text{O}^5 = 208$.

Acide normal :

$\text{S}^4\text{O}^5 \cdot \text{H}^2\text{O}$ ou $\text{S}^4\text{O}^6\text{H}^2 = 226$; ou plutôt $(\text{S}^4\text{O}^5)^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$.

Chaleur de formation :

$\text{S}^3 + \text{O}^6 + \text{H}^2 + \text{eau} = \text{S}^4\text{O}^6\text{H}^2$ étendu..... $+261^{\text{Cal}}, 2$

$\text{S}^3 + \text{O}^5 + \text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{S}^4\text{O}^6\text{H}^2\text{O}$ étendu..... $+192^{\text{Cal}}, 2$

B. A. [6], XVII, 450; 1889.

Réactions mesurées :

I. $\text{S}^3\text{O}^6\text{Na}^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$ crist. + 14Br (diss. dans $n\text{KBr}$) + $8\text{H}^2\text{O}$
 $= 4\text{SO}^3\text{H}^2$ étendu + 2NaBr ét. + 12HBr étendu..... $+261^{\text{Cal}}, 4$

II. $\text{S}^4\text{O}^6\text{Na}^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$; dissolution, à 10° $-9,6$

Les autres données sont les mêmes que plus haut. On en déduit, sous les mêmes conditions,

$\text{S}^4\text{O}^6\text{H}^2$ étendu + 14Br liq. + $10\text{H}^2\text{O}$
 $= 4\text{SO}^3\text{H}^2$ étendu + 14HBr étendu..... $+289,6$

9. Acide pentathionique.

Anhydride : $\text{S}^5\text{O}^5 = 240$.

Acide normal :

$\text{S}^5\text{O}^5 \cdot \text{H}^2\text{O}$ ou $\text{S}^5\text{O}^6\text{H}^2 = 258$; ou plutôt $(\text{S}^5\text{O}^5)^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$.

Chaleur de formation :

$\text{S}^5 + \text{O}^6 + \text{H}^2 + \text{eau} = \text{S}^5\text{O}^6\text{H}^2$ étendu..... $+266^{\text{Cal}}, 3$

$\text{S}^5 + \text{O}^5 + \text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{S}^5\text{O}^6\text{H}^2\text{O}$ étendu..... $+197^{\text{Cal}}, 3$

B. A. [6], XVII, 455; 1889.

Réaction mesurée :

$\text{S}^5\text{O}^6\text{K}^2$ dissous + 20Br (dissous dans $n\text{KBr}$) + $14\text{H}^2\text{O}$
 $= 5\text{SO}^3\text{H}^2$ étendu + 2KBr diss. + 18HBr ét., v. 10° ... $+363^{\text{Cal}}, 6$

D'où l'on tire, comme plus haut et d'après les mêmes données :

$\text{S}^5\text{O}^6\text{H}^2$ étendu + 20Br pur + $14\text{H}^2\text{O}$
 $= 5\text{SO}^3\text{H}^2$ étendu + 20HBr étendu..... $+390^{\text{Cal}}, 2$

Deuxième section. — OXYDES DU SÉLÉNIUM.

1. Acide sélénieux.

Anhydride : $\text{SeO}^2 = 111$.

Acide normal : SeO^3H^2 . Non isolé.

Les dissolutions renferment de l'anhydride; de même que celles de l'acide sulfureux.

Chaleur de formation :

Se amorphe + $\text{O}^2 = \text{SeO}^2$ anhydre... + 58^{Cal}, 1; dissous... + 57^{Cal}, 2
 Se métallique » » + 52^{Cal}, 4; » ... + 51^{Cal}, 5

Th. U., II, 270.

Réactions mesurées :

- A. I. SeO^2 dissous + 2HCl étendu + 2NaHS dissous
 = Se amorphe + S^2 + 2NaCl diss. + 2H²O, dégage + 73,4^{Cal}
 II. HCl dissous + NaOH dissoute + 27,4
 III. H²S dissous + NaOH dissoute - 7,7
 IV. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$ - 69,0
 V. $\text{H}^2 + \text{S} + \text{eau} = \text{H}^2\text{S}$ dissous + 9,5

On tire de là :

- Se amorphe + $\text{O}^2 + \text{eau} = \text{SeO}^2$ dissous + 58,3^{Cal}
 B. I. Se amorphe + $\text{Cl}^2 = \text{SeCl}^4$ (action directe) + 46,2
 II. $\text{SeCl}^4 + 2\text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{SeO}^2$ diss. + 4HCl diss. + 30,4

Th. U., II, 313.

- III. $\text{H} + \text{Cl} + \text{eau} = \text{HCl}$ dissous + 39,4
 IV. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$ + 69,0

On tire de là

Se amorphe + $\text{O}^2 + \text{eau} = \text{SeO}^2$ dissous + 58,0

Chaleur de dissolution :

$\text{SeO}^2 + \text{eau} = \text{SeO}^2$ dissous - 0^{Cal}, 92 (Th.)

Neutralisation :

SeO^2 diss. + NaOH diss. + 14,7^{Cal}
 » + 2NaOH diss., à 19°. + 27,0 ou + 13^{Cal}, 5 × 2
 » + 4NaOH diss. + 27,48 ou + 13^{Cal}, 74 × 2

Th. U., I, 173.

L'acide sélénieux est un acide bibasique. La formation du sel acide répond à un dégagement de chaleur (à moins qu'il ne s'agisse d'un pyrosélénite, voir p. 91).

Les chaleurs de neutralisation, étant mesurées avec un anhydride dissous, sont la somme de deux effets, comme pour l'acide sulfureux.

2. Acide sélénique.

Anhydride : $\text{SeO}_3 = 127$.

Acide normal : $\text{SeO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ou $\text{SeO}_3 \cdot \text{H}_2 = 145$.

Chaleur de formation :

Se amorphe + O_3 + H_2O + eau = $\text{SeO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ étendu.....	+ 79,3	Cal
Se métallique » » » »	+ 73,6	
SeO_2 dissous + O + H_2O + eau = $\text{SeO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ étendu.....	+ 22,1	
Se amorphe + O_3 + H_2 + eau = $\text{SeO}_3 \cdot \text{H}_2$ étendu	+ 148,3	
Se métallique » » » »	+ 142,6	

Th. U., II, 273.

Réactions mesurées :

I. SeO_2 dissous + ClOH dissous + H_2O = $\text{SeO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ dissous + HCl dissous.....	+ 29,9	Cal
II. Cl + O + H + eau = ClOH étendu (B.).....	+ 31,6	
III. H + Cl + eau = HCl étendu.....	+ 39,4	

Neutralisation :

$\text{SeO}_3 \cdot \text{H}_2$ étendu + 2NaOH étendue....	+ 30 ^{Cal} , 4	ou	+ 15 ^{Cal} , 2	$\times 2$
» + NaOH étendue.....	+ 14 ^{Cal} , 8			<i>Th. U.</i> , I, 168.

Ces valeurs sont les mêmes que pour l'acide sulfurique.

Troisième section. — OXYDES DU TELLURE.

1. Acide tellureux.

Anhydride : $\text{TeO}_2 = 159$.

Hydrate : $\text{TeO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$... solide.

Chaleur de formation :

Tc(état?) + O_2 + eau = TeO_2 hydraté, solide	+ 78 ^{Cal} , 3
---	-------------------------

Th. U., II, 318.

Réactions mesurées :

- I. Te (désigné comme) métallique + Cl⁴ (avec le concours d'un peu de soufre) = TeCl⁴ + ^{Cal} 77,4
- II. TeCl⁴ (sublimé) + 2H²O + eau = TeO² précipité + 4HCl dissous + 20,35
 (La décomposition n'est pas complète, et il reste une certaine dose d'oxychlorure insoluble, que l'auteur regarde à tort, dans son calcul, comme du chlorure indécomposé.)
- III. H² + O = H²O + 69,0
- IV. H + Cl + eau = HCl dissous + 39,4

Ces expériences sont pénibles et imparfaites.

Le mot même de *tellure métallique* ne désigne pas une matière définie, le tellure obtenu par le refroidissement rapide du corps fondu étant un mélange, en proportions variables, des deux variétés, cristallisée et amorphe, mélange qui peut dégager de 42^{Cal} à 58^{Cal}, pour une réaction identique, opérée avec le poids atomique du tellure.

B. et FAVRE *A.* [6], XIV, 99; 1888.

En outre, l'hydratation de l'acide tellureux est mal définie.

2. Acide tellurique.

Anhydride : TeO³ = 175.

Acide normal : TeO³H² = 193.

Chaleur de formation :

- Te (état?) + O³ + H²O + eau = TeO³H² dissous + 99^{Cal}, 5
- Te + O³ + H² + eau = TeO³H² dissous + 168^{Cal}, 5
- Th. U*, II, 278.

Réaction mesurée :

- TeO² dissous dans AzO³H étendu, et traité par une solution de permanganate de potasse + 39^{Cal}, 84

La signification de cette réaction, au point de vue thermique, est mal définie.

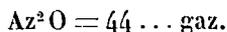
B. *A.* [5], V, 347, 355; 1875.

CHAPITRE III.

ÉLÉMENTS TRIVALENTS.

Première section. — OXYDES DE L'AZOTE.

Oxyde azoteux ou protoxyde d'azote.



Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante (0°-200°): 9,85 (Wie).

A 0°.....	9,15
A 100°.....	9,73
A 200°.....	10,74

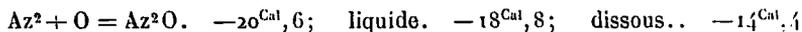
Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 7,85.

Température d'ébullition : -87°, 9 (R.).

Chaleur de vaporisation : 2^{Cal}, 56 à 0°; 1,76, à 20°.

MATHIAS, *A.* [6], XXI, 134; 1890.

Chaleur de formation :



Réaction mesurée. — Différence entre la chaleur de combustion instantanée, dans la bombe calorimétrique, de l'oxyde de carbone mêlé

A l'oxygène pur, soit.....	+68 ^{Cal} , 2
Et au protoxyde d'azote, AzO, soit.....	+88 ^{Cal} , 8;

la différence de ces nombres, -20^{Cal}, 6, représente la chaleur absorbée dans la réunion de l'oxygène et de l'azote, Az + O, pour former le protoxyde d'azote, AzO. Elle est indépendante de toute détermination auxiliaire.

B., *A.* [5], XX, 260; 1880.

Hydrate : $Az^2O \cdot 6H^2O$... cristallisé.

Az^2O dissolution de l'eau, à 0°.....	+ 6,2 ^{Cal}
$Az^2O, 6H^2O$ solidification.....	+ 8,4
Az^2O gaz + $6H^2O$ liquide = $Az^2O \cdot 6H^2O$ crist.....	+ 14,6

VILLARS, C. R., CXVIII, 646; 1894.

Acide hypoazoteux.

Anhydride : $Az^2O = 44$; isomère ou identique avec l'oxyde azoteux.

Acide normal : $Az^2O \cdot H^2O$ ou $Az^2O^2H^2 = 62$, connu seulement à l'état dissous; instable.

Chaleur de formation :

$Az^2 + O^2 + H^2 + eau = Az^2O^2H^2$ dissous.....	+ 41 ^{Cal} ,4
$Az^2 + O + H^2O + eau = Az^2O \cdot H^2O$ dissous.....	- 64 ^{Cal} ,6

Réactions mesurées :

A. I. $Az^2O \cdot CaO \cdot 4H^2O$ crist. + 8 Br (dissous dans <i>n</i> K Br) = 2 AzO^3H étendu + $CaBr^2 + 6HBr$ dissous.....	+ 41 ^{Cal} ,4
II. $Az^2O \cdot CaO \cdot 4H^2O$ crist. + 2 HCl étendu (en excès), vers 24°...	+ 6 ^{Cal} ,4

On admet un déplacement total.

III. $H^2 + O = H^2O$	+ 69,0 ^{Cal}
IV. $H + Br$ liq. = HBr dissous.....	+ 28,6
V. 2 HCl étendu + CaO dissoute.....	+ 28,0
VI. $Az + O^3 + H + eau = AzO^3H$ étendu.....	+ 48,8

D'où l'on déduit :

A. Az^2O, H^2O étendu + 8 Br liq. + 4 H^2O = 2 AzO^3H étendu + 8 HBr étendu.....	+ 45,6 ^{Cal}
B. Avec le sel de strontiane, on a obtenu +42,1; d'où l'on tire pour la réaction précédente.....	+ 46,4
Moyenne.....	+ 46,0

Neutralisation :

$Az^2O^2H^2$ étendu + 2 KOH étendue = $Az^2O \cdot K^2O$ diss..	+ 15,6 ^{Cal} ou + 7,8 × 2
$Az^2O^2H^2$ étendu + CaO dissoute + 4 H^2O = $Az^2O \cdot CaO \cdot 4H^2O$ crist.....	+ 21,6
$Az^2O^2H^2$ étendu + SrO dissous + 5 H^2O = $Az^2O \cdot SrO \cdot 5H^2O$ crist.....	+ 21,6

B., A. [6], XVIII, 571; 1889.

Oxyde azotique ou bioxyde d'azote.

$AzO = 30 \dots$ (gaz formé sans condensation).

Chaleur spécifique moléculaire, à pression constante : 6,96 (R.)

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant : 4,96.

Température d'ébullition : $-153^{\circ},6$ (OLZEWSKI).

Chaleur de formation :



Réactions mesurées :

A. Différence entre la chaleur *instantanée* de combustion, dans la bombe calorimétrique, du cyanogène, C^2Az^2 , mêlé

A l'oxygène pur, O^2 , soit..... $-261^{\text{Cal}},8$

Et au bioxyde d'azote, $4AzO$, soit..... $+349^{\text{Cal}},2$

La différence $87^{\text{Cal}},4$ de ces nombres représente la chaleur absorbée par la formation de $4AzO$ au moyen de ses éléments, soit pour AzO : $-21^{\text{Cal}},85$.

B. En opérant de même avec l'éthylène, mêlé tour à tour avec l'oxygène pur et le bioxyde d'azote, j'ai obtenu : $-21^{\text{Cal}},4$.

Moyenne : $-21^{\text{Cal}},6$.

Ces valeurs sont indépendantes de toute autre détermination.

B., A [5], XX, 258; 1880.

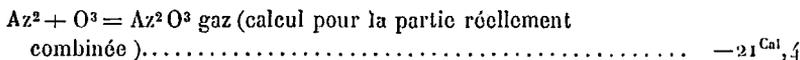
Acide azoteux.

Anhydride : $Az^2O^3 = 76 \dots$ gaz. A la température ordinaire, il est en partie dissocié en $AzO^2 + AzO$.

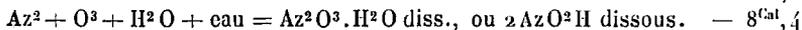
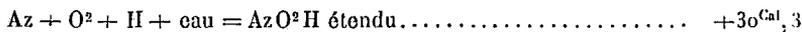
Acide normal : $AzO^2H = 47$, connu seulement à l'état dissous dans une liqueur renfermant de l'anhydride. Il est instable, la liqueur se décomposant peu à peu, avec dégagement de AzO .

Chaleur de formation :

Anhydride :



Acide normal supposé :



Réactions mesurées :

- I. $2\text{AzO} + \text{O} + \text{BaO}$ étendue = $\text{Az}^2\text{O}^3\text{Ba}$ dissous..... ^{Cal} + 56,0
 II. $2\text{AzO}^2\text{H}$ étendu + BaO étendue = $\text{Az}^2\text{O}^3\text{Ba}$ diss.: + 10,6 × 2, ou + 21,2

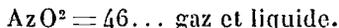
d'où l'on tire

- $2\text{AzO} + \text{O} + \text{H}^2\text{O} + \text{eau} = 2\text{AzO}^2\text{H}$ étendu..... + 34,8
 B., A. [5], VI, 162; 1875.
 III. 2AzO gaz + $\text{O} = 2\text{Az}^2\text{O}^3$ gaz (expériences directes)..... + 21,8
 Id., p. 168 et 169.
 IV. $\text{Az} + \text{O} = \text{AzO}$ - 21,6

Neutralisation. — La valeur trouvée pour BaO dissoute, soit + 21^{Cal},2, doit différer très peu de la chaleur de neutralisation qui répondrait à : $\text{Az}^2\text{O}^3 \cdot \text{H}^2\text{O}$ dissous + 2 NaOH dissoute. Les analogies conduiraient pour cette dernière au nombre + 10,5 × 2 environ.

Observons que ces chiffres comprennent deux ordres de travaux, car ils s'appliquent à une liqueur qui contient de l'anhydride.

Peroxyde d'azote ou acide hypoazotique.



Au-dessous de 157°, le gaz est mêlé de Az^2O^4 , qui est son polymère, et forme des systèmes dissociés. J'appellerai *gaz hypoazotique* le mélange, variable avec la température et la pression, de ces deux composés.

Température d'ébullition, sous la pression normale : + 22°, 5 (NADEJDINE).

Température de fusion : — 9°.

Chaleur spécifique moléculaire sous pression constante, calculée pour le poids AzO^2 (46^{gr}) :

- De 27° jusqu'à 200°..... 95,1 — 0,28t
 De 200° à 300°..... 8,43 + 0,07(t — 253)

Chaleur spécifique moléculaire élémentaire, sous pression constante, à t :

- De 27° à 150°..... 95,1 — 0,56t
 De 200° à 300°..... 8,43 + 0,14(t — 253)

B. et OGIER, A. [5], XXX, 394; 1883.

Chaleur de vaporisation (pour 46^{gr}), à 18° : 4^{Cal}, 3.

Id., p. 399.

Chaleur de transformation de :

Az²O⁴ gaz en 2AzO² gaz..... — 12^{Cal}, 8

Cette valeur est déduite des données relatives aux chaleurs spécifiques. La transformation de 46^{gr} du gaz hypoazotique, tel qu'il existe à +26°, en gaz normal, absorberait —5^{Cal}, 30.

Id., p. 397.

Or ce gaz, à 26°, d'après ses propriétés physiques, peut être regardé comme un mélange de 1 partie en poids de gaz normal, AzO², et de 4 parties de gaz condensé, Az²O⁴. La transformation totale de ce

dernier absorberait donc : — 5,30 × $\frac{5}{4}$ = — 6^{Cal}, 4, pour le poids

AzO² (46^{gr}).

Chaleur de formation pour 46^{gr} :

Az + O ² = AzO ² gaz (mêlé de Az ² O ⁴).....	— 1,7 vers 22°	Cal	liquide... +2,4
»	— 7,6 vers 150°	}	gaz formé entièrement de AzO ² .
»	— 7,9 vers 200°		
AzO + O = AzO ² gaz (mêlé de Az ² O ⁴)...	— 19,9 vers 22°		
AzO + O = AzO ² pur.....	— 14,6 vers 200°		

B., *A.* [5], VI, 168; 187.

Réactions mesurées :

A. I. AzO + O = gaz hypoazotique (mélange de AzO² et Az²O⁴)... +19,7^{Cal}

L'expérience a été faite directement en vase clos, c'est-à-dire à volume constant. Calculée à pression constante, d'après la condensation réelle du gaz, elle devient +19,7; cette valeur se rapportant à un gaz formé en majeure partie de Az²O⁴.

II. Az + O = AzO..... — 21,6
d'où Az + O² = gaz hypoazotique, à la tempér. ordinaire... — 1,9

B. I. AzO² liquide + Cl gaz (pesé) + H²O + eau
= AzO³H étendu + HCl étendu..... +17,8
(On passe par ClOK comme intermédiaire, formé d'abord, puis détruit.)

II. Az + O³ + H + eau = AzO³H étendu..... +48,8

III. H + Cl + eau = HCl étendu..... +39,4

d'où l'on tire

2AzO² liq. + O + H²O + eau = 2AzO³H étendu..... +25,8
On en déduit, pour 46^{gr} de gaz hypoazotique, tel qu'il existe vers 22°... +30,1

et, par suite,

$Az + O^2 =$ gaz hypoazotique, vers 22°	$-1^{Cal}, 5$
La moyenne des nombres $-1,9$ et $-1,5$, tirés de A et de B, est.....	$-1^{Cal}, 7$

Acide azotique.

Anhydride : $Az^2O^5 = 108$... cristallisé.

Az^2O^5 , chaleur de vaporisation du liquide.....	$4^{Cal}, 84$
Température d'ébullition.....	$+50^\circ$
Chaleur de fusion.....	$8^{Cal}, 28$
Température de fusion.....	$+29^\circ, 5$

Acide normal : $AzO^3H = 63$... liquide. Monobasique.

Chaleur de vaporisation.....	$7^{Cal}, 25$
Température d'ébullition.....	$+86^\circ$
Chaleur de fusion.....	$0^{Cal}, 60$ env.
Température de fusion.....	-47°

B., A. [5], VI, 170; 1875.

Chaleur de formation :

Anhydride :

$Az^2 + O^5 = Az^2O^5$ gaz.....	$-1, 2^{Cal}$
liquide.....	$+3, 6$
cristallisé.....	$+11, 9$
dissous.....	$+28, 6$

Acide normal :

$Az + O^3 + H = AzO^3H$ pur, gazeux.....	$+34, 4$
liquide.....	$+41, 6$
cristallisé.....	$+42, 2$
dissous.....	$+48, 8$
$Az^2O^5 + H^2O = 2AzO^3H$, tous corps solides....	$+2, 0$
tous corps liquides....	$+10, 6$
tous corps gazeux....	$+10, 6$

B., A. [5], VI, 151; 1875.

Formations diverses :

{	$2AzO + O^3 + H^2O + eau = 2AzO^3H$ étendu....	$+71, 8^{Cal}$ ou $+35, 9^{Cal} \times 2$
	$2AzO^2$ gaz (mélange actuel) $+ O + H^2O + eau$ $= 2AzO^3H$ étendu.....	$+32, 0$ ou $+16, 0 \times 2$
	Az^2O^3 gaz $+ O + H^2O + eau = 2AzO^3H$ étendu....	$+50, 0$ ou $+25, 0 \times 2$
	AzO^2H dissous $+ O = AzO^3H$ dissous.....	$+18, 5$
	$Az^2O^2H^2$ dissous $+ O^3 = 2AzO^3H$ dissous.....	$+93, 2$ ou $+46, 6 \times 2$

Réactions mesurées :

Transformation de l'acide azoteux en acide azotique.

A. I. $\text{Az}^2\text{O}^3\text{Ba}$ cristallisé, puis dissous, 4 Cl gaz, 2 H^2O , $n\text{BaO}$, 2 $n\text{HCl}$.

Réactions coordonnées de façon à obtenir finalement

 $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Ba}$ diss. + $n\text{BaCl}^2$ diss. + 4 HCl diss. (*voir* le Mémoire ci-dessous)B. I. $\text{Az}^2\text{O}^3\text{Ba}$ dissous + 2 BaO^2 anhydre + 4 HCl étendu= $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Ba}$ + 2 BaCl^2 étendu + 2 H^2O + 130^{Cal}, 1C. I. Oxydation de $\text{Az}^2\text{O}^3\text{Ba}$ par le permanganate de potasse, additionné d'un grand excès d'acide sulfurique (*voir* le Mémoire ci-dessus).*Données auxiliaires :*

- II. 2 AzO^3H étendu + BaO étendue = $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Ba}$ diss. + 13,8 × 2 = +27,6^{Cal}
 III. 2 AzO^2H étendu + BaO étendue = $\text{Az}^2\text{O}^3\text{Ba}$ diss. + 10,6 × 2 = +21,2^{Cal}
 IV. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$ + 69,0
 V. $\text{H} + \text{Cl}$ gaz + eau = HCl dissous. + 39,4
 VI. BaO^2 anh. + HCl ét. = H^2O^2 diss. + BaCl^2 diss. + 22,0
 VII. $\text{H}^2\text{O} + \text{O} + \text{eau} = \text{H}^2\text{O}$ étendue. - 21,7
 VIII. Réduction du permanganate dans des conditions comparables, au point de vue de l'état initial et de l'état final (*voir* p. 43).

D'après la moyenne des méthodes A, B, C :

- $\text{Az}^2\text{O}^3\text{Ba}$ dissous + $\text{O}^2 = \text{Az}^2\text{O}^6\text{Ba}$ dissous, dégage. + 13,4^{Cal}
 2 AzO^2H dissous + $\text{O}^2 = 2\text{AzO}^3\text{H}$ dissous. + 37,0
 2 ($\text{Az} + \text{O}^3 + \text{H}$) + eau = 2 AzO^3H dissous. + 97,6

Hydratation de l'anhydride et de l'acide normal :

- Az^2O^3 crist. + H^2O liq. + eau = 2 AzO^3H étendu, à 10°... - 16,68^{Cal}
 2 AzO^3H liq. + eau = 2 AzO^3H étendu, à 10° + 14,36
 + 2,32

B., Mémoire précédent.

Chaleur de dissolution :

B., A. [5], IV, 446; 1875.

- AzO^3H liq. + eau liq., à 10° + 7,18^{Cal}
 à 100°, calculé. + 10,8
 à - 20°. + 6,0
 AzO^3H liq. + 2 H^2O liq. = $\text{AzO}^3\text{H} \cdot 2\text{H}^2\text{O}$ + 2,3

Chaleur de dilution de $\text{AzO}^3\text{H} + n\text{H}^2\text{O}$, jusqu'à 200 H^2O .

Dilution de l'acide azotique, à 10° [B.].

Formule de l'acide primitif Az O ⁿ H + n H ² O ² .	Chaleur dégagée par la dilution pour un acide final Az O ³ H + 200 H ² O ² .
	Cal
Az O ³ H.....	+ 7,18
Az O ³ H + 0,5 H ² O ²	+ 5,15
1,0	— 3,84
1,5	+ 3,02
2	+ 2,32
3	+ 1,42
4	+ 0,79
5	+ 0,42
6	— 0,20
7	+ 0,06
7,5	— 0,00
8	— 0,04
10	— 0,09
15	— 0,24
20	— 0,18
40	— 0,09
Az O ³ H + 100 H ² O ²	— 0,03

On voit, par le signe et l'étendue de ces variations, combien serait vaine la recherche d'une constante thermique, commune aux réactions des liquides.

Ces résultats peuvent être représentés approximativement par les formules suivantes :

$$\begin{aligned}
 Q &= \frac{16,25}{1,773 + n} - 2,04, & \text{de } n = 0 \text{ à } n = 5, \\
 &\frac{4,4}{n} - 0,53, & \text{de } n = 5 \text{ à } n = 15, \\
 &-\frac{3,60}{n}, & \text{de } n = 15 \text{ à } n = 200.
 \end{aligned}$$

L'influence de la température initiale sur la chaleur de dilution, étant donnée une variation de t à T , est représentée par la formule

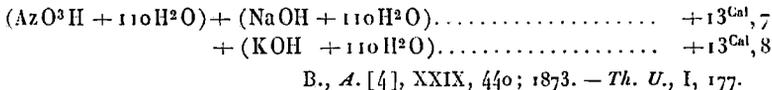
$$\left(\frac{400}{n+9,2} - 3,5 \right) (T - t).$$

Chaleurs spécifiques :

$$\text{Az O}^3 \text{ H liq.} \dots 28,0 \text{ (Hs.)}$$

$$\text{Az O}^3 \text{ H} + n \text{ H}^2 \text{ O}, n \text{ très grand} : 18n - 35.$$

B., *Méc. chim.*, I, 495.

Neutralisation :

Ces nombres ne varient pas sensiblement, par l'addition d'un excès d'acide ou d'alcali. Ils sont les mêmes que pour l'acide chlorhydrique et pour la plupart des acides monobasiques énergiques : rapprochement qui s'applique, en général, à la formation des sels solubles de ces divers acides.

Deuxième section. — OXYDES DU PHOSPHORE.**1. Acide hypophosphoreux.**

Anhydride : $\text{P}^2\text{O} = 78$.

Acide normal : $\text{PO}^2\text{H}^3 = 66$... cristallisé. Acide monobasique.

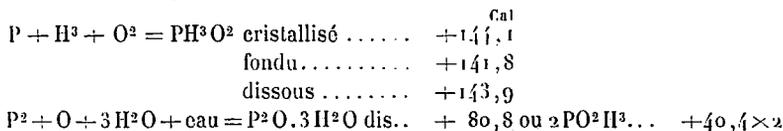
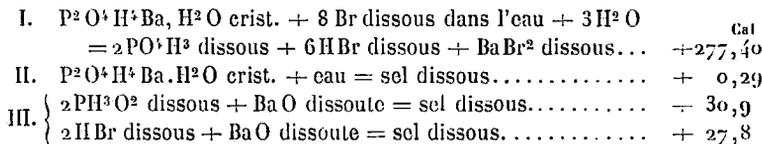
Température de fusion : $+ 17^\circ, 4$.

Chaleur de fusion : $2^{\text{Cal}}, 31$.

Th. U., II, 212

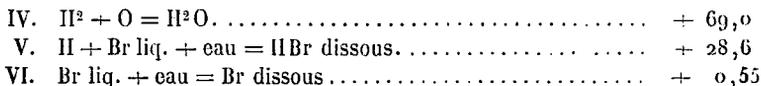
Chaleur de dissolution : $-0^{\text{Cal}}, 17$.

Chaleur de formation :

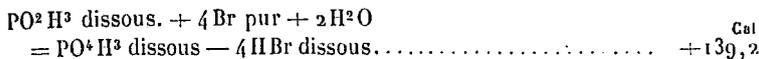
*Réactions mesurées :*

On admet une transformation totale de l'hypophosphite en bromure de baryum, en présence d'un excès de HBr ; supposition qui est faite en réalité pour le phosphate barytique.

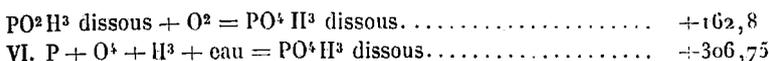
Th. U., II, 216.



D'après les relations I, II, III, on calcule :



d'où

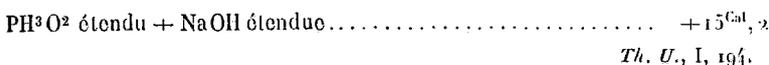


Cette donnée est un peu incertaine. (*Voir plus loin p. 114.*)

On en déduit



Neutralisation :



En présence d'un excès d'acide, ou d'alcali, même valeur. Acide monobasique, probablement à fonction mixte.

2. Acide phosphoreux.

Anhydride : $\text{P}^2\text{O}^3 = 110 \dots$ solide.

Acide normal : $\text{PO}^3\text{H}^3 = 82 \dots$ cristallisé. Acide bibasique.

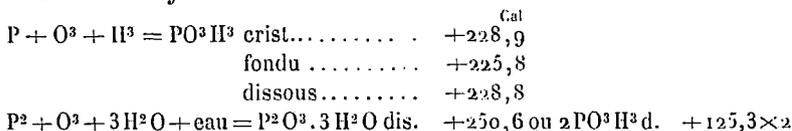
Température de fusion : $+ 71^\circ$.

Chaleur de fusion, à 18° (surfondu) : $3^{\text{Cal}}, 07$.

Th. U., II, 212.

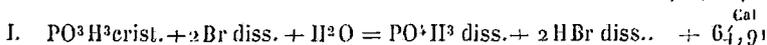
Chaleur de dissolution, à 18° : $- 6^{\text{Cal}}, 13$.

Chaleur de formation :

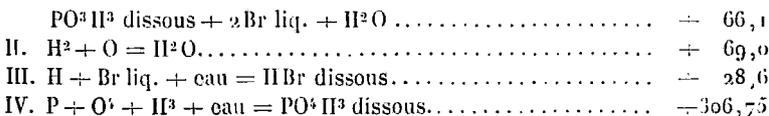


Réactions mesurées :

Th. U., II, 214.

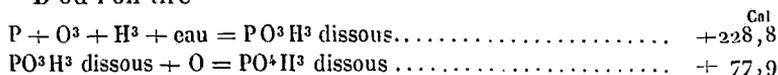


c'est-à-dire

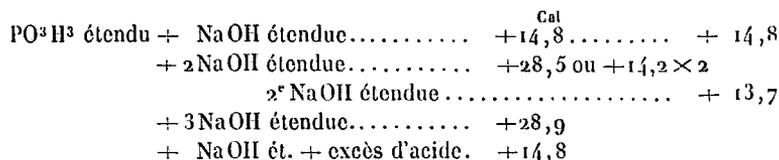


Cette dernière donnée est un peu incertaine. (*Voir p. 114.*)

D'où l'on tire



Neutralisation :



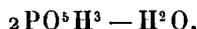
Th. U., I, 192.

Acide bibasique, probablement à fonction mixte.

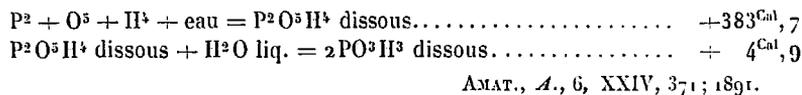
3. Acide pyrophosphoreux.



c'est-à-dire



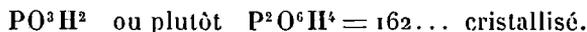
Chaleur de formation :



Neutralisation :



4. Acide hypophosphorique.



Combinaison des acides phosphorique et phosphoreux.



JOLY, C. R., CI, 1058, 1885; CII, 110, 260; 1886.

Chaleur de formation : inconnue.

Chaleur de fusion : $8^{\text{Cal}}, 3$ (pour $\text{P}^2\text{O}^6\text{H}^4$).

Chaleur de dissolution : $+ 7^{\text{Cal}}, 70$.

Chaleur de dissolution de l'hydrate : $\text{P}^2\text{O}^6\text{H}^4 \cdot 2\text{H}^2\text{O} : - 2^{\text{Cal}}, 20$.

Neutralisation :

$P^2O^6H^3$ diss. + NaOH étendue	^{Cal} +15,1	^{Cal} +15,1
+ 2 NaOH étendue	+30,1 ou +15,05 × 2	
2 ^e NaOH étendue		+15,0
+ 3 NaOH étendue	+42,7 ou +14,2 × 3	
3 ^e NaOH étendue		+12,6
+ 4 NaOH étendue	+54,2 ou +13,6 × 4	
4 ^e NaOH étendue		+12,5
+ 6 NaOH étendue	+55,3	
5 ^e et 6 ^e NaOH ét. ensemble		+ 1,1

5. Acide phosphorique.

Anhydride : $P^2O^5 = 142$... solide. États multiples.

Acide normal : $PO^3H^3 = 98$... solide. Acide tribasique.

ANHYDRIDE.

Chaleur de formation :

$P^2 + O^5 = P^2O^5$ anhydre (mélange de deux états).	+365 ^{Cal} ,3; diss.	+100,9
$P^2O^5 + H^2O + eau$		
= $P^2O^6H^2$ diss. ou $2PO^3H$ (ac. métaph.) dissous..	+ 35,6 ou +17,8 × 2	

Réaction mesurée :

La chaleur de formation de l'anhydride, P^2O^5 , a été mesurée	
directement par Andrews +367 ^{Cal} ,8
Et par Abria +362 ^{Cal} ,8

J'ai pris la moyenne +365,3. Mais ce nombre réclame des études nouvelles, attendu que l'anhydride, obtenu par combustion directe du phosphore, est un mélange de plusieurs modifications, comme il va être dit.

Remarquons, en outre, que la chaleur de formation de l'anhydride ne saurait être déduite de la chaleur dégagée par sa dissolution dans l'eau, jointe à celle de l'acide phosphorique normal, sans autre examen; attendu que cette dissolution fournit d'abord de l'acide métaphosphorique, PO^3H , dont la chaleur de transformation en acide normal, PO^3H^3 , est inconnue.

En fait, la chaleur dégagée à ce moment, soit +35^{Cal},6 (*Th. U.*, II, 226), telle qu'elle a été mesurée, est inférieure de 5^{Cal},6 à la différence des nombres $406,5 - 365,3 = +41,2$.

Mais il serait peu sûr de déduire de cette dernière différence la chaleur de transformation de l'acide métaphosphorique en acide normal.

On connaît trois modifications de l'anhydride, savoir : un état cristallisé, un état pulvérulent et un état amorphe. Or pour le poids P^2O^5 ,

Le premier état, dissous dans une lessive de soude, dégage.	^{Cal} + 89,2
Le second état, dissous dans la même lessive desoude, dégage. . .	+ 82,6
L'état pulvérulent représente donc un polymère, formé avec dé- gagement de.	+ 6,6

L'anhydride ordinaire est un mélange de ces différents états.

HAUTEFEUILLE et PERREY, *C. R.*, XCIX, 33; 1884.

Le degré de la lessive de soude employée dans les expériences n'étant pas indiqué, on ne peut déduire de ces nombres la chaleur de neutralisation. Mais, quelle que soit l'hypothèse admise à cet égard, l'évaluation conduirait à un nombre fort inférieur à la chaleur dégagée par $6NaOH$ étendue, unie avec l'acide normal, $2PO^3H^3$ dissous, laquelle s'élèverait à 100^{Cal} . Cette réaction donnerait environ $+130^{Cal}$ à $+140^{Cal}$ avec l'anhydride, P^2O^5 , s'il était permis d'admettre qu'il se change immédiatement en 2 molécules de sel tribasique, $2PO^3Na^3$ dissous. Ces écarts énormes sont attribuables à la production, au moins temporaire, de l'acide métaphosphorique.

On voit par là combien les questions relatives à la chaleur de formation de l'acide phosphorique par les éléments sont difficiles et à quel point elles exigent de nouvelles recherches.

ACIDE PHOSPHORIQUE NORMAL.

Température de fusion : $+38^{\circ},6$.

Chaleur de fusion : $2^{Cal},82$.

Chaleur de formation :

$P + O^4 + H^3 = PO^3H^3$ crist.	$+304^{Cal},1$;	fondu.	$+301,6$;	diss.	$+306,75$
$P^2 + O^5 + 3H^2O = 2PO^3H^3$ dissous.	$+406,5$	ou	$+203,2 \times 2$		

Réactions mesurées. — Acide normal :

I. Oxydation du phosphore ordinaire par l'acide iodique étendu.

Cette réaction fournit un mélange d'acide phosphorique, d'acide phosphoreux et d'acide iodhydrique : ce qui exige une analyse des produits assez compliquée, et des calculs qui ne le sont pas moins. Les données auxiliaires sont :

II. $I + O^3 + H + eau = IO^3H$ étendu.	^{Cal} + 57,7
III. $H + I + eau = HI$ étendu.	+ 13,2
IV. $H^2 + O = H^2O$	+ 69,0
V. $P + O^3 + H^3 + eau = PO^3H^3$ dissous.	+ 228,8

La dernière donnée est déduite de l'action du brome sur l'acide phosphoreux ; elle exige la connaissance de la chaleur de formation

de l'acide bromhydrique et elle entre elle-même dans les équations destinées à calculer la chaleur de formation de l'acide phosphorique.

Enfin l'état final de l'acide phosphorique, obtenu dans ces expériences, a été supposé identique avec l'état de l'acide normal : ce qui n'est pas exact. En effet, la difficulté d'oxyder complètement le phosphore, dans les conditions précédentes, tient probablement à ce qu'il se forme ici de l'acide hypophosphorique : circonstance qui exigerait, pour un calcul rigoureux des données observées au calorimètre, la connaissance de la chaleur de combinaison de l'acide phosphorique avec l'acide phosphoreux, donnée jusqu'ici inconnue. En outre, dans les oxydations à basse température, on obtient souvent, au lieu d'acide phosphorique normal, un mélange de cet acide avec l'acide pyrophosphorique, ou d'autres acides, répondant à certains états différents d'hydratation.

En raison de ces complications, l'évaluation ci-dessus de la chaleur de formation de l'acide phosphorique normal ne peut être regardée que comme approximative.

Observons encore que M. Thomsen avait déduit de ses résultats, supposés rigoureux, la valeur suivante :



Mais j'ai dû recalculer les données mêmes de ses expériences, avec les valeurs adoptées dans le présent Ouvrage pour l'eau et les acides bromhydrique et iodhydrique : ce qui fournit, en acceptant comme exactes les réactions admises par l'auteur, le chiffre indiqué plus haut : + 306^{Cal}, 75.

Chaleur de dissolution : solide + 2^{Cal}, 69, liquide + 5^{Cal}, 21.

Th. U., II, 212.

Chaleurs de dilution :

PO ³ H ³ liquide + 200H ² O	+5,35 ^{Cal}
PO ³ H ³ .H ² O + 200H ² O	+1,74
PO ³ H ³ .3H ² O + 200H ² O	+3,30
P ² O ³ H ³ .20H ² O + 200H ² O	+4,94

Th. U., III, 67.

Acide phosphorique normal.

Neutralisation :

(PO ³ H ³ + 330H ² O) + (NaOH + 110H ² O) à +16°	+14,7 ^{Cal}	--14,7 ^{Cal}
» + 2NaOH diss	+26,3 ou +13,7 × 2	
» 2 ^e NaOH diss		--11,6
» + 3NaOH diss	+33,6 ou +11,2 × 3	
» 3 ^e NaOH diss		+ 7,3

$(\text{PO}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} + 330\text{H}^{\text{I}}\text{O}) + 4\text{NaOH diss.}$	$+ 35,2$	$+ 7,3$
»	$4^{\text{e}}\text{NaOH diss.}$	$+ 1,6$
»	$+ 5\text{NaOH diss.}$	$+ 35,5$

B. et Lotz., *A.* [5] IX, 26; 1876.

Ces chiffres accusent l'existence de trois degrés inégaux dans la saturation de l'acide phosphorique : le premier répondant à un acide fort, analogue aux acides monobasiques; le deuxième à un acide plus faible, intermédiaire entre les acides acétique et borique, ou carbonique; le troisième enfin à un acide plus faible encore, comparable à l'acide phénique.

Les phosphates tribasiques solubles sont dissociés par l'action progressive de l'eau, avec formation de base libre.

La saturation s'étend d'ailleurs au delà de la troisième basicité, comme le montre la formation des sels basiques, constitués par la chaux et les bases terreuses, laquelle sera étudiée plus loin.

6. Acide pyrophosphorique, $\text{P}^{\text{II}}\text{O}^{\text{II}}$.

La chaleur de formation de ce composé au moyen de l'acide phosphorique normal et, par conséquent, au moyen des éléments, est inconnue.

Neutralisation :

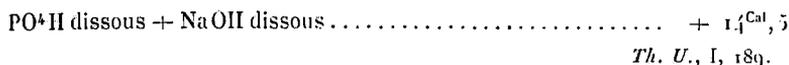
$\text{P}^{\text{II}}\text{O}^{\text{II}}$ dissous + NaOH dissoute	$+ 14,4$	$+ 14,4$
» + 2NaOH diss.	$+ 28,6$ ou $+ 14,3 \times 2$	
» » 2 ^e NaOH diss.		$+ 14,2$
» + 4NaOH diss.	$+ 52,7$ ou $+ 13,2 \times 4$	
» 3 ^e et 4 ^e NaOH diss. ens.	+	$+ 24,1$ ou $+ 12,0 \times 2$
» + 6NaOH diss.	$+ 54,5$	
» 5 ^e et 6 ^e NaOH diss. ens.		$+ 1,8$

Th. U., 1, 186.

L'acide serait tétrabasique, d'après ces données; les derniers équivalents de base étant séparables en partie par l'action dissolvante de l'eau.

7. Acide métaphosphorique, PO^{II} .

Il existe plusieurs états différents de cet acide, dont certains sont polymères de la formule ci-dessus. La chaleur de formation de cet acide et de ses polymères, au moyen de l'acide phosphorique normal et, par conséquent, au moyen des éléments, est inconnue.

Neutralisation :

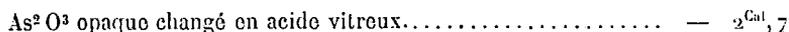
L'addition d'un deuxième équivalent de NaOH dissoute, produit une transformation rapide de l'acide.

Troisième section. — OXYDES DE L'ARSENIC.**1. Acide arsénieux.**

Anhydride : $\text{As}^2\text{O}^3 = 198$, solide. États multiples.

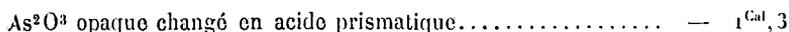
L'acide normal, AsO^2H , n'est pas connu.

États isomériques :



Réaction mesurée. — Différence de la chaleur de dissolution de ces deux états dans la potasse.

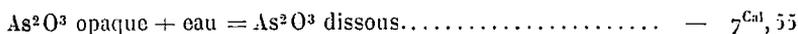
FAVRE, *J. Pharm.* [3], XXIV; 1853.



TROOST et HAUTEFEUILLE, *C. R.*, LXIX, 51; 1869.

Ces nombres, mesurés avec le calorimètre à mercure, c'est-à-dire avec une unité calorimétrique trop forte, sont probablement trop élevés. Après correction convenable, le premier deviendrait voisin de $-2^{\text{Cal}}, 4$ et le second de $-1^{\text{Cal}}, 2$.

Chaleur de dissolution :



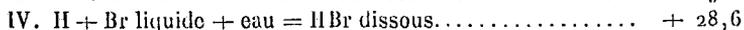
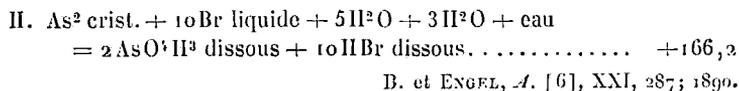
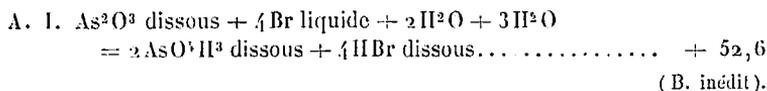
C'est la différence entre la chaleur dégagée par la réaction de la soude étendue sur le corps anhydre et sur sa dissolution aqueuse.

Th. U., II, 234.

Chaleur de formation :



Réactions mesurées :



D'où l'on tire :

$\text{As} + \text{O}^3 + \text{H}^3 + \text{eau} = \text{AsO}^3\text{H}^3 \text{ diss. (supposé).....}$	+216,2	Cal
$\text{As}^2\text{O}^3 \text{ dissous} + \text{O}^2 + 3\text{H}^2\text{O} = 2\text{AsO}^3\text{H} \text{ dissous.....}$	+ 76,2	
$\text{As}^2 + \text{O}^3 + \text{eau} = \text{As}^2\text{O}^3 \text{ dissous.....}$	+149,0	
B. I. $\text{As crist.} + \text{Cl}^3 = \text{AsCl}^3 \text{.....}$	+ 71,5	
II. $2\text{AsCl}^3 + 3\text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{As}^2\text{O}^3 \text{ diss.} + 6\text{HCl diss.....}$	+ 35,2	
		<i>Th. U., II, 327.</i>
III. $\text{H} + \text{Cl} + \text{eau} = \text{HCl dissous.....}$	+ 39,4	

D'où l'on tire :

$\text{As}^2 + \text{O}^3 + \text{eau} = \text{As}^2\text{O}^3 \text{ dissous.....}$	+148,8
--	--------

Moyenne des deux nombres : +148,9.

Neutralisation :

$(\text{As}^2\text{O}^3 + 400\text{H}^2\text{O}) + (\text{NaOH} + 100\text{H}^2\text{O}) \dots$	+ 7,3	Cal	÷	Cal	7,3
+ 2NaOH diss.....	+13,8 ou +6,9 × 2				
2° NaOH diss...			÷		6,5
+ 4NaOH diss.....	+15,1				
3° et 4° NaOH ens.			+		1,3
+ 6NaOH diss.....	+15,6				
5° et 6° NaOH ens.			÷		0,5
+ NaOH diss. + excès d'acide			+		7,3

Th. U., I, 200.

Acide bibasique faible, formant des sels bibasiques, dissociés avec formation de base libre, dans leurs dissolutions.

La chaleur dégagée ici est la somme de plusieurs effets, les dissolutions de l'acide arsénieux renfermant en réalité un anhydride.

On ignore s'il y a dans de telles liqueurs quelque dose d'acide normal, $\text{As}^2\text{O}^3\text{H}^2$, en même temps que l'anhydride, AsO^3 ; le fait même de l'existence d'un tel acide normal n'étant pas établi.

2. Acide arsénique.

Anhydride : $\text{As}^2\text{O}^5 = 230$, solide.

Acide normal : $\text{AsO}^4\text{H}^3 = 142$, cristallisé.

Chaleur de dissolution :

Acide normal : $\text{AsO}^4\text{H}^3 \text{ crist.} + \text{eau} \dots\dots\dots$	—0 ^{Cal} ,40
Anhydride : $\text{As}^2\text{O}^5 \text{ pur} + 3\text{H}^2\text{O} + \text{eau} = 2\text{AsO}^4\text{H}^3 \text{ diss.} \dots\dots\dots$	+6 ^{Cal} ,00

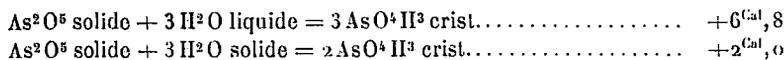
Réaction mesurée. — Différence entre la chaleur dégagée par la

réaction de la soude sur le corps anhydre et sur le corps dissous dans l'eau.

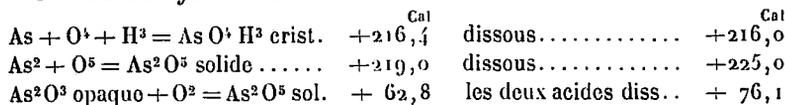
Th. U., II, 232.

Il y a lieu ici à des observations et à des réserves, analogues à celles relatives à la dissolution de P^2O^5 (p. 113), et à la multiplicité de ses hydrates (acides méta, pyro, orthophosphorique).

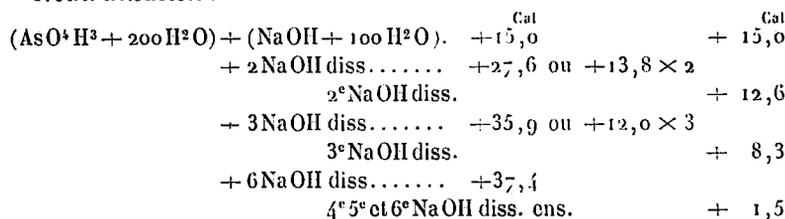
Quoi qu'il en soit, on déduit des chiffres précédents, réputés applicables à un état unique de l'anhydride, ainsi qu'à la formation immédiate de l'acide normal :



Chaleurs de formation :



Neutralisation :



Th. U., I, 196.

Acide à constitution complexe et dont les trois basicités sont dissemblables, comme l'acide phosphorique. Les chaleurs de neutralisation sont à peu près les mêmes.

On n'a pas recherché l'existence des acides comparables aux acides pyro et métaphosphorique.

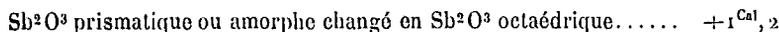
Quatrième section. — OXYDES DE L'ANTIMOINE.

Acide antimonieux.

Anhydride : $\text{Sb}^2\text{O}^3 = 292 \dots$ solide.

Acide normal : Inconnu.

États isomériques :



Réaction mesurée. — Dissolution comparée des deux états dans un excès d'acide fluorhydrique.

Ce qui dégage :

Oxyde prismatique.....	+ 19,0	Cal
Oxyde amorphe.....	+ 19,0	
Oxyde octaédrique.....	+ 20,2	
		GUNTZ, <i>A.</i> [6], III, 53; 1884.

Chaleur de formation :

$Sb^2 + O^3 = Sb^2O^3$ prismatique.....	+ 166 ^{Cal} ,9
	<i>Th. U.</i> , II, 329.

Réactions mesurées :

I. $Sb + Cl^3 = SbCl^3$ crist.....	+ 91,4
------------------------------------	--------

Réaction directe.

II. Sb^2O^3 prism. + 3 HCl étendu, et $SbCl^3$ crist., dissous comparativement dans une solution étendue d'acide fluorhydrique.

II *bis.* Même opération dans une solution concentrée d'acide chlorhydrique.

III. $H + Cl = HCl$ gaz.....	+ 22,0	GUNTZ.
dissous.....	+ 39,4	
IV. $H^2 + O = H^2O$ liq.....	+ 69	

d'où l'on déduit :

Sb^2O^3 prismatique + 6 HCl gaz = 2 $SbCl^3$ crist. + 3 H^2O liquide.	+ 90 ^{Cal} ,9
	GUNTZ, <i>A.</i> [6], III, 56; 1884.

Acide antimonique.

Anhydride : $Sb^2O^5 = 324$... solide.

Hydrates :

Il existe plusieurs hydrates de cet acide, dont la correspondance avec les divers acides phosphoriques est incertaine. La décomposition du perchlorure d'antimoine par l'eau fournit un hydrate, $Sb^2O^5 \cdot 4H^2O$, insoluble.

Chaleur de formation :

$Sb^2 + O^5 + 4H^2O = Sb^2O^5, 4H^2O$	+ 231 ^{Cal} ,2
	<i>Th. U.</i> , II, 242-330.

Réactions mesurées :

I. $2 \text{SbCl}^5 + 5 \text{H}^2\text{O} + \text{H}^2\text{O} = \text{Sb}^2\text{O}^5$ hydraté + 10 HCl dissous...	+ 70,4 ^{Cal}
II. $\text{Sb} + \text{Cl}^3 = \text{SbCl}^3$	+ 91,4
III. $\text{SbCl}^3 + \text{Cl}^2 = \text{SbCl}^5$	+ 13,5
D'où : $\text{Sb} + \text{Cl}^5 = \text{SbCl}^5$	+ 104,9
IV. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$	+ 69,0
V. $\text{H} + \text{Cl} + \text{eau} = \text{HCl}$ dissous	+ 39,4

Cinquième section. — OXYDES DU BISMUTH.

Oxyde.

$\text{Bi}^2\text{O}^3 = 464.$

$\text{Bi}^2 + \text{O}^3 + \text{eau} = \text{Bi}^2\text{O}^3$ hydraté, dégage

+ 139,3

On y joindra les deux valeurs suivantes :

Oxychlorure.

$\text{BiOCl} = 259,5.$

$\text{Bi} + \text{O} + \text{Cl} = \text{BiOCl}$ hydraté, dégage

+ 88^{Cal},6

Chlorure.

$\text{BiCl}^3 = 314,5.$

$\text{Bi} + \text{Cl}^3 = \text{BiCl}^3$ solide, dégage

+ 90^{Cal},6

Réactions mesurées. — La formation du chlorure a été mesurée directement.

Th. U., II, 243-336.

Les deux autres nombres sont déduits de l'action de l'eau sur le chlorure, formant BiOCl insoluble, soit : + 7^{Cal},8;

Et de l'action de Bi^2O^3 hydraté sur une dissolution d'acide chlorhydrique, action supposée susceptible de former le même composé : + 14^{Cal},2.

Mais le caractère bien défini de ces réactions comporte quelque doute.

Sixième section. — OXYDES DU BORE.

Acide borique.

Anhydride : $B^2O^3 = 70 \dots$ solide.

Acide normal. — L'acide $B^2O^3H^2$ n'a pas été isolé, mais seulement un hydrate, $B^2O^3H^2 = B^2O^3 \cdot 3H^2O$, ayant pour poids moléculaire le nombre 124.

Cet acide semble répondre à l'état qui subsiste dans les dissolutions aqueuses.

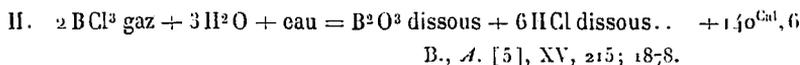
Chaleur de formation :

B^2 amorphe + $O^3 = B^2O^3$ solide.....	+272,6 ^{Gal}	dissous..	+279 ^{Gal, 9)}
$B^2O^3 + 3H^2O$ liquide = $B^2O^3H^2$ crist....	+ 16,8		
$B^2O^3 + 3H^2O$ solide.....	+ 12,9		

Réactions mesurées :



Troost et Hautefeuille (*Annales*, 5^e série, t. IX, p. 77; 1876) ont donné la valeur +104^{Gal, 0}, calculée au moyen des données observées directement. Mais ces données ont été obtenues avec le calorimètre à mercure, dont les unités paraissent devoir être réduites d'un septième environ (chiffre calculé d'après l'écart des chaleurs de neutralisation de la potasse et de la soude par l'acide chlorhydrique, ou déterminé par F. et S., ainsi que d'après le nombre donné pour la réaction du chlorure de silicium par l'eau, et diverses autres comparaisons). On a fait ici cette réduction :



Dissolution :

Anhydride :

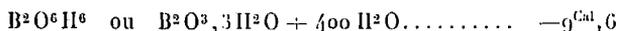


Réaction mesurée. — Différence entre la réaction de l'acide anhydre (+27,5) et celle de l'acide dissous (+20,2), sur une même quantité de soude, $2NaOH$, également diluée, à la même température. L'action de l'alcali atteint immédiatement sa limite; ce qui

paraît écarter l'hypothèse des états d'hydratation successifs, analogues à ceux de l'anhydride phosphorique.

B., *A.* [5], XVII, 132; 1879.

Hydrate :



B., *A.* [5], XVII, 132; 1879.

Neutralisation.

B., *A.* [4], XXIX, 464; 1873.

Sel monobasique :

$(B^2O^3 + 220H^2O) + (NaOH + 110H^2O) \dots \dots$	+11,56
Formé en présence de 220H ² O seulement.....	+11,75
» 330H ² O »	+11,56
» 440H ² O »	+11,13
» 1320H ² O »	+10,91

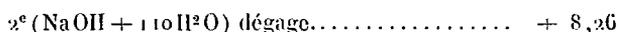
Ce sel éprouve une décomposition progressive par la dilution.

Il réprendrait à un sel B²O⁴NaH, dont le borax déshydraté, B²O⁷Na², serait l'anhydride (sel pyrogéné).

Sel bibasique :

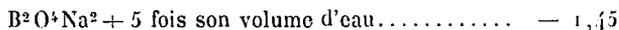


c'est-à-dire que le deuxième équivalent d'alcali



Un excès de soude produit seulement un effet négligeable.

Dilution de la solution précédente de :



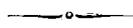
La décomposition du sel bibasique par dilution est plus marquée que celle du sel monobasique. C'est là un caractère des sels formés par les acides faibles.

Sels acides :

$2 B^2O^3$ dissous + NaOH dissoute.....	+12,9
$3 B^2O^3$ dissous + NaOH dissoute.....	+13,6

Ainsi, un excès d'acide augmente la chaleur dégagée; mais l'effet est restreint par l'action dissociante que l'eau, qui tenait cet acide en dissolution, exerce sur le sel de nouvelle formation.

Le caractère véritable de l'acide borique est difficile à définir. Les quantités de chaleur dégagées par l'action progressive de la soude le rapprochent des acides bibasiques; l'influence de la dilution montre que c'est un acide faible, à sels dissociables par l'action de l'eau. En somme, la fonction semble complexe.



CHAPITRE IV.

ÉLÉMENTS QUADRIVALENTS.

Première section. — ACIDE SILICIQUE.

Anhydride : $\text{SiO}_2 = 60$; états multiples, cristallisés et amorphes.

Acide normal : inconnu. Il existe des hydrates nombreux, plus ou moins bien définis, de nature colloïdale.

Chaleur de formation :

Si amorphe + $\text{O}_2 = \text{SiO}_2$ (hydraté)... +184^{Cal},5 Si crist... +179^{Cal},6

La silice hydratée existe sous plusieurs états, et il est probable que ces hydrates se changent en quartz avec dégagement de chaleur. Leur étude devra être reprise, avec le concours d'un dissolvant capable de les ramener à un état final identique, tel que l'acide fluorhydrique.

Réactions mesurées :

I. Si amorphe + $\text{Cl}^2 = \text{SiCl}^4$	^{Cal} +135,1	}	environ.
Si cristallisé.....	+128,2		

Troost et Hautefeuille ont trouvé directement, avec le calorimètre à mercure : +157,6. Mais, en acceptant les résultats de leur expérience, on a cru devoir retrancher ici les $\frac{3}{20}$ des indications obtenues avec cet instrument, en raison de la différence des unités adoptées par les auteurs (*voir* acide borique, p. 122).

II. $\text{SiCl}^4 + 2\text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{SiO}_2$ hydratée + 4 HCl étendu.....	^{Cal} +69,0
III. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$	+69,0
IV. $\text{H} + \text{Cl} + \text{eau} = \text{HCl}$ étendu.....	+39,4

B., *A.* [5], XV, 213; 1878.

Neutralisation :

Les expériences ont été faites par la méthode inverse, je veux dire avec une solution de silicate de soude, décomposée par l'acide chlorhydrique étendu; cet acide étant employé en dose équivalente

à la soude, et l'acide silicique étant séparé à l'état gélatineux. Ce procédé est indirect et il laisse à désirer au point de vue de la définition exacte de l'état final de l'acide silicique précipité. Voici les nombres calculés ainsi, par différence :

Th. U., I, 211; II, 413.

SiO_2 gélatineux + $\frac{1}{3}$ NaOH étendue.....	Cal +2,65
SiO_2 gélatineux + $\frac{2}{3}$ NaOH étendue.....	+3,55
SiO_2 gélatineux + 1 NaOH étendue.....	+4,3
SiO_2 gélatineux + 2 NaOH étendue.....	+5,2
SiO_2 gélatineux + 4 NaOH étendue.....	+5,4

Ces nombres varient notablement avec la proportion de l'eau ; la dilution du silicate de soude étant accompagnée par une absorption de chaleur considérable, c'est-à-dire par une dissociation. Ils ne permettent de préciser ni le point de neutralisation, ni le caractère véritable de l'acide silicique. On ne peut dès lors rien en conclure pour les problèmes minéralogiques, relatifs à la constitution des silicates terreux : leur étude devra être abordée soit par synthèse, soit au moyen de l'acide fluorhydrique, en assurant soigneusement l'identité de l'état final des systèmes.

On trouvera en effet plus loin la chaleur de formation du silicate de chaux et de quelques autres, au moyen du quartz.

Deuxième section. — OXYDES DE L'ÉTAIN.

Protoxyde : $\text{SnO} = 134,1$.



Bioxyde : $\text{SnO}_2 = 150,1$.



Réactions mesurées. — Oxydation directe de l'étain métallique et de son protoxyde par l'oxygène :

D'après Dulong :	$\text{Sn} + \text{O} = \text{SnO}$ dégage..	+73,8	$\text{Sn} + \text{O}_2 = \text{SnO}_2$..	+145,4
D'après Andrews :	»	+67,6	»	+137,2
	Moyenne.....	+70,7		+141,3

La décomposition du chlorure stanneux dissous, par la soude, et

celle du chlorure stannique, par l'eau, fourniraient (*voir* p. 155)

Pour $\text{Sn} + \text{O} = \text{SnO}$ hydraté.....	+ 67 ^{cal} ,8
Pour $\text{Sn} + \text{O}^2 = \text{SnO}^2$ dissous.....	+138 ^{cal} ,7

Mais ces derniers chiffres sont déduits de réactions incertaines, la constitution des corps auxquels elle donne naissance étant mal définie. En effet, il n'est pas prouvé que la soude précipite de l'oxyde stanneux pur, en agissant sur la solution du chlorure stanneux.

Quant à l'acide stannique, on admet en général deux états isomériques de l'acide stannique hydraté : l'acide ordinaire et l'acide métastannique. Le premier existe tant à l'état dissous, ou colloïdal, qu'à l'état solide et coagulé. Il se change dans le second, sous l'influence du temps, ou de la chaleur.

Chacun de ces deux corps offre, en outre, divers états d'hydratation qui paraissent répondre à des degrés plus ou moins avancés de polymérisation. Ces états se distinguent, entre autres caractères, par la quantité de chaleur dégagée dans leur réaction sur la potasse. Leur calcination produit le bioxyde d'étain anhydre.

Entrons dans le détail des mesures thermiques. Soit, par exemple, la dissolution récente du bichlorure d'étain dans l'eau. Elle peut être envisagée comme formée d'acide chlorhydrique étendu et d'*acide stannique soluble* (ou *pseudosoluble*) :



Cette dissolution, traitée par 4KOH ou 4NaOH étendue, dégage +51^{cal},8, c'est-à-dire 3^{cal} de moins que l'acide chlorhydrique pur (+54,8). Une semblable différence indique, soit un certain partage de la base entre l'acide chlorhydrique et l'acide stannique, soit, et plutôt, l'existence d'un oxychlorure stannique dans la liqueur.

Or, si l'on traite la même solution acide, à l'instant où elle vient d'être préparée, par 8KOH étendue, de façon à mettre l'acide stannique réputé libre en présence d'un excès convenable d'alcali, il se dégage +83^{cal},9. D'après ces nombres, on aurait, pour la réaction de l'acide stannique SnO^2 dissous, sur 4KOH dissoute : +83,9 — 54,8 = +29^{cal},1; chiffre observable seulement au moment même qui suit la première opération.

Mais cette quantité de chaleur diminue, quand la liqueur a été conservée avant d'être soumise à l'action de la potasse, pendant un

certain nombre de jours; ou bien encore, lorsqu'elle a été chauffée à 150° (ce qui d'ailleurs précipite partiellement l'acide stannique).

Enfin, l'acide colloïdal peut être précipité de la liqueur aqueuse par le sulfate de soude, puis, isolé et lavé à froid; dans ces conditions, il ne dégage plus que 8^{Cal} sous l'influence de la potasse en excès, c'est-à-dire avec 4KOH dissoute.

S'il a été chauffé à 100°, il dégage seulement 4^{Cal} (dissolution incomplète?): il s'est ainsi rapproché de l'état de l'acide métastannique.

L'acide métastannique peut être obtenu en oxydant l'étain par l'acide azotique, ou bien en transformant l'acide stannique précédent par la chaleur. C'est un hydrate. Il dégage, en présence de la potasse, des quantités de chaleur d'autant moindres qu'il a été chauffé à une température plus élevée. Cet échauffement le déshydrate progressivement et finalement le ramène à l'état anhydre, SnO².

Après calcination de ce dernier corps, la potasse développe seulement 1^{Cal}; c'est-à-dire qu'il n'y a pour ainsi dire plus de réaction *immédiate*, ni de dissolution notable. Mais on ne saurait tirer de ces données aucune valeur calorimétrique absolue, l'identité de l'état final des divers systèmes n'ayant pas été observée.

LÉO VIGNON, *C. R.*, CVIII, 1049; 1889.

Troisième section. — THORIUM.

Thorium.

Poids atomique : 232. Métal quadrivalent.

Poids moléculaire : 464.

Chaleur spécifique : 12,8.

NILSON, *C. R.*, XCVI, 346; 1883.

Quatrième section. — OXYDES DU CARBONE.

1. Oxyde de carbone.

CO = 28... gaz.

Chaleur spécifique moléculaire à pression constante, jusque vers 200° : 6,8 (R. Wie).

Chaleur spécifique moléculaire, à volume constant, vers 200° :
4,8.

Aux températures plus élevées, la chaleur spécifique moléculaire de l'oxyde de carbone demeure la même que celle de l'azote jusque vers 4500°, et elle éprouve les mêmes variations (p. 39 et 40).

Dès lors, la *chaleur spécifique moyenne à volume constant* à haute température de l'oxyde de carbone est exprimée par la formule : $4,8 + 0,0016 (t - 1600)$.

La *chaleur spécifique élémentaire à volume constant* sera dès lors : $4,8 + 0,0032 (t - 1600)$.

Température d'ébullition : — 190° (Nadejdine).

Chaleur de formation :

C diamant + O = CO +26^{Cal}, 1

B., *A.* [5] : XIII, 13, 1878; combustion ordinaire.

» XX, 260, 1880; bombe calorimétrique.

» XXIII, 177, 1881.

Réactions mesurées :

B. et MAT., *A.* [6], XXX, 554; 1893.

I. CO + O = CO² +68,2

II. C diamant + O² = CO² +94,3

Hydrate stable :

L'acide formique résulte de l'hydratation de l'oxyde de carbone, sous l'influence des alcalis (B.) :

CO gaz + H²O liquide = CH²O² liquide... +6^{Cal}, 4 dissous.. +6,5

2. Acide carbonique.

CO² = 44... gaz.

Anhydride : CO².

Acide normal : CH²O², inconnu. Les dissolutions renferment de l'anhydride.

Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à pression constante, entre 0° et 200° : $8,4 + 0,0106 t$ (R. Wie).

Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à volume constant, entre 0° et 200° : $6,4 + 0,0106 t$.

Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à volume constant, aux hautes températures, jusque vers 4500° :

$19,1 + 0,0015 (t - 2000)$.

Chaleur spécifique moléculaire élémentaire, à volume constant,

aux hautes températures, jusque vers 4500° :

$$19,1 + 0,0030 (t - 2000).$$

Vers 4000° : 25,1.

B. et V., *A.* [6], IV, 81; 1885.

Température d'ébullition : -78°, 2 (R.).

Chaleur de vaporisation moléculaire, à 0° : 2^{Cal},47; à 15°, 6 : 1^{Cal},77.

MATHIAS, *A.* [6], XXI, 130; 1890.

Chaleur de formation :

C diamant + O ² = CO ² gaz...	+94,31	CO ² dissous..	+ 99,91
C graphite.....	+94,81	» ..	+100,41
C amorphe.....	+97,65	» ..	+103,25

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 80; 1889.

Chaleur de dissolution, dans l'eau : +5^{Cal},60.

B., *A.* [4], XXIX, 470; 1873.

Formation de l'acide carbonique par l'oxyde de carbone :

Température ordinaire.....	+ 68,3
Vers 3000°.....	+ 37,0
Vers 4500°.....	+ 28,0

Ces valeurs comprennent le travail de dissociation.

La dissociation vers 3000° absorbe une quantité de chaleur inférieure à 7^{Cal},5. Vers 4500°, elle absorbe une quantité de chaleur inférieure à 18^{Cal},0.

B. et V.

Hydrate instable :

CO² gaz + 6H²O liq. = combinaison crist. dégageant... + 15^{Cal},0

VILLARD, *C. R.*, CXIX, 369; 1894.

Soit pour H²O solide, à 0°..... + 6^{Cal},4

Cet hydrate se détruit, dès que la pression diminue.

Neutralisation :

CO² dissous + (NaOH + 110H²O)..... + 11,10 }
 + 2°(NaOH + 110H²O)..... + 9,40 } + 20,5

Un excès de NaOH dissoute dégage encore un peu de chaleur.

B., *A.* [4], XXIX, 470; 1873.

Voir aussi l'article : Ammoniaque (carbonates).

Constitution des carbonates. — Les bicarbonates sont les vrais sels neutres, les carbonates bibasiques étant dissociés par l'eau, pour une portion notable, en base libre et bicarbonates.

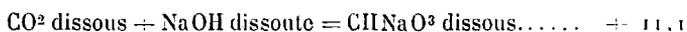
B., *A.* [4], XXIX, 489, et XXX, 504; 1873.

B. — II.

9

La chaleur de neutralisation de l'acide carbonique comprend la somme de deux effets, attendu qu'elle est mesurée à partir de l'anhydride. Si l'on admet que les bicarbonates sont comparables aux sels des acides organiques homologues, $C^nH^{2n}O^3$, tels que les lactates, la chaleur de formation de l'acide normal, depuis l'anhydride dissous, devrait être négative. En effet, on a pour la chaleur de neutralisation de l'acide lactique et de ses homologues par la soude, en liqueurs étendues, une valeur voisine de $+13^{cal},4$.

Mais on a trouvé :



Dès lors, la chaleur d'hydratation, répondant à la transformation de l'anhydride dissous en acide normal, devrait être

$$+11,1 - 13,4 = -2^{cal},3.$$

Ce chiffre négatif fait concevoir le défaut de stabilité de l'acide normal.

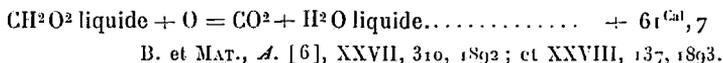
3. Acide formique.

$CH^2O^2 = 46$... monobasique.

C diamant + $H^2 + O^2 = CII^2O^2$ crist.	$+104,0$	^{Cal}
» liq.	$+101,5$	
» diss.	$+101,6$	
Acide gazeux (mélange de CH^2O^2 et $C^2H^3O^4$), vers 100° ..	$+96,7$	
Acide gazeux (CII^2O^2 seul), vers 200°	$+91,9$	

Le changement de $C^2H^3O^4$ gaz, en $2CH^2O^2$ gaz, absorberait environ $-14^{cal},4$. (*Voir plus loin l'acide acétique; voir aussi ce Volume, p. 106.*)

Réaction mesurée :



Neutralisation :

CH^2O^2 dissous + KOH dissoute.....	$+13,3$
CII^2O^2 dissous + NaOH dissoute.....	$+13,4$

B., *A.* [5], VI, 325; 1875.

Les formiates alcalins sont stables en présence de l'eau.
Ces chiffres varient un peu, sous l'influence d'un excès d'acide

ou de base. Ainsi, le formiate de soude dissous, CHNaO^2 , dégage :

Avec $\frac{1}{6}$ NaOH étendue.....	+ 0,55
Avec $\frac{1}{6}$ CH^2O^2 étendu.....	+ 0,78

B., A. [5], VI, 335, 338, 340 ; 1875.

Pour l'étude détaillée de l'acide formique, voir le Livre III : CHIMIE ORGANIQUE.

4. Acide acétique.

$\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2 = 60$... monobasique.

Cdiamant + $\text{H}^4 + \text{O}^2 = \text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ crist.....	+ 119,7 ^{Cal}
» liq.....	+ 117,2
» diss.....	+ 117,6
Acide gazeux (mélange de $\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ et $\text{C}^2\text{H}^8\text{O}^4$), vers 120° ..	+ 112,1
Acide gazeux ($\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ seul), vers 250°.....	+ 107,3

On sait que l'acide acétique gazeux n'acquiert sa densité normale qu'au voisinage de 200°. Pour la constitution de l'acide gazeux, à diverses températures, voir les mesures des chaleurs spécifiques de l'acide acétique gazeux, à diverses températures, par B. et Og., A. [5], XXX, 400 ; 1883.

D'après ces mesures, le changement de $\text{C}^2\text{H}^8\text{O}^4$ gaz en $2\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ gaz absorbe sensiblement -14^{Cal} , 4.

Réaction mesurée :

$\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ liquide + $\text{O}^4 = 2\text{CO}^2 + 2\text{H}^2\text{O}$ liquide.....	+ 209,4
---	---------

B. et MAT., A. [6], XXVII, 310 ; 1892.

Neutralisation :

$\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ dissous + KOH dissoute.....	+ 13,3
$\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ dissous + NaOH dissoute.....	+ 13,3

B., A. [5], VI, 327, 335, 338, 340 ; 1875.

Ce chiffre varie un peu, sous l'influence d'un excès de base ou d'acide. Par exemple, l'acétate de soude dissous, $\text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2$, dégage encore :

Avec $\frac{1}{6}$ NaOH étendue.....	+ 0,07
Avec $\frac{1}{6}$ $\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ étendu.....	+ 0,24

B., A. [5], VI, 340 ; 1875.

L'union de l'acide acétique et des bases, avec formation de sels

solubles, dégage, en général, à peu près les mêmes quantités de chaleur que l'union de l'acide formique avec les mêmes bases. Ces valeurs sont très voisines de celles que fournissent les acides chlorhydrique et azotique, mais un peu plus faibles.

En outre, l'action dissociante de l'eau est plus sensible pour les acétates métalliques, que pour les chlorures et azotates de même métal, et même que pour les formiates. Déjà, les acétates alcalins solubles éprouvent une légère dissociation sous l'influence de l'eau; avec les acétates métalliques, la dissociation est bien plus marquée.

Pour l'étude détaillée de l'acide acétique, *voir* le Livre III : CHIMIE ORGANIQUE.

5. Acide oxalique.

$C^2H^2O^4 = 90 \dots$ bibasique.

C^2 diamant + H^2 + O^4 = $C^2H^2O^4$ crist. + 197^{Cal},6 dissous. + 193^{Cal},3
B. A. [5], V, 363; 1875.

Réactions mesurées :

$C^2H^2O^4$ diss. + Cl^2 gaz = 2 HCl diss. + 2 C^2O^4 diss. + 83,3

Neutralisation :

$C^2H^2O^4$ dissous + 2 NaOH dissoute. + 28,6

$C^2H^2O^4$ dissous + NaOH dissoute. + 13,8

Donc la 2^e NaOH dissoute dégage. + 14,7

c'est-à-dire un peu plus de chaleur que la première molécule; résultat analogue à celui qui s'observe avec les sulfates (*voir* ce Volume, p. 93).

B., A. [5], IV, 108; 1875.

Un excès de base est sans influence sur les équilibres entre l'acide oxalique et la soude, suivant les proportions relatives d'acide, de base et de sel neutre.

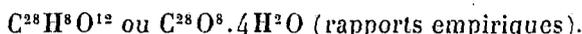
B., A. [4], XXX, 435; 1873.

L'acide oxalique, en formant des sels solubles, dégage des quantités de chaleurs voisines de celles de l'acide chlorhydrique, avec les mêmes bases, mais un peu plus fortes. Les oxalates bibasiques solubles sont stables en présence de l'eau.

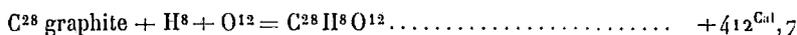
Pour les autres acides carbonés, *voir* le Livre III : CHIMIE ORGANIQUE.

6. Oxydes graphitiques (solides).

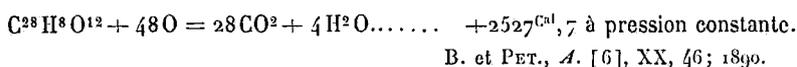
I. OXYDE DU GRAPHITE CRISTALLISÉ DE LA FONTE.



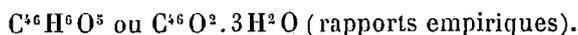
Chaleur de formation :



Réaction mesurée :



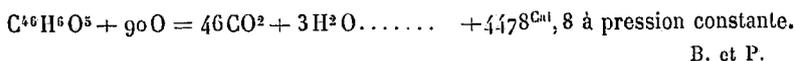
OXYDE PYROGRAPHITIQUE CORRESPONDANT :



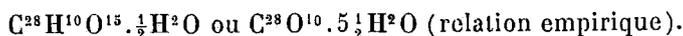
Chaleur de formation :



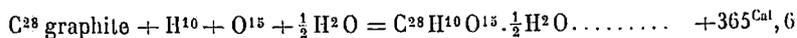
Réaction mesurée :



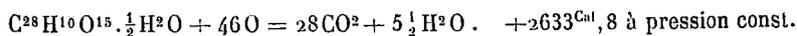
II. OXYDE DU GRAPHITE AMORPHE (PLOMBAGINE).



Chaleur de formation :



Réaction mesurée :



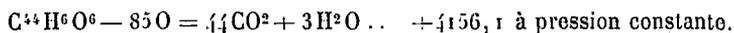
OXYDE PYROGRAPHITIQUE CORRESPONDANT :



Chaleur de formation :

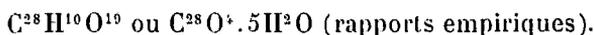


Réaction mesurée :

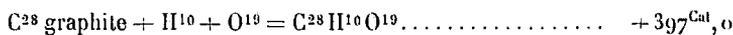


B. et P.

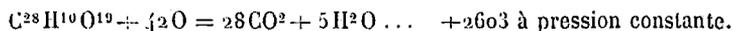
III. OXYDE DU GRAPHITE ÉLECTRIQUE.



Chaleur de formation :



Réaction mesurée :



B. et P.

Pour un même poids de carbone, tel qu'un atome $\text{C} = 12$, les chaleurs de formation des trois oxydes graphitiques par les éléments sont respectivement : $+13^{\text{Cal}},9$, $+12^{\text{Cal}},5$ et $+13^{\text{Cal}},7$; c'est-à-dire voisines.

Les chaleurs de formation des deux oxydes pyrographitiques examinés, rapportées de même à un atome (12^{gr}) de carbone, sont respectivement : $+4^{\text{Cal}},5$ et $+1^{\text{Cal}},4$.



TROISIÈME DIVISION.

COMPOSÉS FORMÉS PAR LES ÉLÉMENTS HALOGÈNES.

Les combinaisons que forment le chlore, le brome, l'iode, le fluor, en s'unissant avec l'hydrogène et avec l'oxygène, ont été examinées dans les divisions précédentes. Celle-ci sera consacrée aux combinaisons formées avec les autres éléments.

CHAPITRE I.

ÉLÉMENTS MONOVALENTS ET CORPS HALOGÈNES.

Chlorure de brome.

$\text{BrCl} = 115,5 \dots$ liquide.

Chaleur de formation :

}	Br gazeux + Cl gazeux = BrCl liquide	+ 4 ^{Cal} ,4
	Br liquide » » »	+ 0 ^{Cal} ,7

B. A. [5], XXI, 375 ; 1880.

Le composé est en partie dissocié.

Chlorures d'iode.**1. PROTOCHLORURE.**

$\text{ICl} = 162,5 \dots$ cristallisé.

Fond à $+24^\circ$ et bout à $+101^\circ$.

Chaleur de formation :

I solide + Cl gaz = ICl cristallisé.....	+ 6 ^{Cal} , 8
I gaz " "	+ 13 ^{Cal} , 6
	B. A. [5], XXI, 373; 1880.

Réaction directe, opérée à équivalents égaux (par pesées).

2. TRICHLORURE.

$\text{ICl}^3 = 233,5 \dots$ cristallisé.

I solide + Cl ³ gaz = ICl ³ solide.....	+ 21 ^{Cal} , 5
I gaz " "	+ 28 ^{Cal} , 3
	<i>Th. U.</i> , II, 307.

Réaction directe, faite en deux fois, et dans laquelle les rapports de poids des éléments intervenants n'ont pas été définis d'une façon irréprochable.

Bromure d'iode.

$\text{BrI} = 207 \dots$ solide.

Chaleur de formation :

{	I solide + Br liquide = IBr solide.....	+ 2,5 ^{Cal}
	I solide + Br solide.....	+ 1,2
	I gaz + Br gaz.....	+ 13,0

Réaction directe.

B., A. [5], XXI, 374; 1880.

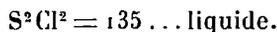


CHAPITRE II.

ÉLÉMENTS BIVALENDS ET CORPS HALOGENES.

Première section. — SOUFRE.

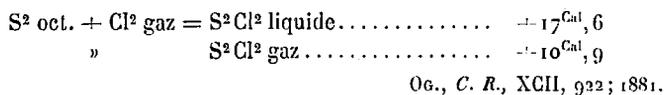
1. CHLORURE DE SOUFRE.



Point d'ébullition : +138°.

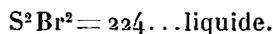
Chaleur de vaporisation moléculaire : 6^{cal}, 66.

Chaleur de formation :

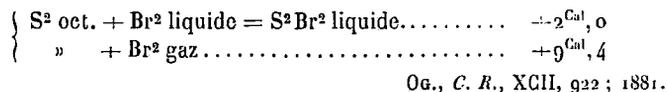


Réaction directe.

2. BROMURE DE SOUFRE.



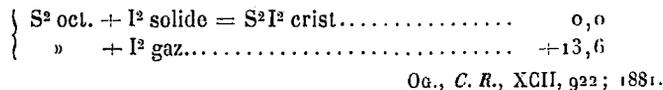
Chaleur de formation :

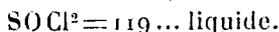


3. IODURE DE SOUFRE.



Chaleur de formation :

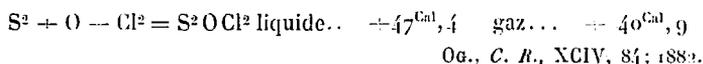


Oxychlorures de soufre.**1. CHLORURE DE THIONYLE.**

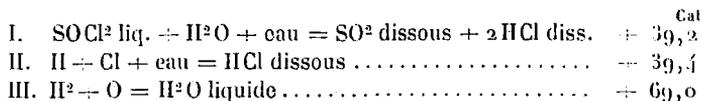
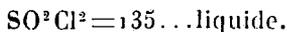
Point d'ébullition : + 82°.

Chaleur de vaporisation moléculaire : 6^{Cal}, 48.

Chaleur de formation :



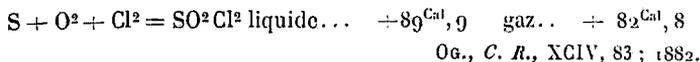
Réactions mesurées :

**2. CHLORURE DE SULFURYLE.**

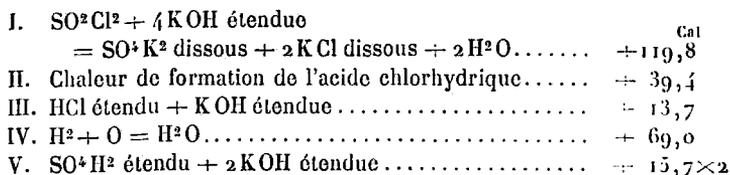
Point d'ébullition : + 77°.

Chaleur de vaporisation moléculaire : 7^{Cal}, 06.

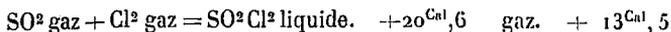
Chaleur de formation :



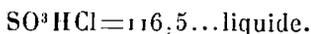
Réactions mesurées :



D'où



3. CHLORHYDRATE SULFURIQUE.



Point d'ébullition : +158°.

Chaleur de vaporisation moléculaire : 12^{Cal}, 8.

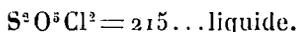
Chaleur de formation :

$\text{S} + \text{O}^3 + \text{H} + \text{Cl} = \text{SO}^3\text{HCl}$ liquide.....	+140,2 ^{Cal}	
»		
SO^3HCl gaz.....	+127,4	
{	SO^3 solide + HCl gaz = SO^3HCl liquide.....	+ 14,35
{	SO^3 gaz + HCl gaz = SO^3HCl gaz... liquide..	+ 26,2
	Og., C. R., XCVI, 646; 1883.	

Réactions mesurées :

A. I.	SO^3HCl liq. + H^2O + eau = SO^3H^2 étendu + HCl étendu.	+ 40,3 ^{Cal}
	II. Formation de SO^3H^2 étendu par les éléments.....	- 210,1
	III. Formation de HCl étendu.....	+ 39,4
	SO^3 solide + HCl gaz. = SO^3HCl (réaction indirecte)..	+ 14,4
B. I.	SO^3 solide + HCl gaz = SO^3HCl liq., (réaction directe).	+ 14,3
	II. Formation de SO^3 solide par les éléments.....	+ 34,4
	III. Formation de HCl gaz.....	+ 22,0

4. CHLORURE DE PYROSULFURYLE.



Point d'ébullition : +145°.

Chaleur de formation :

$\text{S}^2 + \text{O}^3 + \text{Cl}^2 = \text{S}^2\text{O}^3\text{Cl}^2$ liquide.....	+159 ^{Cal} , 4
	Og., C. R., XCIV, 85; 1882.

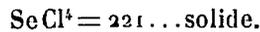
Réactions mesurées :

I.	$\text{S}^2\text{O}^3\text{Cl}^2$ liquide + 6 KOH étendue = 2 SO^3K^2 dissous + 2 KCl dissous + 3 H^2O	+222,4 ^{Cal}
	II. Formation de SO^3H^2 étendu par les éléments.....	+ 210,1
	III. Sa neutralisation par 2 KOH étendue.....	+ 15,7 × 2
	IV. Formation de HCl étendu.....	+ 39,4
	V. Sa neutralisation par KOH étendue.....	+ 13,7

Deuxième section. — SÉLÉNIUM.

Chlorures de sélénium.

1. PERCHLORURE.

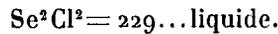


Se amorphe	+ Cl ⁴ = SeCl ⁴	+46 ^{Cal} , 2
Se métallique	»	+40 ^{Cal} , 5

Réaction directe.

Th. U., II, 315.

2. PROTOCHLORURE.



Se ² amorphe	+ Cl ² = Se ² Cl ²	+22 ^{Cal} , 15
Se ² métallique	»	+10 ^{Cal} , 7

Réaction directe :

La méthode suivie dans ces expériences n'a été qu'approximative.

Th. U., II, 314.

Troisième section. — TELLURE.

Chlorure de tellure.



Réaction mesurée :

Te	+ Cl ⁴ = TeCl ⁴	+77 ^{Cal} , 4
----	---	------------------------

Th. U., II, 318.

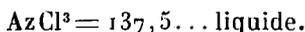
Cette réaction n'est pas bien définie, l'état du tellure employé étant très mal connu (*voir plus haut, p. 65*). En outre, l'attaque a exigé le concours du soufre pour être amorcée, et la transformation du tellure est demeurée incomplète.



CHAPITRE III.

ÉLÉMENTS TRIVALENTS ET CORPS HALOGÈNES.

Première section. — CHLORURE D'AZOTE.

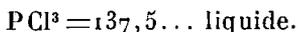


Formé avec une absorption de chaleur considérable, ce qui le rend très explosif; mais la mesure de cette chaleur n'a pas été faite exactement.

Deuxième section. — COMPOSÉS DU PHOSPHORE.

§ 1. — Chlorure de phosphore.

1. CHLORURE PHOSPHOREUX.



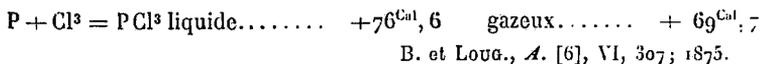
Point d'ébullition : 78°.

Chaleur de vaporisation : 6^{Cal},9 (R.).

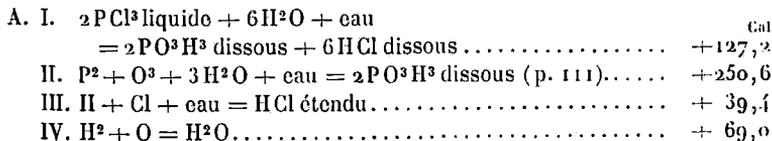
Chaleur spécifique moléculaire liquide : 28,8.

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse moyenne à pression constante (111°-246°) : 18,6 (R. .

Chaleur de formation :



Réactions mesurées :



B. I.	Action de la potasse étendue, en excès, sur PCl^3	+261,8	Cal
II.	HCl étendu + KOH étendue.....	+ 13,7	
III.	Action d'un excès de KOH étendue sur PO^3H^3 étendu, soit.	+ 28,9	
	D'où l'on déduit pour l'action de l'eau seule.....	+126,4	
	Moyenne de A et B.....	+126,8	

2. PERCHLORURE DE PHOSPHORE.

$\text{PCl}^5 = 208,5$... solide.

Chaleur de formation :

$\text{P} + \text{Cl}^5 = \text{PCl}^5$ solide.....	+109	Cal, 2
PCl^3 liquide + $\text{Cl}^2 = \text{PCl}^5$ solide.....	+ 32	Cal, 6

B. et Loug., *A.* [5], VI, 308; 1875.

Réactions mesurées :

A. I.	2PCl^5 crist. + $8\text{H}^2\text{O}$ + eau		Cal
	$= 2\text{PO}^3\text{H}^3$ dissous + 10HCl dissous.....	+237,8	
II.	$\text{P}^2 + \text{O}^5 + 3\text{H}^2\text{O}$ + eau = $2\text{PO}^3\text{H}^3$ dissous.....	+406,5	
III.	$\text{H} + \text{Cl} + \text{eau} = \text{HCl}$ étendu.....	+ 39,4	
IV.	$\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$	+ 69,0	
B. I.	Action de la potasse étendue (16 KOH) sur 2PCl^3	+110,2	
II.	HCl étendu + KOH étendue.....	+ 13,7	
III.	Action de PO^3H^3 étendu sur 3 KOH étendue, soit.....	+ 33,6	
	D'où l'on déduit pour l'action de l'eau seule.....	+236,0	
	Moyenne de A et B.....	+237,0	
C.	$\text{P} + \text{Cl}^5 = \text{PCl}^5$, réaction directe... +102	Cal, 4	Abria; +109
			Cal, 5
			An.

3. OXYCHLORURE DE PHOSPHORE.

$\text{PCl}^3\text{O} = 153,5$... liquide.

Point d'ébullition : +110°.

Chaleur de formation :

$\text{P} + \text{Cl}^3 + \text{O} = \text{PCl}^3\text{O}$ liquide.....	+143	Cal, 9
PCl^3 liquide + $\text{O} = \text{PCl}^3\text{O}$ liquide.....	+ 66	Cal, 3

B. et Loug., *A.* [5], VI, 309; 1875.

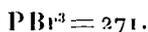
Réactions mesurées :

A.	$2\text{PCl}^3\text{O} + 6\text{H}^2\text{O}$ + eau		Cal
	$= 2\text{PO}^3\text{H}^3$ dissous + 6 HCl dissous.....	+149,4	
B.	Action de la potasse (12 KOH étendue).....	+297,4	
	D'où l'on déduit pour l'action de l'eau seule.....	+117,8	
	Moyenne de A et B.....	+118,1	

Les autres données auxiliaires sont les mêmes que pour le perchlorure de phosphore.

§ 2. — Bromures de phosphore.

1. PROTOBROMURE DE PHOSPHORE.



Chaleur de formation :

P + Br ³ liquide = PBr ³ liquide	+ 44 ^{Cal} , 8
P + Br ³ gaz.....	+ 55 ^{Cal} , 9
B. et LOUG., <i>A.</i> [5], VI, 307; 1875.	

Réactions mesurées :

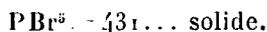
A. 2 PBr ³ + 6 H ² O + eau = 2 PO ³ H ³ dissous + 6 HBr dissous.	+ 128, 2 ^{Cal}
B. I. Action de la potasse étendue.....	+ 261, 2
D'où l'action de l'eau pure.....	+ 122, 8
Moyenne de A et B.....	+ 125, 5

Les autres données auxiliaires sont les mêmes que ci-dessus, sauf la chaleur de formation de l'acide bromhydrique :

II. H + Br liquide + eau = HBr dissous.....	- 28 ^{Cal} , 6
---	-------------------------

et III la chaleur de neutralisation de cet acide par la potasse, égale d'ailleurs à celle de HCl.

2. PERBROMURE DE PHOSPHORE.



Chaleur de formation :

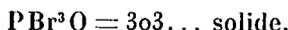
P + Br ⁵ liquide = PBr ⁵ solide.....	+ 59 ^{Cal} , 05
P + Br ⁵ gaz.....	+ 77 ^{Cal} , 5
OG., <i>C. R.</i> , XCII, 84; 1881.	

Réaction mesurée :

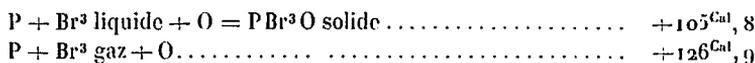
2 PBr ⁵ sol. + 8 H ² O + eau = 2 PO ⁵ H ³ diss. + 10 HBr diss.	+ 229 ^{Cal} , 4
--	--------------------------

Mêmes données auxiliaires que ci-dessus.

3. OXYBROMURE DE PHOSPHORE.

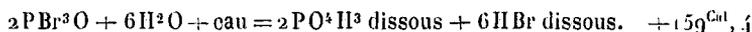


Chaleur de formation :



Og. C. R., XCII, 85; 1881.

Réaction mesurée :

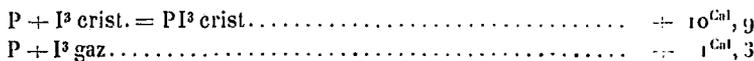


§ 3. — Iodures de phosphore.

1. TRIODURE DE PHOSPHORE.



Chaleur de formation :



Og., C. R., XCII, 83; 1881.

Réaction directe (en présence de CS²).



BIODURE DE PHOSPHORE.



Chaleur de formation :



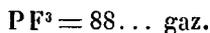
D'où :



Réaction directe, en présence de CS² (Og.).

L'addition au triiodure de l'iode en excès, de façon à réaliser les rapports PI³, ne dégage pas de chaleur sensible.

§ 4. — Fluorures de phosphore.



Son absorption par la potasse étendue, en excès, dégage : + 107^{Cal}, 7.
Elle produit un acide fluophosphoreux.

B. A. [6], VI, 363; 1885.

Troisième section. — ARSÈNIC.

1. Chlorure d'arsenic.

$\text{AsCl}^3 = 181,5 \dots$ liquide.

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse moyenne, à pression constante (159°-268°) : 20,3 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire liquide : 31,8.

Point d'ébullition : 134°.

Chaleur de vaporisation : 8^{cal},4 (R.).

Chaleur de formation :

$\text{As crist.} + \text{Cl}^3 = \text{AsCl}^3 \text{ liquide.} \dots \dots \dots + 71^{\text{cal}}, 3$

Th. U., II, 327.

Réaction directe.

2. Bromure d'arsenic.

$\text{AsBr}^3 = 315 \dots$ cristallisé.

Chaleur de formation :

$\text{As crist.} + \text{Br}^3 \text{ liquide} = \text{AsBr}^3 \text{ crist.} \dots \dots \dots + 45^{\text{cal}}, 5$

$\text{As crist.} + \text{Br}^3 \text{ gaz.} \dots \dots \dots + 56^{\text{cal}}, 8$

B., A. [5], XV, 210; 1878.

Réactions mesurées :

I. $2\text{AsBr}^3 + 10\text{KOH étendue} + \text{eau} \dots \dots \dots + 119^{\text{cal}}, 6$

D'où l'on conclut, pour la réaction *théorique*, supposée totale,

$2\text{AsBr}^3 + 3\text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{As}^2\text{O}^3 \text{ dissous} + 6\text{HBr dissous.} \dots \dots \dots + 22^{\text{cal}}, 4$

En fait, l'eau pure forme un oxybromure, à la température ordinaire.

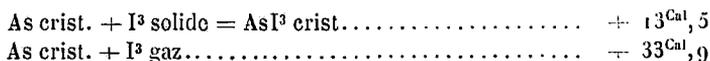
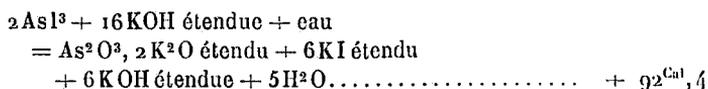
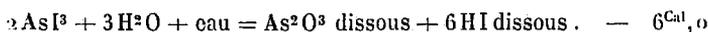
II. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O.} \dots \dots \dots + 69,0$

III. $\text{H} + \text{Br} + \text{eau} = \text{HBr dissous.} \dots \dots \dots + 28,6$

IV. $\text{As}^2 + \text{O}^3 + \text{eau} = \text{As}^2\text{O}^3 \text{ dissous.} \dots \dots \dots - 7,55$

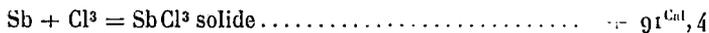
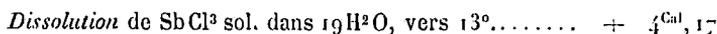
V. $\text{KOH étendue} + \text{HBr étendu.} \dots \dots \dots + 13,7$

VI. *Dissolution de As^2O^3 dans 4 KOH étendue.} \dots \dots \dots + 15,1*

3. Iodure d'arsenic.AsI³ = 456... cristallisé.*Chaleur de formation :*B., *A.* [5], XV, 210, 1878.*Réaction mesurée :*D'où l'on conclut, pour la réaction *théorique*, supposée totale,

En fait, l'eau forme un oxyiodure.

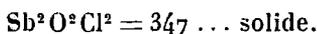
Les données auxiliaires sont pareilles aux précédentes.

Quatrième section. — ANTIMOINE.**Chlorure d'antimoine.****1. PROTOCHLORURE.**SbCl³ = 228,5 ... solide.*Chaleur de formation :**Th. U.*, II, 329.*Réaction directe :*B., *A.* [6], X, 129; 1887.**2. PERCHLORURE.**SbCl⁵ = 299,5 ... liquide.*Chaleur de formation :**Th. U.*, II, 330.

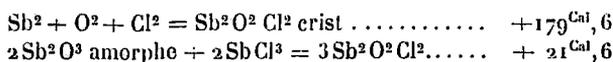
Réaction mesurée :



3. OXYCHLORURES D'ANTIMOINE.



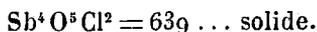
Chaleur de formation :



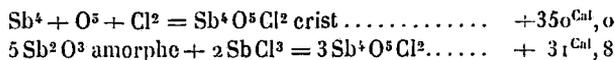
Gu., A. [6], III, 57 ; 1884.

Réactions mesurées. — Dissolution du composé dans HF étendu ; comparée avec celle de $\text{Sb}^2\text{O}^3 + 2\text{HCl}$ dans le même réactif.

4. AUTRE OXYCHLORURE.



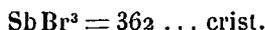
Chaleur de formation :



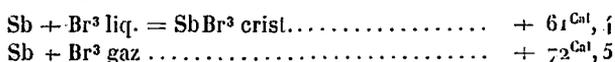
Gu., même Mémoire.

Réaction mesurée. — Dissolution dans HF étendu.

Bromure d'antimoine.



Chaleur de formation :



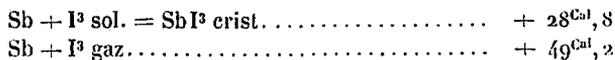
Gu., C. R., CI, 161 ; 1885.

Réaction mesurée. — Dissolution dans HF étendu.

Iodure d'antimoine.

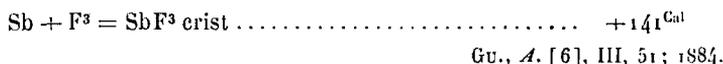


Chaleur de formation :



Gu., C. R., CI, 161 ; 1885.

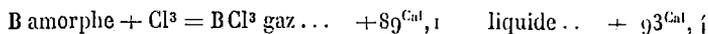
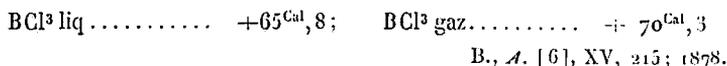
Réaction mesurée. — Dissolution dans HF étendu.

Fluorure d'antimoine.SbF³ = 179 ... cristallisé.*Chaleur de formation :*

Réactions mesurées. — I. Dissolution comparée de Sb²O³ et de 2SbF³, dans un excès de HF.

**Cinquième section. — BISMUTH.****Chlorures de bismuth.**(Voir *Oxydes*, Liv. I, 2^e div., Chap. III, 5^e sect., p. 121)BiCl³ = 314,5 ... solide.

BiOCl = 259,5 ... solide.

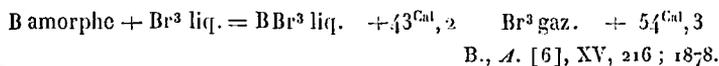
**Sixième section. — COMPOSÉS DU BORE.****1. Chlorure de bore.**BCl³ = 117,5 ... gaz et liquide.*Point d'ébullition :* +18^o,2 (R.).*Chaleur de vaporisation :* 4^{Cal},5 (B.).*Chaleur de formation :**Réaction directe (voir plus haut, p. 122).**Décomposition par l'eau :*

2. Bromure de bore.

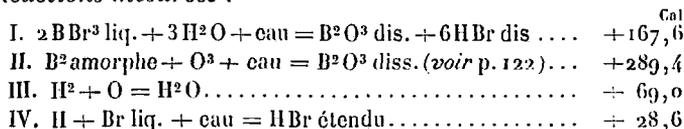


Point d'ébullition : $+90^{\circ}, 5$.

Chaleur de formation :



Réactions mesurées :

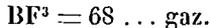


3. Iodure de bore.



Non étudié au point de vue thermique.

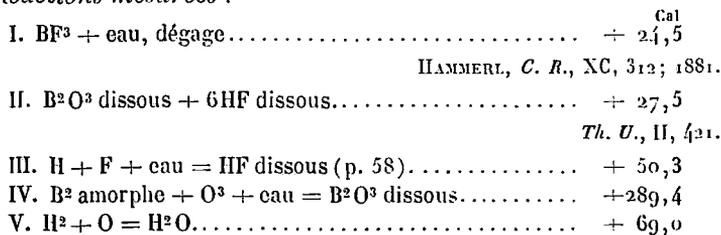
4. Fluorure de bore.



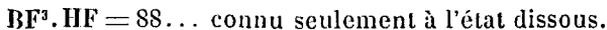
Chaleur de formation :



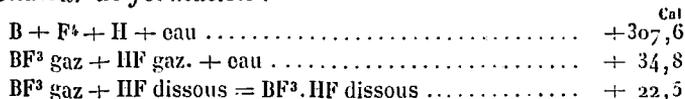
Réactions mesurées :



5. Acide fluoborique.



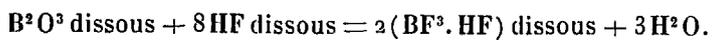
Chaleur de formation :



Réactions mesurées :

B^2O^3 dissous + 2 HF dissous	+ 9,13
B^2O^3 dissous + 4 HF dissous	+ 18,6
B^2O^3 dissous + 6 HF dissous	+ 27,4
B^2O^3 dissous + 8 HF dissous et davantage	+ 29,5

ce qui répond à

*Th. U., II, 421.*

CHAPITRE IV.

ÉLÉMENTS QUADRIVALENTS.

Première section. — SILICIUM.

1. Chlorure de silicium.

$\text{SiCl}^4 = 170 \dots$ liquide.

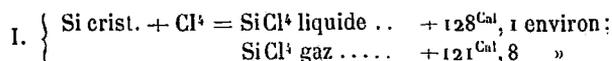
Point d'ébullition : 59° .

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne, à pr. const.
(90° - 234°) : $22,4$ (R.).

Chaleur de vaporisation : $6^{\text{Cal}}, 3$.

Og. A. [5], XX, 51; 1880.

Chaleur de formation :



Réaction mesurée :

Décomposition par l'eau (*voir* p. 124)..... $\div 69,0$

B. A. [5], XV, 213; 1878.

2. Bromure de silicium.

$\text{SiBr}^4 = 348 \dots$ liquide.

Point d'ébullition : $+ 153^\circ$.

Chaleur de formation :

$\text{Si crist.} + \text{Br}^4 \text{ liq.} = \text{SiBr}^4 \text{ liq.} \dots + 71^{\text{Cal}}, 0; \quad \text{Br}^4 \text{ gaz.} \quad + 85^{\text{Cal}}, 8$

B. A. [5], XV, 213; 1878.

Réactions mesurées :

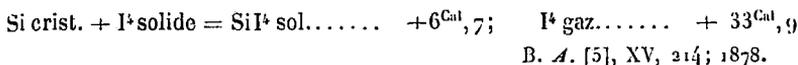
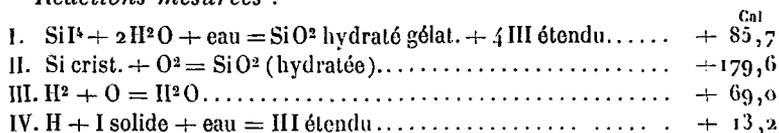
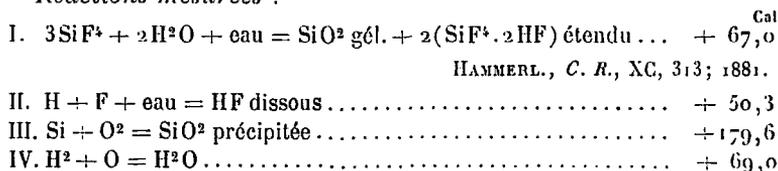
I. $\text{SiBr}^4 \text{ liq.} + 2\text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{SiO}^2 \text{ gélat.} + 4\text{HBr} \text{ étl.} \dots + 83,0$

II. $\text{Si crist.} + \text{O}^2 = \text{SiO}^2 \text{ (hydraté)} \dots \dots \dots + 179,6$

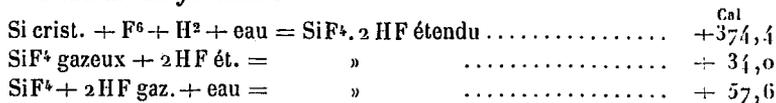
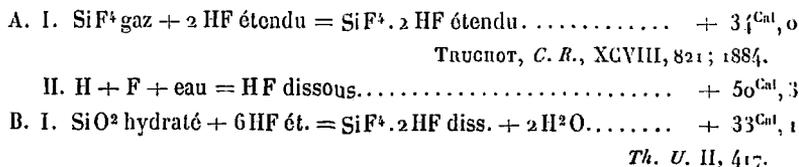
(*Voir* p. 124).

III. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O} \dots \dots \dots + 69,0$

IV. $\text{H} + \text{Br liquide} + \text{eau} = \text{HBr étendu} \dots \dots \dots \div 28,6$

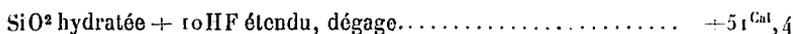
3. Iodure de silicium.SiI⁴ = 536... solide.*Chaleur de formation :**Réactions mesurées :***4. Fluorure de silicium.**SiF⁴ = 104... gaz.*Chaleur de formation :**Réactions mesurées :***5. Acide hydrofluosilicique.**SiF⁴.2HF = 184.

Connu seulement à l'état dissous et à l'état d'hydrate cristallisé.

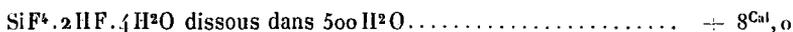
Chaleur de formation :*Réactions mesurées :*

Les autres données, comme ci-dessus.

Il existe un acide plus riche en acide fluorhydrique; car



Hydrate cristallisé :



TRUCHOT.

Neutralisation :

$\text{SiF}_4 \cdot 2\text{HF}$ étendu + NaOH étendue.....	+13,3	+13,3
» + 2 NaOH étendue.....	+26,6 ou +13 ^{Cal} ,3×2	
» 2 ^e NaOH.....		+13,3
» + 3 NaOH étendue.....	+35,0	
» 3 ^e NaOH.....		+ 8,4
» + 6 NaOH étendue.....	+61,4	
» 4 ^e , 5 ^e , 6 ^e NaOH réunis.		+26,4
» + 12 NaOH étendue.....	+71,6	
» 7 ^e à 12 ^e NaOH réunis.		+10,2

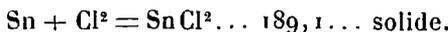
Th. U., I, 233.

Les deux premiers nombres se rapportent seuls à la chaleur de neutralisation : ils indiquent un acide bibasique fort. Les autres nombres répondent à une décomposition de plus en plus avancée de l'acide fluosilicique, en fluorure de sodium et acide silicique. Cette réaction est presque complète avec 6NaOH étendue; l'acide silicique se combine ensuite, pour son propre compte, avec l'excès de soude.

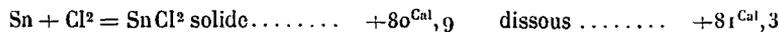
Deuxième section. — COMPOSÉS DE L'ÉTAIN.

Chlorures.

CHLORURE STANNEUX.



Chaleur de formation :



Réactions mesurées.



Th. U., III, 323.

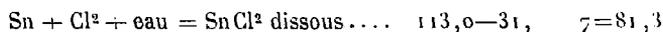
II. $\text{SnCl}^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O} + \text{eau pure}$	—	$5,2^{\text{Cal}}$
+ HCl étendu.....	—	$5,2$
		B., A. [5], V, 328; 1875.
III. SnCl^2 dissous + $\text{Zn} = \text{Sn}$ précipité + ZnCl^2 diss.....	—	$31,7$
		Th. U., III, 325.

L'auteur a opéré en pesant par différence Zn dissous.

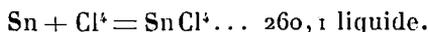
On admet



Il résulte de ces données



CHLORURE STANNIQUE.

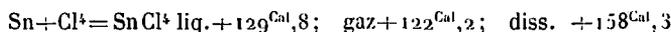


Chaleur spécifique moléculaire liquide : 38,6 (R.).

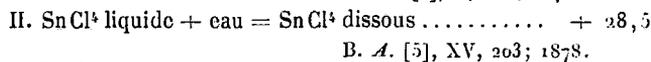
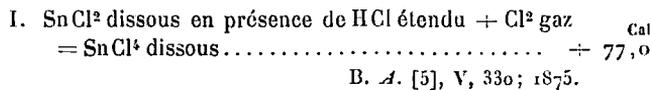
Chaleur spécifique moléculaire moyenne, gazeuse (149° - 274°) : 24,4 (R.).

Chaleur de vaporisation : 7^{Cal} , 6 (R.).

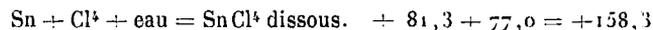
Chaleur de formation :



Réactions mesurées :



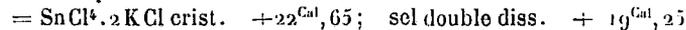
d'où il résulte



Sel double :



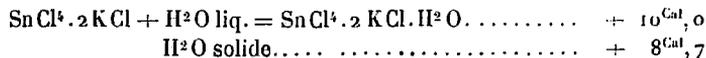
SnCl^4 liquide + 2 KCl crist.



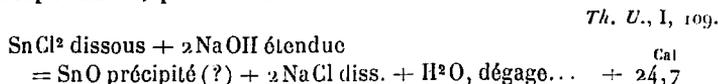
Réactions mesurées :

I. SnCl^4 liquide + eau.....	+	$28,5^{\text{Cal}}$
II. 2 KCl + eau = 2 KCl dissous.....	—	$9,0$
III. Réactions des deux dissolutions.....	—	$0,25$ (Th.)
IV. $\text{SnCl}^4 \cdot 2\text{KCl}$ crist. + eau : dissolution.....	—	$3,4$
$\text{SnCl}^4 \cdot 2\text{KCl} \cdot \text{H}^2\text{O}$ + eau : dissolution.....	—	$13,4$ (Th.)

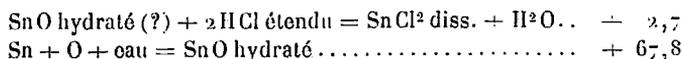
d'où résulte



Indiquons ici comment M. Thomsen a essayé de passer des chlorures d'étain, qui viennent d'être étudiés, aux oxydes hydratés correspondants, par les réactions suivantes :



d'où l'on conclurait

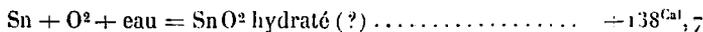


Mais ces conclusions sont douteuses, parce que la composition véritable du précipité est incertaine (p. 126).

De même, on a obtenu plus haut :



d'où l'on conclurait, dans l'hypothèse où il se formerait, sous l'influence de l'eau, de l'acide stannique et de l'acide chlorhydrique, SnO^2 hydraté + 4 HCl étendu, la valeur :



Mais le prétendu acide stannique hydraté reste en solution, ou en pseudo-solution ; c'est-à-dire que la constitution véritable de la liqueur est incertaine.

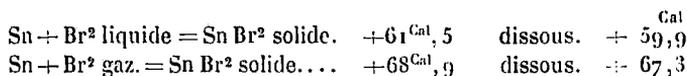
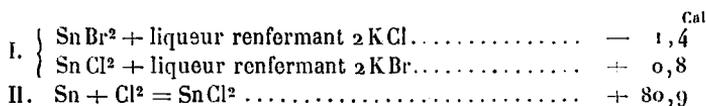
En fait on peut en précipiter un corps gélatineux, en ajoutant à la liqueur une solution étendue qui renferme $2 \text{SO}^3 \text{Na}^2$, ce qui produit — $6^{\text{Cal}}, 2$.

Th. U., I, 222.

Comme la même solution de sulfate de soude, additionnée d'une solution semblable d'acide chlorhydrique pur, absorbe — $6^{\text{Cal}}, 7$, on en conclurait que la séparation de SnO^2 gélatineux dégage $+ 0^{\text{Cal}}, 5$. Mais la nature même du précipité, tel qu'il existe avant tout lavage ou opération ultérieure, ne paraît pas être celle de l'acide stannique pur et elle aurait besoin d'être mieux établie (voir ce Volume, p. 126).

Bromures.**BROMURE STANNEUX.**

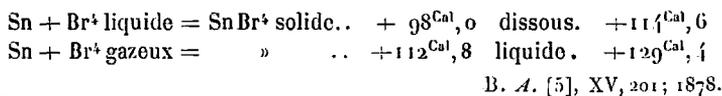
$\text{Sn Br}^2 = 278,1 \dots$ solide.

*Réactions mesurées :*

Sn Br^2 se dissout dans l'eau, en absorbant $-1^{\text{Cal}},6$; mais la liqueur se décompose au bout de peu d'instant, avec formation d'un oxybromure.

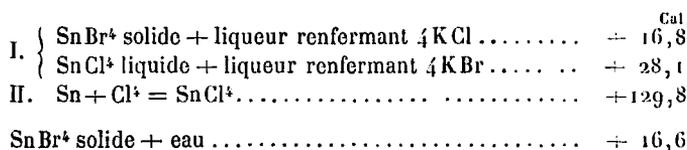
BROMURE STANNIQUE.

$\text{Sn Br}^4 = 438,1 \dots$ solide.

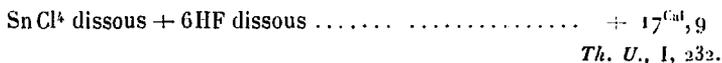


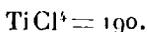
Température de fusion : 25°,5.

Chaleur de fusion : 3^{Cal},1.

Réactions mesurées :**FLUORURE STANNIQUE.**

$\text{Sn F}^4 = 194,1.$

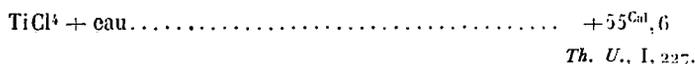


Troisième section. — COMPOSÉS DU TITANE.**CHLORURE TITANIQUE.**

Température d'ébullition : 135°.

Chaleur spécifique moléculaire liquide : 36,3 (R.).

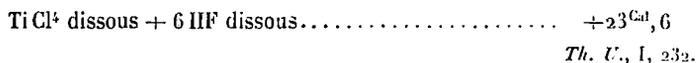
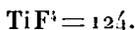
Chaleur spécifique moléculaire moyenne gazeuse (162° — 172°) : 24,5 (R.).



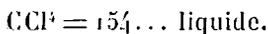
Il y a séparation d'un peu d'acide titanique hydraté. Le chiffre précédent a été calculé, en rapportant la réaction à Ti = 48, au lieu du chiffre 50, adopté par Thomsen.

La solution traitée par 4NaOH étendue a dégagé +47^{Cal},7.

Cette quantité est inférieure de 7,1 à la neutralisation de la même base par 4HCl étendu. Dès lors ce chiffre répond, soit à un partage de la base entre les deux acides; soit, et plutôt, à la formation d'un oxychlorure.

FLUORURE TITANIQUE.**Quatrième section. — COMPOSÉS DU CARBONE.****Chlorures de carbone.**

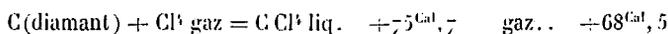
PERCHLORURE DE CARBONE (*formène perchloré, méthane perchloré*).



Température d'ébullition : 76°,5.

Chaleur de vaporisation : 7^{Cal},2 (R.).

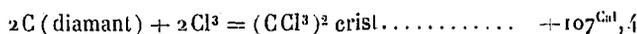
Chaleur de formation :



Réactions mesurées :

- I. $\text{CCl}^3 \text{ liq.} + 2\text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{CO}^2 \text{ gaz} + 4\text{HCl} \text{ étend.}$ + $37,8^{\text{Cal}}$ à vol. constant.
 + $37,3$ à press. const.
 B. et MAT., A. [5], XXVIII, 133; 1893.
- II. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$ + $69,0$
- III. $\text{H} + \text{Cl} + \text{eau} = \text{HCl} \text{ étendu}$ + $39,4$

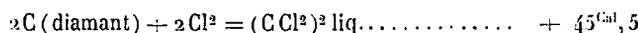
SESQUICHLORURE DE CARBONE (*éthane perchloré, méthyle perchloré*).
 $(\text{CCl}^3)^2$ ou C^2Cl^6 crist. = 237.

Chaleur de formation :*Réactions mesurées :*

- $(\text{CCl}^3)^2 \text{ sol} + 3\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$
 $= 2\text{CO}^2 \text{ gaz} + 6\text{HCl} \text{ étend.}$ + $110^{\text{Cal}}, 8$ à vol. const. + $110^{\text{Cal}}, 0$ à pr. const.
 B. et MAT., Mémoire cité, 132.

Mêmes données auxiliaires.

DICHLORURE DE CARBONE (*éthylène perchloré*).
 $(\text{CCl}^2)^2$ ou $\text{C}^2\text{Cl}^4 = 166$... liquide.

Chaleur de formation :*Réactions mesurées :*

- $(\text{CCl}^2)^2 \text{ liq.} + 2\text{H}^2\text{O} + 2\text{O} + \text{eau}$
 $= 2\text{CO}^2 \text{ gaz} + 4\text{HCl} \text{ étendu}$ + $162,8^{\text{Cal}}$ à vol. constant.
 + $162,5$ à press. const.

Mêmes données auxiliaires.



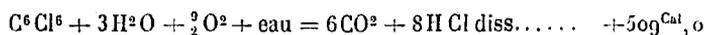
B. et MAT.

SOUS-CHLORURE DE CARBONE. — POLYMÈRE DE C^2Cl^2 : BENZINE PERCHLORÉE.
 $\text{C}^6\text{Cl}^6 = 285$... crist.

Chaleur de formation :

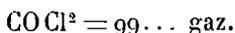
B. et MAT., Mémoire cité, p. 131.

Réactions mesurées :



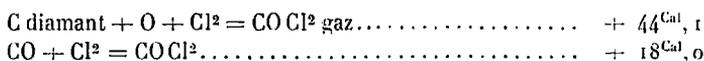
Mêmes données auxiliaires.

OXYCHLORURE DE CARBONE.

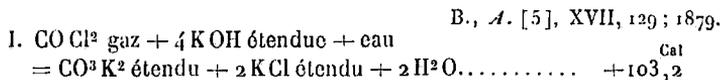


Température d'ébullition : + 8°.

Chaleur de formation :



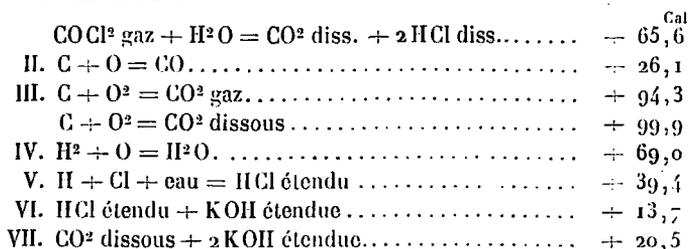
Réactions mesurées :



On opère dans la fiole calorimétrique (*Traité pratique de calorimétrie chimique*, p. 54). Il est nécessaire d'agiter continuellement, si l'on veut absorber complètement CO², résultat facile à obtenir avec cet appareil et qui a été vérifié spécialement. M. Thomson, en opérant dans son calorimètre, qui ne permettait pas une agitation suffisante, a obtenu seulement +102^{Cal},5, avec une absorption incomplète de l'acide carbonique.

Th. U., II, 361.

D'où l'on déduit



QUATRIÈME DIVISION.

COMPOSÉS FORMÉS PAR LE SOUFRE ET ANALOGUES.

Les composés formés par les éléments bivalents comprennent les combinaisons oxygénées, déjà étudiées dans la seconde division, et les combinaisons du soufre, du sélénium et du tellure avec les éléments monovalents, étudiées dans la troisième division. Il reste à examiner les combinaisons que les éléments bivalents forment avec les éléments trivalents : azote, phosphore, arsenic, antimoine, bore, et celles que les éléments bivalents forment avec les éléments quadrivalents, silicium et carbone. On va présenter les déterminations connues relatives à ces divers composés.

CHAPITRE I.

ÉLÉMENTS TRIVALENTS.

Première section. — AZOTE.

1. Sulfure d'azote.

$AzS = 46$. . . cristallisé.

Chaleur de formation :

$Az + S \text{ oct.} = AzS \text{ crist.} \dots\dots\dots -31^{\text{cal}},9$

B. et VIEILLE, *A.* [5], XXVII, 204; 1882.

Réaction mesurée :

Décomposition inverse, réalisée par détonation : $+31^{\text{cal}},9$.

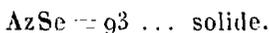
B. — II.

11

Chaleur de combustion :



2. Sélénure d'azote.



Chaleur de formation :



Réaction mesurée :

Décomposition inverse, réalisée par détonation.

B. et VIE., *A.* [6], I, 91; 1884.

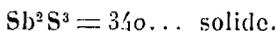
L'état du sélénium reproduit n'a pas été déterminé spécialement. Nous savons cependant qu'il se trouve ainsi isolé à une haute température.

Deuxième section. — PHOSPHORE ET ARSENIC.

La chaleur de formation des sulfures de phosphore et d'arsenic n'a pas été mesurée; mais on sait que ces combinaisons sont exothermiques.

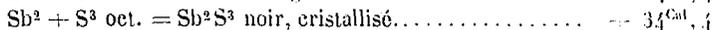
Troisième section. — ANTIMOINE.

1. Sulfure d'antimoine.



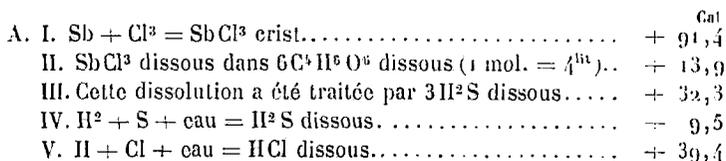
Ce corps existe sous plusieurs états.

Chaleur de formation :



B., *A.* [6], X, 125; 1887.

Réactions mesurées :



On tire de là

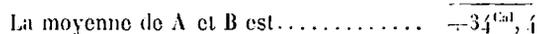


B. I. On dissout SbCl^3 dans une fiole calorimétrique, renfermant $\text{HCl} + 19\text{H}^2\text{O}$, et l'on précipite la liqueur par un courant de H^2S gazeux; on pèse directement le gaz absorbé.

II. Il convient de mesurer également la chaleur de dissolution de SbCl^3 dans la liqueur primitive et de tenir compte des changements de concentration.

III et IV. Les données auxiliaires, relatives aux chaleurs de formation de H^2S et HCl , interviennent.

Tout calcul fait, on a trouvé :



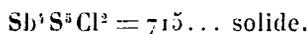
C. États isomériques :

B., A. [6], X, 136, 1887.

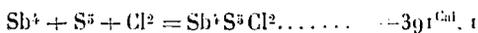
I. On dissout Sb^2S^3 cristallisé dans un excès de Na^2S étendu, et on le reprécipite à l'état de Sb^2S^3 orangé, par l'addition d'un excès de HCl étendu, et en opérant à une dilution telle qu'il ne se dégage pas de H^2S gazeux. On mesure la chaleur dégagée pendant la suite de ces opérations.

II. On décompose le même sulfure de sodium, par la même quantité d'acide chlorhydrique; les dilutions, les quantités relatives et la température étant exactement les mêmes. On mesure également la chaleur dégagée. Elle a été trouvée identique avec la première quantité.

2. Chlorosulfure d'antimoine.



Chaleur de formation :



B., A. [6], X, 130; 1887.

Réactions mesurées :

Ce chlorosulfure se précipite au commencement de la réaction de l'hydrogène sulfuré gazeux sur SbCl^3 , dissous dans la solution chlorhydrique précédente.

Pendant la réaction correspondante, il se dégage, pour une mc-

lécule de H^2S réagissant, $+21^{\text{Cal}}, 20$; au lieu de $+18^{\text{Cal}}, 78$: ce qui fait un excès de $+2^{\text{Cal}}, 42$.

On déduit de là, par le calcul, la valeur ci-dessus.

Quatrième section. — BORE.

Sulfure de bore.

$\text{B}^2\text{S}^3 = 118 \dots$ cristallisé.

Chaleur de formation :

B^2 amorphe $+ \text{S}^3$ oct. = B^2S^3 cristallisé..... $+ 37^{\text{Cal}}, 9$

SABATIER, *C. R.*, CXII, 862; 1891.

Réactions mesurées :

A. I. $\text{B}^2\text{S}^3 + 3\text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{B}^2\text{O}^3$ dissous $+ 3\text{H}^2\text{S}$ gaz.. $+ 58,0^{\text{Cal}}$
 II. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$ $+ 69,0$
 III. $\text{H}^2 + \text{S} = \text{H}^2\text{S}$ gaz $+ 4,8$

d'où

$\text{B}^2 + \text{S}^3$ $+ 38,8$

B. Même réaction en présence de GI..... $+ 124,6$

IV. $\text{H} + \text{I}$ crist. $+ \text{eau} = \text{III}$ dissous..... $+ 13,2$

d'où

$\text{B}^2 + \text{S}^3$ $+ 37,0$

Moyenne de A et B..... $+ 37,9$



CHAPITRE II.

ÉLÉMENTS QUADRIVALENTS.

Première section. — SILICIUM.

Sulfure de silicium.

$\text{SiS}^2 = 92 \dots$ solide.

Chaleur de formation :

Si crist. -- S^2 oct. = SiS^2 solide.....	Cal + 10,4
SABATIER, <i>A.</i> [5], XXII, 95; 1881.	

Réactions mesurées :

I. $\text{SiS}^2 + 2\text{H}^2\text{O} = \text{SiO}^2$ gélat. + $2\text{H}^2\text{S}$ gaz.....	Cal + 38,8
II. Chaleur de formation de SiO^2 gélat., par les éléments.	+ 179,6
III. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$	+ 69,0
IV. $\text{H}^2 + \text{S} = \text{H}^2\text{S}$ gaz.....	+ 4,8

Deuxième section. — CARBONE.

1. Sulfure de carbone.

$\text{CS}^2 = 76 \dots$ liquide.

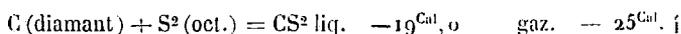
Température d'ébullition : $46^\circ, 2$.

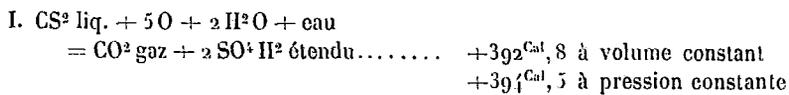
Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne, à pression constante : $10,0 + 0,0146 t$ ($80^\circ - 230^\circ$) (R.).

Chaleur spécifique moléculaire liquide : $18,2$ (R.).

Chaleur de vaporisation : $6^{\text{Cal}}, 04$ (R.).

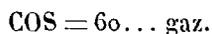
Chaleur de formation :



Réactions mesurées :

B. et MAT., A. [6], XXVIII, 138; 1893, et XXII, 183.

II, III, IV. Données auxiliaires; formation de H²O, de CO², et de SO² H² étendu.

2. Oxysulfure de carbone.

Résultats discordants, obtenus par des méthodes différentes. Détermination à reprendre.

CINQUIÈME DIVISION.

COMPOSÉS FORMÉS PAR L'AZOTE ET LE CARBONE.

Les composés formés entre les éléments trivalents et les éléments monovalents et bivalents ont été étudiés dans les divisions précédentes. Quant aux combinaisons entre éléments trivalents, elles sont à peine connues et il ne nous reste plus à examiner, dans l'ordre des faits connus, que les combinaisons formées entre l'azote et le carbone et spécialement le cyanogène, radical composé assimilable aux éléments halogènes et monovalents.

CHAPITRE UNIQUE.

COMPOSÉS CYANIQUES.

Azoture de carbone ou cyanogène.



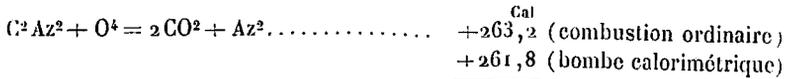
Température d'ébullition : $-20^{\circ},7$ (Bunsen).

Chaleur de vaporisation : $5^{\text{Cal}},4$.

CHAPPUIS, C. R., CIV, 899; 1887.

Chaleur de formation :

$2\text{C diamant} + 2\text{Az} = (\text{CAz})^2 \text{ ou } \text{C}^2\text{Az}^2 \text{ gaz}$	$-\overset{\text{Cal}}{73},9$
"	liquide... $-38,5$
"	dissous... $-67,1$

Réactions mesurées :

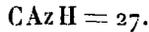
Moyenne..... +262,5 à v. e. et à p. e.

B., *A.* [5], XVIII, 347; 1879; XX, 258; 1880; et XXIII, 178; 1881.

Chaleur de dissolution : +6^{Cal}, 80.

HAMMERL, *C. R.*, XC, 313; 1880.

Il existe des polymères (paracyanogène).

Acide cyanhydrique.

Température d'ébullition : +26°, 5.

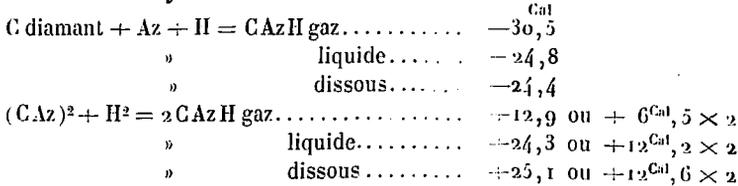
Température de fusion : -13°, 8.

Chaleur de vaporisation, à 20° : 5^{Cal}, 70.

B., *A.* [5], V, 443; 1875.

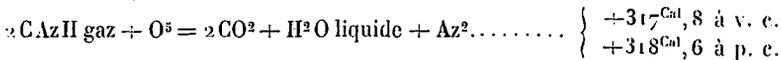
Chaleur de dissolution du liquide dans 60 H²O, à 19° : +0,40 (Id.).

Chaleur de formation :



B., *A.* [5], XXIII, 253; 1881.

Réactions mesurées :



Neutralisation :



B., *A.* [5], V, 448; 1875.

Cyanures, acides ferrocyanhydrique et ferricyanhydrique (voir les Chapitres : Fer, Métaux, etc.).

Chlorure de cyanogène.

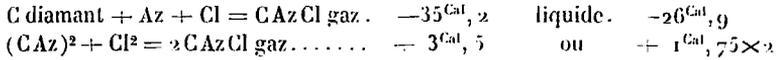
Température d'ébullition : +12°, 7.

Température de fusion : -16°.

Chaleur de vaporisation : 8^{Cal}, 30.

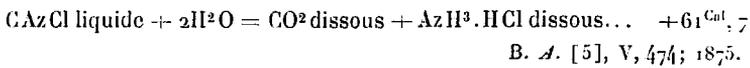
B., *A.* [5], V, 476; 1875.

Chaleur de formation :



Réactions mesurées :

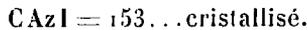
I. Le chlorure de cyanogène liquide est pesé dans une ampoule, puis dissous dans un excès de potasse : ce qui forme de l'isocyanate de potasse et du chlorure de potassium. On ajoute de l'acide chlorhydrique en excès, l'eau étant employée en quantité suffisante pour dissoudre la totalité de l'acide carbonique produit. La décomposition s'opère en quelques minutes. La chaleur totale, dégagée dans ces transformations, diminuée de la chaleur de formation du chlorure de potassium, répond à la réaction suivante :



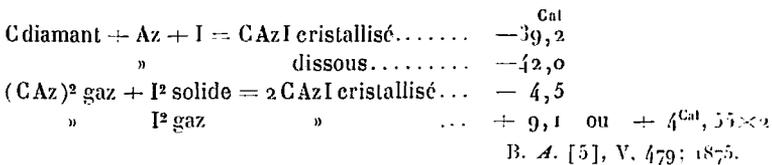
II à VIII. *Données auxiliaires.* — Formation de l'eau, de l'ammoniaque, de l'acide carbonique, de l'acide chlorhydrique; neutralisation de ces deux acides par la potasse, et du second, en particulier, par l'ammoniaque.

Il existe des polymères du chlorure de cyanogène.

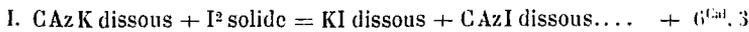
Iodure de cyanogène.



Chaleur de formation :



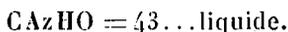
Réactions mesurées :



II à V. *Données auxiliaires.* Formation de CAzH et de HI; leur neutralisation par KOH dissoute.



B., A. [5], V, 480; 1875.

Acide cyanique.

Ce corps, à l'état pur, se polymérise immédiatement. Ses dissolutions aqueuses se transforment un peu plus lentement. En présence de l'eau seule, les produits ont été peu étudiés.

Chaleur de formation :

C diamant + Az + H + O + eau = CAzHO diss., environ.	+37,0
Cy + Az + O + eau = CyHO dissous.	+74,0
CyH dissous + O = CyHO dissous.	+61,1

Chaleur de combustion :

CAzHO dissous + 2 $\frac{1}{2}$ O = CO ² gaz + Az + $\frac{1}{2}$ H ² O	+91,8
CO ² diss.	+97,4

B., c. R., CXXIII, 337; 1896.

Réactions mesurées :

- I. C + Az + K + O + eau = CAzKO diss. (*voir ci-dessous*). +97^{Cal}, 3
- II. CAzKO diss. + C²H³O² diss. = C²H³KO² diss. + CAzHO diss., au premier moment du mélange. + 1^{Cal}, 1

On admet qu'au premier moment l'acide cyanique est simplement déplacé par l'acide acétique.

III et IV. Chaleur de formation de KOH dissoute et de H²O.

En présence des acides forts, l'acide cyanique développe rapidement des sels ammoniacaux et de l'acide carbonique.

L'action est un peu plus lente avec l'acide acétique. Cet acide étendu, mis en présence d'une solution de cyanate de potasse, donne lieu à un premier dégagement de chaleur, qui peut être regardé comme représentant le simple déplacement de l'acide cyanique. On a calculé la chaleur de neutralisation +12,2, et la chaleur de formation de l'acide cyanique, d'après cette hypothèse. Elle est contrôlée par l'observation suivante.

L'acide borique dissous, au contraire, mélangé avec une solution de cyanate de potasse, ne produit aucun phénomène thermique sensible; c'est-à-dire qu'il ne semble pas déplacer l'acide cyanique : absence d'action qui indique que la chaleur de neutralisa-

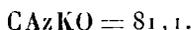
tion de l'acide cyanique dissous doit surpasser celle de l'acide borique dissous (+11^{Cal},6).

Chaleur de neutralisation :



Ces chiffres et ces faits répondent à un acide intermédiaire par sa force entre l'acide acétique et l'acide borique.

CYANATE DE POTASSE.



{	C diam. + Az + K + O = CAzKO crist.	- 102, 5 ^{Cal}	dissous.	- 97 ^{Cal} , 3
	Cy + K + O = CyKO cristallisé.	- 139, 5	dissous.	- 134 ^{Cal} , 3
	CyK + O = CyKO.	- 72, 9		
	CyK dissous + O = CyKO dissous.	- 75, 8		

B. A. [5], V, 482; 1875.

Réactions mesurées :

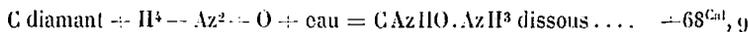
- I. CAzKO dissous + 2HCl dissous + H²O
 = CO² dissous + KCl dissous + AzH³.HCl dissous. - 28^{Cal}, 8
- II à VII. Chaleurs de formation de H²O, CO², Az³H³, KOH et chaleurs de neutralisation de HCl étendu par KOH et par AzH³ dissoutes.

Dissolution :



Il existe un isocyanate de potasse, isomérique, connu seulement en dissolution.

CYANATE D'AMMONIAQUE.



B., C. R., CXXIII, 370; 1896.

Réaction mesurée :

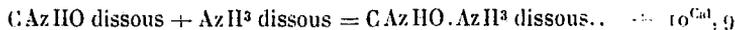


On s'appuie sur cette relation générale et établie par expérience d'après laquelle les sels de potasse dissous des acides faibles sont décomposés par les sels ammoniacaux dissous des acides forts.

avec une absorption de chaleur correspondante à l'inégalité des chaleurs de neutralisation.

B. A., L., XXIX, 563; 1873.

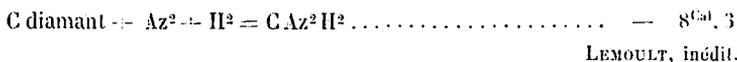
Neutralisation :



Ce composé est isomère avec l'urée : $\text{CH}^2\text{Az}^2\text{O}$, laquelle résulte de sa transformation spontanée. Cette transformation, opérée entre corps dissous, dégagerait : $+8^{\text{Cal}}, 3$.

CYANAMIDE.

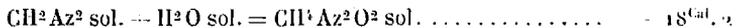
$\text{CAz}^2\text{H}^2 = 42$; cristallisé.



Réaction mesurée :



La fixation d'une molécule d'eau sur le cyanamide forme de l'urée,

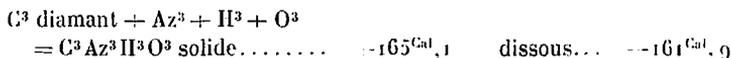


Il existe plusieurs polymères de l'acide cyanique, dont le plus remarquable est l'acide cyanurique, à molécule triplée.

Acide cyanurique.

$\text{C}^3\text{Az}^3\text{H}^3\text{O}^3 = 129$...solide.

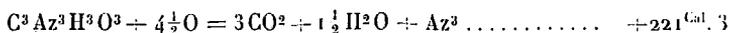
Chaleur de formation :



La transformation de l'acide cyanique dissous en acide cyanurique dissous :



Réaction mesurée :



Neutralisation :

C ³ Az ³ H ³ O ³ dissous + KOH dissoute.....	+	6 ^{Cal} ,8
» + 2° KOH.....	+	4,2
» + 3° KOH.....	+	2,0
» + 4° KOH.....	+	0,4
		+ 13,4

LEMOULT, C. R., CXXI, 351; 1895.

L'acide cyanurique est un acide faible. D'après les valeurs précédentes, les trois équivalents de base, susceptibles de se combiner à ces acides, sont neutralisés à des titres différents.

Dissolution :

C³Az³H³O³ + eau..... — 3^{Cal},2

Hydrate :

C³Az³H³O³.2H²O + eau..... — 6^{Cal},9

D'où

C³Az³H³O³ + 2H²O solide = C³Az³H³O³.2H²O..... + 0^{Cal},88

CYANURATE DE POTASSE.

C³Az³K³O³ = 243,3.

Chaleur de formation :

C³ + Az³ + K³ + O³ + eau
= C³Az³K³O³ dissous..... + 319^{Cal},2 ou + 106^{Cal},4 × 3

Transformation du cyanate en cyanurate tripotassique :

3CAzKO diss. = C³Az³K³O³ diss.. + 27^{Cal},3 ou + 9^{Cal},1 × 3

Voir les *Sels de potassium, d'ammonium, etc.*

CYANURATE D'AMMONIAQUE.

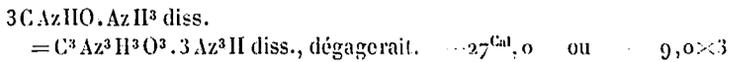
C³Az³H³O³.3AzH³ = 180.

C³ + Az⁶ + H¹² + O³ + eau = C³Az³H³O³.3AzH³ dissous. + 233^{Cal},7

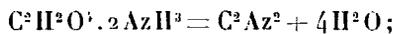
Neutralisation :

C³Az³H³O³ dissous + 3AzH³ dissoute..... + 8^{Cal},75

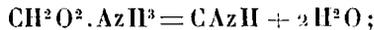
La transformation du cyanate d'ammoniaque dissous en cyanurate,



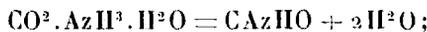
Les composés cyaniques peuvent être envisagés comme des amides et des nitriles, dérivés de l'ammoniaque et de divers acides, par perte d'eau. En effet, le cyanogène dérive de l'oxalate d'ammoniaque



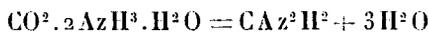
l'acide cyanhydrique dérive du formiate d'ammoniaque



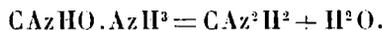
l'acide cyanique dérive du bicarbonate d'ammoniaque



le cyanamide dérive du carbonate biammoniacal

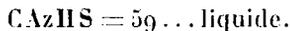


et du cyanate d'ammoniaque



Ce point de vue sera examiné dans la CHIMIE ORGANIQUE, en traitant des amides.

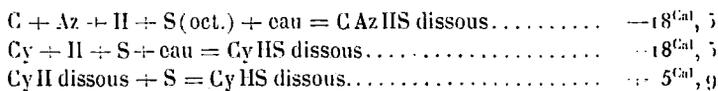
Acide sulfocyanique.



Température d'ébullition : +102°, 5.

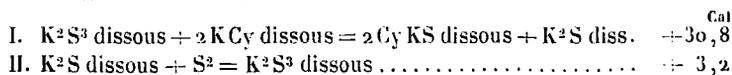
Température de fusion : -12°, 5 (Vogel).

Chaleur de formation :



JOANNIS, *A.* [5], XXVI, 538; 1882.

Réactions mesurées :



D'où :

K Cy dissous + S = K CyS dissous.....	+17,0
III. CyHS dissous + KOH dissoute = CyKS dissous + H ² O.....	+14,0
IV. CyH dissous + KOH dissoute = CyK dissous + H ² O.....	+ 2,9

D'où :

H Cy dissous + S = CyHS dissous.....	+ 5,9
V. Chaleur de format. par les éléments de l'acide cyanhydrique diss. (p. 168)	

Chaleur de neutralisation :

CyHS dissous + KOH dissoute.....	+14 ^{Cal} ,0
----------------------------------	-----------------------

SULFOCYANATE DE POTASSIUM.

CAzKS = 97,1... cristallisé.

Chaleur de formation :

C + Az + K + S = CAzKS crist.....	+49,8 ^{Cal}	dissous.....	+43,7 ^{Cal}
Cy + K + S	+86,7	"	+80,6
CyK + S	+20,1	"	"
CyK dissous + S	"	"	+23,0

SULFOCYANATE D'AMMONIAQUE.

CAzHS . AzH³ = 76.

Chaleur de formation :

C + Az ² + H ³ + S = CAzHS . AzH ³ ..	+20 ^{Cal} ,7	dissous..	+15 ^{Cal} ,0
--	-----------------------	-----------	-----------------------

Jo., A., 5, XXVI, 541; 1882.

Neutralisation :

CAzHS dissous + AzH ³ dissoute.....	+12,55
--	--------

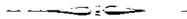
Dissolution :

CAzHS . AzH ³ + eau, vers 12°.....	-5,67
---	-------

Le changement de ce corps en son isomère, l'urée sulfurée, CH³Az²S, dégagerait :

Les deux corps solides.....	+ 9 ^{Cal} ,8
Les deux corps dissous.....	+ 9 ^{Cal} ,8

Pour les autres sulfocyanates, *voir* les sels métalliques.



LIVRE II.

MÉTAUX.

PREMIÈRE DIVISION.

MÉTAUX ALCALINS.

CHAPITRE I.

POTASSIUM.

Potassium.

Poids atomique ou équivalent : $\text{K} = 39,1$. Métal monovalent.

Poids moléculaire : $78,2$.

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (pour $\text{K}^2 = 78^{\text{sr}}, 2$),
(de -78° à 0°) : $12,9$ (R.).

Température de fusion : $+58^{\circ}$.

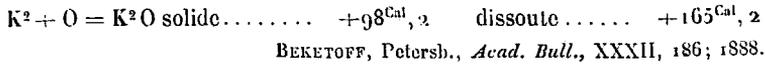
Chaleur de fusion moléculaire (pour K^2) : $1^{\text{cal}}, 23$.

Jo., A. [6], XII, 381 : 1887.

Chaleur spécifique moléculaire liquide (pour K^2) : $19,5$ (Jo.).

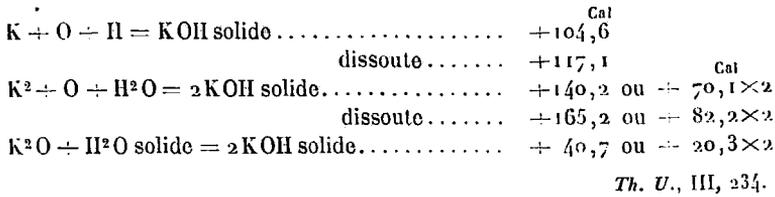
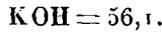
OXYDES.

Anhydride :



Peroxydes : Non étudiés.

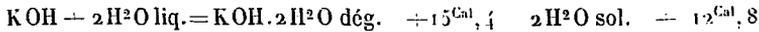
Hydrate :



Réactions mesurées :

- I. $K + H^2O + eau = KOH$ étendue + H (Th.)..... $+48,10^{Cal}$
 M. Joannis, dans des expériences soignées, a trouvé seule-
 ment..... $+45,2$
A. [6], XII, 376; 1887.
- II. $KOH + 260H^2O$, à $110,4$ $+12,46$
B., A. [5], IV, 513; 1875.
 à 100° , on aurait..... $+16,8$
- III. $K^2O + H^2O + excès$ d'eau = $2KOH$ dissout (Bek.)..... $-67,0$

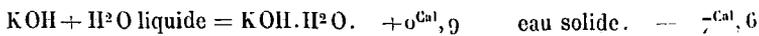
Hydrates secondaires :



Réaction mesurée :



Un premier hydrate, $KOH.H^2O$, dégagerait pour la combinai-
son suivante :



Dilution des solutions de potasse, vers 15°.

B., A. [5], IV, 517; 1875.

Composition du liquide employé.	Poids de la potasse KHO ² dans 1 ^{kg} .		Quantité d'eau additionnelle (dissolvant).	Chaleur dégagée = Q.	
	Densité.	Trouvée.		Calculée	
				200 H ² O ² .	pour
KHO ² + 3,06 H ² O ² (saturée).	503 ^{gr}	1,532, vers 16°	+ 41 H ² O ²	+2,41	+2,38
+ 3,28 »	488	1,512, à 12°	+ 42,5	+2,14	+2,11
+ 3,52 »	470	1,499, à 13°	+ 44,3	+1,98	+1,95
+ 4,11 »	431	1,452, à 12°,5	+ 50	+1,44	+1,41
+ 5,20 »	379	1,392, à 12°,5	+ 60	-0,98	+0,95
+ 7,02 »	307,05	1,307, à 14°,5	+ 39	+0,60	+0,75
+ 11,00 »	221	1,215, à 15°	+ 60	-0,16	-0,13
+ 15,3 »	169	1,167 à 10°	+ 79	-0,035	+0,06
+ 15,3 »	»	»	+ 17	+0,045	-0,06
+ 32,3 »	»	»	+ 21	-0,035	-0,06
+ 46 »	»	1,062	+ 46	-0,03	-0,03
+ 48 »	»	»	+ 48	-0,035	-0,03
+ 54 »	»	1,053	+ 54	-0,028	-0,03
+ 64,6 »	»	1,044	+ 65	-0,024	-0,025
+ 55,3 (1 éq. = 1 ^{lit}).	»	1,052, à 11°,5	+ 56	-0,026	-0,025
+ 111 (1 éq. = 2 ^{lit}).	»	1,026	+ 110 H ² O	-0,00	-0,00

La formule empirique

$$Q = \frac{23}{n^2}$$

représente assez fidèlement les nombres obtenus jusque vers $n = 11$. Au delà, il faut ajouter un terme correctif, tel que $-\frac{23}{10n}$; enfin la formule se réduit sensiblement à ce dernier terme, depuis $n = 32$.

Chaleur spécifique des solutions de potasse :

HAMMERL, C. R., XC, 694; 1880.

$$C = 18n - 28,08 + \frac{421,11}{n} - \frac{1027,74}{n^2}.$$

AMALGAMES ALCALINS.

B., A. [5], XVIII, 433; 1879.

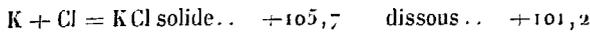
$\text{Hg}^{12}\text{K} = 2439,1$	$\text{Hg}^{12}\text{ liq.} + \text{K} = \text{Hg}^{12}\text{K crist.} \dots$	$+34,6$
	$\text{Hg solide} \dots$	$+27,9$
$\text{Hg}^4\text{K} = 839,1$	$\text{Hg}^4\text{ liq.} + \text{K} = \text{Hg}^4\text{K solide} \dots$	$+29,7$
	$\text{Hg} \text{ » } \dots$	$+27,5$
$\text{Hg}^6\text{Na} = 1239$	$\text{Hg}^6\text{ liq.} + \text{Na} = \text{Hg}^6\text{Na crist.} \dots$	$+21,9$
	$\text{Hg solide} \dots$	$+18,5$
$\text{Hg}^4\text{Na} = 839$	$\text{Hg}^4\text{ liq.} + \text{Na} = \text{Hg}^4\text{Na crist.} \dots$	$+21,1$
	$\text{Hg solide} \dots$	$+19,0$
$\text{Hg}^7\text{Na}^4 = 1492$	$\text{Hg}^7\text{ liq.} + \text{Na}^4 = \text{Hg}^7\text{Na}^4\text{ crist.} \dots$	$+61,1$
	$\text{Hg solide} \dots$	$+57,2 \text{ ou } +14,3 < 4$

Réactions mesurées. — Action des amalgames sur l'acide chlorhydrique étendu :

Hg^{12}K dégage	$+27^{\text{Cal}}, 2$
Hg^6Na dégage	$+35^{\text{Cal}}, 2$ etc.
<i>Dissolution</i> de Hg^{12}K dans 4 fois son poids de mercure, absorbe	$-8,3^{\text{Cal}}$
» » dans 20 fois »	$-9,0$
<i>Dissolution</i> de Hg^6Na dans 3 fois »	$-2,8$
» » dans 18 fois »	$-2,9$

CHLORURE.

K Cl = 74,6.



Réactions mesurées :

I. $\text{H} + \text{Cl} + \text{eau} = \text{HCl étendu} \dots$	$+39,4^{\text{Cal}}$
II. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O} \dots$	$+69,0$
III. $\text{K} + \text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{KOH étendue} + \text{H} \dots$	$+48,1$
IV. $\text{HCl étendu} + \text{KOH étendue}$ $= \text{KCl dissous} + \text{H}^2\text{O}, \text{ à } 18^\circ \dots$	$+13,7$

Th. U., I, 316.

Neutralisation :



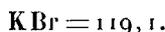
Dissolution :

- V. $\text{KCl} + 100\text{H}^2\text{O} = \text{KCl}$ dissous, à t° $- 4,39 + 0,0354 (t-15)$
 B. et U., *A.* [5], XXIX, 301; 1883.
 Br^2 liquide dissous dans KCl (1 équiv. = 2^{li}). $+ 1^{\text{Gal}}, 18$

C'est la même quantité que dans l'eau pure.

B., *A.* [6], XVII, 445; 1889.

BROMURE.



- $\text{K} + \text{Br}$ liquide = KBr solide $+ 95^{\text{Gal}}, 6$ dissous $+ 90^{\text{Gal}}, 4$
 $\text{K} + \text{Br}$ gaz = KBr sol. $+ 99^{\text{Gal}}, 3$ dissous $+ 94^{\text{Gal}}, 1$

Réactions mesurées :

- I. $\text{H} + \text{Br}$ liq. + eau = HBr étendu $+ 28^{\text{Gal}}, 6$
 II. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$ $+ 69, 0$
 III. $\text{K} + \text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{KOH}$ diss. + H $+ 48, 1$

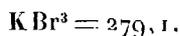
Neutralisation :

- HBr étendu + KOH étendue
 = KBr dissous + H^2O $+ 13, 7$ (B.)

Dissolution :

- $\text{KBr} + 100\text{H}^2\text{O} = \text{KBr}$ dissous $- 5, 24 + 0, 038 (t-15)$ (B. et U).
 KBr dissous dans une solution renfermant $n(\text{KBr} + 14\text{H}^2\text{O})$, à 15° $- 3^{\text{Gal}}, 45$
 B., *A.* [5], XXI, 379; 1880.

TRIBROMURE.



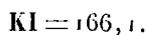
- $\{ \text{Br}^2$ liquide + $n \text{KBr}$ solide = $\text{KBr}^3 + (n-1) \text{KBr}$ $+ 2, 94^{\text{Gal}}$
 $\{ \text{Br}^2$ gaz. $+ 10, 3$

B., *A.* [5], XXI, 378; 1880.

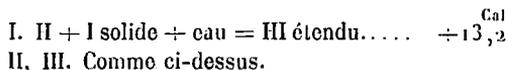
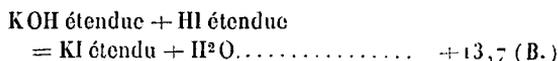
- Br^2 liq. dissous dans $5(\text{KBr} + 14\text{H}^2\text{O})$, à 15° $+ 3, 53$
 B., *A.* [6], XVII, 444; 1889.

- Br^2 liq. dissous dans $6(\text{KBr} + 110\text{H}^2\text{O})$, à 10° $+ 2, 7$
 B., *A.* [6], XVII, 444; 1889.

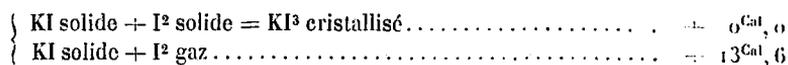
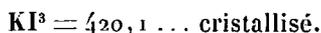
IODURE.



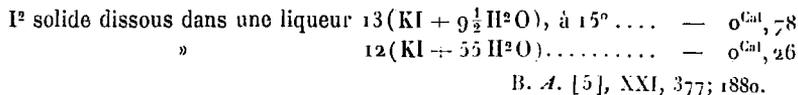
- $\{ \text{K} + \text{I}$ solide = KI solide $+ 80^{\text{Gal}}, 2$ dissous $+ 75^{\text{Gal}}, 0$
 $\{ \text{K} + \text{I}$ gaz. $+ 87^{\text{Gal}}, 0$ dissous $+ 81^{\text{Gal}}, 8$

Réactions mesurées :*Neutralisation :**Dissolution :*

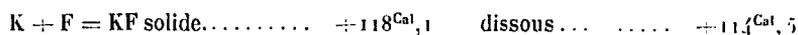
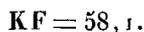
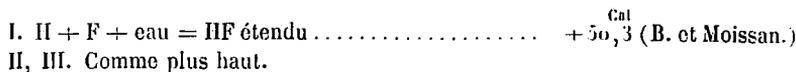
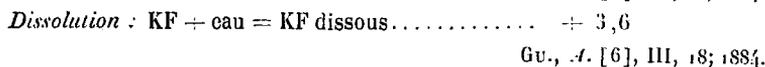
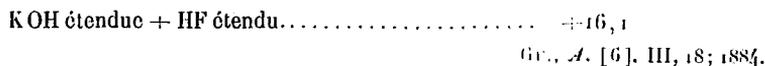
TRIODURE.



Réactions mesurées. — Dissolution successive de KI et I², d'une part, et de KI³ cristallisé, d'autre part, dans la même solution étendue de KI.



FLUORURE.

*Réactions mesurées :**Neutralisation :**Hydrate :*

FLUORHYDRATES DE FLUORURE.

$\text{KF} \cdot \text{HF} = 78,1 \dots$ cristallisé.

$\text{KF} \cdot 2\text{HF} = 98,1 \dots$ cristallisé.

$\text{KF} \cdot 3\text{HF} = 118,1 \dots$ cristallisé.

$\text{KF sol.} + \text{HF gaz.} = \text{KF} \cdot \text{HF crist.} \dots$	$\overset{\text{Cal}}{-21,1}$	dissous..	+ 15,1 (Gu.)
$\text{KF } \gg + 2\text{HF } \gg = \text{KF} \cdot 2\text{HF crist.} \dots$	$-35,2$	dissous..	+ 27,2 »
$\text{KF } \gg + 3\text{HF } \gg = \text{KF} \cdot 3\text{HF crist.} \dots$	$-47,1$	dissous..	+ 38,5 »

Dissolution :

$\text{KF} \cdot \text{HF} + \text{eau} = \text{dissolution} \dots \dots \dots$	$- 6,0$
$\text{KF} \cdot 2\text{HF} + \text{eau} = \quad \gg \quad \dots \dots \dots$	$- 8,0$
$\text{KF} \cdot 3\text{HF} + \text{eau} = \quad \gg \quad \dots \dots \dots$	$- 8,6$

Gu., *Bull. Soc. Ch.* [3], XIII, 114.

Combinaison .

$\text{KF dis.} + \text{HF diss.} = \text{KF} \cdot \text{HF diss.} \dots$	$- 0,33$
$\text{KF dis.} + 5\text{HF dissous}$	
$= \text{KF} \cdot \text{HF dissous} + 4\text{HF dissous.} \dots$	$- 0,8$
$5\text{KF dissous} + \text{HF dissous}$	
$= \text{KF} \cdot \text{HF dissous} + 4\text{KF dissous.} \dots$	$- 0,54$

FLUOSILICATE DE POTASSIUM.

$\text{SiF}^4 \cdot 2\text{KF} = 220,2.$

$\text{SiF}^4 \text{ gaz.} + 2\text{KF solide} \dots \dots \dots$	$\overset{\text{Cal}}{+ 52,8}$
$\text{SiF}^4 \text{ gaz.} + 2\text{KF dissous.} \dots \dots \dots$	+ 45,6

Neutralisation :

$\text{SiF}^4 \cdot 2\text{HF dis.} + 2\text{KOH dis.} = \text{SiF}^4 \cdot 2\text{KF préc.} + 2\text{H}^2\text{O.} \dots$	+ 44,0
--	--------

TRUCHOT, *C. R.*, XCVIII, 1330; 1884.

Sulfures.

MONOSULFURE.

$\text{K}^2\text{S} = 110,2.$

$\text{K}^2 + \text{S} = \text{K}^2\text{S solide} \dots \dots \dots$	$\overset{\text{Cal}}{+103,5}$	dissous.....	+ 113 ^{Cal} , 5
---	--------------------------------	--------------	--------------------------

SAB., *A.* [5], XXII, 25; 1881.

Réactions mesurées :

I. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O.} \dots \dots \dots$	$\overset{\text{Cal}}{+ 69,0}$
II. $\text{H}^2 + \text{S} + \text{eau} = \text{H}^2\text{S dissous.} \dots \dots \dots$	+ 9,5
III et IV Neutralisation et dissolution	

Neutralisation :

K OH dissoute + H ² S dissous = K HS dissous + H ² O.....	+ 7,7
2 K OH dissoute + H ² S diss. = K ² S diss. + 2 H ² O.....	+ 7,7

Dissolution :

K ² S + eau (dissolution étendue).....	+ 10,0
Dilution depuis la sol. concentrée (K ² S + 7 H ² O) jusqu'à 400 H ² O.	- 2,3
Dilution depuis la sol. concentrée (K ² S + 20 H ² O) jusqu'à 200 H ² O.	- 0,4

SABATIER, Mémoire cité, p. 40.

Hydrates :

K ² S.5H ² O + eau (dissolution étendue).....	- 5,2
K ² S.2H ² O + eau »	- 3,8

POLYSULFURE.



K ² + S ⁴ = K ² S ⁴ solide.....	+ 118,6	dissous.....	+ 119,4
K ² S + S ³ = K ² S ⁴ solide.....	+ 15,1		

SABATIER.

Réaction mesurée :

Réactions de KI ³ dissous dans KI et de HCl étendu sur K ² S ⁴ diss. .	+ 31,6
---	--------

Dissolution :

K ² S ⁴ + eau.....	+ 1,2
--	-------

Hydrate :

K ² S ⁴ . $\frac{1}{2}$ H ² O + eau.....	- 1,2
---	-------

SULFHYDRATE.



K + S + H = KHS sol.....	+ 64 ^{Cal} ,5	dissous.....	+ 65,3
--------------------------	------------------------	--------------	--------

Dissolution :

KHS + eau (dissolution étendue).....	+ 0,8
Dilution de la solution concentrée (KHS + 2,8 H ² O) jusqu'à 200 H ² O.	- 0,07
Dilution de la solution concentrée (KHS + 5 H ² O) jusqu'à 200 H ² O.	- 0,56

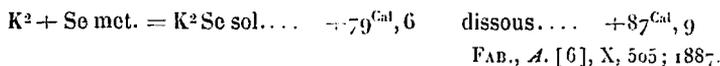
Hydrate :

KSH. $\frac{1}{4}$ H ² O.....	+ 0,6
--	-------

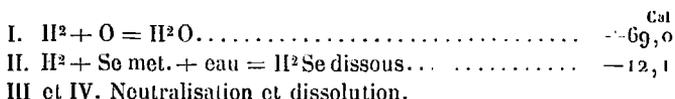
K²S n'existe que dans les liqueurs très concentrées (Sab., Mé-

moire cité, p. 46 et 48). Dans les liqueurs étendues KHS subsiste seul, ou à peu près (*voir* le présent Volume, p. 62).

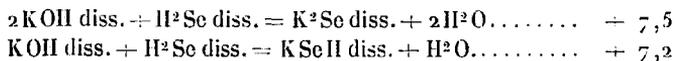
SÉLÉNIURE.



Réactions mesurées :



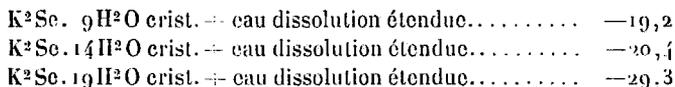
Neutralisation :



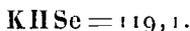
Dissolution :



Hydrates :



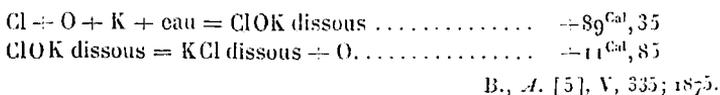
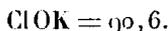
SÉLÉNYDRATE.



K^2Se n'existe pas dans les dissolutions étendues, $KHSe$ y subsistant seul (*voir* le présent Volume, p. 64).

Oxysels des halogènes.

HYPOCHLORITE.



Réactions mesurées :

I. $\text{Cl} + \text{O} + \text{H} + \text{eau} = \text{ClOH étendu}$	+ 31,65 ^{Cal}
II. $\text{K} + \text{O} + \text{H} = \text{KOH étendue}$	+ 117,1
III. $\text{H}^2 + \text{O} = \text{H}^2\text{O}$	+ 69,0
IV. Neutralisation.	

Neutralisation :

$\text{ClOH diss.} + \text{KOH diss.} = \text{ClOK diss.} + \text{H}^2\text{O}$	+ 9,6
---	-------

CHLORATE.



$\text{Cl} + \text{O}^3 + \text{K} = \text{ClO}^3\text{K solide}$	+ 93 ^{Cal} , 8	dissous	+ 83 ^{Cal} , 8
$\text{ClO}^3\text{K} = \text{KCl} + \text{O}^3$	+ 11 ^{Cal} , 9	sels dissous	+ 17 ^{Cal} , 4

Réactions mesurées :

I. $\text{Cl} + \text{O}^3 + \text{H} + \text{eau} = \text{ClO}^3\text{H dissous}$	+ 22,0 etc.
II et III. Neutralisation et dissolution.	

B., A. [5], X, 378; 1877.

Neutralisation :

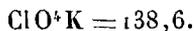
$\text{KOH dissoute} + \text{ClO}^3\text{H dissous} = \text{ClO}^3\text{K dissous} + \text{H}^2\text{O}$	- 13,7 (B.)
--	-------------

Dissolution :

$\text{ClO}^3\text{K} + \text{eau}$	- 9,95
---	--------

B., A., [5], IV, 103; 1875.

PERCHLORATE.



$\text{Cl} + \text{O}^4 + \text{K} = \text{ClO}^4\text{K sol}$	+ 113 ^{Cal} , 5	dissous	+ 101 ^{Cal} , 4
$\text{ClO}^4\text{K} = \text{KCl} + \text{O}^4$	- 7 ^{Cal} , 8	sels dissous	- 6 ^{Cal} , 2

B., A. [5], XXVII, 226; 1882.

Réactions mesurées :

I. $\text{Cl} + \text{O}^4 + \text{H} + \text{eau} = \text{ClO}^4\text{H dissous}$	+ 39,1 etc. ^{Cal}
II, III. Neutralisation. Dissolution.	

Neutralisation :

$\text{KOH dis.} + \text{ClO}^4\text{H dis.} = \text{ClO}^4\text{K dis.} + \text{H}^2\text{O}$	+ 14,25
--	---------

Dissolution :

$\text{ClO}^4\text{K} + \text{eau}$	- 12,1
---	--------

B., même Mémoire, p. 219.

HYPOBROMITE.



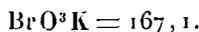
Br liquide + O + K = Br OK dissous.....	^{Cal} +86,8
Br gaz.....	+90,5
BrOK dissous = KBr dissous + O.....	+3,6

B., A. [5], XIII, 19; 1878.

Réactions mesurées :

I. Br ² liquide + 2 KOH dissoute = BrOK diss. + KBr diss.	^{Cal} +72,0
II. Br liquide + K + eau = KBr dissous.....	+90,4 etc.
III. Neutralisation. On admet : BrOH dis. + KOH dissoute.	+9,6

BROMATE.



Br liquide + O ³ + K = BrO ³ K sol... ^{Cal} +84,3	dissous... ^{Cal} +74,4
Br gaz..... +88,0	"... +78,1
BrO ³ K = KBr + O ³ +11,3	sels diss.. +16,0

B., A. [5], XIII, 19; 1878.

Réactions mesurées :

I. Br liquide + O ³ + H + eau = BrO ³ H étendu.....	^{Cal} +12,5 etc.
II. III. Dissolution. Neutralisation.	

Neutralisation :

KOH dis. + BrO ³ H dis. = BrO ³ K diss. + H ² O.....	+13,8
---	-------

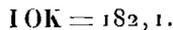
Th. U., I, 242.

Dissolution :

BrO ³ K + eau.....	-9,85
-------------------------------	-------

B., Mémoire cité.

HYPOIODITE.

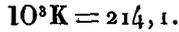


I solide + O + K = IOK dissous.....	^{Cal} +87,7 - x
I gaz.....	+91,5 - x
KI dissous + O = IOK dissous.....	+12,7 - x

Réactions mesurées :

I. I ² sol. + 2 KOH étendue = IOK dissous + KI diss. + H ² O.	= -(2 ^{Cal} , 5 + x)
II. K + I solide + eau = KI dissous.....	+75 ^{Cal} , 0 etc.

IODATE.



I solide + O ³ + K = IO ³ K..	+126,1 ^{Cal}	dissous..	+120,1 ^{Cal}
I gaz.....	+132,9	» ..	+126,9
IO ³ K = KI + O ³	+ 45,9	sels diss.	+ 45,5

Réactions mesurées :

I. I + O ³ + H + eau = IO ³ H dissous.....	+ 57,7 ^{Cal} etc.
II, III. <i>Neutralisation. Dissolution.</i>	

B., A. [5], XIII, 24; 1878.

Neutralisation :

KOH dis. + IO ³ H diss. = IO ³ K diss. + H ² O.....	+ 14,3
--	--------

Dissolution :

IO ³ K + eau.....	— 6,05
------------------------------	--------

Sel acide : I²O⁶KH.

IO ³ K solide + IO ³ H solide = I ² O ⁶ KH solide.....	+ 3,3
--	-------

Réactions mesurées :

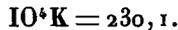
I. IO ³ K dissous + IO ³ H dissous.....	+ 0 ^{Cal} , 2
II. <i>Dissolution.</i>	

B., A. [5], XIII, 25; 1878.

Dissolution :

IO ³ K.IO ³ H + eau.....	— 11 ^{Cal} , 8
--	-------------------------

PERIODATE.



I + O ⁴ — K + eau = IO ⁴ K dissous.....	+107,7 ^{Cal}
I gaz.....	+114,5
I ² + O ⁹ + K ⁴ + eau = I ² O ⁷ , 2K ² O (ou 2IO ⁴ K) diss.	+423,6 ou +212,8×2
I ² gaz.....	+437,2 ou +218,6×2

Réactions mesurées :

I. I + O ⁴ + H + eau = IO ⁴ H dissous.....	+ 53,5 ^{Cal} etc.
II. <i>Neutralisation.</i>	

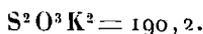
Neutralisation :

IO ⁴ H dissous + KOH dissoute.....	+ 5,15
» 2 KOH dissoute.....	+ 26,6
» 3 ».....	+ 29,7
» 5 ».....	+ 32,0

Th. U., I, 245.

Oxysels du soufre.

HYPOSULFITE.



Réactions mesurées :

I. Voir acide hyposulfureux, p. 96.

II. On admet que la chaleur de *neutralisation* de cet acide par la potasse a la même valeur que pour la soude.

III. *Dissolution.*

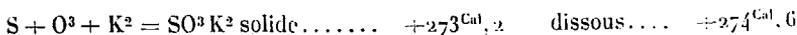
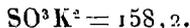


B., A. [6], I, 81 ; 1884.

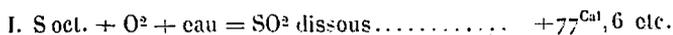


B., A [5], IX, 157 ; 1876.

SULFITE.

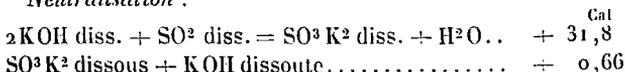


Réactions mesurées :



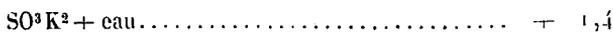
II, III. *Neutralisation. Dissolution.*

Neutralisation :

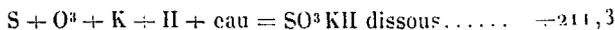
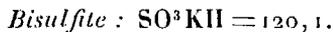
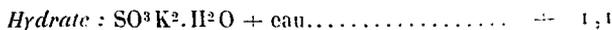


B., A. [6], I, 74 ; 1884.

Dissolution :



B., A. [6], I, 73 ; 1884.

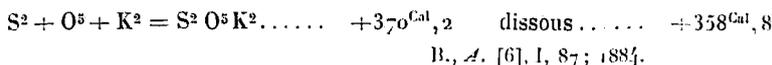
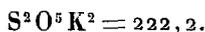


Réaction mesurée :



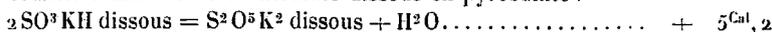
B., A. [6], I, 82 ; 1884.

PYROSULFITE.

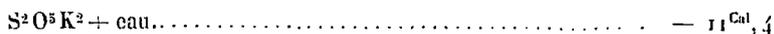


Réaction mesurée : action comparée de KOH dissoute sur ce sel dissous et sur le bisulfite dissous; d'où l'on conclut

Transformation lente du bisulfite dissous en pyrosulfite :

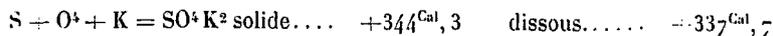
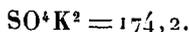


Dissolution :

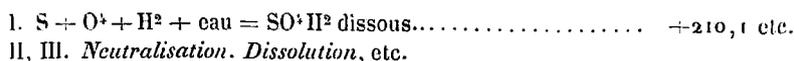


Sulfates.

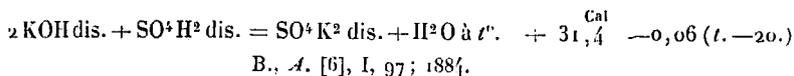
SULFATE NEUTRE.



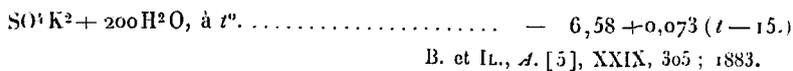
Réactions mesurées :



Neutralisation :



Dissolution :



BISULFATE.



Réactions mesurées :

I, II. Formation de $\text{SO}^3 \text{K}^2$ et de $\text{SO}^3 \text{H}^2$.

III, IV. *Neutralisation. Dissolution.*

Neutralisation .

KOH diss. + SO ⁴ H ² diss. = SO ⁴ KH diss. + H ² O.....	Cal + 14,7
" en présence de 5 SO ⁴ H ²	+ 13,8
" en présence de 5 SO ⁴ K ²	+ 13,5

B., A. [4], XXX, 435; 1873.

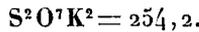
Ces nombres varient avec la proportion de l'eau et celle de l'acide, ou du sel neutre excédant.

Dissolution :

SO ⁴ KH + eau.....	— 3,23
-------------------------------	--------

B., A. [5], IV, 106; 1875.

PYROSULFATE.



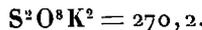
S ² + O ⁷ + K ² = S ² O ⁷ K ²	Cal + 474,2
SO ³ solide + SO ⁴ K ²	— 26,1
SO ³ gaz + SO ⁴ K ²	+ 37,9
S ² O ⁷ K ² + H ² O liquide = 2 SO ⁴ KH.....	+ 10,0
" H ² O solide.....	+ 8,7

B., A. [4], XXX, 442; 1873.

Réactions mesurées :

- I. II, III. Formation de SO⁴K², de SO³, de SO⁴KH dissous, etc.
- IV. Dissolution de SO⁴K².
- V. Dissolution de SO³ dans l'eau (p. 92).
- VI. *Dissolution* du sel dans KOH étendue..... Cal, 56

PERSULFATE.



S ² + O ⁸ + K ² = S ² O ⁸ K ² solide..	+ 454 ^{Cal} , 5
dissous..	+ 440 ^{Cal} , 0

B., A. [6], XXVI, 541; 1892.

Réactions mesurées :

- I. Formation de S²O⁸H² dissous (p. 94), etc.
- II, III. *Neutralisation. Dissolution.*

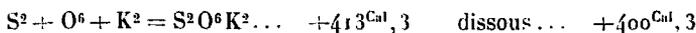
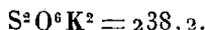
Neutralisation :

2 KOH diss. + S ² O ⁸ H ² diss. = S ² O ⁸ K ² diss. + H ² O.....	— 27 ^{Cal} , 4
---	-------------------------

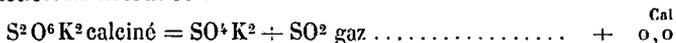
Dissolution :

S ² O ⁸ K ² + eau, à 9°.....	— 14 ^{Cal} , 55
---	--------------------------

HYPOSULFATE OU DITHIONATE.

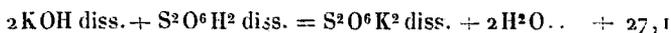


Réaction mesurée :



Th. U., II, 260.

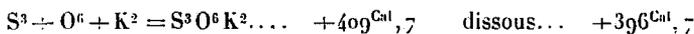
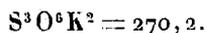
Neutralisation :



Dissolution :



TRITHIONATE.



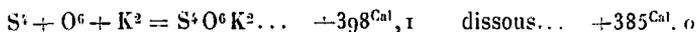
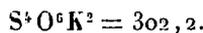
Voir acide trithionique, p. 97 (B.).

Dissolution :



B., A. [6], XVII, 443; 1889.

TÉTRATHIONATE.



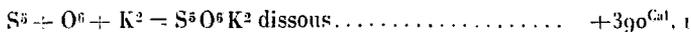
Voir acide tétrathionique, p. 98 (B.).

Dissolution :



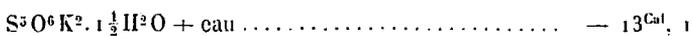
Th. U., III, 112.

PENTATHIONATE.



Voir acide pentathionique, p. 98 (B.).

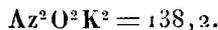
Dissolution :



B., A. [6], XVII, 458; 1889.

Oxysels de l'azote.

HYPOAZOTITE.



$Az^2 + O^2 + K^2 + \text{eau} = Az^2O^2K^2$ dissous..... $+ 116^{Cal}, 2$
 Formation de l'acide hypoazoteux (p. 103).

Neutralisation :

$Az^2O^2H^2$ diss. $+ 2 KOH$ diss..... $+ 15^{Cal}, 6$
 B., A. [6], XVIII, 571; 1889.

AZOTITE.



$Az + O^2 + K + \text{eau} = AzO^2K$ dissous..... $+ 88^{Cal}, 9$
 Formation de l'acide azoteux (p. 104).

Neutralisation :

AzO^2H diss. $+ KOH$ diss. (*voir ce Volume*, p. 105)..... $+ 10^{Cal}, 5$

AZOTATE.



Ce sel se présente sous deux états cristallisés : rhomboédrique et prismatique.

$Az + O^3 + K = AzO^3K$ sol. prismatique.. $+ 119^{Cal}, 0$ diss. $+ 110^{Cal}, 7$
 La transformation du nitre rhomboédrique en nitre prismatique,
 vers 125°-130°, dégage..... $+ 1^{Cal}, 20$
 BELLATI et ROMANESE, *Jahresb. für* 1885; p. 220.

Chaleur de fusion de l'azotate de potasse (P.)..... $4^{Cal}, 94$

Réactions mesurées :

I. Formation de AzO^3H (p. 107).

II et III. Neutralisation et dissolution.

Neutralisation :

KOH dissoute $+ AzO^3H$ diss. = AzO^3K diss. $+ H^2O$ $+ 13^{Cal}, 8$
 B., A. [1], XXIX, 470; 1873.

Dissolution :

$AzO^3K + \text{eau}$ $- 8^{Cal}, 3$
 B., A. [5], IV, 101; 1875.

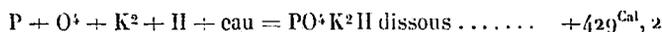
B. — II.

PHOSPHATES DE POTASSE NORMAUX.

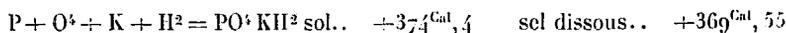
Phosphate tribasique : $\text{PO}^3\text{K}^3 = 192, 3.$



Phosphate bibasique : $\text{PO}^3\text{K}^2\text{H} = 152, 2.$



Phosphate monobasique : $\text{PO}^3\text{KH}^2 = 116, 1.$



Réactions mesurées :

- I. Formation de l'acide phosphorique (p. 114).
- II. On admet les mêmes nombres pour la neutralisation de la potasse et de la soude (p. 115).

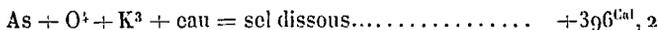
Dissolution :



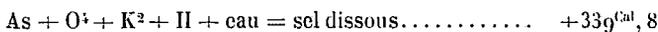
On n'a pas mesuré les nombres thermiques, relatifs aux MÉTAPHOSPHATE ET PYROPHOSPHATES DE POTASSE.

ARSÉNIATES DE POTASSE NORMAUX.

Arséniate tribasique : $\text{AsO}^3\text{K}^3 = 236, 3.$



Arséniate bibasique : $\text{AsO}^3\text{K}^2\text{H} = 196, 2.$



Arséniate monobasique : $\text{AsO}^3\text{KH}^2 = 160, 1.$

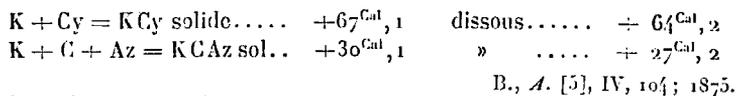
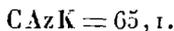


Réactions mesurées :

- I. Formation de l'acide arsénique (p. 119).
 - II. Mêmes valeurs pour la neutralisation de la potasse et de la soude (p. 119).
- Dissolution* : $\text{AsO}^3\text{KH}^2 + \text{cau} \dots\dots\dots - 4^{\text{Cal}}, 9 \text{ (Gr.)}$

CHROMATES DE POTASSE et autres sels potassiques, formés par des acides métalliques (*voir* les métaux correspondants).

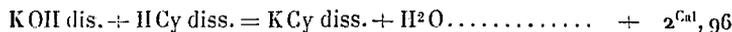
CYANURE.



Réactions mesurées :

I, II, III. Chaleur de formation de HCy , H^2O , KOH .
 IV, V. Neutralisation et dissolution.

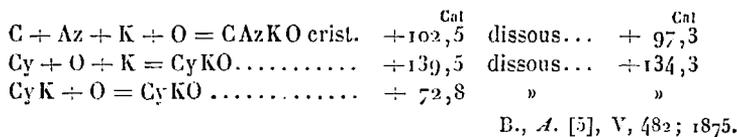
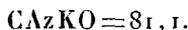
Neutralisation :



Dissolution :



CYANATE.



Réactions mesurées :

- I. $\text{CAzKO dissous} + 2\text{HCl diss.} + \text{H}^2\text{O}$ (réaction finale)
 $= \text{CO}^2 \text{ dissous} + \text{KCl dissous} + \text{AzH}^3. \text{HCl dissous.} \dots + 28, 8^{\text{Cal}}$
- II, etc. Chaleurs de formation de H^2O , HCl , CO^2 , AzH^3 ,
 KOH , et union de ces bases avec HCl . Voir plus
 haut : Formation de l'acide cyanique (p. 170).

Dissolution :



Neutralisation :



D'après l'action de l'acide acétique (p. 170).

CYANURATES.

Sel tribasique : $C^3Az^3K^3O^3 = 243, 3.$

$C^3 + Az^3 + K^3 + O^3 + \text{cau} = C^3Az^3K^3O^3$ dissous. $+319^{Cal}, 2$
 $3CAzKO$ dissous $= C^3Az^3K^3O^3$ dissous $+28^{Cal}, 6$ ou $+9, 5 \times 3$

Réactions mesurées :

LEMOULT, *C. R.*, CXXI, 351; 1895.

I. Formation de l'acide cyanurique (p. 172).

II. Neutralisation.

Neutralisation :

$C^3Az^3H^3O^3$ dissous	+	KOH dissoute	$+6, 8^{Cal}$	}	$+11^{Cal}, 0$	}	$+15^{Cal}, 2$
»	2 ^e	KOH dissoute	$+4, 2$				
»	3 ^e	KOH dissoute	$+2, 0$				
»	4 ^e	KOH dissoute	$+0, 4$				

Sel bibasique : $C^3Az^3K^2HO^3 = 205, 2.$

$C^3 + Az^3 + K^2 + H + O^3$ sel crist $+262^{Cal}, 9$ diss $+254^{Cal}, 3$

Réactions mesurées :

I. Formation de l'acide cyanurique.

II, III. Neutralisation, dissolution.

Dissolution :

$C^3Az^3K^2HO^3 + \text{cau}$ — $6^{Cal}, 2$

Sel monobasique : $C^3Az^3KH^2O^3 = 167, 1.$

$C^3 + Az^3 + K + H^2 + O^3 =$ sel crist .. $+227^{Cal}, 4$ diss ... $+218^{Cal}, 8$

Réactions mesurées :

I. Formation de l'acide cyanurique.

II, III. Neutralisation, dissolution.

Dissolution :

$C^3Az^3H^2KO^3 + \text{cau}$ — $8^{Cal}, 6$

Hydrate : $C^3Az^3H^2KO^3.H^2O + \text{cau}$ — $10^{Cal}, 8$

SULFOCYANATE.

$C^2AzKS = 97, 1.$

$K + Cy + S = CyKS$ solide $+86^{Cal}, 7$ dissous $+80^{Cal}, 6$

$K + C + Az + S = CAzKS$ solide. $+49^{Cal}, 8$ dissous $+43^{Cal}, 7$

Jo., *A.* [5], XXVI, 538; 1882.

- I. *Neutralisation* : KOH dissoute + CyHS dissous. + 14^{Cal}, 0
 II. *Dissolution* : CyKS + eau. — 6^{Cal}, 1
 III. IV, V. Chaleurs de formation de CAzHS (*voir* p. 174), H²O, KOH.

FERROCYANURE.

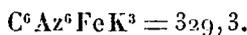


- $C^6 + Az^6 + Fe + K^3 = C^6Az^6FeK^3$ sol. + 137^{Cal}, 2 diss. + 125^{Cal}, 2
 $Cy^6 + Fe + K^3 = Cy^6FeK^3$ sol. + 358^{Cal}, 9 diss. + 346^{Cal}, 9
 B., A. [5], IV, 104; 1875.

- Dissolution* : $Cy^6FeK^3 + eau$ — 12^{Cal}, 0
Hydrate : $Cy^6FeK^3.3H^2O + eau$ — 16^{Cal}, 9

(*Voir* le fer, p. 294.)

FERRICYANURE.



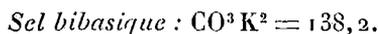
- $C^6 + Az^6 + Fe + K^3 = C^6Az^6FeK^3$ sol. + 41^{Cal}, 6 diss. + 27^{Cal}, 2
 $Cy^6 + Fe + K^3 = Cy^6FeK^3$ sol. + 263^{Cal}, 3 diss. + 248^{Cal}, 9 (Jo.)
 Jo., A. [5], XXVI, 520; 1882.

- Dissolution* : $Cy^6FeK^3 + eau$ — 14^{Cal}, 4

(*Voir* le fer, p. 296.)

Sels carbonés.

CARBONATES DE POTASSE.



- C (diam.) + $O^3 + K^2 = CO^3K^2$ sol. + 278^{Cal}, 8 diss. + 285^{Cal}, 3

Réactions mesurées :

- I. Formation de l'acide carbonique (p. 129).

Neutralisation :

- CO^2 diss. + KOH dissoute. + 11, 0

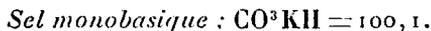
- CO^2 diss. + 2 KOH diss. + 20, 2

B., A. [5], IV, 111; 1875.

- Dissolution* : $CO^3K^2 + eau$, à *t*^o. + 6^{Cal}, 5 + 0,074 (*t*—15)

B. et Rosv., A. [5], XXIX, 305; 1883.

- Hydrate* : $CO^3K^2.1\frac{1}{2}H^2O + eau$ — 0, 5



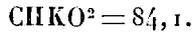
- $C + O^3 + K + H = CO^3KH$ sol. + 233^{Cal}, 3 diss. + 228^{Cal}, 0

- Dissolution* : $CO^3KH + eau$ — 5, 3

B., A. [5], IV, 111; 1875.

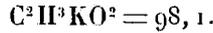
Les valeurs suivantes supposent pareillement connue la chaleur de formation par les éléments des acides correspondants (p. 130, 131, 132).

FORMATE DE POTASSE.



$\text{C} + \text{H} + \text{K} + \text{O}^2 = \text{CHKO}^2.$	$+164^{\text{Cal}}, 0;$	sel dissous.	$+163, 1^{\text{Cal}}$
<i>Neutralisation</i> : CH^2O^2 dissous + KOH dissoute.....			$+ 13, 2$
<i>Dissolution</i> : $\text{CHKO}^2 + \text{eau}$, à 11°			$- 0, 93$
			B., A. [5], IV, 99; 1875.

ACÉTATE DE POTASSE.



$\text{C}^2 + \text{H}^3 + \text{K} + \text{O}^2 = \text{C}^2\text{H}^3\text{KO}^2.$	$+175^{\text{Cal}}, 7;$	dissous.	$+179^{\text{Cal}}, 0$ (B.)
<i>Neutralisation</i> : $\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2$ diss. + KOH diss.....			$+13^{\text{Cal}}, 3$
			B., A. [5], IV, 94; 1875.
»	à t° ..	$+13^{\text{Cal}}, 3 - 0, 006(t - 20)$	
			B., A. [6], I, 97; 1884.
$\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2$ diss. dans $n\text{C}^2\text{H}^6\text{O} + \text{C}^2\text{H}^6\text{KO}$ diss. dans $n\text{C}^2\text{H}^6\text{O}$			
$= \text{C}^2\text{H}^3\text{KO}^2$ diss. dans $(2n + 1)\text{C}^2\text{H}^6\text{O}$			$+ 7^{\text{Cal}}, 6$
			DEVENTER et REICHER, Z. phys. Ch., VIII, 536.
<i>Dissolution</i> : $\text{C}^2\text{H}^3\text{KO}^2 + \text{eau}$			$+ 3^{\text{Cal}}, 3$ (B.)
<i>Dissolution</i> de $\text{C}^2\text{H}^3\text{KO}^2$ dans $90\text{C}^2\text{H}^6\text{O}$, à 11°			$- 0, 95$ (D. et R.)

OXALATE DE POTASSE.

Sel bibasique : $\text{C}^2\text{K}^2\text{O}^4 = 166, 2.$

$\text{C}^2 + \text{K}^2 + \text{O}^4 = \text{C}^2\text{K}^2\text{O}^4$	$+324^{\text{Cal}}, 7$	diss.....	$+320, 0^{\text{Cal}}$
<i>Neutralisation</i> : $\text{C}^2\text{H}^2\text{O}^4$ dissous + 2KOH diss.....			$+ 28, 5$
$\text{C}^2\text{H}^2\text{O}^4$ dissous + KOH dissoute.....			$+ 13, 8$
			B., A. [5], IV, 108; 1875.
<i>Dissolution</i> : $\text{C}^2\text{K}^2\text{O}^4 + \text{eau}$			$- 4, 74$ (B.)
<i>Hydrate</i> : $\text{C}^2\text{K}^2\text{O}^4 \cdot \text{H}^2\text{O} + \text{eau}$			$- 7, 73$ (B.)

Sel monobasique : $\text{C}^2\text{KHIO}^4 = 128, 1.$

$\text{C}^2 + \text{K} + \text{H} + \text{O}^4 = \text{C}^2\text{KHIO}^4$ sol.	$+266^{\text{Cal}}, 9$	diss..	$+257^{\text{Cal}}, 3$
$\text{C}^2\text{KHIO}^4 + \text{eau}$			$- 9, 6$ (Gh.)
<i>Quadroxalate</i> . — <i>Dissolution</i> :			
$\text{C}^2\text{KHIO}^4, \text{C}^2\text{H}^2\text{O}^4 + \text{eau}$			$- 15, 7$ (Gh.)

Pour les autres sels organiques, voir les acides correspondants.



CHAPITRE II.

SODIUM.

Sodium.

Poids atomique ou équivalent : Na = 23. Monovalent.

Poids moléculaire : 46.

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (-34° à $+15^{\circ}$) : 13,5 (R.).

Température de fusion : $+96^{\circ},5$.

Chaleur de fusion moléculaire (pour Na^2) : $1^{\text{Cal}},46$ (Jo.).

Oxydes.

Anhydride : $\text{Na}^2\text{O} = 62$.

$\text{Na}^2 + \text{O} = \text{Na}^2\text{O}$ solide..... $+100^{\text{Cal}},9$ dissous..... $+155^{\text{Cal}},9$
BEKETOFF.

Réaction mesurée :

$\text{Na}^2\text{O} + \text{excès d'eau} = \text{Na}^2\text{O}$ diss..... $+ 55^{\text{Cal}},0$

Peroxydes : Non étudiés.

Hydrate : $\text{Na OH} = 40$.

Chaleur de formation :

$\text{Na} + \text{O} + \text{H} = \text{NaOH}$ solide.....	$+102,7^{\text{Cal}}$	dissous...	$+112^{\text{Cal}},5$
$\text{Na}^2 + \text{O} + \text{H}^2\text{O} = 2\text{NaOH}$ solide.....	$+136,4$	ou	$+ 68,2 \times 2$
» » dissoute...	$+155,9$	ou	$+ 78 \times 2$
$\text{Na}^2\text{O} + \text{H}^2\text{O}$ solide = 2NaOH solide...	$+ 34,0$	ou	$+ 17 \times 2$

Réactions mesurées :

I. $\text{Na} + \text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{NaOH}$ étendue..... $+ 43,45$

Th. U., III, 229.

Joannis a trouvé : $+42^{\text{Cal}},4$.

A. [6], XII, 378; 1887.

II. $\text{NaOH} + 1,45 \text{H}^2\text{O}$, à $10^{\circ},5$ $+ 9,78$

B., A. [5], IV, 521; 1875.

Hydrate secondaire : NaOH. H²O.

Dilution des solutions de soude, entre 10° et 12°.

B., A. [5], IV, 521; 1875.

Composition.	Poids de la sonde NaHO ² dans 1 kli.	Densité vers 14 degrés.	Quantité d'eau additionnelle (dissolvant).	Chaleur dégagée	
				trouvée.	calculée pour 200 H ² O.
NaHO ² + 2,57 H ² O ² (saturée).	464 ^{gr}	1,494	80 H ² O ²	+3,69	+3,59
2,84.....	439	1,470	86	+3,18	+3,09
3,29.....	404	1,436	64	+2,41	+2,13
4,09.....	358	1,383	75	+1,47	+1,37
5,58.....	285	1,312	59	+0,38	+0,18
8,78.....	200	1,220	46	-0,20	-0,42
15,4.....	126	1,140	76	-0,29	-0,40
18,4.....	»	»	61	-0,39	-0,49
27,8 (2 ^{eu} = 1 ^{lit}).....	»	1,088, à 7 ^u	27,6	-0,24	-0,46
37,4.....	»	1,067	74	-0,245	-0,32
55,8 (1 ^{eu} = 1 ^{lit}).....	»	1,046	56	-0,145	-0,222
70,2.....	»	1,035	140	-0,155	-0,172
80.....	»	»	80	-0,075	-0,10
111,4 (1 ^{eu} = 2 ^{lit}).....	»	1,023	111,5	-0,06	-0,08
223 (1 ^{eu} = 4 ^{lit}).....	»	»	223	-0,02	-0,02

La formule empirique

$$Q = \frac{23}{n^2}$$

représente les chaleurs dégagées à la température de 10° à 12°, et cela jusque vers 5,6 H²O².

Elle est la même que pour la potasse; c'est-à-dire que : *les premiers travaux accomplis dans la dilution des solutions concentrées de potasse et de soude sont les mêmes, malgré la différence qui existe entre les chaleurs de dissolution des hydrates solides.*

Entre 5,6 H²O² et 18,4 H²O², il faut ajouter à la formule pour la soude un terme correctif, tel que -0,60. Au delà de ce point, le terme correctif $-\frac{23}{2n}$ suffit, et la formule finit même par se réduire à ce terme unique.

Chaleurs spécifiques des solutions de soude :

HAMMERL., *C. R.*, XC, 694; 1880.

$$C = 18n + 0,43 + \frac{159,85}{n} - \frac{235,77}{n^2}.$$

Alliages de potassium et de sodium.

Jo., *A.* [6], XII, 358.

	Métaux solides.	Métaux liquides.
Na ² + K = Na ² K liquide.....	+ ^{Cal} 1,5	+ ^{Cal} 3,5
Na + K = Na K liq.....	+ 3,2	+ 4,3
Na + K ² = Na K ² liq.....	+ 8,3	+ 10,2
Na + K ³ = Na K ³ liq.....	+ 10,2	+ 12,7

Il est probable que NaK et NaK² répondent à des alliages définis.

Réactions mesurées :

Action des alliages sur l'eau :

Na ² K dégage.....	+ ^{Cal} 44,5 × 3 = +133,5
NaK »	+ ^{Cal} 44,1 × 2 = + 88,2
NaK ² »	+ ^{Cal} 43,8 × 3 = +131,4
NaK ³ »	+ ^{Cal} 44,4 × 4 = +177,6

On a calculé ici les chaleurs de formation des alliages, d'après les nombres trouvés par Thomsen pour la réaction des métaux alcalins sur l'eau.

Ammoniaque et métaux alcalins : Ammoniaques.

Az + H ³ + Na = AzH ³ Na.....	+ ^{Cal} 17,4
Az + H ³ + K ² = AzH ³ K.....	+ ^{Cal} 18,5

Jo., *C. R.*, CIX, 967, 1889.

AzH ³ gaz. + Na sol. = AzH ³ Na sol..	+ 5,2	AzH ³ liq..	+ 0,8
AzH ³ gaz. + K sol. = AzH ³ K sol..	+ 6,3	AzH ³ liq..	+ 1,9

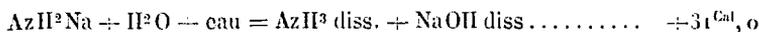
Réactions mesurées : la décomposition spontanée inverse.

AMIDURE.



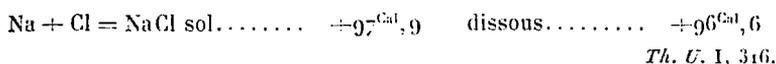
Az + H ² + Na sol. = AzH ² Na sol.	+ ^{Cal} 33,5
---	-----------------------

Fo., *C. R.*, CXXI, 67; 1895.

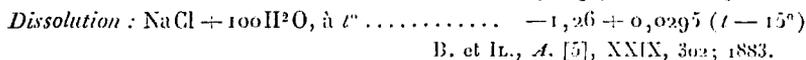
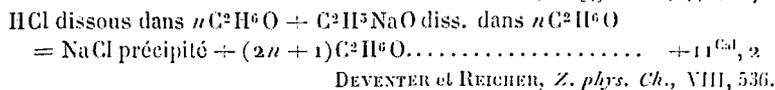
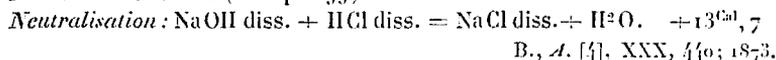
Réaction mesurée :

Amalgames de sodium (voir p. 180).

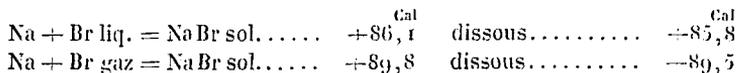
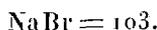
CHLORURE.

*Réactions mesurées :*

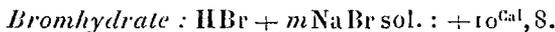
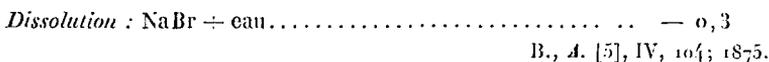
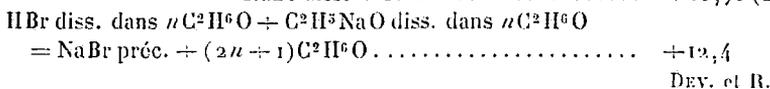
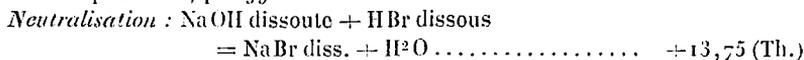
I. Na + H²O + eau (voir p. 199).



BROMURE.

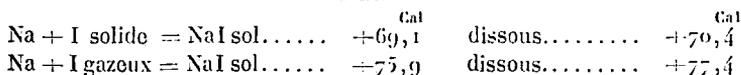
*Réactions mesurées :*

I. Voir plus haut, p. 199.



B., A. [5], XXIII, 101; 1881.

IODURE.



Neutralisation : $\text{NaOH diss.} + \text{HI diss.} = \text{NaI diss.} + \text{H}^2\text{O.}$ $\div 13^{\text{Cat}}, 7$
 Th., B.

HI diss. dans $n\text{C}^2\text{H}^6\text{O} + \text{C}^2\text{H}^2\text{NaO}$ diss. dans $n\text{C}^2\text{H}^6\text{O}$
 $= \text{NaI préc.} + (2n + 1)\text{C}^2\text{H}^6\text{O} \dots \div 11, 2$
 Dev. et R.

Dissolution : $\text{NaI} + \text{eau} \dots \div 1, 3$
 B., A. [5], IV, 104; 1875.

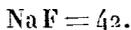
$\text{NaI} + n\text{C}^2\text{H}^6\text{O} \dots \div 4, 6$
 ПИСК., J. B. für 1888, 322.

Hydrate : $\text{NaI} \cdot 2\text{H}^2\text{O} + \text{eau} \dots - 4, 0 (\text{B.})$

PÉRIODURE.

$m(\text{NaI} \cdot 25\text{H}^2\text{O}) (\text{liqueur}) + \text{I}^2 \dots - 0, 8$
 PIGEON, A. [7], II, 495; 1894.

FLUORURE.



$\text{Na} + \text{F} = \text{Na F solide} \dots + 110^{\text{Cat}}, 7$ dissous $\dots + 110, 1^{\text{Cat}}$

Neutralisation : $\text{NaOH diss.} + \text{HF diss.} = \text{Na F diss.} + \text{H}^2\text{O.}$ $\div 16, 3$
 Th. U., I, 157.

$\text{NaOH dissous} + 2\text{HF diss.} = \text{Na F} \cdot \text{HF diss.} + \text{H}^2\text{O} \dots \div 16, 0$
 GU., A. [6], III, 30, 1884.

Dissolution : $\text{Na F} + \text{eau} \dots - 0, 6$

FLUORHYDRATE.



$\text{Na F} + \text{HF gaz.} = \text{Na F} \cdot \text{HF solide} \dots \div 17^{\text{Cat}}, 1$

Dissolution : $\text{Na F} \cdot \text{HF} + \text{eau} \dots - 6^{\text{Cat}}, 2 (\text{GU.})$

FLUOSILICATE.



$\text{Si F}^3 + 2\text{Na F} = \text{Si F}^3 \cdot 2\text{Na F solide} \dots \div 35^{\text{Cat}}, 4$

Neutralisation :

$\text{Si F}^3 \cdot 2\text{HF diss.} + 2\text{NaOH diss.} = \text{sel solide} \dots \div 31^{\text{Cat}}, 6$

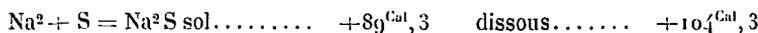
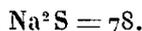
Pour la chaleur de formation de Si F^3 et de $\text{Si F}^3 \cdot 2\text{HF}$, voir p. 152.

En présence de 6NaOH dissoute, tout le fluor de l'acide fluosilicique est changé en fluorure.

TRUCHOT, *C. R.*, XCVIII, 332; 1884.

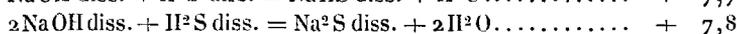
Sulfures.

MONOSULFURE.

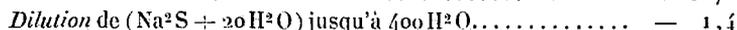


Réactions mesurées (voir p. 183) :

Neutralisation :

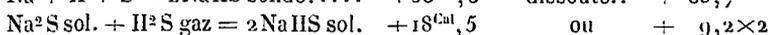
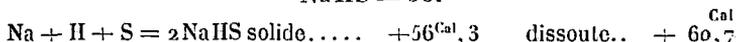


Th. U., I, 263 — B, *A.* [5], IV, 187, 1875; [4], XXX, 508; 1873.

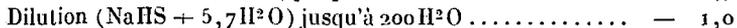
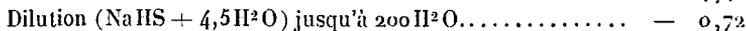


SAB., *A.* [5], XXII, 16; 1881.

SULFHYDRATE.

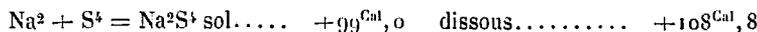
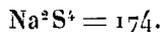


SAB.



Na²S n'existe que dans les liqueurs très concentrées (*voir p. 62*). Dans des liqueurs étendues, il se change en NaHS + NaOH dissous.

POLYSULFURE.



SAB.

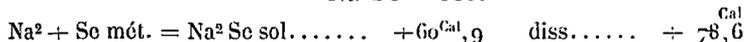
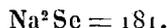
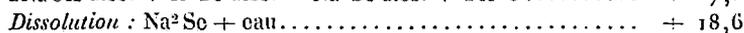
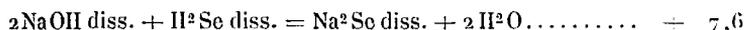
Réactions mesurées :

Chaleur de formation de H²O, de H²S et réaction de I (*voir p. 184*).



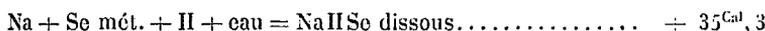
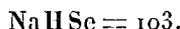
Autres polysulfures :

SÉLÉNIURE.

*Neutralisation :*

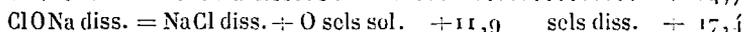
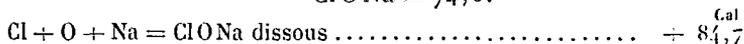
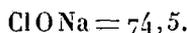
FAB., *A.* [6], X, 502; 1887.

SÉLÉNYHYDRATE.

*Neutralisation : NaOH diss. + H²Se diss.*

FABRE.

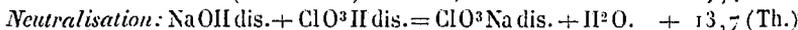
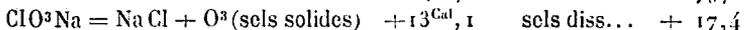
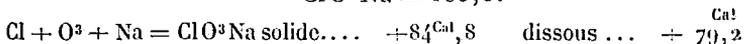
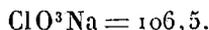
HYPOCHLORITE.



B., *A.* [5], IV, 338; 1875.

Réactions mesurées (voir le sel K, p. 186).

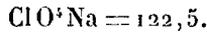
CHLORATE.



B., *A.* [5], IV, 108; 1875.

(*Voir p. 186.*)

PERCHLORATE.

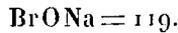


$\text{Cl} + \text{O}^3 + \text{Na} = \text{ClO}^3\text{Na sol.} + 100^{\text{Cal}}, 3$	dissous...	+ 96,8 ^{Cal}
$\text{ClO}^3\text{Na} = \text{NaCl} + \text{O}^3$	— 2,4
<i>Neutralisation</i> : $\text{NaOH diss.} + \text{ClO}^3\text{H diss.}$		
		$= \text{ClO}^3\text{Na diss.} + \text{H}^2\text{O}$
		+ 14,25
<i>Dissolution</i> : $\text{ClO}^3\text{Na} + \text{eau}$		
		— 3,5

B., A. [5], IV, 103; 1875.

(Voir p. 186.)

HYPOBROMITE.

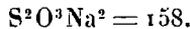


$\text{Br liq.} + \text{O} + \text{Na} + \text{eau} = \text{BrONa dissous}$	+ 82,1 ^{Cal}
$\text{Br gazeux} + \text{O} + \text{Na} + \text{eau}$	+ 85,8
$\text{BrONa diss.} = \text{NaBr diss.} + \text{O}$	+ 3,7

(Voir p. 187.)

Oxydes du soufre.

HYPOSULFITE.



$\text{S}^2\text{oct.} + \text{O}^3 + \text{Na}^2 = \text{S}^2\text{O}^3\text{Na}^2 \text{ sol.}$	+ 256 ^{Cal} , 3	dissous.	+ 258 ^{Cal} , 0
---	--------------------------	----------	--------------------------

Réactions mesurées. — Voir p. 96 : *Acide hyposulfureux.*

<i>Dissolution</i> : $\text{S}^2\text{O}^3\text{Na}^2 + \text{eau}$	+ 1 ^{Cal} , 7
---	-------	------------------------

B., A. [6], I, 81; 1884.

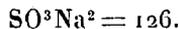
<i>Hydrate</i> : $\text{S}^2\text{O}^3\text{Na}^2 \cdot 5\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	— 11 ^{Cal} , 6 (B.)
---	-------	------------------------------

Chaleur de fusion de cet hydrate, à 48° : 9^{Cal}, 3.

TRENTINAGLIA, J. B. für 1876, p. 65.

Ce liquide est dissocié.

SULFITE.



$\text{S} + \text{O}^3 + \text{Na}^2 = \text{SO}^3\text{Na}^2 \text{ sol.}$	+ 261 ^{Cal} , 4	dissous..	+ 263,9 ^{Cal}
---	--------------------------	-----------	------------------------

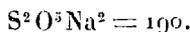
Fo., A. [6], III, 242; 1884.

Neutralisation (voir p. 91) :

$2\text{NaOH diss.} + \text{SO}^2 \text{ diss.} = \text{SO}^3\text{Na}^2 \text{ diss.}$	+ 30,5
$\text{NaOH dissoute} + \text{SO}^2 \text{ diss.} = \text{SO}^3\text{NaH diss.}$	+ 16,6

SO^3Na^2 dissous + NaOH diss.	\div	$\overset{\text{Cal}}{0,64}$
<i>Dissolution</i> : SO^3Na^2 + eau	\div	2,5
<i>Hydrate</i> : $\text{SO}^3\text{Na}^2 \cdot 7\text{H}^2\text{O}$ + eau	$-$	11,2 (Fo.)

PYROSULFITE.



$\text{S}^2 + \text{O}^5 + \text{Na}^2 = \text{S}^2\text{O}^5\text{Na}^2$ sol. . .	$+317^{\text{Cal}},4$	dissous. . .	$+342^{\text{Cal}},2$
--	-----------------------	--------------	-----------------------

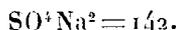
Fo.

<i>Dissolution</i> : $\text{S}^2\text{O}^5\text{Na}^2$ + eau . . .	$-$	$5^{\text{Cal}},2$
--	-----	--------------------

(Voir p. 91.)

Sulfates.

SULFATE BIBASIQUE.



$\text{S} + \text{O}^4 + \text{Na}^2 = \text{SO}^4\text{Na}^2$ sol. . .	$+328^{\text{Cal}},1$	dissous. . .	$+328^{\text{Cal}},5$
---	-----------------------	--------------	-----------------------

Il existe un état isomérique de ce sel solide, obtenu sous l'influence de la chaleur.

Neutralisation :

2NaOH dissoute + SO^4H^2 diss.		
$= \text{SO}^4\text{Na}^2$ diss. + H^2O	$\div 31,4$	$\overset{\text{Cal}}$

Th. U., I, 150.

NaOH dissoute + SO^4H^2 diss.		
$= \text{SO}^4\text{NaH}$ diss. + H^2O	$\div 14,75$	
<i>Dissolution</i> : SO^4Na^2 + eau (200 H^2O), à t° .	$\div 0,44 + 0,0526 (t - 15)$	

B. et H., A. [5], XXIX, 305 ; 1883.

<i>Hydrate</i> : $\text{SO}^4\text{Na}^2 \cdot 10\text{H}^2\text{O}$ + eau	$-18,2$ (B.)
--	--------------

SULFATE MONOBASIQUE OU BISULFATE.



$\text{S} + \text{O}^4 + \text{Na} + \text{H} = \text{SO}^4\text{NaH}$ sol. . .	$+269^{\text{Cal}},1$	dissous. . .	$+268^{\text{Cal}},3$
<i>Dissolution</i> : SO^4NaH + eau	$-$	$0^{\text{Cal}},8$	

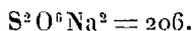
B., A. [5], IV, 106 ; 1875.

Sur le bisulfate dissous, voir *Bisulfate de potasse*, p. 93 et 191.

Sur les mélanges réfrigérants à base de sulfate de soude :

DITTE, C. R., XC, 1163, 1283 ; - B., *Idem.*, 1191 ; 1880.

HYPOSULFATE.

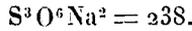


$\text{S}^2 + \text{O}^6 + \text{Na}^2$ sol. = $\text{S}^2\text{O}^6\text{Na}^2$ sol. . .	$+396^{\text{Cal}},7$	dissous. . .	$+391,3$
---	-----------------------	--------------	----------

(Voir p. 94.)

<i>Neutralisation</i> : $S^2O^6H^2$ dissous + 2NaOH diss.....	Cal + 27,1 <i>Th. U.</i> , I, 174.
<i>Dissolution</i> : $S^2O^6Na^2$ + eau.....	— 5,4 (Th.)
<i>Hydrate</i> : $S^2O^6Na^2 \cdot 2H^2O$ + eau.....	— 11,7

TRITHIONATE.

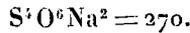


$S^3 + O^6 + Na^2 + eau = S^3O^6Na^2$ dissous.....	+ 387 ^{Cal} , 5
--	--------------------------

(Voir p. 97.)

<i>Hydrate</i> : $S^3O^6Na^2 \cdot 3H^2O$ + eau.....	— 10 ^{Cal} , 1 <i>B., A.</i> [6], XVII, 447; 1889.
--	--

TÉTRATHIONATE.

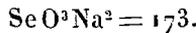


$S^4 + O^6 + Na^2 + eau = S^4O^6Na^2$ dissous.....	+ 375 ^{Cal} , 8
--	--------------------------

(Voir p. 98.)

<i>Hydrate</i> : $S^4O^6Na^2 \cdot 2H^2O$ + eau.....	— 9 ^{Cal} , 7 <i>B., A.</i> [6], XVII, 453; 1889.
--	---

SÉLÉNITE.



Se mét. + $O^3 + Na^2 + eau = SeO^3Na$ dissous.....	Cal + 231,5
---	----------------

(Voir p. 99.)

Neutralisation :

SeO ² diss. + NaOH dissoute.....	+ 27,0
» + 2NaOH dissoute.....	+ 14,7
» excès NaOH.....	+ 0,5

Th. U., I, 173.

SÉLÉNIATE.

Séléniate bibasique : $SeO^4Na^2 = 189.$

Se mét. + $O^4 + Na^2 + eau = SeO^4Na^2$ dissous.....	Cal + 260,0
---	----------------

(Voir p. 100.)

Neutralisation :

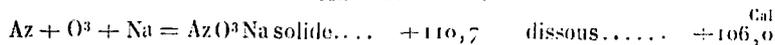
SeO ⁴ H ² diss. + 2NaOH diss.....	+ 30,4
» + NaOH diss.....	+ 14,8

Séléniate monobasique ou biséléniate : $SeO^4NaH = 167.$

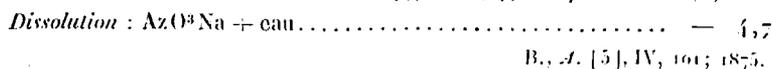
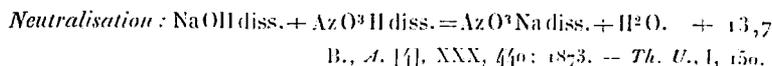
Se + $O^4 + Na + H + eau = SeO^4NaH$ dissous.....	+ 200 ^{Cal} , 9 <i>Th. U.</i> , I, 168.
---	---

Oxydes de l'azote.

AZOTATE.

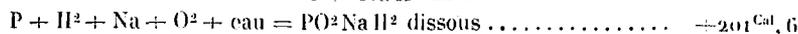


(Voir p. 107, 193, 199.)

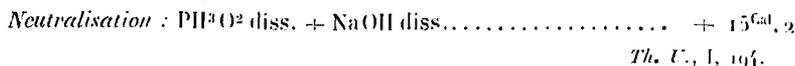


Oxysels du phosphore.

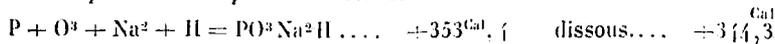
HYPOPHOSPHITE.



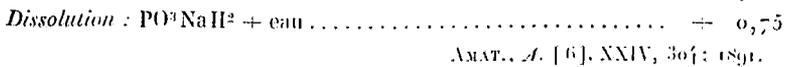
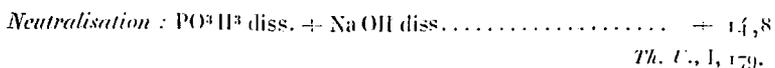
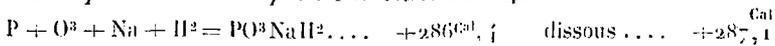
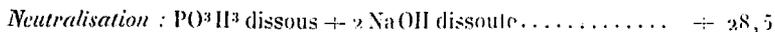
(Voir p. 110, 199.)



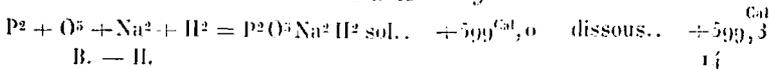
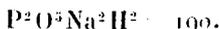
PHOSPHITES.



(Voir p. 111, 199.)



PYROPHOSPHITE.



Neutralisation :

$P^2O^5H^3$ diss. + 2 NaOH diss. = sel diss. + 2 H^2O	+ 28,6 ^{Cal}
» + 3 ^e et 4 ^e NaOH diss.....	< + 0,5
<i>Dissolution :</i> $P^2O^5Na^2H^2$ + eau.....	+ 0,3

AMAT., *A.* [6], XXIV, 365; 1891.

Réaction mesurée : Action d'un acide étendu et d'une base étendue sur le phosphite et sur le pyrophosphite solides, séparément. Différence des deux effets : +4^{Cal},8.

PROSPHATES DE SOUDE NORMAUX.

Phosphate tribasique : $PO^4Na^3 = 164$.

$P + O^3 + Na^3 = PO^4Na^3$	+452 ^{Cal} ,4	dissous....	+469 ^{Cal} ,8
-----------------------------------	------------------------	-------------	------------------------

Réactions mesurées :

I. Formation PO^4H^3 (p. 114) et de NaOH (p. 199).

<i>Neutralisation :</i> PO^4H^3 diss.+ NaOH diss.....	+ 14,7 ^{Cal}
» + 2 NaOH diss.....	+ 26,3
» + 3 NaOH diss.....	+ 33,6
» + 4 NaOH diss.....	+ 35,2

B. et LOUG., *A.* [5], IX, 26; 1876.

<i>Dissolution :</i> PO^4Na^3 + eau.....	+ 17,4 (Joly.)
--	----------------

Phosphate bibasique : $PO^4Na^2H = 142$.

$P + O^3 + Na^2 + H = PO^4Na^2H$..	+414 ^{Cal} ,9	dissous..	+420 ^{Cal} ,0
-------------------------------------	------------------------	-----------	------------------------

<i>Dissolution :</i> PO^4Na^2H + eau.....	+ 5,1 ^{Cal} (Pf.)
<i>Hydrates :</i> $PO^4Na^2H.7H^2O$ + eau.....	- 11,0 (Pf.)
» $PO^4Na^2H.12H^2O$ + eau.....	- 22,9 (P., T.)

Ce dernier sel fond à +36°.

Chaleur de fusion.....	23 ^{Cal} ,9 (P.)
------------------------	---------------------------

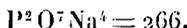
Phosphate monobasique : $PO^4NaH^2 = 120$.

$P + O^3 + Na + H^2 + eau = PO^4NaH^2$	dissous....	+355 ^{Cal} ,0
---	-------------	------------------------

Sel double :

<i>Dissolution :</i> $PO^4NaAmH.4H^2O$	- 10 ^{Cal} ,8 (Th.)
--	------------------------------

PYROPHOSPHATE.



Chaleur de formation : inconnue (voir p. 116).

<i>Neutralisation</i> : $P^2O^7H^4$ diss. + NaOH diss.	+ $14,4^{Cal}$ (Th.)
» + 2 NaOH diss.	+ 28,6
» + 4 NaOH diss.	+ 52,7
» + 6 NaOH diss.	+ 54,5
<i>Dissolution</i> : $P^2O^7Na^4$ + eau.	+ 11,8 (Th.)
<i>Hydrate</i> : $P^2O^7Na^4 \cdot 10H^2O$ + eau.	- 11,7 (Th.)

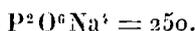
MÉTAPHOSPHATE.



Chaleur de formation : inconnue (voir p. 116).

<i>Neutralisation</i> : PO^3H diss. + NaOH diss.	+ $14^{Cal}, 5$ (Th.)
---	-----------------------

HYPHOPHOSPHATE.

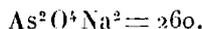


Chaleur de formation : inconnue (voir p. 112).

<i>Neutralisation</i> : $P^2O^6H^4$ diss. + NaOH diss.	+ $15,1^{Cal}$
» + 2 NaOH diss.	+ 30,1
» + 3 NaOH diss.	+ 42,7
» + 4 NaOH diss.	+ 54,2
» + 5 NaOH diss.	+ 55,3

JOLY, *C. R.*, CII, 259; 1886.

ARSÉNITE DE SOUDE.



$As^2 + O^3 + Na^2 + eau = As^2O^3Na^2$ dissous.	+ $318^{Cal}, 7$
---	------------------

Réactions mesurées :

I. $As^2 + O^3 = As^2O^3$ (p. 117); NaOH (p. 119).

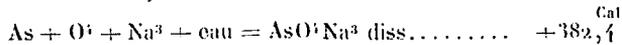
<i>Neutralisation</i> : As^2O^3 diss. + NaOH diss.	+ $7,3^{Cal}$
» + 2 NaOH diss.	+ 13,8
» + 4 NaOH diss.	+ 15,1
» + 3 ^e et 4 ^e NaOH diss.	- 1,3

Th. U., I, 196.

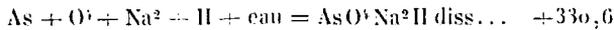
Il est possible que le sel acide qui existe dans la première liqueur ne soit pas un sel normal, mais un sel anhydre (pyroarsénite).

ARSÉNIATES.

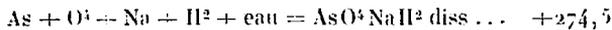
Arséniate tribasique : $\text{As O}^3\text{Na}^3 = 208$.



Arséniate bibasique : $\text{As O}^3\text{Na}^2 \text{H} = 186$.

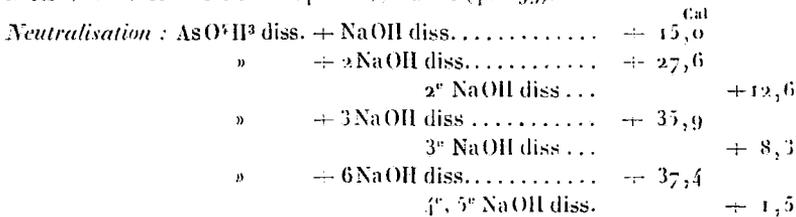


Arséniate monobasique : $\text{As O}^3\text{NaH}^2 = 164$.



Réactions mesurées :

I. $\text{As} + \text{O}^3 + \text{H}^3 = \text{AsO}^3\text{H}^3$ (p. 118) ; NaOH (p. 199).

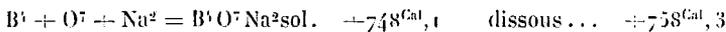


Th. U., 1, 196.

CHROMATES, PERMANGANATES, etc., voir *Chrome*, *Manganèse*, etc.

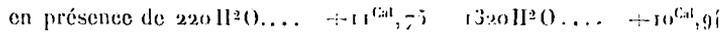
BORATE DE SOUDE.

$\text{B}^3\text{O}^7\text{Na}^2 = 202$.

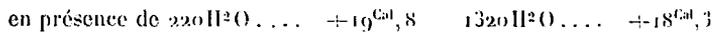


I. Acide borique, $\text{B}^2 + \text{O}^3 = \text{B}^2\text{O}^3$, et son hydrate (voir p. 122) ; NaOH (p. 199).

Neutralisation : B^2O^3 diss. + NaOH diss.



B^2O^3 diss. + 2 NaOH diss.



B., A. [4], XXIX, 464; 1873.

Dissolution : $\text{B}^3\text{O}^7\text{Na}^2 + \text{eau} \dots \dots \dots + 10^{\text{Cal}}, 2$ (Favre)

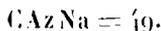
Hydrate : $\text{B}^3\text{O}^7\text{Na}^2, 10\text{H}^2\text{O} + \text{eau} \dots \dots \dots - 23^{\text{Cal}}, 9$ (Th.)

Sur la constitution du borax, voir p. 123.

SILICATES.

Voir *Acide silicique*, p. 124.

CYANURE.



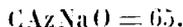
$\text{Na} + \text{C} + \text{Az} = \text{NaCy sol.} \dots$	$+22^{\text{Cal}}, 6$	dissous	$+ 22^{\text{Cal}}, 1$
$\text{Na} + \text{Cy} = \text{NaCy sol.} \dots$	$+59^{\text{Cal}}, 5$	dissous	$+ 59^{\text{Cal}}, 0$

I. Formation de CHAz, p. 168.

<i>Neutralisation</i> : $\text{NaOH diss.} + \text{HCy diss.} = \text{NaCy diss.} + \text{H}^2\text{O.}$	$+ 2,9$	^{Cal} (B.)
<i>Dissolution</i> : $\text{NaCy} + \text{eau, vers } 9^\circ \dots$	$- 0,50$	
<i>Hydrates</i> : $\text{NaCy} \cdot \frac{1}{2}\text{H}^2\text{O} + \text{eau} \dots$	$- 1,0$	
$\text{NaCy} \cdot 2\text{H}^2\text{O} + \text{eau} \dots$	$- 4,4$	

Jo., A. [5], XXVI, 485; 1882.

CYANATE.



$\text{Na} + \text{C} + \text{Az} + \text{O} = \text{CAzNaO sol.} \dots$	$+101^{\text{Cal}}, 7$	dissous	$+ 96^{\text{Cal}}, 9$
--	------------------------	-------------------	------------------------

LEMOULT, inédit.

Réaction mesurée :

- A. Action de HCl étendu sur ce sel.
- B. Action de AzO^3H étendu sur ce sel.

Neutralisation :

$\text{CAzHO diss.} + \text{NaOH diss.} \dots$	$+ 12,2$
--	----------

Évaluée par analogie (*voir* p. 171).

Dissolution :

$\text{CAzNaO} + \text{eau, à } 12^\circ, 8. \dots$	$- 4,8$
---	---------

Cyanurates.

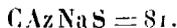


$C^3 + \text{Az}^3 + \text{Na}^3 + \text{O}^3 = C^3\text{Az}^3\text{Na}^3\text{O}^3 \text{ crist.}$	$+306,7$	diss	$+301,8$
$3C.\text{AzNaO} = C^3\text{Az}^3\text{Na}^3\text{O}^3 \text{ solide} \dots$	$+ 1,6$	sels diss..	$+ 11,1$
$\{ C^3 + \text{Az}^3 + \text{Na}^2 + \text{H} + \text{O}^3 = C^3\text{Az}^3\text{Na}^2\text{HO}^3 \text{ cr.}$	$+261,8$	diss	$+260,0$
$\{ C^3 + \text{Az}^3 + \text{Na} + \text{H}^2 + \text{O}^3 = C^3\text{Az}^3\text{NaH}^2\text{O}^3 \text{ cr.}$	$+217,1$	diss	$+216,6$

<i>Neutralisation</i> : $C^3Az^3H^3O^3$ dissous + $\frac{1}{2}$ Na OH dissoute ...	+ 3,9	^{Cal} } + 6,8
» + $\frac{1}{2}$ Na OH dissoute ...	+ 2,9	} + 4,3
» + $\frac{1}{2}$ Na OH dissoute ...	+ 2,2	
» + $\frac{1}{2}$ Na OH dissoute ...	+ 2,1	} + 1,7
» + $\frac{1}{2}$ Na OH dissoute ...	+ 1,2	
» + $\frac{1}{2}$ Na OH dissoute ...	+ 0,7	}
Total : 3 Na OH dissoute.....		+ 12,8
Excès de Na OH dissoute.....		+ 0,3
<i>Dissolution</i> : $C^3Az^3Na^3O^3$ + eau.....		- 1,5
$C^3Az^3Na^2HO^3$ + eau.....		- 1,8
$C^3Az^3NaH^2O^3$ + eau.....		- 4,9
<i>Hydrate</i> : $C^3Az^3NaH^2.H^2O$ + eau.....		- 8,9

LEMOULT, *C. R.*, CXXI, 351 et 375; 1895.

SELFOCYANATE.

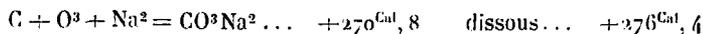
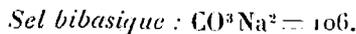


Na + C + Az + S + eau = Cy Na S dissous.....	+ 39,2	^{Cal}
Na + Cy + S + eau = Cy Na S dissous.....	+ 76,1	
<i>Neutralisation</i> : Na OH diss. + Cy HS diss. = Cy Na S diss. + H^2O		+ 14,1

Jo., *A.* [5], XXVI, 540, 1882.

Oxysels carbonés.

CARBONATES DE SOUDE.



(Voir p. 129 et 199.)

<i>Neutralisation</i> : CO^2 dissous + Na OH dissoute.....	+ 11	^{Cal} , 1
» + 2 Na OH dissoute.....	+ 20	^{Cal} , 5
» Na OH.....		+ 9, 4

<i>Dissolution</i> : CO^3Na^2 + eau.....	+ 5	^{Cal} , 62 + 0,044 (t = 15). B.
<i>Hydrate</i> : $CO^3Na^2.10H^2O$ + eau.....	- 16	^{Cal} , 2 (Th.)

Sel monobasique : $\text{CO}^3\text{Na II} = 84.$

$\text{C} + \text{O}^3 + \text{Na} + \text{H} = \text{CO}^3\text{Na II.} \quad +227^{\text{Cal}}, 0 \quad \text{dissous.} \quad +222^{\text{Cal}}, 7$
B., A. [4], XXIX, 470; 1873.

Dissolution : $\text{CO}^3\text{Na II} + \text{eau} \dots \dots \dots - 4^{\text{Cal}}, 3$
B., A. [5], IV, 111; 1875.

FORMIATE DE SOUDE.

$\text{CHNaO}^2 = 68.$

$\text{C} + \text{H} + \text{Na} + \text{O}^2 = \text{CHNaO}^2 \text{ sol.} \quad +159^{\text{Cal}} \quad \text{diss.} \quad +158^{\text{Cal}}, 5$
B., A. [5], VI, 326; 1875.

Neutralisation : $\text{CH}^2\text{O}^2 \text{ dissous} + \text{NaOH} \text{ dissoute} \dots \dots + 13,4$

Dissolution : $\text{CHNaO}^2 + \text{eau, à } 11^{\circ}, 5 \dots \dots \dots - 0,52$

ACÉTATE DE SOUDE.

$\text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2 = 82.$

$\text{C}^2 + \text{H}^3 + \text{Na} + \text{O}^2 = \text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2 \text{ sol.} \quad +170^{\text{Cal}}, 3 \quad \text{diss.} \quad +174^{\text{Cal}}, 4$
B., A. [5], VI, 326, 1875.

Neutralisation : $\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2 \text{ diss.} + \text{NaOH} \text{ dissoute} \dots \dots + 13,3^{\text{Cal}}$

$\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2 \text{ dissous dans } n\text{C}^2\text{H}^6\text{O} \text{ absolu}$
 $+ \text{C}^2\text{H}^3\text{NaO} \text{ diss. dans } n\text{C}^2\text{H}^6\text{O} \text{ (voir p. 198)} \dots \dots + 7,3 \text{ (Dev. et R.)}$

Dissolution : $\text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2 + \text{eau, à } 7^{\circ}, 5 \dots \dots \dots + 4,1$

Hydrate : $\text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2.3\text{H}^2\text{O} + \text{eau} \dots \dots \dots - 4,6$

Biacétate :

$\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2 \text{ solide} + \text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2 = \text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2. \text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2 \text{ crist.} \quad + 0,1^{\text{Cal}}$

$\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2 \text{ liquide} + \text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2 \dots \dots \dots - 2,6$

Dissolution : $\text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2. \text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2 + \text{eau} \dots \dots \dots + 1,9$

Triacétate :

$2 \text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2 \text{ sol.} + \text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2 = 2 \text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2. \text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2 \text{ crist.} \quad + 5,5$

$2 \text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2 \text{ liquide} + \text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2 \dots \dots \dots + 9,7$

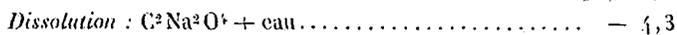
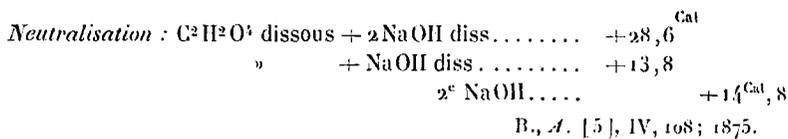
Dissolution : $\text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2. 2 \text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2 + \text{eau} \dots \dots \dots - 4,7$

B., A. [5], XVII, 134; 1879; A. [4], XXX, 475, 528; 1873

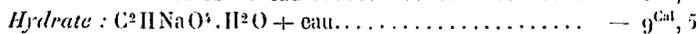
OXALATES.

Sel bibasique : $\text{C}^2\text{Na}^2\text{O}^4 = 134.$

$\text{C}^2 + 2 \text{Na}^2 + \text{O}^4 = \text{C}^2\text{Na}^2\text{O}^4 \text{ crist.} \quad +315^{\text{Cal}} \quad \text{dissous.} \quad +310^{\text{Cal}}, 7$



Sel monobasique (acide) : $\text{C}^2\text{NaHO}^3 = 112$.



La chaleur de neutralisation des sels solubles de sodium est, en général, sensiblement la même que celle des sels solubles de potassium correspondants.

CHAPITRE III.

LITHIUM.

Lithium.

Poids atomique ou équivalent : Li = 7. Métal monovalent.

Poids moléculaire : Li² = 14.

Chaleur spécifique moléculaire (pour Li²) : 13,2 (R.).

Oxydes.

ANHYDRIDE.

Li²O = 30.

Li ² + O = Li ² O solide.	+141 ^{Cal} ,2	dissoute..	+167 ^{Cal} ,2 ou +83,6×2
Li ² O + excès d'eau = Li ² O dissoute			+ 26 ^{Cal} ,0
			BEK, <i>J. B. für</i> 1884; 210.

HYDRATE.

LiOH = 24.

Li + O + H = LiOH sol.	+112 ^{Cal} ,3	dissoute.	+118,1 ^{Cal}
Li ² + O + H ² O = 2LiOH solide			+155,6 ou +77,8×2
» dissoute			+167,2 ou +83,6×2
Li ² O + H ² O solide = 2LiOH solide			+ 13,0

Réactions mesurées :

I. Li + H ² O + eau = LiOH étendue + H	+ 49,1	
		<i>Th. U.</i> , III, 225.
II. <i>Dissolution</i> : LiOH + eau	+ 5,8	

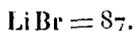
CHLORURE.

LiCl = 42,5.

Li + Cl = LiCl sol.	+93 ^{Cal} ,9	dissous...	+102 ^{Cal} ,3
<i>Neutralisation</i> : LiOH diss.		+ HCl diss.	
= LiCl diss. + H ² O.			+ 13,85
			<i>Th. U.</i> , I, 317.

<i>Dissolution</i> : LiCl + eau.....	+ 8 ^{Cal} , 4	
		<i>Th. U.</i> , III, 225.
» + alcool.....	+ 11,7	
		PICK, <i>J. B. für</i> 1888; 322.

BROMURE.



Li + Br liq. = Li Br crist.....	+ 80 ^{Cal} , 2	dissous...	+ 91,5 ^{Cal}
Li + Br gaz = Li Br crist.....	+ 83 ^{Cal} , 9	» ...	+ 95,2
<i>Dissolution</i> : Li Br + eau			+ 11,35
			BODISKO, <i>J. B. für</i> 1889; 238.

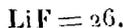
On admet que LiOH dissoute dégage la même quantité de chaleur avec les trois hydracides dissous.

IODURE.



Li + I = Li I sol.....	+ 61 ^{Cal} , 2	dissous.....	+ 76,1 ^{Cal}
Li + I gaz = Li I sol.....	+ 68 ^{Cal} , 0	»	+ 82,8
<i>Dissolution</i> : Li I + eau.....			+ 14,9 (Bodisko.)

FLUORURE.



Li + F + eau = Li F dissous.....			+ 115,8 ^{Cal}
<i>Neutralisation</i> : HF dissous + LiOH dissoute			
= Li F diss. + H ² O.....			+ 16,4
			PETTERSEN.

FLUOSILICATE.



2 Li F sol. + Si F ³ gaz = Si F ³ . 2 Li F sol.	+ 25 ^{Cal} , 2	diss.	+ 27,0
<i>Neutralisation</i> : Si F ³ . 2 HF diss + 2 Li OH dissoute.....			+ 28,6

Avec 6 LiOH dissoute, tout le fluor est changé en fluorure.

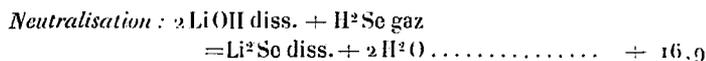
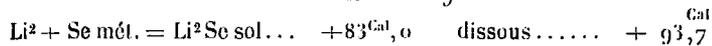
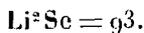
<i>Dissolution</i> : Si F ³ . 2 Li F + eau	+ 1,8	
		TRUCHOT, <i>C. R.</i> , XCVIII, 1331; 1884.

Sulfure : Li²S = 46.

Li ² + S + eau = Li ² S dissous.....			+ 115 ^{Cal} , 4
--	--	--	--------------------------

On admet pour H^2S dissous + LiOH dissoute la même valeur qu'avec K OH dissoute.

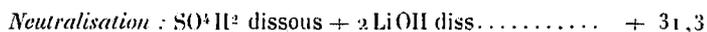
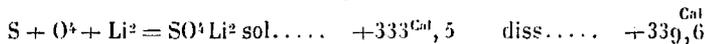
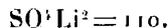
SÉLÉNIURE.



FABRE, *A.*, [6], XX, 499; 1890.



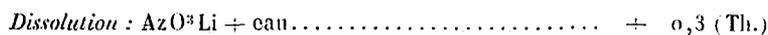
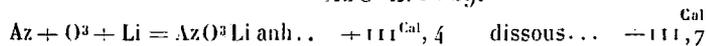
SULFATE.



Th. U., I, 313.

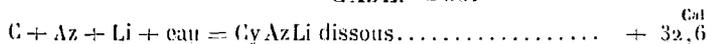


AZOTATE.



On admet la même chaleur de neutralisation pour l'acide azotique et la lithine que pour l'acide chlorhydrique et la même base.

CYANURE.



VARET, *C. R.*, CXXI, 598; 1895.

La chaleur de neutralisation des sels solubles de lithium est, en général, la même que celle des sels de potassium et de sodium correspondants.

CHAPITRE IV.

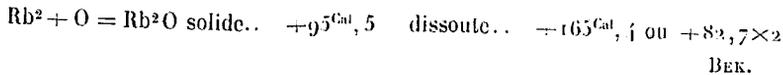
RUBIDIUM.

Rubidium.

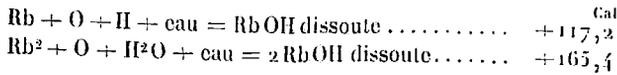
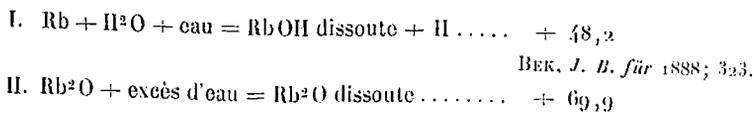
Poids atomique ou équivalent : Rb = 85,4. Métal monovalent.
Poids moléculaire : 170,8.

Oxyde.

ANHYDRIDE.



HYDROXYDE : 102,4.

*Réactions mesurées :*

DEUXIÈME DIVISION.

CHAPITRE UNIQUE.

AMMONIUM.

Ammonium : radical composé.

$AzH^4 = Am = 18$... Monovalent. Non isolé.

$Az + H^3 = AzH^3$ gaz $+12^{Cat}, 2$ dissoute $+ 21^{Cat}, 0$ (voir p. 67.)

Oxyde.

ANHYDRE.

$(AzH^3)^2 O = 53$. Inconnu.

HYDROXYDE.

$AzH^3 O$ ou $AzH^3 . H^2 O = 35$.

$(Az + H^3) + O + H = (AzH^3) OH$ liq. $+88^{Cat}, 8$ dissoute. $+90^{Cat}, 0$

$(Az + H^3)^2 + O + H^2 O = (AzH^3)^2 O . H^2 O$ dissoute. $+111, 0$ ou $+55, 5 \times 2$

B. (voir p. 68 de ce volume.)

Ammoniures alcalins.

$AzH^3 K$; $AzH^3 Na$ (voir p. 201).

Ammoniaque.

CHLORHYDRATE.

$AzH^3 Cl = 53, 5$.

$Az + H^3 + Cl = AzH^3 Cl$ crist. $+76^{Cat}, 8$ dissous $+72, 8^{Cat}$

HCl gaz $+ AzH^3$ gaz $= AzH^3 . HCl$ solide $+42, 6$

Neutralisation : $(HCl + 110H^2 O) + (AzH^3 + 110H^2 O)$ $+12, 45$

B., *A.* [4]. XXIX, 40, 48, 49; 1873.

Même valeur, avec un excès d'acide ou de base.

Ces dissolutions offrent une légère dissociation, avec tension de vapeur d'ammoniaque libre.

B., *A.* [4], XXIX, 459; 1873.

Dissolution : $AzH^3.HCl$ dans $120H^2O$, à 10^0 — $4^{Cal}, 0$

Elle varie de $+0,029 t$ par degré.

B., *A.* [5], IV, 104; 1875.

BROMHYDRATE.

$AzH^4Br = 98.$

$Az + H^4 + Br$ gaz = AzH^4Br sol.	$+70^{Cal}, 1$	dissous.	$+ 65,7$
$Az + H^4 + Br$ liq. = AzH^4Br sol.	$+66^{Cal}, 4$	dissous.	$+ 62,0$
HBr gaz + AzH^3 gaz = $AzH^3.HBr$ solide.			$+ 45,6$
<i>Neutralisation</i> : $(HBr + 110H^2O) + (AzH^3 + 110H^2O)$			$+ 12,4$ (B.)
<i>Dissolution</i> : $AzH^3.HBr + eau$, à 18^0			$- 4,4$

Th. U., III, 187.

IODHYDRATE.

$AzH^4I = 145.$

$Az + H^4 + I$ gaz = AzH^4I solide.	$+57,0$	dissous.	$+ 53,4$
$Az + H^4 + I$ sol. = AzH^4I sol.	$+50,2$	dissous.	$+ 46,6$
HI gaz + AzH^3 gaz = $AzH^3.II$ solide.			$+ 44,4$
<i>Neutralisation</i> : $(HI + 110H^2O) + (AzH^3 + 110H^2O)$			$+ 12,4$ (B.)
<i>Dissolution</i> : $AzH^3.II + eau$, à 18^0			$- 3,6$ (Th.)

FLUORHYDRATE.

$AzH^3F = 37.$

$Az + H^4 + F = AzH^3.HF$ solide.	$+88^{Cal}, 0$	dissous.	$+ 86,5$
AzH^3 gaz + HF gaz = $AzH^3.HF$ solide.			$+ 37,3$
<i>Neutralisation</i> : $(HF + 110H^2O) + (AzH^3 + 110H^2O)$, à 13^0			$+ 15,2$

GUNTZ, *A.* [6], III, 34; 1884.

Dissolution : $AzH^3F + eau$ — $1,5$

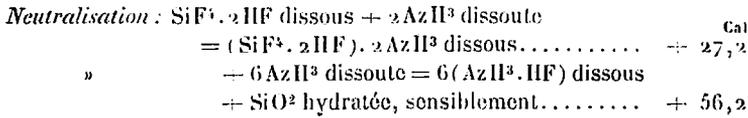
FAVRE.

FLUOSILICATE.

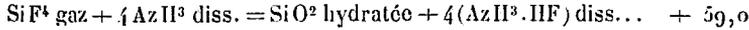
$SiF^4.2AzH^3F = 178.$

$Si + F^6 + H^8 + Az^2 = (SiF^4.2HF).2AzH^3$ crist.			$+458,9$
SiF^4 gaz + $2(AzH^3.HF)$ crist. = $(SiF^4.2HF).2AzH^3$ crist.			$+ 35,4$
"		dissous.	$+ 27,0$

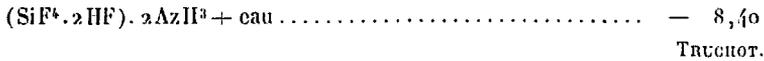
TRUCHOT, *C. R.*, C, 794; 1885.



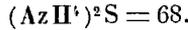
On a encore :



Dissolution :



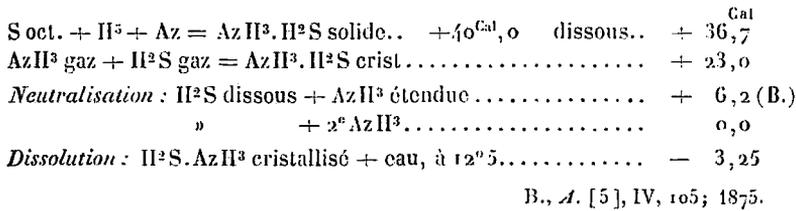
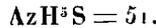
SULFURE D'AMMONIUM.



Inconnu à l'état solide.

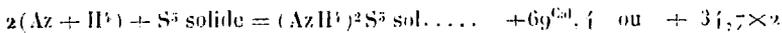
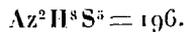
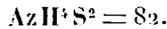
À l'état dissous, c'est un simple mélange de AzH^5S diss. + AzH^3 dissoute.

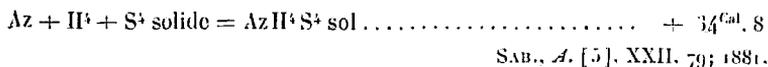
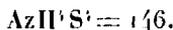
SULFHYDRATE.



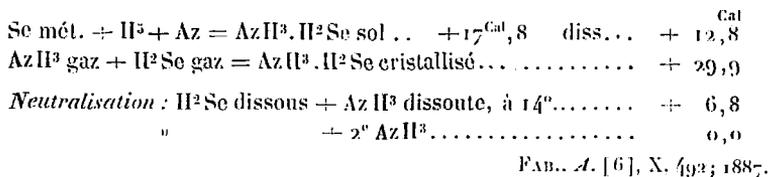
Ce sulfhydrate se dissout dans une petite quantité d'eau; il est dissocié progressivement, par des additions d'eau croissantes.

POLYSULFURES D'AMMONIUM.





SÉLÉNYDRATE.

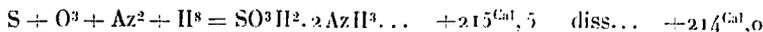


Il résulte de ces chiffres que le séléniure d'ammonium (AzH^3)²Se n'existe pas en dissolution. Il est inconnu à l'état solide.

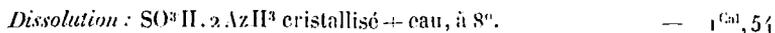
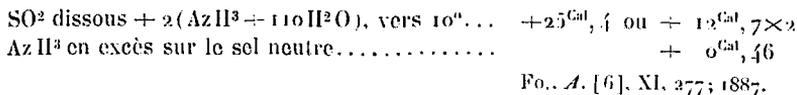


Oxysels du soufre.

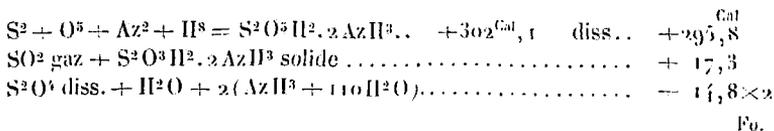
SULFITE D'AMMONIAQUE.



Neutralisation :



PYROSULFITE.



Le pyrosulfite ou métasulfite se forme tout d'abord par l'action de l'ammoniaque sur l'acide sulfureux, dans les dissolutions.

Dissolution : $S^2O^5H^2 \cdot 2AzH^3 + \text{eau}$, vers 10°. — $6^{Ca1}, 34$

Sulfates.

SULFATE D'AMMONIAQUE BIBASIQUE (NEUTRE).



$S \text{ oct.} + O^4 + H^8 + Az^2 = SO^4H^2 \cdot 2AzH^3 \text{ crist.} + 283^{Ca1}, 5 \text{ diss.} + 281^{Ca1}, 1$

Neutralisation :

$(SO^4H^2 + 220H^2O) + 2(AzH^3 + 110H^2O) \dots + 29,05 \text{ ou } + 14,5 \times 2$
 B., A. [4], XXIX, 440, 448; 1873.

Même valeur avec un excès de base.

Dissolution : $SO^4H^2 \cdot 2AzH^3 + \text{eau} \dots \dots \dots - 2,4 \text{ (Th.)}$

SULFATE MONOBASIQUE (BISULFATE).



$S + O^4 + H^8 + Az = SO^4H^2 \cdot AzH^3 \text{ crist.} + 244^{Ca1}, 6 \text{ diss.} + 245^{Ca1}, 1$
 $\{ (SO^4H^2 + 220H^2O) + (AzH^3 + 110H^2O) \dots \dots \dots + 13,6$
 $\{ (SO^4H^2 \cdot 2AzH^3 + 440H^2O^2) + (SO^4H^2 + 220H^2O^2) \dots \dots \dots - 1,85$

B., A. [4], XXIX, 449; 1873.

Dissolution : $SO^4H^2 \cdot AzH^3$ dans $10H^2O$, vers 19°. — 0,81
 » » dans $200H^2O$ — 0,02
 » » dans $800H^2O$ + 0,55

Th. U., III, 95.

PERSULFATE D'AMMONIAQUE.



$S^2 + O^8 + H^8 + Az^2$
 $= S^2O^8H^2 \cdot 2AzH^3 \text{ cristallisé} \dots + 392^{Ca1}, 9 \text{ dissous} \dots + 383^{Ca1}, 2$

Neutralisation :

$S^2O^8H^2$ étendu + $2AzH^3$ étendue. . . . + 21,8 ou + 12,4 × 2 (voir p. 95)

Dissolution : $S^2O^8H^2 \cdot 2AzH^3 + \text{eau}$, à 9°. — 9,7

B., A. [6], XXVI, 511; 1892.

B. — II.

Oxysels de l'azote.

AZOTITE D'AMMONIAQUE.



$\text{Az}^2 + \text{O}^3 + \text{H}^3 = \text{AzO}^2\text{H}.\text{AzH}^3$ crist.	+65 ^{Cal} ,0	dissous.	+60,2
<i>Neutralisation</i> : $\frac{1}{2}(\text{Az}^2\text{O}^3 \text{ diss.})$ ou AzO^2H diss. + AzH^3 diss.			
<i>Dissolution</i> : $\text{AzO}^2\text{H}.\text{AzH}^3$ + eau, à 12°, 5			
			+ 4,75
			B., <i>A.</i> [5], VI, 148, 1875.

Ce sel se décompose lentement en eau et azote.

AZOTATE D'AMMONIAQUE.



$\text{Az}^2 + \text{O}^3 + \text{H}^3 = \text{Az}^2\text{H}^4\text{O}^3$ crist.	+88,6	diss.	+82,4
AzO^3H gaz + AzH^3 gaz = $\text{AzO}^3\text{H}.\text{AzH}^3$ sol.	+42,0		
» liq.	»		+34,8
» sol.	»		+34,2

Neutralisation :

$(\text{AzO}^3\text{H} + 110\text{H}^2\text{O}) + (\text{AzH}^3 + 110\text{H}^2\text{O})$	+12,6
	B., <i>A.</i> [4], XXIX, 440; 1873.

Même valeur, avec un excès d'acide, ou de base.

<i>Dissolution</i> : $\text{AzO}^3\text{H}.\text{AzH}^3$ + eau	— 6,2	(B.)
La chaleur de dissolution dans $3\text{H}^2\text{O}$ est.	— 4,04	(Th.)
D'où résulte une absorption de chaleur par dilution.	— 2,16	

Ce sel éprouve, vers les trois températures de 31°, 82°, 5 et 124°, des changements de structure, qui se traduisent par des variations dans la chaleur spécifique moléculaire, celle-ci étant :

Moyenne entre 0° et 31°	32,6
Moyenne entre 31° et 82°, 5	28,4
Moyenne entre 82°, 5 et 124°	34,1

BELLATI et ROMANESE, *J. B. für* 1887, 224.

Idem, Is. Ven. [6], 1395; 1886.

La transformation qui s'accomplit, vers 31°, absorbe.	+ 0,40
La seconde, vers 82°, 5	+ 0,43
La troisième, vers 124°	+ 0,95

PHOSPHATES D'AMMONIAQUE NORMAUX.

Phosphate triammoniacal : $\text{PO}^4\text{H}^3 \cdot 3 \text{AzH}^3 = 149$.



B. et Loug., *A.* [5], IX, 28, 1887.

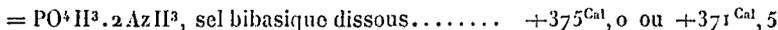
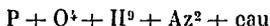
Neutralisation :

$(\text{PO}^4\text{H}^3 + 330\text{H}^2\text{O}) +$	$(\text{AzH}^3 + 110\text{H}^2\text{O})$, à 17°	+13,5	
»	$+ 2(\text{AzH}^3 + 110\text{H}^2\text{O})$, à 17°	+26,3 ou +13,2 × 2	
»	2°AzH^3		+12,8
»	$+ 3(\text{AzH}^3 + 110\text{H}^2\text{O})$, à 17°	+33,2 ou +11,1 × 3	
»	3°AzH^3		+ 5,9
»	$+ 6(\text{AzH}^3 + 110\text{H}^2\text{O})$, à 17°	+33,2	

Le phosphate tribasique ainsi formé n'est pas stable; il se détruit spontanément, au sein de la liqueur même. Il arrive même parfois qu'il ne se forme pas du tout; le deuxième équivalent de AzH^3 dégageant seulement +9,3 et un excès d'ammoniaque +0,2. Des faits analogues ont été observés avec les phosphates sodicoammoniques.

B. et Loug.

Phosphate biammoniacal : $\text{PO}^4\text{H}^3 \cdot 2 \text{AzH}^3 = 132$.



Ce sel, sous la forme de dissolution, est susceptible de plusieurs états différents, comme il vient d'être dit.

Phosphate monoammoniacal : $\text{PO}^4\text{H}^3 \cdot \text{AzH}^3 = 115$.



BORATES D'AMMONIAQUE.

$\text{B}^2\text{O}^3 + 220\text{H}^2\text{O}) +$	$(\text{AzH}^3 + 110\text{H}^2\text{O})$	+ 8,93 ^{Cal}	
»	$+ 2(\text{AzH}^3 + 110\text{H}^2\text{O})$	+11,55	
»	$2^{\circ}(\text{AzH}^3 + 110\text{H}^2\text{O})$		+2,62 ^{Cal}
»	$+ 3(\text{AzH}^3 + 110\text{H}^2\text{O})$	+12,62	
»	$3^{\circ}(\text{AzH}^3 + 110\text{H}^2\text{O})$		+1,02
Sel monoammoniacal ($\text{B}^2\text{O}^3 \cdot \text{AzH}^3 \cdot \text{H}^2\text{O}$) formé en présence de	$220\text{H}^2\text{O}$.	+9,44 ^{Cal}	
»	» $330\text{H}^2\text{O}$.	+8,93	
»	» $440\text{H}^2\text{O}$.	+8,44	
»	» $1320\text{H}^2\text{O}$.	+7,27	
<i>Dilution</i> de ce sel, de $220\text{H}^2\text{O}$ à $1320\text{H}^2\text{O}$			-2,17

Ainsi, on observe la décomposition progressive par l'eau du sel

monoammoniacal. Elle est encore plus marquée sur le sel biammoniacal. Ce sont là des phénomènes analogues à ceux que présentent les borates de soude (p. 123).

En outre, ces décompositions sont plus profondes et donnent lieu à des absorptions de chaleur plus notables avec les borates d'ammoniaque, qu'avec les borates de soude.

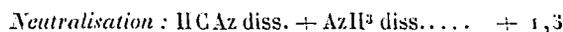
B., *A.* [4], XXIX, 465, 467; 1873.

CYANHYDRATE.



C (diamant) + II ³ + Az = CAzH.AzH ³ crist..	+ 2,3	dissous.	— 2,1
Cy + Az + II ³ = CyH.AzH ³	+ 39,2	dissous.	+ 34,85

B., *A.* [5], V, 452; 1875.



Dissolution :



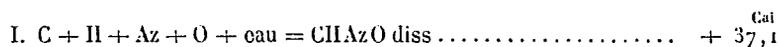
CYANATE D'AMMONIAQUE.



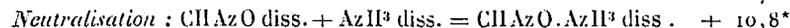
C + II ³ + Az ² + O + eau = CHAzO.AzH ³ dissous.....	+ 68,9
Cy + II ³ + Az ² + O + eau = CyHO.AzH ³ dissous.....	+ 105,8
CyH.AzH ³ dissous + O = CHAzO.AzH ³ dissous.....	+ 71,0

B., *C. R.*, CXXIII, 340; 1896.

Réactions mesurées :



Voir p. 170.

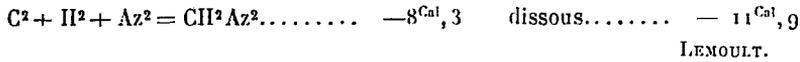
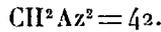


Calculé d'après la chaleur de neutralisation de KHO dissoute par CHAzO dissous, soit +12,15 (p. 171), diminué de 1,3; conformément à la relation générale que l'on observe entre la formation des sels potassiques et des sels ammoniacaux d'un même acide, à l'état dissous.

D'après le nombre +68,9, la transformation du cyanate d'ammo-

niaque dissous, $\text{CHAzO} \cdot \text{AzH}^3$, en urée, $\text{CH}^4\text{Az}^2\text{O}$, isomérique, également dissoute, dégage : + 8^{Cal}, 3.

CYANAMIDE.

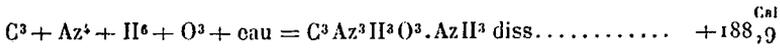


LEMOULT.

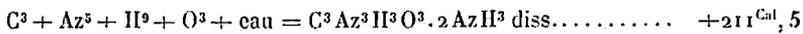
Voir p. 172. Voir aussi plus loin la CHIMIE ORGANIQUE (*Amides*).

CYANURATES D'AMMONIAQUE.

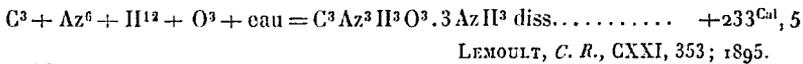
Sel monoammoniacal :



Sel biammoniacal :



Sel triammoniacal :



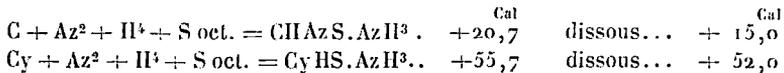
LEMOULT, *C. R.*, CXXI, 353; 1895.

Voir p. 173.

Neutralisation :

$\text{C}^3\text{Az}^3\text{H}^3\text{O}^3$ dissous +	AzH^3 dissoute	$\dots \dots \dots$	+ 6, 1	
»	+ 2 ^e AzH^3 dissoute	$\dots \dots \dots$	+ 7, 75	
»	+ 2 ^e AzH^3	$\dots \dots \dots$		+ 1, 65
»	+ 3 ^e AzH^3 dissoute	$\dots \dots \dots$	+ 8, 75	
»	+ 3 ^e AzH^3	$\dots \dots \dots$		+ 1, 0
Au delà		$\dots \dots \dots$	nul.	

SULFOCYANATE.



Neutralisation : CyHS diss. + AzH^3 diss. = $\text{CyHS} \cdot \text{AzH}^3$ diss. $\dots \dots \dots$ + 12, 55

Dissolution : $\text{CyHS} \cdot \text{AzH}^3$ + eau, vers 12° $\dots \dots \dots$ - 5, 67

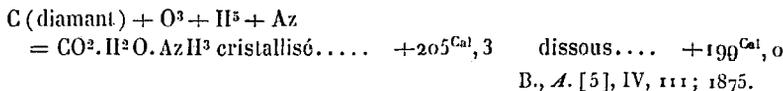
Jo., *A.* [5], XXVI, 541; 1882.

La transformation du sulfocyanate d'ammoniaque, $\text{CHAzS} \cdot \text{AzH}^3$,

en urée sulfurée isomérique, dégage, soit à l'état cristallisé, soit à l'état dissous, la même quantité de chaleur : $+9^{\text{Cal}}$, 8.

CARBONATES.

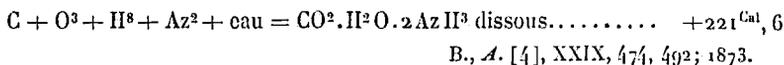
Carbonate normal, monobasique (bicarbonate ordinaire)



Neutralisation :

CO^2 dissous dans $2000 \text{H}^2\text{O} + 2(\text{AzH}^3 + 1110 \text{H}^2\text{O})$	$+10,7^{\text{Cal}}$
CO^2 gazeux + $2(\text{AzH}^3 + 1110 \text{H}^2\text{O})$	$+16,3$
CO^2 dissous + $(\text{AzH}^3 + 1110 \text{H}^2\text{O})$	$+9,73$
CO^2 gazeux + $(\text{AzH}^3 + 2110 \text{H}^2\text{O})$	$+15,33$
<i>Dissolution</i> : $\text{CO}^2 \cdot \text{H}^2\text{O} \cdot \text{AzH}^3 + \text{eau}$	$-6,3$

Carbonate bibasique (carbonate ordinaire) :



Réactions mesurées :

- I. Formation CO^2 par les éléments.
- II. Formation AzH^3 par les éléments.
- III. Formation H^2O par les éléments.
- IV. Neutralisation.

L'action de l'ammoniaque dissoute, sur l'acide carbonique dissous, s'exerce d'une manière progressive et donne lieu à des équilibres, qui dépendent des proportions relatives des deux composants et de l'eau.

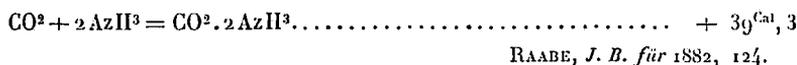
Le bicarbonate dissous est le sel normal, d'après les théories de la Chimie organique. En fait, il représente l'état le plus stable relativement, ainsi que la limite de la réaction en présence d'une très grande quantité d'eau (Mémoire cité plus haut, p. 478). Cependant ce sel même est sensiblement dissocié dans ses dissolutions.

Composé amidé (carbamate d'ammoniaque) : $\text{CO}^2 \cdot 2 \text{AzH}^3 = 78.$



Réaction mesurée :

Union du gaz carbonique et du gaz ammoniac :

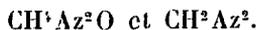


IMIDE CARBONIQUE (ACIDE CYANIQUE).



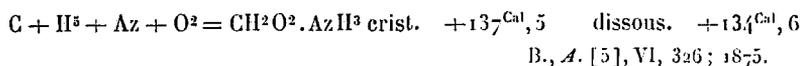
Voir plus haut, p. 170, 174.

AMIDE (URÉE) ET NITRILE (CYANAMIDE) CARBONIQUES

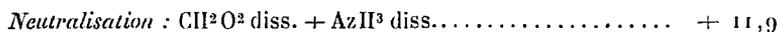


Voir les pages 172, 174, 229 et la CHIMIE ORGANIQUE.

FORMIATE.



Réactions mesurées : Chaleurs de formation de l'acide, de la base, neutralisation, dissolution.

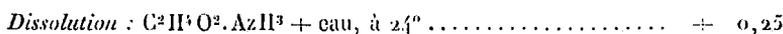
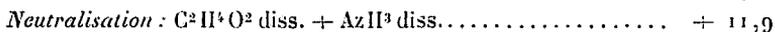
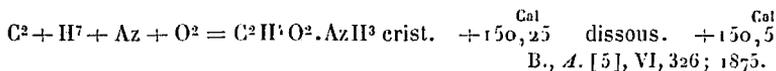


AMIDE ET NITRILE (ACIDE CYANHYDRIQUE) FORMIQUES.



Voir p. 168, 174 et la CHIMIE ORGANIQUE.

ACÉTATE.



OXALATES.

Sel bibasique normal : $C^2H^2O^4 \cdot 2AzH^3 = 124$.

$C^2 + H^2 + Az^2 + O^4 = C^2H^2O^4 \cdot AzH^3 \dots \dots$	+ 270,1	^{Cal} diss.	+ 262,1
			B., A. [5], VI, 326; 1875.
<i>Neutralisation</i> : $C^2H^2O^4$ diss. + 2AzH ³ diss.	+ 25,4	ou	+ 12,7 × 2
$C^2H^2O^4$ diss. + AzH ³ diss.	+ 12,7		
<i>Dissolution</i> : $C^2H^2O^4 \cdot 2AzH^3$ + eau.	— 8,0		
<i>Hydrate</i> : $C^2H^2O^4 \cdot 2AzH^3 \cdot H^2O$ + eau.	— 11,5		

AMIDE ET NITRILE (CYANOGENÈ) OXALIQUES.

Voir p. 167 et 174 et la CHIMIE ORGANIQUE.

La chaleur de neutralisation des sels solubles d'ammoniaque est, en général, inférieure de 1^{Cal},3 environ à celle des sels de potassium ou de sodium, toutes les fois qu'il s'agit de sels d'acides forts, sels qui ne sont pas dissociés sensiblement par l'eau qui les dissout. Cet écart varie peu avec la dilution, au moins à partir du moment où la liqueur renferme 1 molécule de sel dissoute dans 4^{lit}.

Au contraire, les sels ammoniacaux des acides faibles sont dissociés par l'eau d'une façon plus profonde que les sels potassiques ou sodiques des mêmes acides. D'où il résulte que l'écart entre leur chaleur de neutralisation et celle des sels des alcalis fixes surpasse 1^{Cal},3. En outre, cet écart change notablement, si l'on emploie un excès de base, ou d'acide; ou bien encore, si l'on fait varier la dilution.

B. A. [4], XXIX, 433; 1873.

TROISIÈME DIVISION.

MÉTAUX ALCALINO-TERREUX.

CHAPITRE I.

CALCIUM.

Poids atomique : Ca = 40. Métal bivalent.

Poids équivalent : 20.

Poids moléculaire : 80.

Chaleur spécifique moléculaire (pour $\text{Ca}^2 = 80$) : 13,6 (Bunsen).

Oxyde.

$\text{CaO} = 56.$

Anhydride :

$\text{Ca} + \text{O} = \text{CaO}$ anhydre..... $+131^{\text{Cal}},5$ dissoute saturée. $+149^{\text{Cal}},6$
Th. U., III, 244.

Dissolution : $\text{CaO} + \text{eau} = \text{CaO}$ diss. saturée. $+18^{\text{Cal}},1$ diluée. $+19^{\text{Cal}},0$
B., A. [5], IV, 532; 1875.

Hydrate : $\text{CaO} \cdot \text{H}^2\text{O} = 74.$

$\text{Ca} + \text{O}^2 + \text{H}^2 = \text{CaO} \cdot \text{H}^2\text{O}$ sol..	$+215^{\text{Cal}},6$	<div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 2em; margin-right: 5px;">}</div> <div style="font-size: 0.8em; margin-right: 5px; text-align: left;"> dissoute, saturée dissoute, diluée. </div> </div>	<div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="font-size: 0.8em; margin-right: 5px; text-align: left;"> dissoute, saturée dissoute, diluée. </div> <div style="text-align: right;"> $+218,6$ $+219,5$ </div> </div>
$\text{CaO} + \text{H}^2\text{O}$ liquide = $\text{CaO} \cdot \text{H}^2\text{O}$ solide.....			$+15,1$
$\text{CaO} + \text{H}^2\text{O}$ solide = $\text{CaO} \cdot \text{H}^2\text{O}$ solide.....			$+13,8$
<i>Dissolution</i> : $\text{CaO} \cdot \text{H}^2\text{O} + \text{eau}$, solut. saturée.	$+3,0$	diluée.	$+3,9$ env.

B., Mémoire cité.

Réactions mesurées :

I. $\text{Ca} + 2\text{HCl}$ étendu = CaCl^2 dissous + H^2 $+108^{\text{Cal}},6$

L'expérience exacte est fort difficile ; elle a été faite en attaquant.

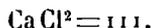
par un acide concentré un morceau de calcium contenant du fer, en présence du pétrole, et l'auteur a calculé le poids du calcium d'après le volume de l'hydrogène dégagé : ce sont là des conditions peu favorables à des mesures précises.

Th. U., III, 244.

II. Ca O anhydre + 2 HCl étendu, à 16°..... + 46^{Cal}, 1
 III, IV, V. Chaleurs de formation de H²O et de HCl, et chaleur de neutralisation de CaO dissoute.

B., *Mémoire cité.*

CHLORURE.



Ca + Cl² = Ca Cl² sol..... + 169^{Cal}, 9 dissous..... + 187^{Cal}, 4

Réaction mesurée : Action de HCl étendu sur la chaux.

Neutralisation : CaO étendue + 2 HCl étendu... + 28^{Cal}, 0

B., *A.* [5], IV, 532; 1875.

Dissolution : Ca Cl² + eau (200 H²O), à t°..... + 174^{Cal}, 8 + 0,0724 (t-15°)

B. et L., *A.* [5], XXIX, 303; 1883.

Ca Cl² + alcool..... + 17, 5

PICK. *J.B. für* 1888; 322.

Hydrate : Ca Cl². 6 H²O + eau..... — 4, 3 (Th.)

Ca Cl². 6 H²O + alcool..... — 2, 6 (Pick.)

Oxychlorure :

Anhydride : Ca Cl² + 3 Ca O = Ca Cl². 3 Ca O anhydre..... + 8, 4^{Cal}

Hydrates { Ca Cl² + 3 Ca O + 3 H²O liq. = Ca Cl². 3 Ca O. 3 H²O crist. + 58, 1

{ Ca Cl² + 3 Ca O + 3 H²O sol. = Ca Cl². 3 Ca O. 3 H²O..... + 54, 2

{ Ca Cl² + 3 Ca O + 16 H²O liq. = Ca Cl². 3 Ca O. 16 H²O crist..... + 92, 4

{ Ca Cl² + 3 Ca O + 16 H²O sol. = Ca Cl². 3 Ca O. 16 H²O..... + 71, 6

Réactions mesurées. — Action de HCl étendu sur ces composés.

ANDRÉ, *A.* [6], III, 69; 1884.

Sel double : Ca Cl². 2 KCl. Préparé par fusion

Ca Cl² + 2 KCl = Ca Cl². 2 KCl (tous sels solides)..... + 2^{Cal}, 5

B. et L., *A.* [5], XXIX, 336; 1883.

Réaction mesurée :

Chaleur de dissolution dans l'eau du sel double, comparée à la somme de celles des sels simples.

Composés ammoniacaux :

$\text{CaCl}^2 + 2 \text{AzH}^3 = \text{CaCl}^2.2 \text{AzH}^3$	+ 28,1 ^{Ca1}
$\text{CaCl}^2 + 4 \text{AzH}^3 = \text{CaCl}^2.4 \text{AzH}^3$	+ 48,6
$\text{CaCl}^2 + 8 \text{AzH}^3 = \text{CaCl}^2.8 \text{AzH}^3$	+ 88,2

ISAMBERT, *C. R.*, LXXXVI, 968; 1878.

BROMURE.

$\text{CaBr}^2 = 200.$

$\text{Ca} + \text{Br}^2 \text{ liq.} = \text{CaBr}^2 \text{ sol.}$..	+ 141 ^{Ca1} , 3	dissous ..	+ 165 ^{Ca1} , 8
$\text{Ca} + \text{Br}^2 \text{ gaz} = \text{CaBr}^2 \text{ sol.}$..	+ 148 ^{Ca1} , 7	» ..	+ 173 ^{Ca1} , 2

Neutralisation. — On admet que HBr étendu dégage la même quantité de chaleur que HCl étendu, en s'unissant avec CaO dissoute.

<i>Dissolution</i> : $\text{CaBr}^2 + \text{eau}$	+ 24,5 ^{Ca1} (Th.)
$\text{CaBr}^2 + \text{alcool}$	+ 21,5 (Pick.)
<i>Hydrate</i> : $\text{CaBr}^2.6 \text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	— 1,1 (Th.)

Oxybromure :

$\text{CaBr}^2 + 3 \text{CaO} + 16 \text{H}^2\text{O liq.} = \text{CaBr}^2.3 \text{CaO}.16 \text{H}^2\text{O}$..	+ 98,8
$\text{CaBr}^2 + 3 \text{CaO} + 16 \text{H}^2\text{O sol.}$	+ 70,0

TASSILLY, *C. R.*, CXIX, 372; 1894.

$\text{CaBr}^2 + 3 \text{CaO} + 3 \text{H}^2\text{O liq.} = \text{CaBr}^2.3 \text{CaO}.3 \text{H}^2\text{O}$..	+ 66,7
$\text{CaBr}^2 + 3 \text{CaO} + 3 \text{H}^2\text{O sol.}$	+ 62,8

TASSILLY, *C. R.*, CXXII, 822; 1896.

IODURE.

$\text{CaI}^2 = 294.$

$\text{Ca} + \text{I}^2 \text{ sol.} = \text{CaI}^2 \text{ sol.}$..	+ 107 ^{Ca1} , 3	dissous....	+ 135 ^{Ca1} , 0
$\text{Ca} + \text{I}^2 \text{ gaz} = \text{CaI}^2 \text{ sol.}$..	+ 120 ^{Ca1} , 9	dissous....	+ 148 ^{Ca1} , 6

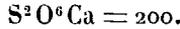
Neutralisation. — On admet que HI étendu dégage la même quantité de chaleur que HCl étendu, en s'unissant à +CaO dissoute.

<i>Dissolution</i> : $\text{CaI}^2 + \text{eau}$	+ 27,7 (Th.)
<i>Hydrate</i> : $\text{CaI}^2.8 \text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	+ 1,73

TASSILLY, *C. R.*, CXXII, 82; 1896.

Dissolution : $\text{SO}^4\text{Ca} + \text{eau} \dots\dots\dots + 4^{\text{Cal}}, 4$
Hydrate : $\text{SO}^4\text{Ca} \cdot 2\text{H}^2\text{O} + \text{eau} \dots\dots\dots - 6^{\text{Cal}}, 3$
Th. U., III, 251.

HYPOSULFATE.



Dissolution : $\text{S}^2\text{O}^6\text{Ca} \cdot 4\text{H}^2\text{O} + \text{eau} \dots\dots\dots - 8^{\text{Cal}}, 0$
Th. U., III, 191.

AZOTATE.



$\text{Az}^2 + \text{O}^6 + \text{Ca} = (\text{AzO}^3)^2\text{Ca sol} \dots + 202^{\text{Cal}} \text{ diss} \dots + 206^{\text{Cal}}, 0$

Neutralisation : $2\text{AzO}^3\text{H} \text{ diss.} + \text{CaO diss.}$
 $= \text{Az}^2\text{O}^6\text{Ca diss.} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots + 27, 8$
B., *A.* [5], IV, 101; 1875.

Dissolution : $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Ca} + \text{eau} \dots\dots\dots + 3, 95$
Th. U., III, 251.

$\text{Az}^2\text{O}^6\text{Ca} + \text{alcool} \dots\dots\dots + 5, 7$ (Pick.)

Hydrate : $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Ca} \cdot 4\text{H}^2\text{O} + \text{eau} \dots\dots\dots - 7, 6$ (B.)

$\text{Az}^2\text{O}^6\text{Ca} \cdot 4\text{H}^2\text{O} + \text{alcool} \dots\dots\dots - 1, 8$ (Pick.)

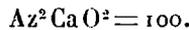
Sel basique : $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Ca} \cdot \text{CaO} \cdot \text{H}^2\text{O}.$

Union des deux composants. $\dots\dots\dots + 2^{\text{Cal}}, 0$
A. Wr., *A.* [6], XXVII, 570; 1892.

Réaction mesurée :

Dissolution du sel basique dans AzO^3H étendu. $\dots\dots\dots + 33, 2$

HYPOAZOTITE.



Réaction mesurée : dissolution de l'hypoazotite cristallisé dans l'acide chlorhydrique étendu. D'où l'on conclut :

$\text{Az}^2\text{O}^2\text{H}^2 \text{ diss.} + \text{CaO} \cdot \text{H}^2\text{O diss.} + 2\text{H}^2\text{O liq.}$
 $= \text{Az}^2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 4\text{H}^2\text{O crist.} \dots\dots\dots + 21, 6$
B., *A.* [6], XVIII, 571; 1889.

PHOSPHATES.

Phosphate tribasique : $\text{P}^2\text{O}^8\text{Ca}^3 = 310.$ États multiples.

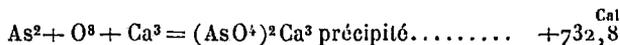
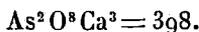
$\text{P}^2 + \text{O}^8 + \text{Ca}^3 = \text{P}^2\text{O}^8\text{Ca}^3 \text{ gélatineux.} + 913^{\text{Cal}}, 6 \text{ à } + 919^{\text{Cal}}, 2$ (selon les états)

$2\text{PH}^3\text{O}^4 \text{ diss.} + \text{CaO diss.} \dots\dots\dots + 29, 6$
 » $+ 2\text{CaO diss.} \dots\dots\dots + 49, 0 \text{ à } + 55, 8$ (Joly).
 » $+ 3\text{CaO diss.} \dots\dots\dots + 58, 4.$ Action directe.
 $+ 64, 0$ par double décomposit.
 » $+ \text{excès CaO diss.} \dots\dots\dots + 59, 6$

B., *A.* [5], XVII, 135; 1879. — *A.* [6], XI, 358; 1887.

Le précipité, obtenu par la réaction directe d'un excès d'eau de chaux, renferme un excès notable de CaO sur la proportion atomique : $3 \text{ CaO} \cdot \text{P}^2 \text{O}^5$.

ARSÉNIATE.



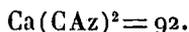
Neutralisation :

2 AsH ³ O ³ dissous + CaO dissoute.....	+ 29,0	Cal
» + 2 CaO diss.....	+ 54,0	
» + 3 CaO diss.....	+ 59,0	
» + 5 CaO diss.....	+ 60,1	

Le précipité obtenu en dernier lieu renferme jusqu'à 3,5 CaO.

BLAREZ, *C. R.*, CIII, 639; 1886.

CYANURE.



Ca + C ² + Az ² + eau = C ² Az ² Ca dissous.....	+ 38,3	Cal
Ca + Cy ² + eau = C ² Az ² Ca dissous.....	+ 112,2	

Neutralisation : 2HCy diss. + CaO diss. = CaCy² diss. + H²O.. + 6,4

Jo., *A.* [5], XXVI, 498; 1882.

Sel basique : CaCy² diss. + 3 CaO diss. + 16 H²O liq.

= CaCy². 3 CaO. 16 H²O..... + 11,6

Calculé d'après la réaction de HCl étendu.

FERROCYANURE.

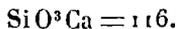


Neutralisation : Cy⁶FeH³ diss. + CaO diss. = sel diss..... + 28,4

» + 2 CaO diss. = sel diss..... + 56,4

Dissolution : Cy⁶FeCa². 12 H²O + eau..... — 4,6

SILICATE.



Si crist. + O³ + Ca = SiO³Ca calciné..... + 34,4^{Cal}, 4

SiO² crist. (quart) + CaO..... + 33^{Cal}, 1

LE CHATELIER, *C. R.*, CXX, 625; 1895.

CARBONATE.

$\text{CO}^3\text{Ca} = 100$. États multiples.

C (diam.) + O ³ + Ca = CO ³ Ca précipité.....	+269,1	^{Cal}
» crist. spalh.....	+270,5	
» arragonite.....	+270,8	
CO ² gaz + CaO anhydre = CO ³ Ca précipité.....	+ 43,3	
CO ² dissous + CaO dissoute = CO ³ Ca précipité.....	+ 19,6	
		B., A. [5], IV, 165; 1875.
CO ² dissous + CaO dissoute = CO ³ Ca crist.....	+ 21,0	
		LE CHATELIER, C. R., CXVI, 390; 1890.

Réactions mesurées :

- A. CO³K² diss. + CaCl² diss. = CO³Ca + 2KCl diss..... — 0,9
- B. CO³Na² diss. + CaCl² diss. = CO³Ca + 2NaCl diss..... — 1,1
- C. Les états divers du carbonate de chaux dissous dans HCl étendu.

FORMIATE.

$(\text{CHO}^2)^2\text{Ca} = 130$.

C ² + H ² + O ³ + Ca = (CHO ²) ² Ca sol.....	+309 ^{Cal} , 5	diss.	+310 ^{Cal} , 2
Neutralisation : 2CH ³ O ² diss. + CaO diss..	+ 26 ^{Cal} , 4		
Dissolution : (CHO ²) ² Ca + eau.....	+ 0 ^{Cal} , 7		
			B., A. [5], IV, 90; 1875.

ACÉTATE.

$(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Ca} = 158$.

C ² + H ³ + O ³ + Ca = (C ² H ³ O ²) ² Ca anhydre..	+335,0	diss.	+342 ^{Cal} , 6
Neutralisation : 2C ² H ³ O ² diss. + CaO diss..	+ 26,8		
Dissolution : (C ² H ³ O ²) ² Ca + eau.....	+ 7,0		
Hydrate : (C ² H ³ O ²) ² Ca.H ² O + eau.....	+ 5,4		
			B., A. [5], IV, 94; 1875.

OXALATE.

$\text{C}^2\text{CaO}^3 = 128$.

C ² + Ca + O ³ = C ² CaO ³ précipité.....	+312 ^{Cal} , 9
Ce sel est hydraté.	
Neutralisation : C ² H ² O ³ diss. + CaO diss. = C ² CaO ³ .H ² O préc..	+ 37 ^{Cal} , 0
	B., A. [5], IV, 108; 1875.

Cette valeur est déduite d'expériences directes et de doubles décompositions. Le nombre obtenu varie un peu, parce qu'il se forme des hydrates différents, suivant les conditions.

La chaleur de neutralisation de la chaux, de la strontiane et de la baryte dissoute par les acides étendus, avec formation de sels dissous, est en général sensiblement la même. Elle est presque égale à celles de la potasse et de la soude; plus exactement, elle les surpasse d'une petite quantité.

CHAPITRE II.

STRONTIUM.

Poids atomique : Sr = 87,5. Métal bivalent.

Poids équivalent : 43,7.

Poids moléculaire : 175.

Oxyde.

Anhydride : SrO = 103,5.

Sr + O = SrO anhydre. + 131^{Cal}, 2 dissoute. + 158^{Cal}, 4

Réactions mesurées :

I. Sr + 2HCl étendu = SrCl² dissous + H² + 117,05^{Cal}

Th. U., III, 253.

Le poids du strontium a été calculé d'après le volume de l'hydrogène recueilli ; méthode qui n'est pas irréprochable.

II. SrO étendu + 2HCl étendu = SrCl² étendu + H²O. + 27,6

III. Chaleurs de formation de H²O et de HCl étendu.

IV. SrO anhydre + 2HCl étendu, à 16°. + 54,8

B., *A.* [5], IV, 532²; 1875.

Dissolution : SrO + eau = SrO dissoute. + 27,2

Hydrate : SrO. H²O = 121,5.

Sr + O² + H² = SrO. H²O sol. . . . + 217^{Cal}, 3 dissoute. . . . + 227,4^{Cal}

{ SrO + H²O liq. = SrO. H²O solide. + 17,1

{ " sol. " + 15,8

Dissolution : SrO. H²O + eau = SrO dissoute. + 10,1

Autre hydrate : SrO. 9H²O.

{ SrO. H²O + 8H²O liq. = SrO. 9H²O + 24,7

{ SrO. H²O + 8H²O sol. " + 14,3

Dissolution : SrO. 9H²O + eau = SrO dissoute + 9H²O. - 14,6

Réactions mesurées :

B., Mémoire cité.

SrO. H²O anhydre + 2HCl étendu, à 16° + 37,7

SrO. 9H²O cristallisée + 2HCl étendu, à 16° + 13,0

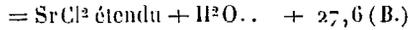
B. — II.

16

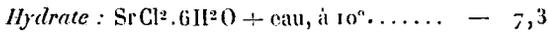
CHLORURE.



Neutralisation : SrO étendu + 2HCl ét.



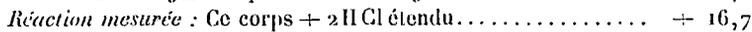
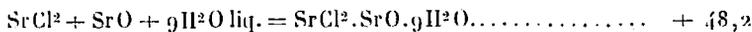
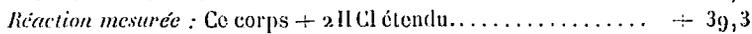
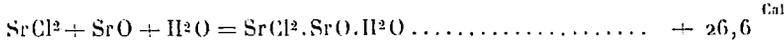
B. et L. *A.* [5], XXIX, 303; 1883.



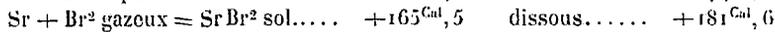
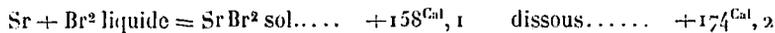
B., *A.* [5], IV, 104; 1875.

Oxychlorures.

ANDRÉ, *A.* [6], III, 77; 1875.



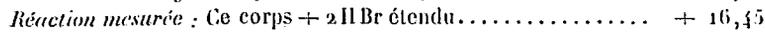
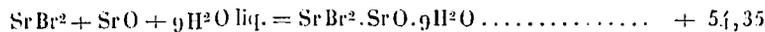
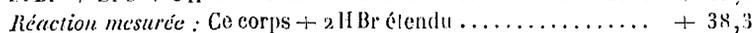
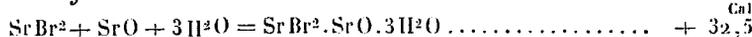
BROMURE.



Neutralisation : on admet que la chaleur dégagée par les trois hydracides étendus unis à la strontiane dissoute est la même.

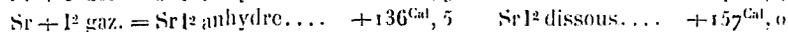
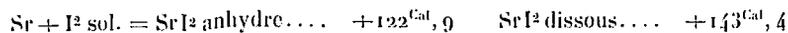
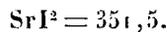


Th. U, III, 258.

*Oxybromures* :

TASSILLY, *C. R.*, CXXII, 82; 1896.

IODURE.



Neutralisation : voir plus haut.

Dissolution : $\text{SrI}^2 + \text{eau} \dots \dots + 20,5$

TASSILLY, *C. R.*, CXX, 733; 1895.

Hydrate.

$\text{SrI}^2 \cdot 7\text{H}^2\text{O} + \text{eau} \dots \dots - 4,47$

TASSILLY, *C. R.*, CXXII, 82; 1896.

FLUORURE.

$\text{SrF}^2 = 125,5.$

$\text{Sr} + \text{F}^2 = \text{SrF}^2 \text{ précipité} \dots \dots + 225^{\text{Cal}}, 8$

Neutralisation : $2\text{HF} \text{ diss.} + \text{SrO} \text{ dissoute} = \text{SrF}^2 \text{ préc.} + \text{H}^2\text{O} \dots + 35^{\text{Cal}}, 8$

Gu., *A.* [6], III, 37; 1884.

SULFURE.

$\text{SrS} = 119,5.$

$\text{Sr} + \text{S} = \text{SrS} \text{ solide} \dots \dots + 99^{\text{Cal}}, 3$ dissous $\dots \dots + 106,7^{\text{Cal}}$

Réaction mesurée : $\text{SrS} + 2\text{HCl} \text{ étendu} = \text{SrCl}^2 \text{ diss.} + \text{H}^2\text{S} \text{ diss.} \dots + 27,2$

Neutralisation : $\text{H}^2\text{S} \text{ diss.} + \text{SrO} \text{ dissoute} = \text{SrS} \text{ diss.} + \text{H}^2\text{O} \dots + 7,8$

SAB., *A.* [5], XXII; 1881.

SÉLÉNIURE.

$\text{SeSr} = 166,5.$

$\text{Se mét.} + \text{Sr} = \text{SeSr} \text{ solide} \dots \dots + 67^{\text{Cal}}, 6$

Réaction mesurée : $\text{SrSe} + 2\text{HCl} \text{ dis.} = \text{SrCl}^2 \text{ dis.} + \text{H}^2\text{Se} \text{ dis.} \dots + 33^{\text{Cal}}, 6$

FABRE, *A.*, [6], 515; 1887.

SULFATE.

$\text{SO}^4\text{Sr} = 184,5.$

$\text{S} + \text{O}^4 + \text{Sr}^2 = \text{SO}^4\text{Sr}^2 \dots \dots + 330^{\text{Cal}}, 2$

Neutralisation : $\text{SO}^4\text{H} \text{ diss.} + \text{SrO} \text{ diss.} = \text{SO}^4\text{Sr}^2 \text{ préc.} + \text{H}^2\text{O} \dots + 30^{\text{Cal}}, 7$

Th. U., I, 313.

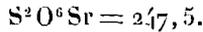
Sulfate double de Na et de Sr (préparé par fusion) :

$2\text{SO}^4\text{Na}^2 + \text{SO}^4\text{Sr} = 2\text{SO}^4\text{Na}^2 \cdot \text{SO}^4\text{Sr} \dots \dots + 2,31$

Mesure de la chaleur de dissolution, six semaines après la solidification.

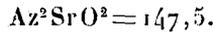
B. et L., *A.* [5], XXIX, 320; 1883.

HYPOSULFATE.



Dissolution : $\text{S}^2\text{O}^6\text{Sr} \cdot 4\text{H}^2\text{O} + \text{eau} \dots\dots\dots - 9^{\text{Cal}}, 25$
Th. U., III, 191.

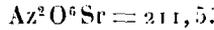
HYPOAZOTITE.



$\text{Az}^2\text{O}^2\text{H}^2 \text{diss.} + 4\text{H}^2\text{O liq.} + \text{SrO diss.} = \text{Az}^2\text{SrO}^2 \cdot 5\text{H}^2\text{O crist.} + 21^{\text{Cal}}, 6$
B., *A.* [6], XVIII, 571; 1889.

Calculé d'après la chaleur dégagée par la dissolution du sel cristallisé dans HCl étendu.

AZOTATE.



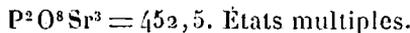
$\text{Az}^2 + \text{O}^6 + \text{Sr} = \text{Az}^2\text{O}^6\text{Sr sol.} \dots\dots\dots + 219,9^{\text{Cal}} \text{ diss.} + 214^{\text{Cal}}, 8$

Neutralisation : $2\text{AzO}^3\text{H}^2 \text{diss.} + \text{SrO diss.}$
 $= \text{Az}^2\text{O}^6\text{Sr diss.} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots + 27,8 \text{ (B.)}$

Dissolution : $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Sr} + \text{eau} \dots\dots\dots - 5,1$
B., *A.* [5], IV, 101; 1875.

Hydrate : $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Sr} \cdot 4\text{H}^2\text{O} + \text{eau} \dots\dots\dots - 12,3 \text{ (Th.)}$

PHOSPHATE.



$\text{P}^2 + \text{O}^8 + \text{Sr}^3 = (\text{PO}^4)^2\text{Sr}^3 \text{ précipité} \dots\dots\dots + 94^{\text{Cal}}, 32 \text{ à } +94,70^{\text{Cal}} \text{ suiv. les états.}$
B., *A.* [6], XI, 358; 1887 et *A.* [5], XVII, 135; 1879.

Neutralisation : $2\text{PH}^3\text{O}^4 \text{ étendu} + \text{SrO dissoute} \dots\dots\dots + 13,0$
 » $+ 2\text{SrO diss.} \dots\dots\dots + 50,6$
 » $+ 3\text{SrO diss.} \dots\dots\dots + 60,6$
 par double déc. $\dots\dots\dots + 63,4$
 » excès SrO diss. $\dots\dots\dots + 1,4 \text{ env.}$

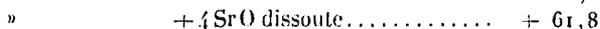
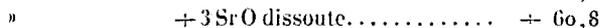
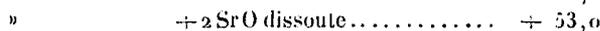
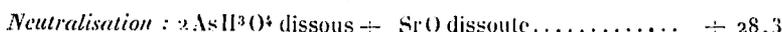
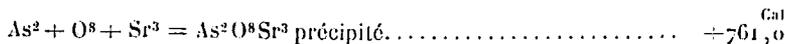
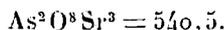
Sel double : $2\text{PO}^4\text{Na}^3 \text{ diss.} + 2\text{SrCl}^2 \text{ diss.} + 18\text{H}^2\text{O liq.}$
 $= \text{P}^2\text{O}^8\text{Sr}^2\text{Na}^2 \cdot 18\text{H}^2\text{O crist.}$
 $+ 4\text{NaCl diss.} \dots\dots\dots + 100,8$

Joly, C. R., CIV, 905; 1887.

D'où

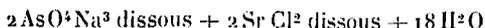
Neutralisation : $2\text{PH}^3\text{O}^4 \text{ étendu} + 2\text{SrO diss.} + \text{Na}^2\text{O diss.} \dots\dots + 100,4$

ARSÉNIATE.



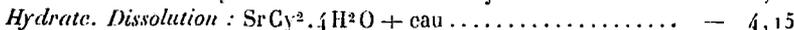
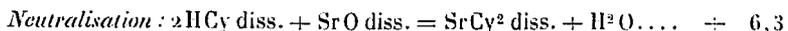
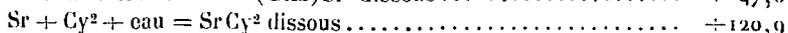
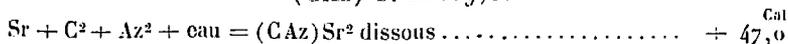
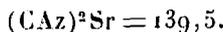
BLAREZ, *C. R.*, CIII, 639; 1886.

Sel double :



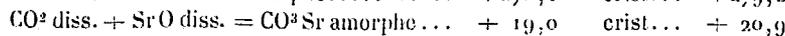
JOLY, *C. R.*, CIV, 1703; 1887.

CYANURE.



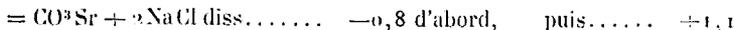
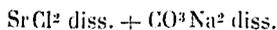
Jo., *A.* [5], XXVI, 495; 1882.

CARBONATE.

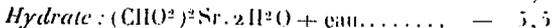
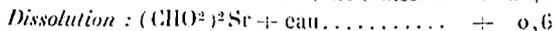
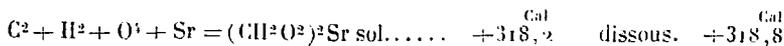
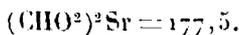


B., *A.* [5], IV, 175; 1875.

Réaction mesurée :

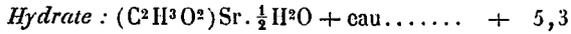
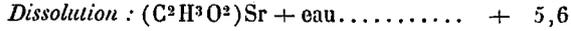
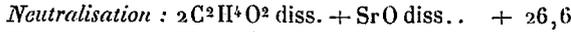
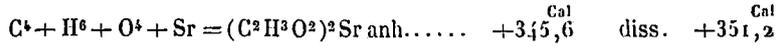
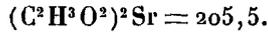


FORMATE.



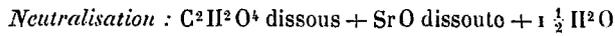
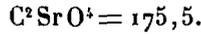
B., *A.* [5], IV, 90; 1875.

ACÉTATE.



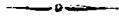
B., A. [5], IV, 94; 1875.

OXALATE.



B., A. [5], IV, 108; 1875.

Calculé d'après une double décomposition.



CHAPITRE III.

BARYUM.

Poids atomique. Ba = 137, 1. Métal bivalent.

Poids équivalent : 68,5.

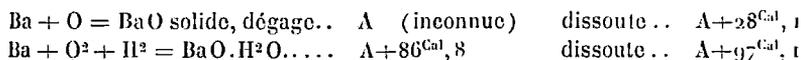
Poids moléculaire : 274, 2.

Le métal pur n'a pas encore été isolé.

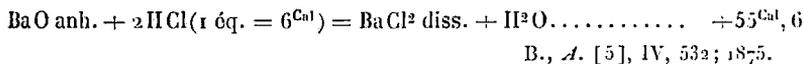
Oxydes.

PROTOXYDE.

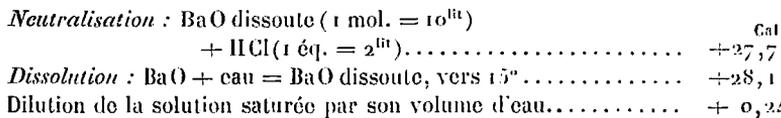
Anhydride : BaO = 153, 1.



Réactions mesurées :

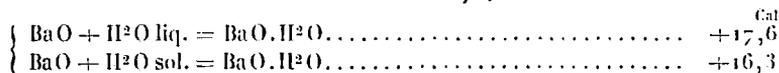


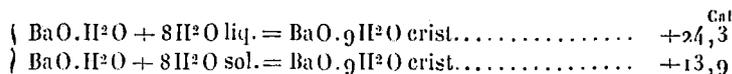
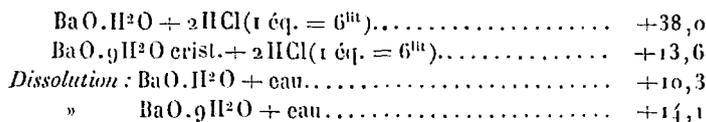
Les expériences similaires de Thomsen sur la baryte anhydre ont été faites avec des produits très impurs, renfermant des doses énormes de carbonate (*Th. U.*, III, 260); tandis que les expériences ci-dessus ont été exécutées avec de la baryte qui en était exempte.



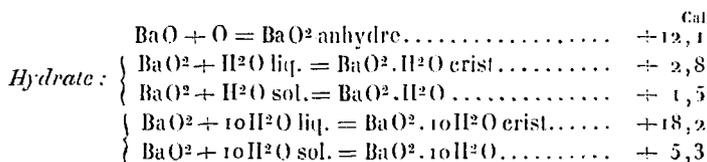
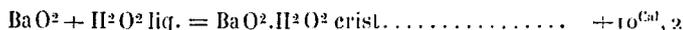
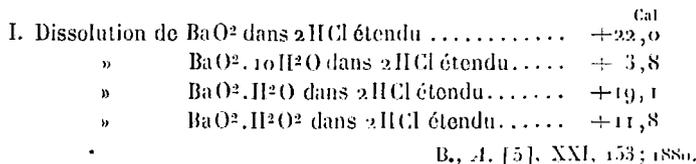
HYDRATES.

BaO.H²O = 171, 1.

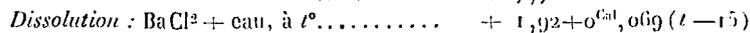
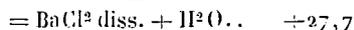


Autre hydrate :*Réactions mesurées :*

BIOXYDE.

*Combinaison avec H²O² :**Réactions mesurées :*II. Chaleur de formation de H²O² (p. 46).

CHLORURE.

*Neutralisation :* BaO diss. + 2HCl diss.

B. et L. A. [5], XXIX, 303; 1883.

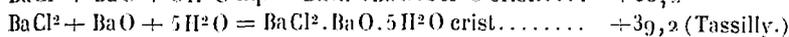
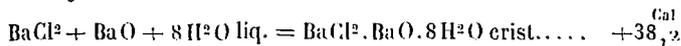


Sel double :



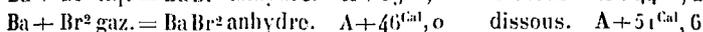
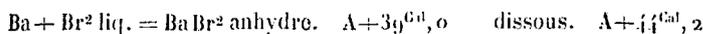
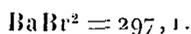
B. et LOSVAY, *A.* [5], XXIX, 317; 1883.

Oxychlorures :



Valcurs calculées d'après l'action de 2HCl étendu.

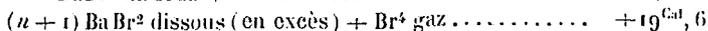
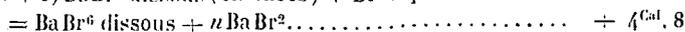
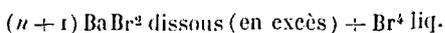
BROMURE.



Neutralisation. — On admet que les trois hydracides étendus dégagent la même quantité de chaleur en s'unissant avec la baryte étendue.

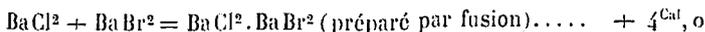


Perbromure.



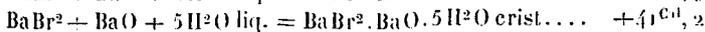
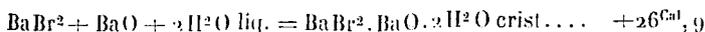
B.

Bromure double :



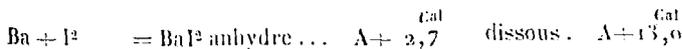
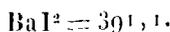
B. et L. *A.* [5], XXIX, 315; 1883.

Oxybromure :



TASSILLY, *C. R.*, CXX, 812; 1895.

IODURE.



Dissolution : $\text{BaI}^2 + \text{cau} \dots \dots \dots + 10^{\text{Cal}}, 3$

Hydrate : $\text{BaI}^2 \cdot 7\text{H}^2\text{O} + \text{cau} \dots \dots \dots - 6,85$ (Th.)

TASSILLY, *C. R.*, CXX, 733; 1895.

FLUORURE.

$\text{BaF}^2 = 175, 1.$

$\text{Ba} + \text{F}^2 = \text{BaF}^2$ précipité.. $\text{A} + 95,3^{\text{Cal}}$ dissous.. $\text{A} + 92,0^{\text{Cal}}$

Neutralisation : 2HF dis. + BaO très étendue

$= \text{BaF}^2$ dis. + $\text{H}^2\text{O} \dots \dots \dots + 32,3$ (Petterssen.)

Dissolution : $\text{BaF}^2 + \text{cau} \dots \dots \dots + 1,9$ (?)

SULFURE.

$\text{BaS} = 169, 1.$

$\text{Ba} + \text{S} = \text{BaS}$ solide $\text{A} - 30^{\text{Cal}}, 9$ dissous.. $\text{A} - 23^{\text{Cal}}, 6$

SAB., *A.* [5], XXII, 9; 1881.

Réaction mesurée :

$\text{BaS} + 2\text{HCl}$ étendu = BaCl^2 diss. + H^2S diss. + 27,2

Neutralisation : H^2S dissous + BaO dissoute

$= \text{BaS}$ dissous + $\text{H}^2\text{O} \dots \dots \dots + 7,8$

B., *A.* [5], IV, 187; 1875.

$2\text{H}^2\text{S} + \text{BaO}$ dissoute = $\text{BaS} \cdot \text{H}^2\text{S}$ dissous + $\text{H}^2\text{O} \dots \dots \dots + 15,7$

Th. U., I, 264.

Le sulfure neutre est décomposé par la dissolution en sulfhydrate et baryte libre, précisément comme les sulfures alcalins (p. 62).

SÉLÉNIURE.

$\text{BaSe} = 216, 1.$

$\text{Ba} + \text{Se}$ mét. = BaSe sol. $\text{A} - 63^{\text{Cal}}, 5$

FABRE, *A.* [6], X, 518; 1887.

Réaction mesurée :

$\text{BaSe} + 2\text{HCl}$ diss. = BaCl^2 diss. + H^2Se diss. + 33,9

AZOTURE.

$\text{Az}^6\text{Ba} = 221, 1.$

$\text{Az}^6 + \text{Ba} = \text{Az}^6\text{Ba}$ crist. $\text{A} - 123^{\text{Cal}}, 5$ dissous.. $\text{A} - 131^{\text{Cal}}, 3$

Voir la chaleur de formation de Az^3II , p. 72.

Neutralisation : 2 Az³ II diss. + Ba O dissoute = Az⁶ Ba diss. . . . + 20^{Cal}, 0

Dissolution : Az⁶ Ba + eau — 7, 8

B. ET MAT., A. [7], II, 144; 1894.

HYPOCHLORITE.

Cl² O² Ba = 240, 1.

Cl² + O² + Ba + eau = Cl² O² Ba diss.

Cl² O² Ba diss. = Ba Cl² diss. + O.

Neutralisation : 2 Cl O II dissous + Ba O dissoute + 19^{Cal}, 4

Réaction mesurée :

2 Cl² gaz + 2 Ba O dissoute + 50, 1

B., A. [5], V, 338; 1875.

CHLORATE.

Cl² O⁶ Ba = 304, 1.

Cl² + O⁶ + Ba = Cl² O⁶ Ba sol. . . . A + 37^{Cal}, 8 dissous A + 31^{Cal}, 1

Cl² O⁶ Ba = Ba Cl² + O⁶ (sels sol.) . . . + 25, 9 sels dissous. + 33, 8

Neutralisation : 2 Cl O³ II diss. + Ba O diss.

= Cl² O⁶ Ba diss. + H² O + 28, 0 (Th.)

Dissolution : Cl² O⁶ Ba + eau — 6, 7 (B.)

Hydrate : Cl² O⁶ Ba. H² O + eau — 11, 5 (B.)

PERCHLORATE.

Cl² O⁸ Ba = 336, 1.

Cl² + O⁸ + Ba = Cl² O⁸ Ba sol. . . . A + 68^{Cal}, 0 dissous A + 66^{Cal}, 2

Cl² O⁸ Ba = Ba Cl² + O⁸ (sels sol.) . . . — 4, 3 sels dissous. — 1, 3

Neutralisation : 2 Cl O⁴ II diss. + Ba O diss.

= Cl² O⁸ Ba diss. + H² O + 28, 9

B., A. [5], XXVII, 218; 1882.

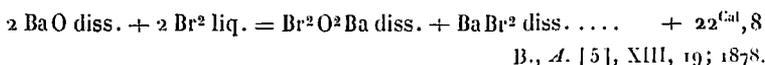
Dissolution : Cl² O⁸ Ba + eau — 1, 8

Hydrate : Cl² O⁸. 3 H² O + eau — 9, 4

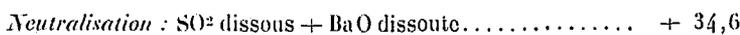
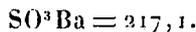
HYPOBROMITE.

Br² O² Ba = 329, 1.

Ba + O² + Br² liq. = Br² O² Ba dissous A + 35^{Cal}

Réaction mesurée :

SULFITE.

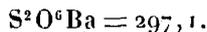


Fo., *A.* [6], III, 239; 1884.

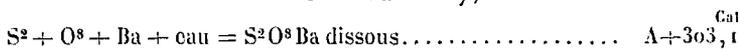
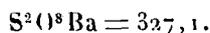
SULFATE.



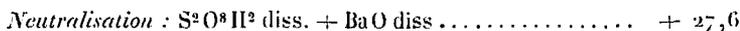
HYPOSULFATE.



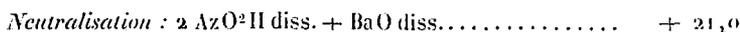
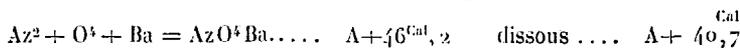
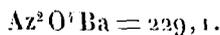
PERSULFATE.



B., *A.* [6], XXVI, 539; 1892.



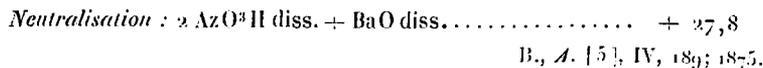
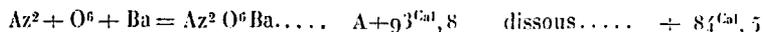
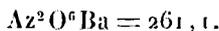
AZOTITE.



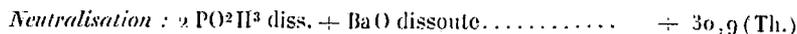
B., *A.* [5], VI, 147; 1875.



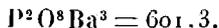
AZOTATE.



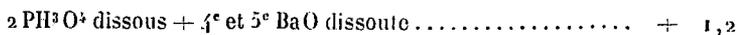
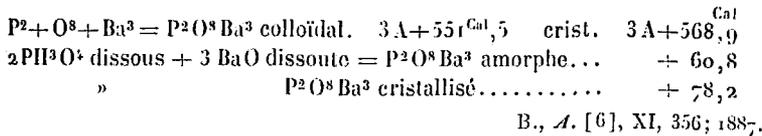
HYPOPHOSPHITE.



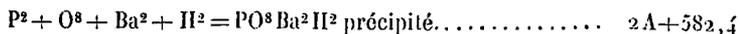
PHOSPHATES.



Phosphate tribasique :

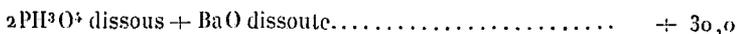
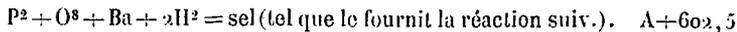


Phosphate bibasique :



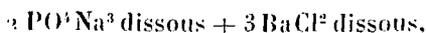
B.

Phosphate monobasique :

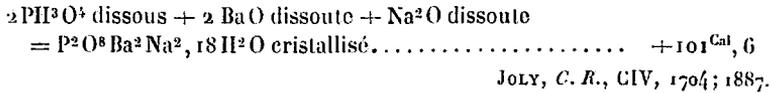


B., A. [5], XVII, 135; 1879.

Phosphate double. — Lorsqu'on précipite le phosphate de soude trisodique par le chlorure de baryum :

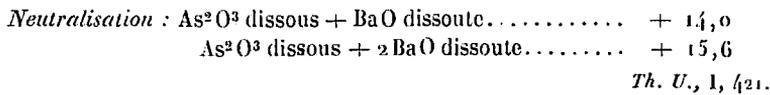


il se produit d'abord un phosphate colloïdal, dont l'existence est transitoire, et qui se change aussitôt en un phosphate double $(\text{PO}^3)^2\text{Ba}^2\text{Na}^2$, répendant à la réaction suivante :

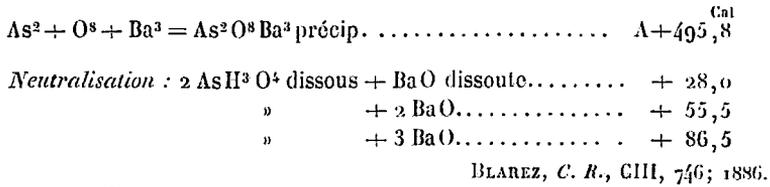
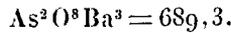


Sur les états multiples des phosphates alcalinoterreux, voir B., A. [6], XI, 359; 1887.

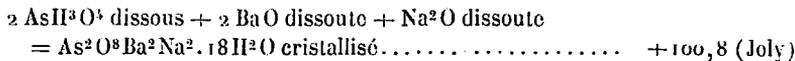
ARSÉNITES.



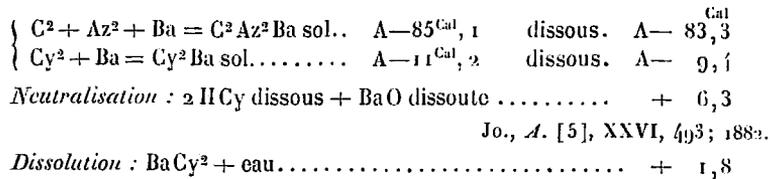
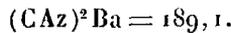
ARSÉNIATE.



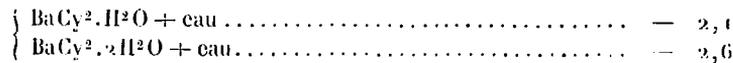
Sel double :



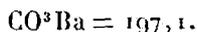
CYANURE.



Hydrates :



CARBONATE.



$\text{C} + \text{O}^3 + \text{Ba} = \text{CO}^3\text{Ba}$ crist	$\overset{\text{Cal}}{\text{A}+149,6}$
$\text{C} + \text{O}^3 + \text{Ba} = \text{CO}^3\text{Ba}$ amorphe.....	$\text{A}+149, 1$
CO^2 dissous + BaO diss. (action directe) = CO^3Ba	+ 22, 2
	B., A. [5], IV, 175; 1875.

Par double décomposition, une première réaction produit d'abord un composé amorphe +21^{Cal}, 7;
Puis ce corps cristallise : +22, 2.

FORMATE.



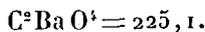
$\text{C}^2 + \text{H}^2 + \text{O}^4 + \text{Ba} = \text{C}^2\text{H}^2\text{Ba}$ crist.	$\text{A}+191^{\text{Cal}}, 6$	diss.	$\text{A}+189^{\text{Cal}}, 2$
<i>Neutralisation</i> : 2 CH^2O^2 dissous + BaO dissoute	+ 26, 9		
			B., A. [5], VI, 326; 1875.
<i>Dissolution</i> : $(\text{CHO}^2)^2\text{Ba} + \text{eau}$, à 7°5.....	—		2, 4 (B.)

ACÉTATE.



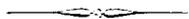
$\text{C}^4 + \text{H}^6 + \text{O}^4 + \text{Ba} = \text{C}^4\text{H}^6\text{O}^4\text{Ba}$ crist.	$\text{A}+215^{\text{Cal}}, 9$	diss.	$\overset{\text{Cal}}{\text{A}+221, 1}$
<i>Neutralisation</i> : 2 $\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ dissous + BaO dissoute	+ 26, 8		
			B., A. [5], VI, 327; 1875.
<i>Dissolution</i> : $(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Ba} + \text{eau}$	+ 5, 2 (B.)		
<i>Hydrate</i> : $(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Ba} \cdot 3\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	—		0, 8 (B.)

OXALATE.



$\text{C}^2 + \text{Ba} + \text{O}^4 = \text{C}^2\text{BaO}^4$ précipité.....	$\text{A}+187^{\text{Cal}}, 8$
<i>Neutralisation</i> : $\text{C}^2\text{H}^2\text{O}^4$ dissous + BaO dissoute	
= $\text{C}^2\text{BaO}^4 \cdot \text{H}^2\text{O}$ précipité.....	+ 33 ^{Cal} , 4
	B., A. [5], IV, 108; 1875.

D'après la précipitation de l'oxalate d'ammoniaque dissous par BaCl^2 dissous.



QUATRIÈME DIVISION.

MÉTAUX DE LA SÉRIE MAGNÉSIEENNE.

CHAPITRE I.

MAGNÉSIUM.

Poids atomique : Mg = 24. — Métal bivalent.

Poids équivalent : 12.

Poids moléculaire : 48.

Chaleur spécifique moléculaire : 12,0 (R.).

Oxyde.

MgO = 40.

Mg + O = MgO anhydre..... ^{Cal} +143,4

Ce nombre est le même pour la magnésie
chauffée à 440°, ou au rouge vif.

Mg + O + eau = MgO hydratée..... +148,8

Mg + O² + H² = MgO.H²O..... +217,8

MgO + H²O = MgO.H²O..... + 5,4

Réactions mesurées :

I. Mg + 2HCl étendu = MgCl² dissous + H².... +108,3

Th. I., III, 241.

Le magnésium a été pesé.

II à IV. Chaleur de formation de H²O et de HCl; neutralisation.

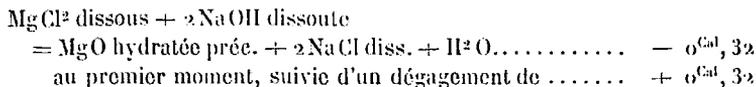
Neutralisation : MgO hydratée + 2HCl étendu

= MgCl² dissous + H²O. + 27,4

B. — II.

17

Ce nombre a été conclu de l'expérience suivante :



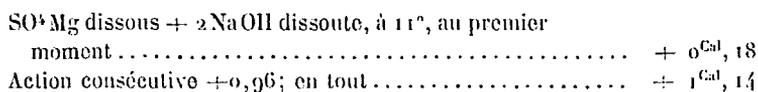
la somme totale étant nulle.

B., *A.* [6], XI, 312; 1887.

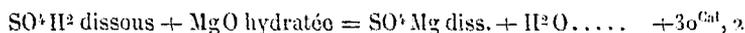
Différence entre la magnésie précipitée (hydrate) et la magnésie calcinée (anhydre).

Magnésie précipitée :

B., même Mémoire.

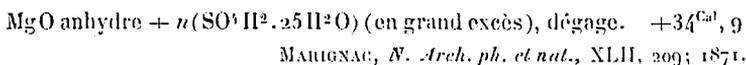


Quand on verse la solution alcaline dans celle du sulfate de magnésie, il se précipite d'abord un sel basique, qui se transforme peu à peu. D'après le nombre final, on aurait :

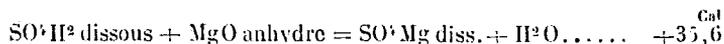


Le résultat initial fournirait $+31^{\text{Cal}}, 3$, c'est-à-dire le nombre calculé par M. Thomsen d'après la précipitation immédiate par la baryte; mais cette valeur est trop forte, parce qu'elle ne tient pas compte de la production du sel basique.

Magnésie anhydre :



Ce nombre doit être diminué de 0,6, à cause de la concentration de l'acide; et accru de 1,2 environ, à cause de l'influence de l'excès d'acide sulfurique sur le sulfate neutre; ce qui donnerait, en définitive, pour la réaction simple



Or, d'après ce qui précède,

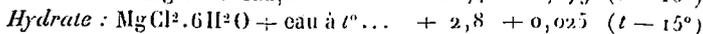
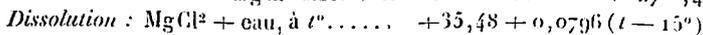
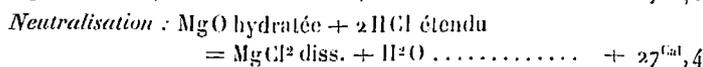
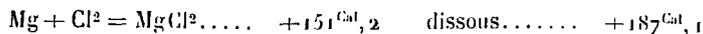
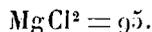


On aurait dès lors pour la chaleur d'hydratation de la magnésie,



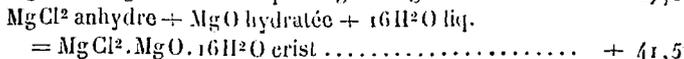
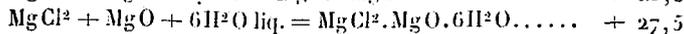
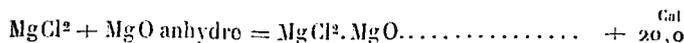
Mais ces évaluations réclament de nouvelles expériences.

CHLORURE.



B. et L., *A.* [5], XXIX, 309; 1883.

Oxychlorures :

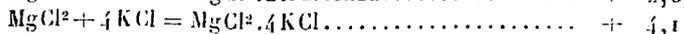
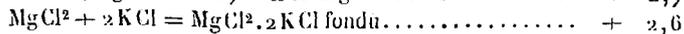
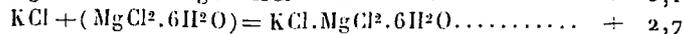


ANDRÉ, *A.* [6], III, 80; 1884.

Réactions mesurées : Action de HCl étendu sur les composés précédents.

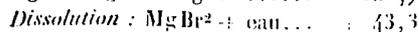
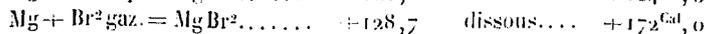
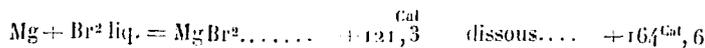
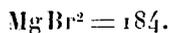
Sels doubles :

B. et L., *A.* [5], XXIX, 319; 1883.



Réactions mesurées : Chaleur de dissolution de chaque sel double, comparée à la somme de celles de ses composants.

BROMURE.



BEKETOFF.

La chaleur de neutralisation de MgO par les trois hydracides des éléments halogènes est identique.

Th. U., III, 283.

IODURE.

Iodure : $\text{MgI}^2 = 278$.

Mg + I ² = MgI ² anhydre.....	+84,0	hydraté.....	+133,8
Mg + I ² = MgI ² gazeux.....	+97,6	hydraté.....	+147,4
<i>Dissolution</i> : MgI ² + eau.....	+19,8		

BEK.

FLUORURE.

MgF² = 62.

Mg + F ² = MgF ² précipité.....	+210,7		
<i>Réaction mesurée</i> : 2KF dissous + SO ³ Mg diss.			
= MgF ² précip. + SO ³ K ² diss.....	—	1,7	

d'où

<i>Neutralisation</i> : 2HF dissous + MgO précipitée			
= MgF ² précip. + H ² O.....	+ 30,3		

GE., *A.* [6], III, 39; 1884.

SULFURE.

MgS = 56.

Mg + S = MgS.....	+ 79,4		
MgS ² + 2HCl étendu.....	+ 38,0		

d'où

MgS ² + H ² O + eau = MgO hydratée + H ² S diss.....	+ 10,4		
---	--------	--	--

SAB., *A.* [5], XXII, 86; 1881.

SULFHYDRATE.

MgS. H²S = 90.

Mg + S ² + H ² + eau = MgS.H ² S dissous.....	+105 ^{Gal} ,0		
SO ³ Mg dissous + 2NaHS diss., mélange opéré sans précipitation.	+ 6 ^{Gal} ,4		

d'où

MgO hydratée + 2H ² S diss. = MgS.2H ² S dissous + H ² O.....	+ 15 ^{Gal} ,7		
--	------------------------	--	--

Th. U., III, 273.

SULFITE.

SO³Mg = 104.

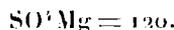
S + O ³ + Mg = SO ³ Mg.....	+282,0		
<i>Hydrates</i> : SO ³ Mg + 3H ² O sol. = SO ³ Mg.3H ² O.....	+ 11,3		
SO ³ Mg + 6H ² O sol. = SO ³ Mg.6H ² O.....	+ 15,5		

Réaction mesurée : Dissolution de ces trois sels dans

HCl étendu. Le premier dégage $+ 16^{\text{cal}},9$

HARTOG, *C. R.*, CIV, 1794; 1887.

SULFATE.



$\text{S} + \text{O}^3 + \text{Mg} = \text{SO}^3\text{Mg}$ $+ 300^{\text{cal}},9$ dissous. $+ 321,1^{\text{cal}}$

Neutralisation : SO^3H^2 étendu $+ \text{MgO}$ hydratée. $+ 30,2$ (B.)

$2\text{SO}^3\text{H}^2$ étendu $+ \text{MgO}$ hydratée. $+ 29,0$

Dissolution : $\text{SO}^3\text{Mg} + \text{eau}$, à t° : $+ 20,0 + 0,074(t - 15)$.

B. et L., *A.* [5], XXIX, 365; 1883.

Hydrate : $\text{SO}^3\text{Mg} \cdot \text{H}^2\text{O} + \text{eau}$ $+ 13,2$ (Th.)

$\text{SO}^3\text{Mg} \cdot 7\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$ $- 3,8$ (Th.)

Sulfate acide :

SO^3Mg dissous $+ \text{SO}^3\text{H}^2$ diss. $- 1,2$ (Th.)

Sels doubles. — Sel de potassium :

Dissolution : $\text{SO}^3\text{K}^2 \cdot \text{SO}^3\text{Mg} + \text{eau}$, sel récemment fondu. $+ 7,3^{\text{cal}}$

» après trois semaines et pulvérisation. $+ 5,4$

B. et L., *A.* [5], XXIX, 236; 1883.

d'où

$\text{SO}^3\text{K}^2 + \text{SO}^3\text{Mg} = \text{SO}^3\text{K}^2 \cdot \text{SO}^3\text{Mg}$, immédiatement. $+ 9,7$

» après quelque temps. $+ 8,8$

Hydrate : $\text{SO}^3\text{K}^2 \cdot \text{SO}^3\text{Mg} \cdot 6\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$ $- 10,2$ (Gh.)

Sel de sodium :

$\text{SO}^3\text{Na}^2 \cdot \text{SO}^3\text{Mg} + \text{eau}$, sel récemment fondu. $+ 17,1$

» après trois semaines. $+ 16,7$

d'où

$\text{SO}^3\text{Na}^2 + \text{SO}^3\text{Mg} = \text{SO}^3\text{Na}^2 \cdot \text{SO}^3\text{Mg}$ récent. $+ 4,3$

Sel d'ammonium :

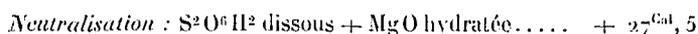
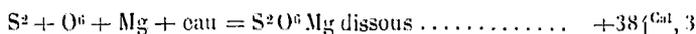
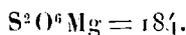
$\text{SO}^3\text{Mg}(\text{SO}^3\text{H}^2 \cdot 2\text{AzH}^3) \cdot 6\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$ $- 9,7$ (Gh.)

Si l'on dessèche les sulfates doubles hydratés, sans les fondre, l'eau mise en liberté par l'action de la chaleur les dissout en partie et, par suite, il s'opère une liquation, qui les dissocie plus ou moins complètement. Il en résulte que le corps desséché devient un mélange des sels simples avec le sel double, mélange variable suivant les circonstances de la dessiccation. Ceci étant reconnu, la mesure de la chaleur de dissolution d'un semblable mélange fournira des

indications inexactes pour la chaleur de formation du sel double inaltéré. La plupart des expérimentateurs n'ont pas aperçu cette cause d'erreur.

Observons enfin que, dans les cas précédents, le mélange des dissolutions aqueuses des deux sels simples ne donne lieu qu'à des effets thermiques insignifiants.

HYPOSULFATE.

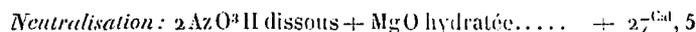
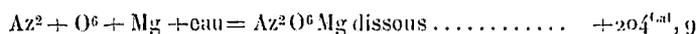
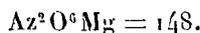


Th. U., I, 353.

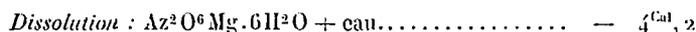
Calculé d'après la double décomposition entre le sulfate Mg et l'hyposulfate Ba.



AZOTATE.



Calculé d'après la précipitation de l'azotate de baryte par le sulfate de magnésic.



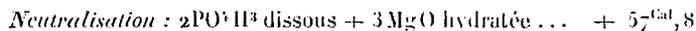
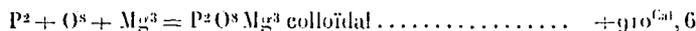
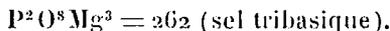
Th. U., III, 189.

Sur la dilution des dissolutions de ce sel, même *Ouvrage*, p. 100.



Pick., *J. B.* für 1888, 322.

PHOSPHATE.



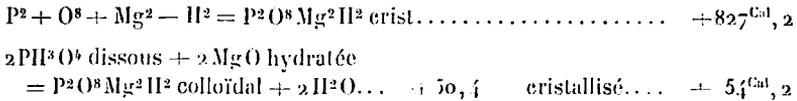
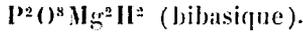
B., *A.* [6], XI, 354; 1887.

Valeur calculée d'après la précipitation de $2\text{PO}^3\text{Na}^3$ dissous : (A) par 3MgCl^2 dissous et (B) par $3\text{SO}^2\text{Mg}$ dissous.

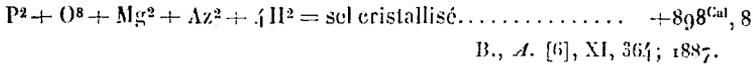
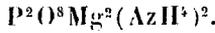
Cette précipitation donne lieu à deux dégagements successifs de chaleur : le premier répond à un précipité amorphe, avec le chiffre ci-dessus; le second fournirait $+83^{\text{Cal}}, 0$ avec production d'un sel

crystallisé, non analysé : c'est, soit un phosphate trimagnésique, soit un phosphate double de soude et de magnésie (*voir* p. 254).

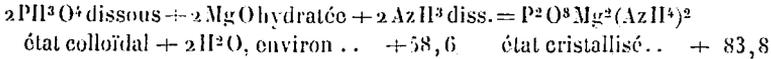
PHOSPHATE (acide).



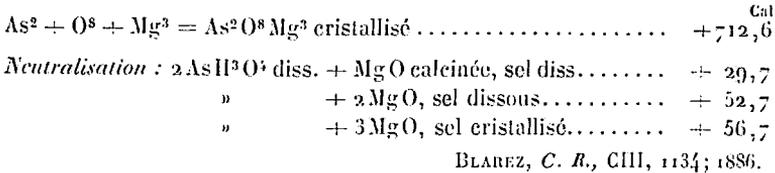
PHOSPHATE AMMONIACO-MAGNÉSIIEN.



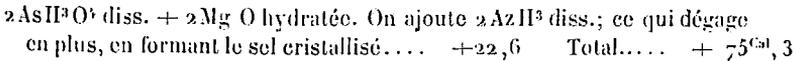
D'après six séries d'expériences de précipitation, exécutées dans des conditions différentes, on conclut :



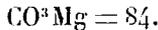
ARSÉNIATE.



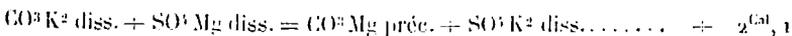
Arséniate ammoniaco-magnésien :

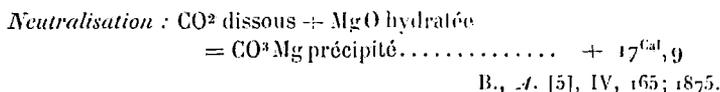


CARBONATE.



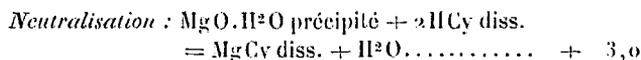
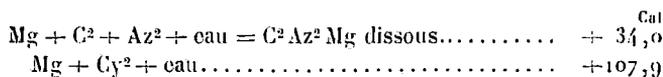
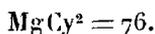
Réaction mesurée :



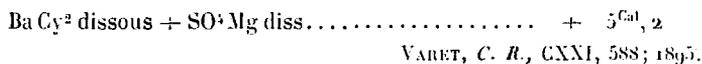


On n'a pas étudié le carbonate cristallisé.

CYANURE.



Calculé d'après la double décomposition suivante :



BASE MAGNÉSIENNE AMMONIÉE.

Lorsqu'on fait agir l'ammoniaque sur un sel magnésien, en présence du chlorhydrate d'ammoniaque, la magnésie n'est pas précipitée; mais il se forme une base complexe, ammoniaco-magnésienne, qui s'unit avec les acides étendus, en dégageant, pour un atome de magnésium contenu dans les bases,



B., *A.* [6], XI, 311; 1887.

Ces chiffres sont caractéristiques; car ils sont plus grands que ceux qui répondent, soit à l'ammoniaque seule (+24^{Cal},9 avec HCl et +29^{Cal},0 avec SO^3H^2), soit à la magnésie seule (+27^{Cal},4 et +30^{Cal},2 respectivement) et, par conséquent, à leur simple mélange.

CHAPITRE II.

MANGANÈSE.

Poids atomique : $Mn = 55$. Métal polyvalent. États moléculaires multiples.

Poids équivalent : 27,5.

Poids moléculaire : 110.

Chaleur spécifique moléculaire, à la température ordinaire : 13,4 (pour $Mn^2 = 110$) (R.).

États différents du métal.

Mn extrait de l'amalgame, changé en Mn fondu.....	+ 3 ^{Cal} , 5
Mn extrait de l'amalgame chauffé seulement au rouge sombre, et changé en Mn fondu.....	+ 3 ^{Cal} , 1

Gr., C. R., CXXII, 46; 1896.

Réactions mesurées :

Mn pris sous des états divers et dissous dans HCl étendu.

Les nombres qui suivent sont calculés depuis Mn fondu.

Oxydes.

PROTOXYDE.

$MnO = 71$.

$Mn + O = MnO$ anhydre.....	+ 90,9 ^{Cal}
$Mn + O + eau = MnO$ hydraté (précipité).....	+ 95,1

D'où

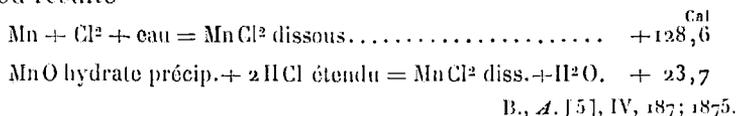
Hydratation de l'oxyde.....	+ 4,3
-----------------------------	-------

Réactions mesurées :

I. $3Mn + O^2 = Mn^2O^2$ (dans la bombe calorimétrique) dégage.....	+ 328,0 ^{Cal}
II. $3MnO + O = Mn^2O^2$ dégage.....	+ 55,2
III. $Mn + 2(HCl + 50H^2O) = MnCl^2$ dissous + H^2	+ 19,8

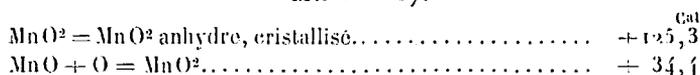
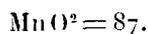
Th. C., III, 268.

d'où résulte



Cette dernière valeur est calculée d'après le chiffre observé, en précipitant l'oxyde de manganèse de son chlorure dissous par la soude étendue.

BIOXYDE.



Réactions mesurées :

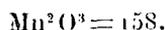
MnO² crist. chauffé avec du charbon dans la bombe, en fournissant Mn³O⁴, a donné, tout calcul fait, la valeur suivante :



LE CHATELIER, *C. R.*, CXXII, 81; 1896.

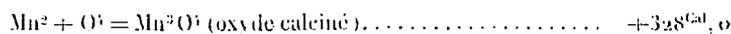
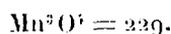
La chaleur de formation du bioxyde par voie humide, évaluée par Thomsen à +116^{Cal},3 (*Th. U.*, II, 460 et III, 270), a été calculée d'après des données inexactes, telles que la suroxydation du manganèse par voie humide, dans la réaction du sulfate manganoux sur le permanganate de potasse, laquelle suroxydation n'est pas complète. En outre, diverses actions secondaires, intervenant dans les expériences de l'auteur, telles que les actions entre les chlorures et les sulfates ferreux et ferriques, opposés entre eux et aux acides chlorhydrique et sulfurique, n'ont pas été évaluées d'une façon correcte (*voir ce Volume, p. 43*).

SESQUIOXYDE.



Mn² + O³ = Mn²O³ : *Chaleur de formation* : non mesurée.

OXYDE INTERMÉDIAIRE.



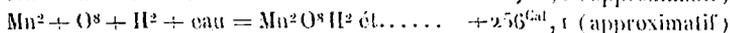
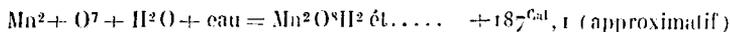
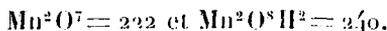
Voir plus haut.

ACIDE MANGANIQUE.



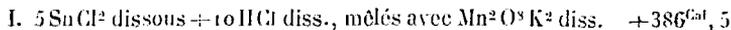
Chaleur de formation : non mesurée.

ACIDE PERMANGANIQUE.



Ces évaluations sont seulement approchées, à cause de la complexité des réactions qui ont servi à les calculer.

Voici celles qui m'ont paru les plus sûres et que j'ai fait intervenir dans mon calcul :

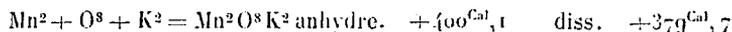


Th. U., II, 452.

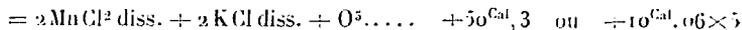


B., A. [5] IV, 103; 1875.

De là résultent, pour le permanganate de potasse, les valeurs suivantes :



On en déduit encore



Ce nombre est valable approximativement, parce que les chaleurs de formation des chlorures de potassium et de manganèse ne sont pas influencées sensiblement par un excès d'acide chlorhydrique.

Au contraire, la réduction du permanganate par les sels ferreux ne fournit pas de valeurs constantes. Les chiffres observés peuvent varier entre des limites très étendues, en raison des actions secondaires de divers ordres, développées entre les sulfates et l'acide chlorhydrique d'une part, entre les chlorures et l'acide sulfurique d'autre part, enfin entre les sels ferreux et ferriques.

B., A. [5], V, 347; 1875.

En tout cas, chaque atome d'oxygène cédé par le permanganate

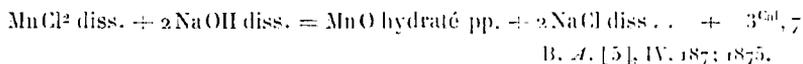
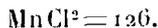
de potasse à un corps oxydable, en présence de l'acide sulfurique, avec production de sulfates de potasse et de manganèse, dégage plus de chaleur que l'oxygène libre. Mais l'excès peut varier de $+9^{\text{Cal}},4$ à $+25^{\text{Cal}},4$ par chaque atome d'oxygène mis en jeu, selon les corps placés en présence et les systèmes employés en réalité.

C'est en admettant pour l'union de la potasse avec l'acide permanganique la valeur approchée hypothétique,

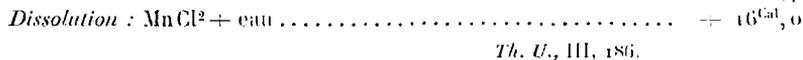
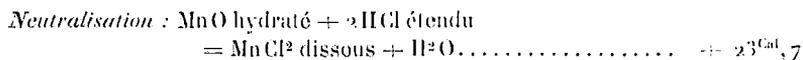


que l'on obtient les chiffres donnés plus haut pour la chaleur de formation de cet acide lui-même.

CHLORURE.



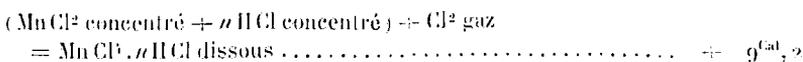
D'où l'on conclut :



Chlorhydrate de perchlorure de manganèse :

Le chlore se dissout dans une solution concentrée de chlorure manganeux, qui renferme $\text{MnCl}^2 + 11 \text{ H}^2\text{O}$; mais il s'y dissout en quantité moindre que dans l'eau pure et en dégageant une quantité de chaleur peu différente ($+2^{\text{Cal}},2$, au lieu de $+1^{\text{Cal}},5$; pour Cl absorbé). Il en est tout autrement en présence de l'acide chlorhydrique concentré, ajouté à la liqueur. La solubilité du chlore dans une semblable solution est triplée et la chaleur dégagée par les premières portions de chlore dissoutes s'élève, pour le poids moléculaire Cl^2 , à $+9^{\text{Cal}},2$. Cette valeur même est plus que triple de la chaleur dégagée par une simple dissolution du chlore dans l'eau pure ($+3^{\text{Cal}},0$; ce volume, p. 47).

Il se produit ainsi un chlorhydrate de manganèse perchloruré :



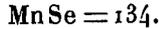
Réactions mesurées :

I. $(C^2H^3O^2)^2Mn$ dissous + Na^2S dissous		Cal
= MnS précip. + $2C^2H^3NaO^2$ diss.	} d'abord..... +	6,3
		après quelq. min. +
		B., A. [5], IV, 187; 1875.
II. $(C^2H^3O^2)^2Mn$ dissous + $2NaOH$ dissoute		
= MnO précip. + $2C^2H^3NaO^2$ dissous.....		+ 4,6
III. $C^2H^4O^2$ diss. + $NaOH$ diss. = $C^2H^3NaO^2$ diss. + H^2O ..		+ 13,3
IV. H^2S dissous + $2NaOH$ dissoute = Na^2S dissous + $2H^2O$.		+ 7,8

D'où résulte encore :

$2C^2H^4O^2$ dissous + MnO précipité.....	+ 22 ^{Cal} ,0
---	------------------------

SÉLÉNIURE.



$Mn + Se$ mét. = $MnSe$ précipité.....	+ 22,4 ^{Cal}
» $MnSe$ cristallisé.....	+ 21,6

<i>Neutralisation</i> : H^2Se dissous + MnO précipité	
= $MnSe$ précipité + H^2O	+ 12,1

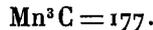
1. $MnSe$ précipité a été calculé d'après la réaction suivante :

SO^4Mn dissous + Na^2Se dissous.....	+ 14 ^{Cal} ,2
	FAB. A. [6], X, 524; 1884.

2. $MnSe$ cristallisé a été calculé d'après la réaction suivante :

$MnSe + 9Br$ liquide + $4H^2O + eau$	
= $MnBr^3$ diss. + SeO^4H^2 diss. + $6HBr$ diss.....	+ 125 ^{Cal} ,6

CARBURE.

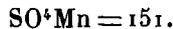


$Mn^3 + C = Mn^3C$	+ 9 ^{Cal} ,9
--------------------------	-----------------------

Réaction mesurée :

$Mn^3C + O^6 = Mn^3O^4 + CO^2$	+ 412 ^{Cal} ,4
	LE CHATELIER, C. R., CXXII, 81; 1896.

SULFATE.



$S + O^4 + Mn = SO^4Mn$	+ 249,4 ^{Cal}	dissous.....	+ 263,2 ^{Cal}
-------------------------------	------------------------	--------------	------------------------

<i>Neutralisation</i> : SO^4H^2 dissous + MnO précipité	
= SO^4Mn diss. + H^2O	+ 27,0
	B., A. [5], IV, 189; 1875.

<i>Dissolution</i> : $\text{SO}^3\text{Mn} + \text{eau}$	\rightarrow	$13,8$ (Th.) ^{Cal}
<i>Hydrates</i> : $\text{SO}^3\text{Mn} \cdot \text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	\rightarrow	$7,8$ (Gh.)
" $\text{SO}^3\text{Mn} \cdot 5\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	\rightarrow	$0,04$ (Th.)

Sulfate acide.

SO^3Mn dissous + SO^3H^2 dissous	\rightarrow	$0,9$
--	---------------	-------

Th. U., I, 135.

Sulfates doubles :

$\text{SO}^3\text{Mn} + \text{SO}^3\text{Na}^2 = \text{SO}^3\text{Na}^2 \cdot \text{SO}^3\text{Mn}$	\rightarrow	1 ^{Cal} , 2
$\text{SO}^3\text{Mn} + \text{SO}^3\text{K}^2 = \text{SO}^3\text{K}^2 \cdot \text{SO}^3\text{Mn}$	\rightarrow	0 ^{Cal} , 8

Calculé d'après les *chaleurs de dissolution* :

$\text{SO}^3\text{Mn} \cdot \text{SO}^3\text{K}^2 + \text{eau}$	\rightarrow	$6,4$ (Th.) ^{Cal}
$\text{SO}^3\text{Mn} \cdot \text{SO}^3\text{Na}^2 + \text{eau}$	\rightarrow	$13,0$
<i>Hydrates</i> : $\text{SO}^3\text{Mn} \cdot \text{SO}^3\text{Na}^2 \cdot 2\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	\rightarrow	$3,2$ (Gh.)
$\text{SO}^3\text{Mn} \cdot \text{SO}^3\text{K}^2 \cdot 4\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	\rightarrow	$6,4$
$\text{SO}^3\text{Mn} \cdot \text{SO}^3\text{Am}^2 \cdot 6\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	\rightarrow	$9,7$ (Gh.)

Voir les réserves faites pour les mesures exécutées sur le sel double anhydre après la déshydratation de ces sels doubles (p. 261).

Le mélange des dissolutions des sels simples donne des résultats thermiques négligeables.

HYPOSULFATE.



$\text{S}^2 + \text{O}^6 + \text{Mn} + \text{eau} = \text{S}^2\text{O}^6\text{Mn}$ dissous	\rightarrow	$325,9$ ^{Cal}
<i>Neutralisation</i> : $\text{S}^2\text{O}^6\text{H}^2$ dissous + MnO précipité	\rightarrow	$22,8$ (T.)
<i>Dissolution</i> : $\text{S}^2\text{O}^6\text{Mn} \cdot 6\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	\rightarrow	$1,9$ (T.)

AZOTATE.



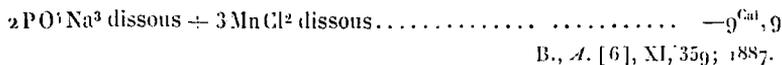
$\text{Az}^2 + \text{O}^6 + \text{Mn} + \text{eau} = \text{Az}^2\text{O}^6\text{Mn}$ dissous	\rightarrow	$16,74$ ^{Cal}
<i>Neutralisation</i> : $2\text{AzO}^3\text{H}$ diss. + MnO pp. = $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Mn}$ diss. + H^2O	\rightarrow	$23,0$ (Th.)
<i>Dissolution</i> : $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Mn} \cdot 6\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	\rightarrow	$6,15$ (Th.)

PHOSPHATE.



$\text{P}^2 + \text{O}^8 + \text{Mn}^3 = \text{P}^2\text{O}^8\text{Mn}^3$ colloïdal	\rightarrow	$737,5$ ^{Cal}
<i>Neutralisation</i> : $2\text{PH}^3\text{O}^3$ diss. + 3MnO hydraté = $\text{P}^2\text{O}^8\text{Mn}^3$ colloïdal + $3\text{H}^2\text{O}$	\rightarrow	$1,8$

calculé d'après la réaction



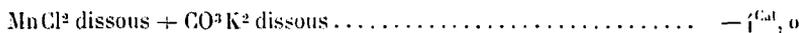
Le précipité devient rapidement cristallin, en formant un sel double de manganèse et de sodium (*voir* p. 254); cette action spéciale dégage : $+7^{\text{Cal}},5$.

CARBONATE.

$\text{CO}^3\text{Mn} = 115$. États multiples.

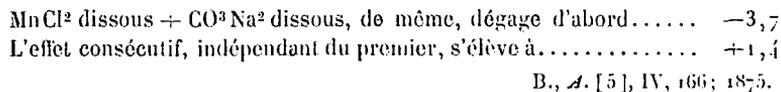
C + O ³ + Mn = CO ³ Mn cristallisé.....	^{Cal} +208,6	amorphe.	^{Cal} +207,0
C + O ³ + Mn = CO ³ Mn naturel.....	-212,7	" "	" "
{ CO ² diss. + MnO préc. = CO ³ Mn amorphe. +	12,0		
{ Puis le sel cristallise; ce qui produit en tout. +	13,6		
{ CO ² gaz + MnO précip. = CO ³ Mn crist. . . +	19,2		
{ CO ² gaz + MnO anhydre = CO ³ Mn +	23,5		

Réaction mesurée. — I. CO³Mn précipité a été calculé d'après la double décomposition :

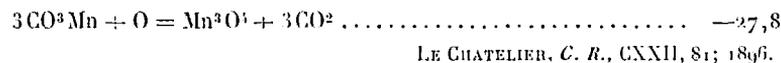


le précipité étant amorphe.

Il se dégage ensuite $+1^{\text{Cal}},6$ par le fait de la cristallisation; ce dernier chiffre étant indépendant du premier.



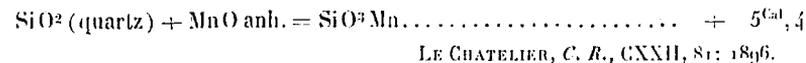
CO³Mn naturel a été calculé d'après sa combustion dans la bombe calorimétrique, ce qui donne, en retranchant la chaleur de cette dernière (en présence du charbon) :



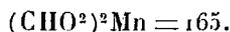
Observons que l'écart entre $+212,7$ et $+208,6$ ne surpasse guère les erreurs d'expérience, les données étant très nombreuses et d'un ordre dissemblable.

SILICATE.

Si O³ Mn.

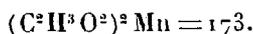


FORMIATE.



$\text{C}^2 + \text{H}^2 + \text{O}^4 + \text{Mn} = (\text{CHO}^2)^2\text{Mn}$	+ 144 ^{cal} , 8	dissous...	+ 149, 1
			B. A. [5], IV, 90; 1875.
<i>Neutralisation</i> : 2 $\text{C}^2\text{H}^2\text{O}^2$ dissous + MnO précipité.....			+ 21, 4 (B.)
calculée d'après l'action de KOH dissoute sur le sel dissous.			
<i>Dissolution</i> : $(\text{CHO}^2)\text{Mn} + \text{eau}$			+ 4, 3
<i>Hydrate</i> : $(\text{CHO}^2)\text{Mn} \cdot 2\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$			- 2, 9

ACÉTATE.



$\text{C}^3 + \text{H}^6 + \text{O}^4 + \text{Mn} = (\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Mn}$	+ 153, 4	dissous..	+ 165, 7
<i>Neutralisation</i> : 2 $\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2$ dissous + MnO précipité.....			+ 22, 0 (B.)
<i>Dissolution</i> : $(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Mn} + \text{eau}$			+ 12, 3 (B.)
<i>Hydrate</i> : $(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Mn} \cdot 4\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$			+ 1, 6

OXALATE.

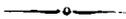


$\text{C}^2 + \text{O}^4 + \text{Mn} = \text{C}^2\text{O}^4\text{Mn}$ précipité			+ 250, 5
<i>Neutralisation</i> : $\text{C}^2\text{H}^2\text{O}^4$ diss. + MnO précip.			
= C^2MnO^4 diss. + H^2O			+ 25, 2
C^2MnO^4 précip. + H^2O			+ 28, 6

Ce précipité contient de l'eau de cristallisation.

B., A. [5], IV, 109; 1875.

Le calcul a été établi d'après la réaction de l'oxalate de potasse $\text{C}^2\text{O}^4\text{K}^2$ dissous sur le chlorure de manganèse MnCl^2 dissous, réaction qui se produit d'abord, sans variation thermique sensible, tout demeurant dissous; puis l'oxalate de manganèse se précipite en dégageant : + 4^{cal}, 3.



CHAPITRE III.

CHROME.

Poids atomique : Cr = 52, 1. Métal polyvalent.

Poids équivalent : 26.

Poids moléculaire : 104, 2.

Chaleur spécifique moléculaire : 10, 04 (?) (K.)

PROTOXYDE.

Cr O = 68, 1,

Cr + O = Cr O.

Chaleur de formation, non mesurée.

ESQUIOXYDE (oxyde chromique).

Cr²O³ = 152, 2.

Cr² + O³ = Cr²O³ . . . anhydre ou hydraté.

Chaleur de formation, non mesurée. États multiples, α, β, γ, etc.

OXYCHLORURE CHROMIQUE.

Cr²Cl⁴O = 262, 2.

Chaleur de formation, non mesurée depuis les éléments.

2CrCl² diss. + O gaz = Cr²Cl⁴O diss. + 100^{cal}, 4

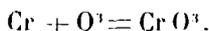
L'oxydation est immédiate.

REG., A. [6], X, 18; 1881.

Cette donnée est nécessaire pour l'intelligence des divers états de l'oxyde de chrome.

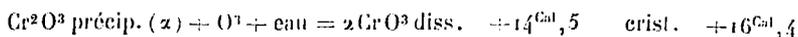
Le chiffre précédent se rapporte au composé obtenu par l'action du protochlorure de chrome dissous sur l'oxygène libre. Il existe deux autres états de l'oxychlorure chromique dissous, correspondant aux états spéciaux de l'oxyde chromique et dont il sera question plus loin.

ACIDE CHROMIQUE.



Chaleur de formation, non mesurée depuis les éléments.

Depuis l'oxyde chromique :

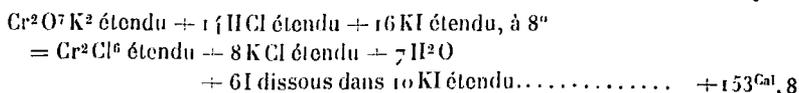


On a indiqué ici l'état α , parce que les états moléculaires de Cr^2O^3 précipité varient (*voir* plus bas).

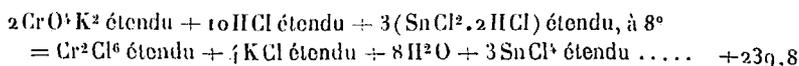
Réactions mesurées :

B., A. [6], I, 108; 1884.

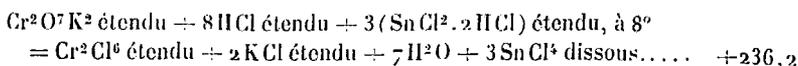
A. I. Réduction du bichromate de potasse par l'acide iodhydrique.



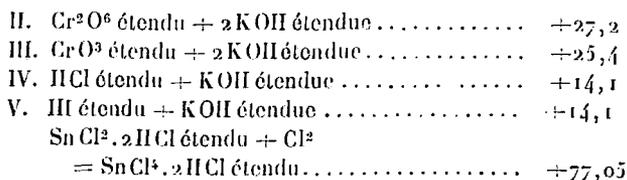
B. I. Réduction du chromate neutre par le chlorure stanneux :



C. Réduction du bichromate par le chlorure stanneux :

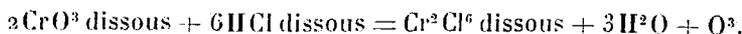


On admet, en outre, à 8° :



VII, VIII, IX. Les chaleurs de formation de l'eau, de l'acide chlorhydrique, de l'acide iodhydrique sont admises, comme à l'ordinaire.

On tire de ces chiffres pour la réaction :



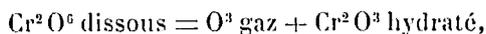
A.	+26,6
B.	+26,6
C.	+27,4
Moyenne.....	+26,9

Cette valeur est applicable aux oxydations effectuées par l'acide chromique (ou par les chromates), en présence de l'acide chlorhydrique seul.

Si la réduction avait lieu en présence de l'acide sulfurique, la chaleur dégagée varierait entre des limites étendues, à cause des réactions entre les sulfates et les acides chlorhydrique et sulfurique.

On doit également éviter la présence des sels de fer (*voir* p. 43).

Pour passer de là à l'oxyde de chrome précipité



il faut définir l'état de ce dernier, lequel est variable, ainsi qu'on va le dire.

En particulier, pour la modification α , qui est la plus intéressante en pratique :

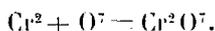
O³ fixé sur un corps oxydable dégage en plus de l'oxygène libre : +14^{cal},8; soit +3^{cal},8 pour chaque atome d'oxygène intervenant, O.

Dissolution : CrO³ crist. + eau, à 19°..... +1,9

SAB., *C. R.*, CIII, 267 1886.

Neutralisation : voir plus loin

ACIDE PERCHROMIQUE.



Chaleur de formation, non mesurée.

États divers de l'oxyde chromique.

L'oxyde de chrome est susceptible d'états moléculaires multiples. Ainsi, lorsqu'il a été précipité de son alun potassique par un carbonate alcalin, il change peu à peu d'état, en dégageant une quantité de chaleur supérieure à +13^{cal},8 pour Cr²O³.

B., *A.*, [5], IV, 174, 1885; [6], I, 102; 1884.

Ce changement est aussi provoqué par la présence d'un excès d'alcali.

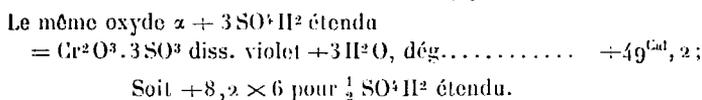
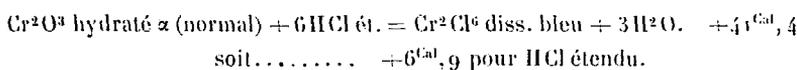
Avec l'oxyde anhydre, il existe des écarts analogues, et qui sont même probablement plus étendus. On sait d'ailleurs que l'oxyde chromique, séché à basse température, se transforme avec incan-

descence, quand on le chauffe (Berzélius). Mais il n'a été fait aucune tentative pour mesurer cette dernière quantité de chaleur.

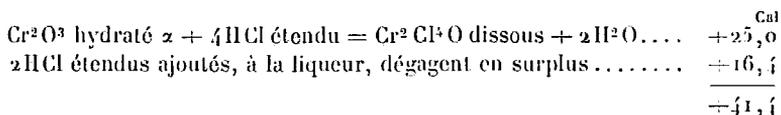
Les états multiples de l'oxyde de chrome hydraté ont été étudiés surtout par M. Recoura.

A. [6], X, 28, 61, 68; 1887.

Oxyde α. — D'après cet auteur, il existe deux chlorures, l'un violet, l'autre vert. Ces deux chlorures dissous, précipités par la soude dissoute, donnent un oxyde bleu verdâtre précipité (α), oxyde dont la redissolution *immédiate* dans l'acide chlorhydrique étendu dégage

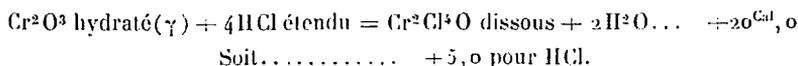


Au lieu de 6 HCl étendu, si l'on emploie seulement 4 HCl étendu, la redissolution a lieu également, avec formation d'un oxychlorure soluble, en dégageant :

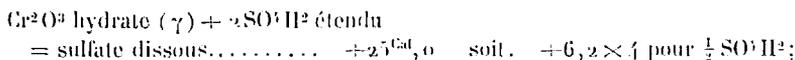


L'oxyde de chrome α peut être redissous dans un excès de soude, 18NaOH étendue, par exemple : ce qui dégage +3^{Cal},0.

Oxyde γ. — Son état, dans cette liqueur, varie avec le temps. Si on le reprécipite *aussitôt*, en neutralisant exactement par l'acide chlorhydrique l'alcali qui l'a dissous, l'oxyde de chrome acquiert un état nouveau, γ ; état dans lequel il se combine à froid, avec 4 HCl étendu seulement, en formant un autre oxychlorure soluble, isomérique, lequel ne dégage plus de chaleur, par une addition immédiate de 2 HCl étendu :



De même, après dix minutes de dissolution dans la soude, et précipitation par neutralisation exacte de cet alcali :



valeur qui répond au même état que le chiffre observé ci-dessus avec 4 HCl étendu.

Mais ce premier état de l'oxyde chromique est transitoire : si on le reprécipite seulement au bout de vingt-cinq minutes de dissolution dans la soude, toujours en neutralisant exactement par l'acide chlorhydrique la soude qui l'a dissous, on trouve cette fois, par l'addition ultérieure de

$2\text{SO}^3\text{H}^2$ étendu..... $+22^{\text{Cal}}$, 5

Au bout de soixante-dix minutes, on trouve, en opérant de même, avec

$2\text{SO}^3\text{H}^2$ étendu..... $+15^{\text{Cal}}$, 8, etc.

La chaleur dégagée par l'union de l'oxyde chromique et de l'acide sulfurique va ainsi sans cesse en diminuant, suivant la durée de la combinaison préalable de l'oxyde avec la soude.

L'état de l'oxyde de chrome dissous dans la soude se modifie donc de plus en plus, dans la liqueur même. Celle-ci, étant neutralisée au bout d'un temps prolongé, finit par laisser précipiter un oxyde que les acides, même employés en excès, ne redissolvent plus; du moins immédiatement.

Oxyde β . — Avant d'insister davantage sur ce point, il est nécessaire de parler d'un autre oxyde chromique hydraté, distinct du précédent. En effet, le protochlorure de chrome, oxydé par l'oxygène libre (p. 274), forme un autre oxychlorure soluble, dont la précipitation par la soude extrait un nouvel oxyde de chlorure hydraté, que M. Recoura désigne par β . Cet oxyde se combine seulement avec 4 HCl étendu comme le précédent, mais avec un dégagement de chaleur plus considérable,

Cr^2O^3 hydraté (β) \div 4 HCl ét. = $\text{Cr}^2\text{Cl}^3\text{O}$ diss., vert.. $+28^{\text{Cal}}$, 2
soit..... $+7^{\text{Cal}}$, 05 pour HCl.

Un excès du même acide étendu est sans action thermique sensible, du moins immédiatement.

De même avec l'acide sulfurique :

Cr^2O^3 hydraté (β) $+ 2\text{SO}^3\text{H}^2$ ét. dég. $+ 35^{\text{Cal}}$, 0; ou $+8^{\text{Cal}}$, 7 \times 4 pour $\frac{1}{2}\text{SO}^3\text{H}^2$.

L'oxyde de chrome β se dissout comme l'oxyde α dans un excès de soude, en dégageant, avec 18 NaOH étendue : $+7^{\text{Cal}}$, 2. Cette opération le ramène au même état que l'oxyde α ; pourvu que les conditions de concentration, de température et de durée soient identiques.

D'après ces nombres, le changement de l'oxyde α dans l'oxyde β absorberait -1^{cal} , 2. M. Recoura suppose que l'oxyde α renferme $\text{Cr}^2\text{O}^3 \cdot 3\text{H}^2\text{O}$; l'oxyde β contenant $\text{Cr}^2\text{O}^3 \cdot 2\text{H}^2\text{O}$: valeurs qui correspondraient à leur saturation respective par les acides.

Revenons maintenant à la dissolution sodique de l'oxyde α , ou de l'oxyde β , conservée pendant quelque temps. Au bout d'une heure un quart, l'hydrate chromique, reprécipité ensuite de la soude, par la neutralisation exacte de cet alcali, ne fixe plus immédiatement que deux équivalents d'acide chlorhydrique, 2HCl , en dégageant $+11^{\text{cal}}$, 6, soit $+5^{\text{cal}}$, 8×2 .

Un excès d'acide, ajouté consécutivement, ne produit plus d'effet thermique immédiat.

Au bout de trois heures de dissolution dans la soude, l'oxyde qui en est reprécipité ne fixe plus immédiatement qu'un seul équivalent d'acide, HCl , en dégageant $+5^{\text{cal}}$, 8. La dissolution ainsi obtenue est totale et l'addition d'un excès d'acide ne produit plus d'effet thermique immédiat.

Si l'on prolonge davantage l'action de la soude, l'oxyde qui en est reprécipité ne se dissout même plus entièrement dans l'acide chlorhydrique étendu, et la chaleur dégagée diminue de plus en plus.

Au bout de vingt-quatre heures de dissolution dans la soude, elle tombe à $+3^{\text{cal}}$, 5. Au bout de soixante heures, à $+1^{\text{cal}}$. Au bout de deux mois de dissolution dans la soude, l'oxyde, reprécipitable par la neutralisation de l'alcali, est devenu entièrement insoluble dans un excès d'acide chlorhydrique étendu.

REC., *C. R.*, CXX, 1337; 1895.

M. Recoura explique ces résultats, en admettant qu'il existe une série d'anhydrides incomplets, depuis le composé normal $\text{Cr}^2\text{O}^3 \cdot 3\text{H}^2\text{O}$, jusqu'à l'anhydride absolu, Cr^2O^3 . Ces états représenteraient l'état de l'oxyde dissous dans la soude, tel qu'il est reprécipité de cette dissolution, au moment où l'on en sature exactement l'alcali par un acide.

Des états isomériques analogues existent pour la plupart des sesquioxides métalliques, ainsi que pour les acides stannique, silicique, etc. Leur constitution se complique des phénomènes relatifs à la constitution colloïdale et elle répond à des polymérisations, accompagnées de changements dans l'hydratation et dans la capacité de saturation normale. Mais l'étude thermique de ces phénomènes est très difficile et généralement peu avancée.

CHLORURES DE CHROME.

PROTOCHLORURE.

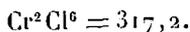


Chaleur de formation par les éléments : inconnue.

<i>Dissolution</i> : $\text{CrCl}^2 + \text{eau}$	+ 18 ^{Cal} , 6
<i>Hydrate</i> : $\text{CrCl}^2 \cdot 4\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	+ 2 ^{Cal} , 0

REC., *A.*, [6], X, 17; 1887.

CHLORURE CHROMIQUE.



2 Cr Cl ² diss. + Cl ² gaz = Cr ² Cl ⁶ diss., liqueur violette.....	+ 113 ^{Cal} , 4
» » » liqueur verte.....	+ 94, 6
2 Cr Cl ² anh. + Cl ² gaz = Cr ² Cl ⁶	+ 78, 8
<i>Dissolution</i> : Cr ² Cl ⁶ anh. + eau = Cr ² Cl ⁶ dissous.....	+ 71, 8

REC., Mémoire ci-dessus, p. 59.

Cette dissolution renferme un mélange des deux chlorures vert et violet. Si tout était à l'état de chlorure vert, on aurait dû

obtenir.....	+ 61 ^{Cal} , 2
Tandis que si tout était à l'état de chlorure violet.....	+ 80 ^{Cal} , 0

Hydrates : Il existe deux isomères cristallisés, l'un vert, donnant une liqueur verte; l'autre gris, donnant une liqueur violette.

Cr ² Cl ⁶ . 13 H ² O cr. vert + eau (action immédiate)...	— 0, 1 solution verte
Cr ² Cl ⁶ . 13 H ² O cr. gris + eau.....	+ 24, 0 sol. bleu violacé

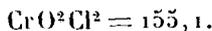
La solution verte se change lentement en solution violette, en dégageant + 18^{Cal}, 8; ce que l'on constate en traitant les liqueurs vertes par 6 Na OH étendue, d'abord au début, puis au bout d'un certain temps : la différence des deux effets thermiques étant égale à + 18^{Cal}, 8.

Quand on traite de même la liqueur violette, elle dégage + 44^{Cal}, 4.

D'après ces chiffres, le changement du chlorure vert cristallisé hydraté en chlorure gris isomérique, à l'état solide, absorberait — 24, 0 + 0, 1 + 18, 8 = — 5^{Cal}, 1.

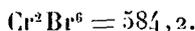
Il existe des états correspondants pour les sulfates. (*Voir plus loin.*)

OXYCHLORIDE CHROMIQUE.



CrO^2Cl^2 liq. + H^2O + eau, à 18° = Cr^2O^3 diss. + 2 HCl étendu + 16^{Cal}, 7
B., A. [6], 1, 93; 1887.

BROMURE CHROMIQUE.



Cr^2Br^6 . 12 H^2O vert, cristallisé + eau..... — 1^{Cal}, 4
 Cr^2Br^6 . 12 H^2O bleu, cristallisé + eau..... + 28^{Cal}, 7

Le premier se change dans le second au sein de la liqueur, en dégageant + 23^{Cal}, 0. On mesure cette quantité par différence, en faisant agir sur les deux composés 6 NaOH étendue. La liqueur stable dégage ainsi + 43^{Cal}, 2.

D'après ces chiffres, le changement du sel vert cristallisé en sel bleu isomérique absorbe : — 28, 7 + 1, 4 + 23, 0 = — 4^{Cal}, 3.

REC., C. R., CX, 1029, 1193; 1890.

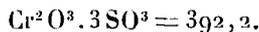
FLUORURE CHROMIQUE.



Cr^2O^3 hydraté (état ?) + 6 HF dissous..... + 50^{Cal}, 3
PETERSEN.

D'après l'action de 6 NaOH dissoute sur le fluorure chromique dissous.

SULFATES.



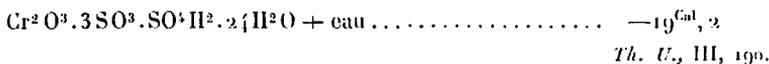
Neutralisation : 3 SO^3 H^2O dissous + Cr^2O^3 hydrate (x)
= $\text{Cr}^2\text{O}^3. 5 \text{SO}^3$ diss. violet + 3 H^2O + 49, 2 (B. Th.)
Dissolution : Hydrates : $\text{Cr}^2\text{O}^3. 3 \text{SO}^3. 8 \text{H}^2\text{O}$ vert sol. + eau.. + 13, 6 (Rec.)
 $\text{Cr}^2\text{O}^3. 3 \text{SO}^3. 16 \text{H}^2\text{O}$ violet solide + eau..... + 6, 2

Le sel vert diss. se change en sel violet diss. en dégageant.. + 33, 15

A l'état cristallisé, les deux sulfates ne renferment pas la même quantité d'eau de cristallisation. Tout calcul fait,

$\text{Cr}^2\text{O}^3. 3 \text{SO}^3. 8 \text{H}^2\text{O}$ crist. vert + 8 H^2O liq.
= $\text{Cr}^2\text{O}^3. 3 \text{SO}^3. 16 \text{H}^2\text{O}$, cristallisé violet..... + 34, 5

Sel double (alun) :



L'action de SO^3K^2 dissous sur le sulfate chromique dissous n'a pas été examinée.

M. Recoura a signalé dans ces derniers temps et il a étudié au point de vue thermo-chimique un oxyde de chrome complexe, qui existerait en combinaison avec 5SO^3 .

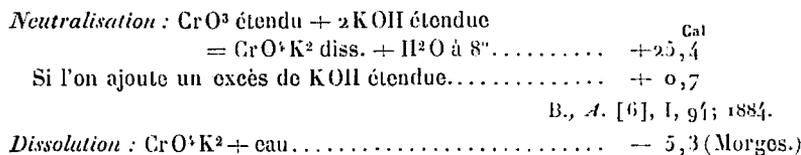
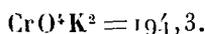
C. R., CXII, 1439, 1891; CXIII, 857, 1037; 1892.

Ainsi qu'une série d'acides complexes, dérivés de l'acide chromique et de l'acide sulfurique, dans lesquels les propriétés de ces deux composants sont dissimulées.

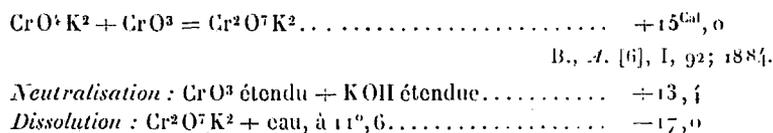
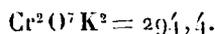
C. R., CXIV, 477, 1892; CXVI, 1367, 1893; et CXVIII, 1146; 1895.

Chromates.

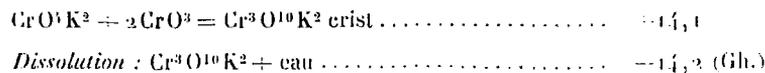
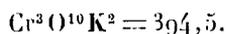
CHROMATE BIPOTASSIQUE.



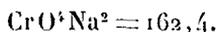
BICHROMATE ANHYDRE.



TRICHROMATE.



CHROMATE BISODIQUE.



Neutralisation : CrO^3 étendu + 2NaOH étendue
 = CrO^3Na^2 diss. + H^2O , à 18° + 24,7 (Th.)

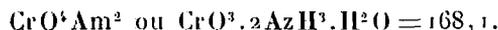
Dissolution : CrO^3Na^2 + eau. $\pm 2,2$ (B.)

Hydrates : $\text{CrO}^3\text{Na}^2 \cdot 4\text{H}^2\text{O}$ + eau. — 7,6 (B.)

$\text{CrO}^3\text{Na} \cdot 10\text{H}^2\text{O}$ + eau. — 15,8 (B.) sel fondu. — 3^{Cal}, 5

Chaleur de fusion de $\text{CrO}^3\text{Na}^2 \cdot 10\text{H}^2\text{O}$: 15^{Cal}, 3. (B.)

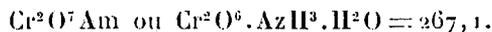
CHROMATE D'AMMONIAQUE.



Neutralisation : CrO^3 étendu + 2AzH^3 étendu, à 12° + 22^{Cal}, 2
 B., A. [6], 1, 95, 1884.

Dissolution : $\text{CrO}^3 \cdot 2\text{AzH}^3 \cdot \text{H}^2\text{O}$ + eau, à 18° — 5^{Cal}, 8
 SAB., C. R., CIII, 268; 1886.

BICHROMATE D'AMMONIAQUE.



$\text{CrO}^3\text{Am}^2 \rightleftharpoons \text{CrO}^3 = \text{Cr}^2\text{O}^7\text{Am}^2$ crist. $\pm 11,3$ ^{Cal}
 B., A. [6], 1, 93, 1884.

Neutralisation : 2CrO^3 étendu + AzH^3 étendue, à 12° + 12,0

Dissolution : $\text{Cr}^2\text{O}^7\text{H}^2 \cdot 2\text{AzH}^3$ + eau, à 13° — 12,4

CHAPITRE IV.

FER.

Poids atomique : Fe = 56. Métal polyvalent.

Poids équivalent : 28.

Poids moléculaire : 112.

Chaleur spécifique moléculaire moyenne (pour Fe²⁺) :

PIONCHON, *A.* [6], XI, 72; 1887.

Entre 0 et 100°.....	12,5
Entre 0 et 650°.....	16,6

Chaleur spécifique moléculaire moyenne :

Entre 700° et 1000°.....	24,2
Entre 1100° et 1160°.....	21,2

Vers 700°, il s'opère un changement d'état qui absorbe : — 0^{cal}, 59.

Vers 1050°, il semble s'opérer un second changement d'état.

OXYDES.

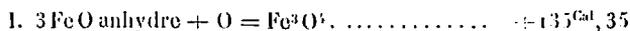
OXYDE FERREUX.

FeO = 72.

Fe + O = FeO anhydre.....	+ 65,7 ^{Cal}
Fe + O + eau = FeO hydraté.....	+ 68,9

Réactions mesurées :

Oxyde anhydre :

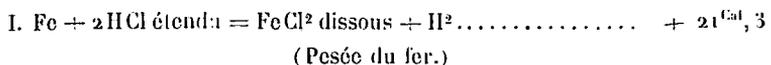


Expériences de calcination dans la bombe calorimétrique (O comprimé).



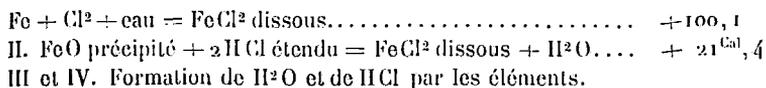
LE CHATELIER, *C. R.*, CXX, 693; 1895.

Oxyde hydraté :

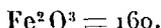


Th. U., III, 286.

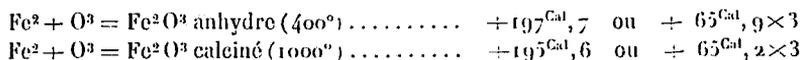
d'où



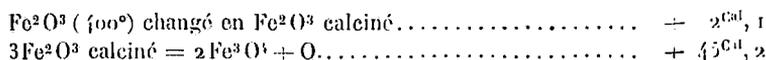
OXYDE FERRIQUE.



Oxyde anhydre :

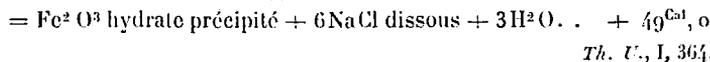
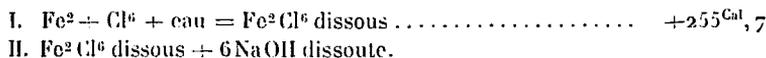
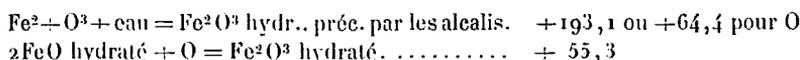


Réactions mesurées :



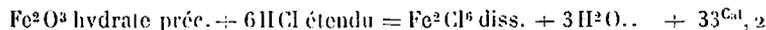
LE CHATELIER, *C. R.*, CXX, 623; 1895.

Oxyde hydraté :



Le dernier nombre diminue de $2^{\text{Cal}}, 0$ et davantage (B) avec la dilution, et il n'est pas prouvé que l'oxyde ainsi précipité soit exempt de sel basique.

On en conclurait (en supposant la réaction nette)



L'oxyde ferrique hydraté est susceptible d'états multiples, analogues à ceux de l'oxyde chromique.

Ces états varient par l'hydratation et par le degré de condensation polymérique. Une fois développés, plusieurs d'entre eux ne reproduisent plus les combinaisons primitives.

Il existe, entre autres, un oxyde colloïdal, obtenu par la décomposition spontanée de l'acétate ferrique, décomposition lente à froid et rapide à 100°. Cet oxyde est pseudosoluble et ne se com-

bine pas immédiatement aux acides étendus. Les sels neutres le coagulent, et l'effet thermique correspondant est insignifiant (B).

La chaleur de transformation de ces divers oxydes est inconnue. On ne connaît pas davantage la chaleur de formation de l'oxyde ferrique anhydre cristallisé; mais on peut l'assimiler à celle de l'oxyde chauffé à 1000°.

L'oxyde ferrique et les acides ne sont combinés que d'une façon incomplète dans les dissolutions des sels ferriques. L'eau intervient dans ces équilibres. Son action dépend des proportions relatives; elle est accrue par l'élévation de température; enfin elle n'est pas instantanée et croît avec le temps.

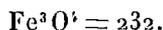
Sur la constitution des sels ferriques : azotate, chlorure, sulfate, acétate, en dissolution, *voir*

B., A. [4], XXX, 151, 186, 203; 1873.

Sur la dilution des sels ferriques, *voir*

LEMOINE, A. [6], XXX, 375; 1893.

OXYDE MAGNÉTIQUE.



$\text{Fe}^3 + \text{O}^3 = \text{Fe}^3\text{O}^3$ (variété facilement attaquable

par les acides)..... $+ 270^{\text{Cal}}, 8$ ou $+ 67,7 \times 4$
 FeO hydraté $+ \text{Fe}^2\text{O}^3$ hydraté $= \text{Fe}^3\text{O}^3$ $+ 8^{\text{Cal}}, 8$

B., A. [5], XXIII, 118; 1881.

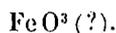
Réactions mesurées :

Fe^3O^3 anh. $+ 8 \text{HCl}$ étendu $= \text{FeCl}^2$ étendu $+ \text{Fe}^2\text{Cl}^6$ ét. $+ 4 \text{H}^2\text{O}$. $+ 46^{\text{Cal}}, 8$
 La neutralisation de FeO par 2HCl étendu dégageant. $+ 21^{\text{Cal}}, 4$ }
 Et celle de Fe^2O^3 , par 3HCl étendu, dans les mêmes } $+ 55^{\text{Cal}}, 6$
 conditions de température et de dilution..... $+ 34^{\text{Cal}}, 2$ }

on en conclut

FeO hydraté $+ \text{Fe}^2\text{O}^3$ hydraté $= \text{Fe}^3\text{O}^3$ $+ 8^{\text{Cal}}, 8$

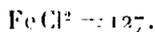
ACIDE FERRIQUE.



Non étudié.

CHLORURES DE FER.

CHLORURE FERREUX.



$\text{Fe} + \text{Cl}^2 = \text{FeCl}^2$ sol..... $+ 82^{\text{Cal}}, 2$ diss. $+ 100^{\text{Cal}}, 1$

Réactions mesurées :

A. Action de 2 KOH étendue sur FeCl² dissous. B., A. [5], IV, 189, 1875.

B. Les actions réciproques suivantes :

} SO ³ Fe dissous + 2 HCl dissous.....	— 2 ^{Gal} , 5
} FeCl ² dissous + SO ³ H ² étendu.....	+ 1 ^{Gal} , 1

Th. U., I, 418, 342, 136, 138.

Neutralisation : FeO préc. + 2 HCl diss. = FeCl² diss. + H²O. + 21^{Gal}, 3

Dissolution : FeCl² + eau..... Gal
+ 17,9

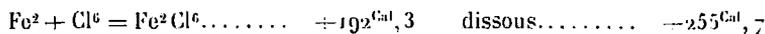
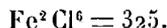
Th. U., III, 288.

Hydrates : FeCl².H²O + eau..... + 9,7

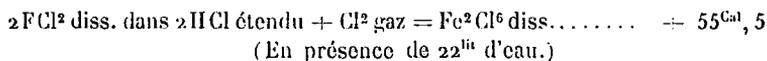
SAB., C. R., XCIII, 56; 1881.

FeCl².2H²O + eau..... — 3,3(Sab.)

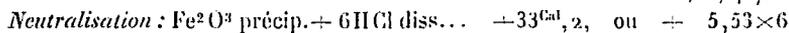
CHLORURE FERRIQUE.



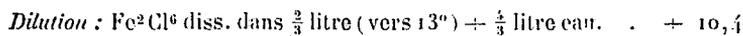
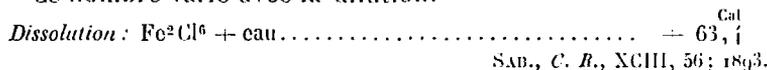
Réactions mesurées :



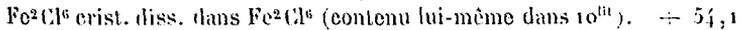
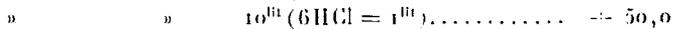
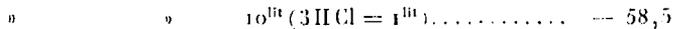
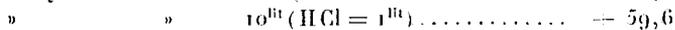
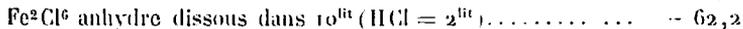
Th. U., II, 457.



Ce nombre varie avec la dilution.



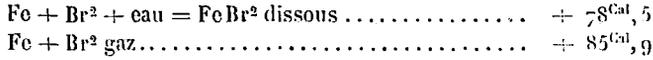
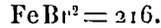
LEMOINE, A. [6], XXX, 373; 1881.



LEMOINE (Mémoire cité, p. 375).

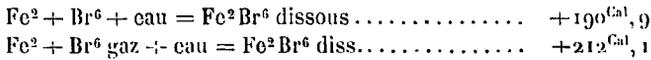
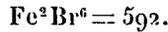
Il existe un *chlorhydrate de chlorure ferrique* défini.

BROMURE FERREUX.

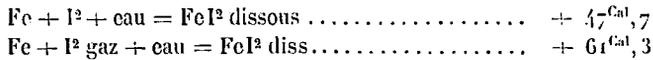
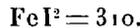


Cette valeur a été calculée en admettant que la chaleur de neutralisation de l'oxyde ferreux par les trois hydracides étendus, HCl, HBr, HI, est identique.

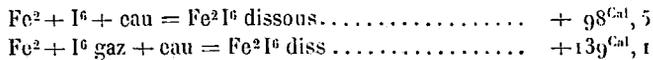
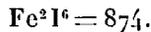
BROMURE FERRIQUE.



IODURE FERREUX.



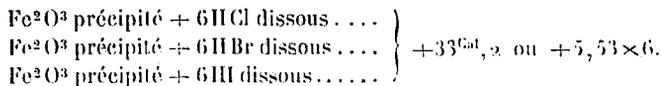
IODURE FERRIQUE.



D'après Andrews, une molécule de chlorure, de bromure, d'iodure ferriques, en dissolvant un atome de fer, pour se changer en chlorure, bromure, iodure ferreux,

Soit $2\text{Fe}^2\text{R}^6 + \text{Fe} = 3\text{Fe}^2\text{R}^2$,
dégage la même quantité de chaleur.

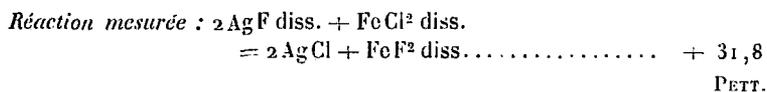
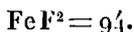
Dès lors, si l'on admet que les chaleurs de neutralisation du protoxyde de fer par les trois hydracides sont les mêmes, comme nous l'avons fait plus haut, il en résultera que la même relation existe pour les sels de peroxyde de fer. On aurait ainsi :



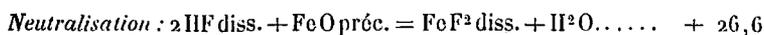
Mais ces relations devront être vérifiées plus exactement; sur-

tout en raison de la variation de la chaleur de combinaison de l'oxyde ferrique avec la dilution, variation qui pourrait ne pas être la même pour les trois hydracides.

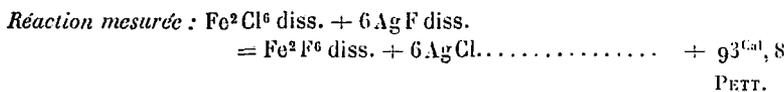
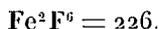
FLUORURE FERREUX.



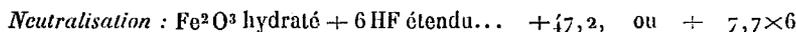
d'où



FLUORURE FERRIQUE.



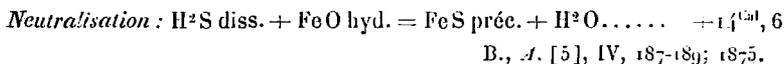
d'où



Fluorhydrate de fluorure :

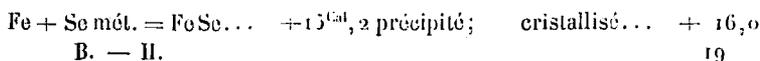
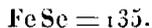


SULFURE FERREUX.



Valeur calculée d'après la mesure thermique de la réaction du sulfure de sodium sur les sels ferreux.

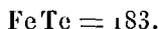
SÉLÉNIURE DE FER.



Réactions mesurées :

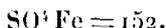
A. Na ² Se diss. + SO ³ Fe diss. = FeSe préc. + SO ³ Na ² diss . . .	+ 30 ^{Cal} ,2
	FAB., <i>A.</i> [6], X, 522; 1887.
B. Réaction de 9Br sur FeSe cristallisé	+ 117,4
<i>Neutralisation</i> : H ² Se diss. + FeO hyd. = FeSe préc. + H ² O . . .	+ 31,1

TELLURE DE FER.



Fe + Te cristallisé = FeTe cristallisé	+ 12 ^{Cal} ,0
D'après la réaction de 7Br, qui dégage	+ 268 ^{Cal} ,2
	FAB., <i>A.</i> [6], XIV, 112; 1887.

SULFATE FERREUX.



S + O ³ + Fe + eau = SO ³ Fe dissous	+ 234 ^{Cal} ,9
	<i>Th. U.</i> , I, 342, 136 et 138.
<i>Neutralisation</i> : SO ³ H ² dissous + FeO précipité	+ 24,9
Calculé d'après SO ³ Fe dissous + 2 KOH dissoute	+ 6,3
<i>Dissolution</i> : SO ³ Fe. 7H ² O + eau	- 4,5 (Th.)

Sulfate acide :

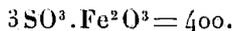
SO ³ Fe dissous + SO ³ H ² dissous	- 0,9
	<i>Th. U.</i> , I, 135.

Sels doubles :

SO ³ Fe. SO ³ K ² . 6H ² O + eau	- 10,7 (Glh.)
SO ³ Fe. SO ³ Am ² . 6H ² O + eau	- 9,8 (Glh.)

L'action thermique réciproque des deux sels dissous est négligeable.

SULFATE FERRIQUE.



S ³ + O ¹² + Fe ² + eau = 3 SO ³ .Fe ² O ³ dissous	+ 650 ^{Cal} ,5
<i>Neutralisation</i> : 3 SO ³ H ² diss. + Fe ² O ³ préc.	+ 34,1 ou + 5,7 × 6
	B., <i>A.</i> [4], XXX, 156; 1873.
<i>Dilution</i> : 3 SO ³ .Fe ² O ³ ($\frac{2}{3}$ ^{lit}) + $\frac{4}{3}$ ^{lit} eau	+ 4,8
3 SO ³ .FeO ³ (2^{lit}) + 2^{lit} eau	+ 0,4
	LEMOINE, <i>A.</i> [6], XXX, p. 375; 1893.

$3\text{SO}^3.\text{FeO}^3(2^{\text{lit}}) + 6^{\text{lit}} \text{eau}$	$+ 6^{\text{cal}}, 6$
$3\text{SO}^3\text{H}^2 \text{diss.} + 2\text{Fe}^2\text{O}^3 \text{précipité} = \text{sel basique soluble. Même valeur sensiblement.}$	
$3\text{SO}^3.\text{Fe}^2\text{O}^3(12^{\text{lit}}) + 3\text{SO}^3\text{H}^2(1 \text{ mol.} = 4^{\text{lit}})$	$= 2^{\text{cal}}, 8$

Le phénomène thermique est ici de signe contraire à celui que produit le sulfate ferreux dissous, agissant sur l'acide sulfurique étendu.

Réaction des sulfates neutres dissous sur le sulfate ferrique dissous :

B., A. [4], XXX, 160; 1873.

$3\text{SO}^3.\text{Fe}^2\text{O}^3(12^{\text{lit}}) + 3\text{SO}^3\text{Na}^2(1 \text{ mol.} = 4^{\text{lit}})$	$= 3^{\text{cal}}, 1$
$3\text{SO}^3.\text{Fe}^2\text{O}^3(12^{\text{lit}}) + 3\text{SO}^3\text{K}^2(4^{\text{lit}})$	$= 2, 7$
$3\text{SO}^3.\text{Fe}^2\text{O}^3(12^{\text{lit}}) + \text{SO}^3\text{Am}^2(4^{\text{lit}})$	$= 0, 4$
$5(3\text{SO}^3.\text{Fe}^2\text{O}^3) \text{dissous} + 3\text{SO}^3\text{K}^2 \text{dissous}$	$= 4, 7$
$3\text{SO}^3.\text{Fe}^2\text{O}^3 \text{dissous} + 15\text{SO}^3\text{K}^2 \text{dissous}$	$= 4, 4$

Action réciproque de deux sels ferriques :

B., A. [4], XXX, 169; 1873.

$3\text{SO}^3.\text{Fe}^2\text{O}^3(12^{\text{lit}}) + 3\text{Az}^2\text{O}^5.\text{Fe}^2\text{O}^3(12^{\text{lit}})$	$= 1, 9$
$3\text{SO}^3.\text{Fe}^2\text{O}^3(12^{\text{lit}}) + 5(3\text{Az}^2\text{O}^5.\text{Fe}^2\text{O}^3) \text{dissous}$	$= 1, 9$
$5(3\text{SO}^3.\text{Fe}^2\text{O}^3 \text{dissous}) + 3\text{Az}^2\text{O}^5.\text{Fe}^2\text{O}^3 \text{dissous}$	$= 1, 5$

Sels doubles. Aluns :

$3\text{SO}^3.\text{Fe}^2\text{O}^3.\text{SO}^3\text{K}^2. 24\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	$= 32, 0$
$3\text{SO}^3.\text{Fe}^2\text{O}^3.\text{SO}^3\text{Am}^2. 24\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	$= 33, 2$

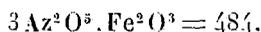
FAYRE.

AZOTATE FERREUX.



$\text{Az}^2 + \text{O}^6 + \text{Fe} + \text{eau} = \text{Az}^2\text{O}^6\text{Fe} \text{dissous}$	$+ 119^{\text{cal}}, 0$
<i>Neutralisation :</i> $2\text{AzO}^3\text{H} \text{diss.} + \text{FeO} \text{hydraté}$	$+ 21^{\text{cal}}, 5$

AZOTATE FERRIQUE.



$\text{Az}^2 + \text{O}^5 + \text{Fe}^2 + \text{eau} = 3\text{AzO}^5.\text{H}^2\text{O}^3 \text{dissous}$	$+ 314^{\text{cal}}, 3$
<i>Neutralisation :</i> $6\text{AzO}^3\text{H} \text{diss.} + \text{Fe}^2\text{O}^3 \text{précipité}$..	$+ 35, 4$ ou $+ 5, 9 \times 6$
D'après la réaction de 6KOH dissoute sur le sel dissous.	

B., A. [4], XXX, 166; 1873.

Le sel dissous éprouve avec le temps un léger commencement de décomposition, sans séparation de sel insoluble.



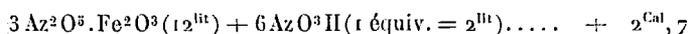
La liqueur primitive, conservée pendant trois semaines et diluée de même, absorbe en plus... $- 2^{\text{Cal}}, 1$

B., Mémoire cité, p. 166.

La chaleur de neutralisation de l'oxyde ferrique par l'acide azotique (+ 5,7 × 6) l'emporte d'une quantité sensible sur celle du même oxyde par l'acide sulfurique (+ 5,9 × 6); contrairement à ce qui arrive pour les sels alcalins.

B., A. [1], XXX, 167; 1873.

Action d'un excès d'acide :



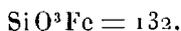
B., Mémoire cité, 168.

L'azotate de soude dissous n'exerce pas d'effet sensible sur l'azotate ferrique. Quant à l'action réciproque du sulfate et de l'azotate ferrique, voir plus haut.

On trouvera la discussion détaillée de toutes ces réactions dans le Mémoire cité. Elles sont dues à la dissociation partielle des sels ferriques dissous.

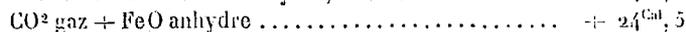
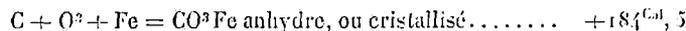
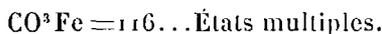


SILICATE FERREUX.

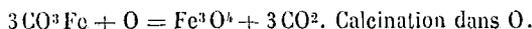


LE CHATELIER, C. R., CXX, 624, 1895.

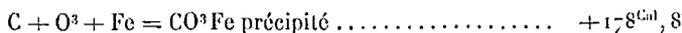
CARBONATE FERREUX.



Réaction mesurée :



LE CHATELIER, C. R., CXX, 623; 1895.



Calculé d'après la réaction de CO^3K^2 dissous sur SO^1Fe dissous :

B., A. [5], IV, 166; 1875.

Neutralisation : CO^2 diss. + FeO préc. + 10,0 CO^2 gaz. + 15,6

CARBONATE FERRIQUE.

3CO^2 diss. + Fe^2O^3 précipité, dégage de... + 7^{Cal}, 2 à + 12^{Cal}, 0

suivant les conditions. Ces nombres sont calculés d'après les réactions du sulfate ferrique et de l'azotate ferrique dissous sur le carbonate potassique dissous. Ils répondent en réalité à des systèmes dissociés, renfermant un sel basique et de l'acide libre.

B., A. [5], IV, 173; 1875.

FORMIATE.

$(\text{CHO}^2)^2\text{Fe} = 146.$

Non étudié.

ACÉTATE FERREUX.

$(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Fe} = 174.$

$\text{C}^1 + \text{H}^6 + \text{O}^1 + \text{Fe} + \text{eau} = (\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Fe}$ dissous. + 137^{Cal}, 3

Neutralisation : $2\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2$ dissous + FeO précipité. + 19,8 (Th.)

ACÉTATE FERRIQUE.

$(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^6\text{Fe}^2$ ou $3\text{C}^1\text{H}^6\text{O}^3.\text{Fe}^2\text{O}^3 = 466.$

$12\text{C} + 18\text{H} + 2\text{Fe} + 6\text{O} + \text{eau} = 3\text{C}^1\text{H}^6\text{O}^3.\text{Fe}^2\text{O}^3$ diss. . . + 718^{Cal}, 7

Ce nombre répond à un système dissocié.

Neutralisation : $6\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2$ dissous + Fe^2O^3 précipité. + 27^{Cal}, 0

Réaction mesurée : 6 KOH dissoute agissant sur le sel préparé immédiatement, par double décomposition entre le sulfate ferrique et l'acétate plombique.

La dissolution récente du sulfate ferrique se décompose peu à peu. Après dix-huit mois, il n'y reste plus guère qu'un dixième combiné; l'oxyde ferrique s'étant séparé de l'acide dans la liqueur même, sans précipitation. La dilution accélère cette décomposition. Une température de 100° la produit très rapidement.

Il se produit ainsi un oxyde ferrique colloïdal, pseudosoluble et qui ne se combine plus immédiatement aux acides.

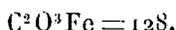
La dilution immédiate de ce sel, amenée par addition d'eau de 12 volumes à 60 volumes par molécule, absorbe $-3^{\text{Cal}}, 4$.

Où trouvera le détail de cette étude dans le *Mémoire* suivant :

B., *A.* [4], XXX, 171; 1873.

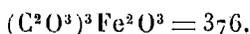
L'action réciproque entre l'acétate et le sulfate ferriques, ou l'azotate ferrique, donne lieu à un accroissement de décomposition (même *Mémoire*, p. 183).

OXALATE FERREUX.



Non étudié.

OXALATE FERRIQUE.



$\text{C}^6 + \text{O}^{12} + \text{eau} + \text{Fe}^2 + \text{eau} = (\text{C}^2\text{O}^3)^3\text{Fe}^2\text{O}^3$ dissous $+ 606^{\text{Cal}}, 8$

Neutralisation : $3\text{C}^2\text{H}^2\text{O}^4$ diss. + Fe^2O^3 préc. = sel diss. $+ 34^{\text{Cal}}, 8$

Calculée d'après l'action de 6KOH dissoute.

LEMOINE, *A.* [6], XXX, 379; 1893.

Ce nombre varie un peu avec la concentration.

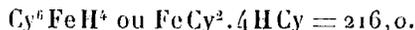
Action d'un excès d'acide :

$(\text{C}^2\text{O}^3)^3\text{Fe}^2\text{O}^3$ dissous + $3\text{C}^2\text{H}^2\text{O}^4$ dissous $+ 2, 4$

Les acides chlorhydrique, azotique, sulfurique, oxalique, dégagent à peu près la même quantité de chaleur, en s'unissant à l'oxyde ferrique, à équivalents égaux.

Ferrocyanures.

ACIDE FERROCYANHYDRIQUE.

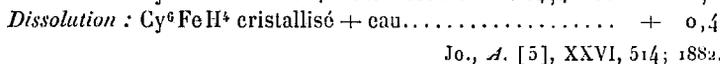
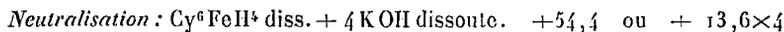
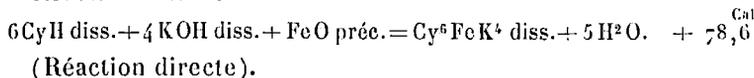


Chaleur de formation :

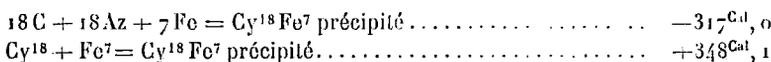
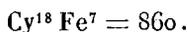
$6\text{C} + 6\text{Az} + \text{H}^3 + \text{Fe} = \text{C}^6\text{Az}^6\text{FeH}^3$	$- 122, 0$	^{Cal}	dissous..	$- 121, 6$
$\text{Cy}^6 + \text{H}^3 + \text{Fe} = \text{Cy}^6\text{FeH}^3$	$+ 99, 7$		» ..	$+ 100, 1$
$4\text{HCy liq.} + \text{Fe} + \text{Cy}^2$	$+ 40, 9$		» ..	$+ 51, 3$
$4\text{HCy diss.} + \text{Fe} + \text{Cy}^2$	»		» ..	$+ 49, 7$
$4\text{HCy gaz} + \text{Fe} + \text{Cy}^2$	$+ 63, 7$		»	»
$6\text{CyH étendu} + \text{FeO}$ précipité = Cy^6FeH^3 dissous + H^2O	$+ 24, 6$			

B., *A.* [5], V, 464; 1875.

Réaction mesurée :

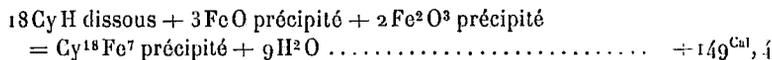


BLEU DE PRUSSE.

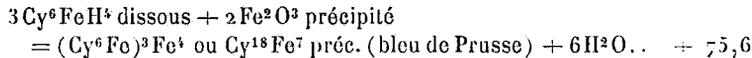


Réaction mesurée. — Double décomposition entre le ferrocyanure et le sulfate ou l'azotate ferrique (B. Mémoire cité.)

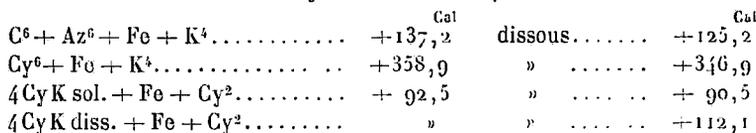
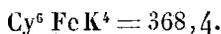
D'où l'on calcule :



Neutralisation :



FERROCYANURE DE POTASSIUM.

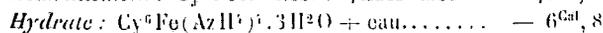
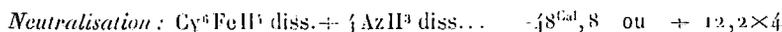


B., Mémoire cité.

AUTRES FERROCYANURES.

Jo., A. [5]. XXVI, 516; 1882.

Ammoniaque :



Baryum :

<i>Neutralisation</i> : Cy^6FeH^3 diss. + 2 Ba O diss., sol diss.	+55,7	ou +	$13,93 \times 4$
<i>Hydrate</i> : $\text{Cy}^6\text{FeBa}^2 \cdot 6\text{H}^2\text{O}$ + eau	-11,4		

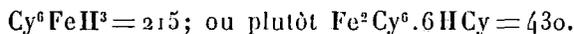
Calcium :

<i>Neutralisation</i> : Cy^6FeH^3 diss. + 2 Ca O diss., sol diss.	+56,4	ou +	$14,1 \times 4$
<i>Hydrate</i> : $\text{Cy}^6\text{FeCa}^2 \cdot 12\text{H}^2\text{O}$ + eau	-4,6		

Zinc :

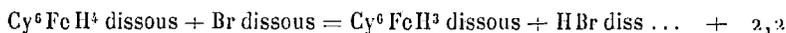
<i>Neutralisation</i> : Cy^6FeH^3 diss. + 2 Zn O préc.	+45,0
Calculé d'après la réaction de $2\text{SO}^3\text{Zn}$ dissous sur le sel K^4 dissous	+6,6

ACIDE FERRICYANHYDRIQUE.

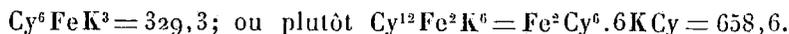
*Chaleur de formation :*

$\text{C}^6 + \text{Az}^6 + \text{Fe} + \text{H}^3 + \text{eau}$			
= Cy^3FeH^3 dissous	-147,5	Formule doublée.	-294,9
$\text{Cy}^6 + \text{Fe} + \text{H}^3 + \text{eau} = \text{Cy}^3\text{FeH}^3$ diss.	+74,2	»	+148,5
$(\text{Cy}^6 + \text{Fe}^2) + 6\text{HCy}$ dissous	»	»	+72,9

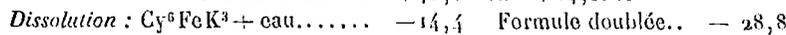
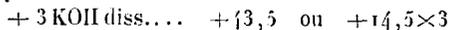
Jo., A. [5], XXVI, 520; 1882.

Réactions mesurées :

FERRICYANURE DE POTASSIUM.

*Chaleur de formation :*

$\text{C}^{12} + \text{Az}^{12} + \text{Fe}^2 + \text{K}^6 = \text{sel solide}$..	+109,5	dissous.....	+80,7
$12\text{Cy} + 2\text{Fe} + 6\text{K} = \text{Cy}^{12}\text{Fe}^2\text{K}^6$..	+552,9	»	+524,1
$(\text{Fe}^2 + \text{Cy}^6) + 6\text{KCy}$ solide.....	+374,1	»	»
$(\text{Fe}^2 + \text{Cy}^6) + 6\text{KCy}$ dissous.....	»	»	+363,3

Neutralisation : Cy^6FeH^3 dissous

CHAPITRE V.

COBALT.

Poids atomique : Co = 58,7. Métal polyvalent.

Poids équivalent : 29,3.

Poids moléculaire (par Co²) : 117,4.

Chaleur spécifique moléculaire :

<i>Chaleur spécifique moléculaire élémentaire</i> : vers 0°...	Gal 12,5
<i>Chaleur spécifique moléculaire moyenne</i> : 0°-800°...	16,2
900°-1200°...	23,9

Changement d'état vers 900°.

PIONCHON, *A.* [6], XI, 85; 1887.

Oxydes.

PROTOXYDE.

CoO = 74,7.

Co + O + eau = CoO hydraté..... + 64^{Gal}, 1

Th. U., III, 296.

Réactions mesurées :

I. Attaque du cobalt par HCl concentré. On déduit le poids du métal dissous du volume de l'hydrogène dégagé. La méthode comporte diverses corrections. L'influence exercée par l'entraînement de l'acide chlorhydrique gazeux dans l'hydrogène a été négligée. L'auteur a calculé, d'après ses données, la valeur suivante :

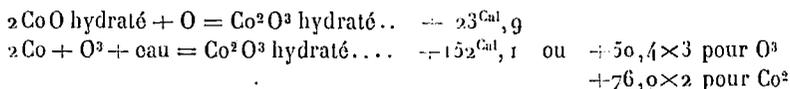
Co + 2HCl étendu = CoCl^{Gal} dissous + H^{Gal}..... + 16,2

d'où

Co + Cl^{Gal} + eau = CoCl^{Gal} dissous... + 95,0

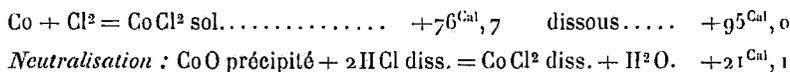
CoO précipité + 2HCl étendu = CoCl^{Gal} étendu + H^{Gal}O... + 21,1

PEROXYDE.



La chaleur de formation a été déduite d'un calcul assez compliqué, fondé sur la décomposition du chlorure par un mélange de soude libre et d'hypochlorite de soude (*Th. U.*, III, 298). On a refait le calcul, d'après les nombres adoptés dans le présent Ouvrage pour la formation de l'hypochlorite (p. 205).

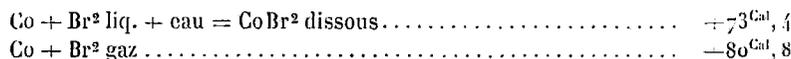
CHLORURE DE COBALT.



Calculé d'après la précipitation de SO^4Co dissous par 2KOH dissoute d'une part (+25,4), et par BaCl^2 dissous (+5,7) d'autre part.
Th. U., I, 348.

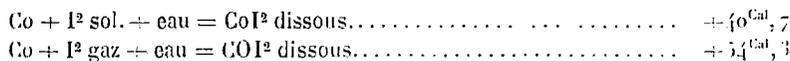
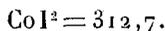


BROMURE DE COBALT.



On admet que la chaleur de neutralisation des trois hydracides étendus, HCl , HBr , HI , par CoO est identique.

IODURE DE COBALT.

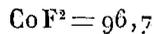


Réactions mesurées :

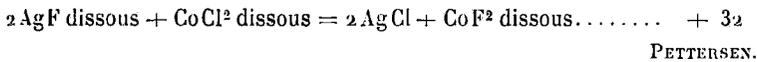
- I. Co attaqué par I² dissous dans *m* NaI concentré (NaI + 25 H²O). 41^{Cal}, 5
 II. I² dissous dans la même solution 0^{Cal}, 8
 PIGEON, *A*, [7], II, 494; 1894.

Le calcul établi d'après l'identité supposée des trois chaleurs de neutralisation donnerait +42,6.

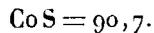
FLUORURE DE COBALT.



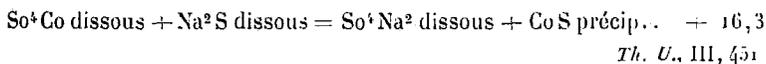
- Co + F² + eau = CoF² dissous -122^{Cal}, 2
 CoO précipité + 2HF dissous + 26^{Cal}, 5

Réaction mesurée :

SULFURE.



- Co + S = CoS précipité - 21^{Cal}, 9
 Neutralisation : H²S diss. + CoO préc. = CoS préc. - H²O + 17^{Cal}, 3

Réaction mesurée :

SÉLÉNIURE.



- Co + Se mét. = CoSe précip. + 13^{Cal}, 9 cristallisé - 9^{Cal}, 9
 Neutralisation : H²Se diss. + CoO préc. = CoSe préc. + H²O - 34^{Cal}, 6

Réactions mesurées :

- A. SO⁴Co diss. + Na²Se diss. = SO⁴Na² diss. + CoSe préc. + 33,7
 B. Action de 9Br sur CaSe cristallisé - 102,3
 FABRE, *A.*, [6], X, 529; 1887.

TELLURE.



- Co + Te crist. = CoTe crist. - 13^{Cal}, 0

Réaction mesurée :

Action de 7Br sur CoTe, en présence de l'eau..... +115^{Cal},9

FABRE, *A.*, [6], XIV, 113; 1888.

SULFATE.

$\text{SO}^4\text{Co} = 154,7.$

$\text{S} + \text{O}^2 + \text{Co} + \text{eau} = \text{SO}^4\text{Co}$ dissous..... +228^{Cal},9

Neutralisation : SO^4H^2 dissous + CoO précipité... + 27^{Cal},7

Réaction mesurée :

A. SO^4Co dissous + BaO dissoute + 12,2

Th. U., I, 370.

B. La décomposition du même sel par 2KOH dissoute conduit au chiffre +25,4 pour la chaleur de neutralisation.

La pureté de CoO hydraté, précipité dans ces conditions, est incertaine.

Dissolution : $\text{SO}^4\text{Co} \cdot 7\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$ — 3,6 (Th.)

Bisulfate :

SO^3H^2 dissous + SO^4Co dissous — 0,8

AZOTATE.

$\text{Az}^2\text{O}^6\text{Co} = 182,7.$

$\text{Az}^2 + \text{O}^6 + \text{Co} + \text{eau} = \text{Az}^2\text{O}^6\text{Co}$ dissous..... +113^{Cal},8

Neutralisation : 2AzO³H dissous + CoO précipité... + 21^{Cal},1

D'après la précipitation du sulfate de cobalt dissous par l'azotate de baryte dissous.

Th. U., I, 351.

Dissolution : $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Co} \cdot 6\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$ — 5,0 (Th.)

ACÉTATE.

$(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Co} = 167,7.$

$\text{C}^2 + \text{H}^6 + \text{O}^3 + \text{Co} + \text{eau} = (\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Co}$ diss... +219^{Cal},4

Neutralisation : 2C²H³O² dissous + CoO précip... + 21^{Cal},1

Th.

CHAPITRE VI.

NICKEL.

Poids atomique : Ni = 58,8. Métal polyvalent.

Poids équivalent : 29,4.

Poids moléculaire : 117,6.

Chaleurs spécifiques moléculaires (pour Ni²).

ГЮНСОН, А [6], XI, 86; 1887.

Chaleur spécifique élémentaire :

Vers 0°.....	12,8 (R.).
Vers 200°.....	13,8
Vers 285°.....	16,3

Chaleur spécifique moyenne :

450°-750°.....	16,5
750°-1050°.....	16,3

Changement d'état vers 300°.

OXYDE.

NiO = 74,8.

Ni + O + eau = NiO hydraté..... +61^{Cal}, 5
Th. U., III, 2961.

Réactions mesurées :

I. Attaque du nickel par HCl concentré. *For* ce qui a été dit pour le cobalt (page 297). On a établi ici le calcul d'après les chiffres obtenus.

Ni + 2HCl étendu = NiCl² étendu + H² produirait..... +15,1

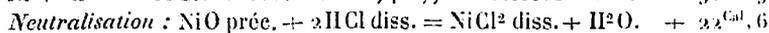
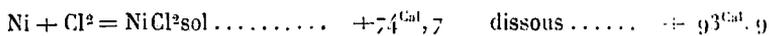
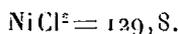
II. NiO précipité + 2HCl étendu = NiCl² étendu + H²O..... +22,6

Th. U., I, 348.

Les expériences thermiques relatives à la formation du sesqui-

oxyde de nickel n'ont pas paru offrir un caractère suffisamment défini pour être données ici.

CHLORURE.

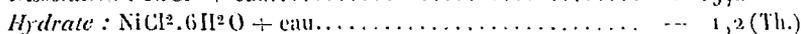
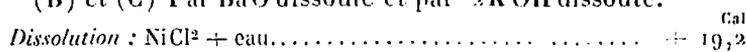


Th. U., I, 348.

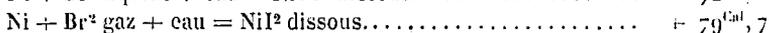
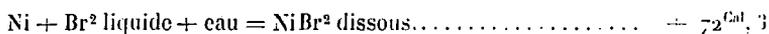
Calculé d'après la précipitation du sulfate dissous :

(A) Par BaCl^2 dissous.

(B) et (C) Par BaO dissoute et par 2KOH dissoute.

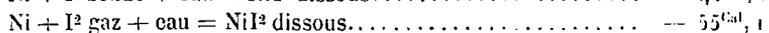
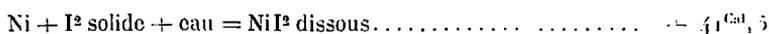
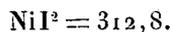


BROMURE.

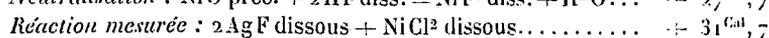
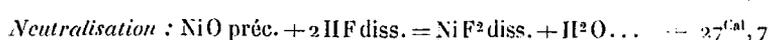


On admet que la neutralisation de NiO précipité, par les trois hydracides étendus, dégage la même quantité de chaleur.

IODURE.



FLUORURE.

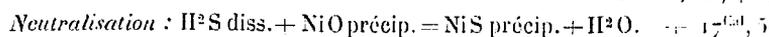


PETT.

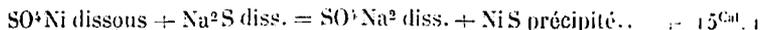
SULFURE.



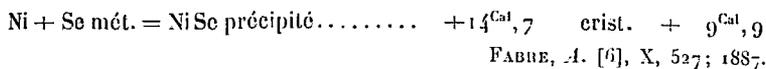
Th. U., III, 451.



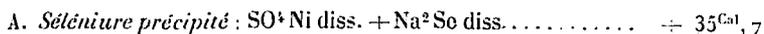
Réaction mesurée :



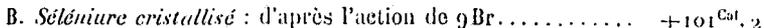
SÉLÉNIURE.



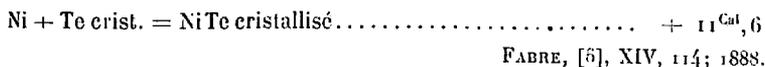
Réactions mesurées :



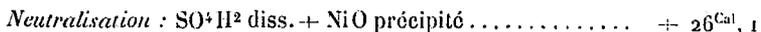
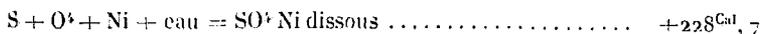
D'où



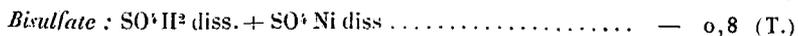
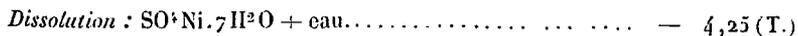
TELLURE.



SULFATE.



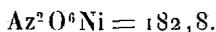
Calculé d'après la précipitation du sulfate dissous par 2KOH dissous et par Ba O dissoute. (Th.).



HYPOSULFATE.



AZOTATE.



$\text{Az}^2 + \text{O}^6 + \text{Ni} + \text{eau} = \text{Az}^2\text{O}^6\text{Ni}$ dissous	+ 112 ^{Cal} , 6
<i>Neutralisation</i> : 2 AzO^3H diss. + NiO préc.	+ 22 ^{Cal} , 5
	<i>Th. U.</i> , I, 35r.
<i>Dissolution</i> : $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Ni} \cdot 6\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	= 7 ^{Cal} , 5 (T.)

CYANURE.



$\text{C}^2 + \text{Az}^2 + \text{Ni} = \text{C}^2\text{Az}^2\text{Ni}$ précipité	= 23 ^{Cal} , 4
$\text{Cy}^2 + \text{Ni} = \text{NiCy}^2$ précipité	+ 50 ^{Cal} , 5
	<i>VARET, C. R.</i> , CXXII, 1123, 1896.
<i>Neutralisation</i> : 2 H Cy dissous + NiO précipité	= 31 ^{Cal} , 9

Réactions mesurées :

2 K Cy diss. + SO^3Ni diss.	+ 31 ^{Cal} , 6	avec 2 Na Cy diss.	+ 31 ^{Cal} , 4
2 K Cy diss. + $\text{Az}^2\text{O}^3\text{Ni}$ diss.	+ 31 ^{Cal} , 0	avec 2 Na Cy diss.	+ 30 ^{Cal} , 9

On a pris la moyenne.

Cyanures doubles :

NiCy^2 précipité + 2 K Cy dissous	= 12 ^{Cal} , 4
De même, NiCy^2 , ou BaCy^2 , ou SrCy^2 .	

Ces cyanures paraissent les dérivés d'un acide complexe, mais instable : $\text{NiCy}^2 \cdot 2\text{H Cy}$.

VARET, Mémoire cité.

CHAPITRE VII.

ZINC.

Poids atomique : $Zn = 65$. Métal bivalent.

Poids équivalent : 32,5.

Poids moléculaire : 130, d'après la chaleur spécifique ; 65, d'après la densité gazeuse.

Chaleur spécifique pour 1^{er} : 0,0956 (R.).

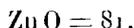
Chaleur spécifique moléculaire : calculée d'après la densité gazeuse (pour 65^{er}) : 6,2. Ce nombre doit varier lentement avec la température.

On admet en général 12,4, le poids atomique étant supposé égal à 65.

Température de fusion : 415°.

Chaleur de fusion moléculaire ($Zn^2 = 130$) : 3^{Cal},64 (P.).

OXYDE DE ZINC.



Oxyde anhydre :



Combustion directe du zinc (DULONG).

Ce nombre est le même pour ZnO séché à 350°, et pour ZnO chauffé au rouge vif.

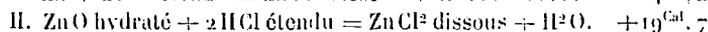
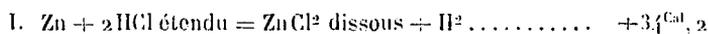
MARIGNAC, *Arch. Sc. nat.*, XLII, 209; 1871.

Oxyde hydraté :



Th. U., III, 271.

Réaction mesurée :



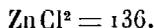
B. — II.

30

La redissolution de ZnO hydraté, précipité d'un sel, par un excès de KOH étendue précipitante, ne dégage pas de chaleur appréciable.

B., *A.* [4], XXX, 195; 1873.

CHLORURE.



Zn + Cl = Zn Cl sol. + 97^{Cal}, 4 dissous + 113^{Cal}, 0
Neutralisation : ZnO hydraté + 2HCl diss. = ZnCl² diss. + H²O. + 19^{Cal}, 7

d'après la réaction de 2 KOH dissoute sur le chlorure dissous.

B., *A.* [5], IV, 189; 1875.

Dissolution : ZnCl² + eau + 15,6 (Th.)
 ZnCl² + alcool + 9,8

PICK., *J. B. für* 1888; 322.

Oxychlorures.

ANDRÉ, *A.* [6], III, 94; 1884.



ZnCl² dissous + ZnO hydraté + 11 H²O liquide = 2,2
 ZnCl² anhydre = 17,8

Réaction mesurée :

Le composé dissous dans 8HCl étendu = 76,6
 $\text{Zn Cl}^2 . 3 \text{ Zn O} . 5 \text{ H}^2 \text{ O}.$

ZnCl² dissous + ZnO hydraté + 5 H²O liquide = 0,6
 ZnCl² anhydre = 16,2

Réaction mesurée :

Le composé dissous dans 6HCl étendu = 60,7
 $\text{Zn Cl}^2 . 5 \text{ Zn O} . 8 \text{ H}^2 \text{ O}.$

ZnCl² dissous + ZnO hydraté + 8 H²O liquide = 2,9
 ZnCl² anhydre = 18,5

Réaction mesurée :

Le composé dissous dans 10HCl étendu = 95,6
 $\text{Zn Cl}^2 . 8 \text{ Zn O} . 10 \text{ H}^2 \text{ O}.$

ZnCl² dissous + ZnO hydraté + 10 H²O liquide = 1,6
 ZnCl² anhydre = 17,2

Réaction mesurée :

Le composé dissous dans 16HCl étendu..... $\overset{\text{Cal}}{-147,6}$

Chlorures ammoniacaux :

$\text{ZnCl}^2 + 2\text{AzH}^3 = \text{ZnCl}^2 \cdot 2\text{AzH}^3$ $+ 44,2$

$\text{ZnCl}^2 + 4\text{AzH}^3 = \text{ZnCl}^2 \cdot 4\text{AzH}^3$ $+ 68,0$

$\text{ZnCl}^2 + 6\text{AzH}^3 = \text{ZnCl}^2 \cdot 6\text{AzH}^3$ $+ 90,0$

ISAMBERT, *C. R.*, LXXXVI, 968; 1878.

ZnCl^2 anhydre + 5AzH³ gaz + H²O liq. = $\text{ZnCl}^2 \cdot 5\text{AzH}^3 \cdot \text{H}^2\text{O}$ $+ 74,9$

ANDRÉ, *A.* [6], III, 86, 101.

Réaction mesurée :

Le composé + 5HCl étendu..... $+ 46,9$

$2\text{ZnCl}^2 + 4\text{AzH}^3 + \frac{1}{2}\text{H}^2\text{O liq.} = 2\text{ZnCl}^2 \cdot 4\text{AzH}^3 \cdot \frac{1}{2}\text{H}^2\text{O}$ $+ 88,7$

Réaction mesurée :

$2\text{ZnCl}^2 \cdot 4\text{AzH}^3 \cdot \frac{1}{2}\text{H}^2\text{O} + 4\text{HCl étendu}$ $+ 27,5$

Chlorure double :

$3\text{ZnCl}^2 + 6\text{AzH}^3\text{Cl} + \text{H}^2\text{O liq.} = 3\text{ZnCl}^2 \cdot 6\text{AzH}^3\text{Cl} \cdot \text{H}^2\text{O liq.}$ $+ 16,7$

Réactions mesurées :

Dissolution de ce composé..... $+ 6,5$

ANDRÉ, *A.*, 6, III, 83; 1884.

BROMURE DE ZINC.

$\text{ZnBr}^2 = 225$.

$\text{Zn} + \text{Br}^2$ liquide = ZnBr^2 anhydre.. $+76^{\text{Cal}},0$ dissous .. $+ 91,4$

$\text{Zn} + \text{Br}^2$ gaz = ZnBr^2 anhydre..... $+83^{\text{Cal}},4$ dissous .. $+ 98,8$

Dissolution : $\text{ZnBr}^2 + \text{eau}$ $+ 15,0$ (T.)

Neutralisation : 2HBr étendu et 2HI étendu dégagent, avec ZnO, la même quantité de chaleur que 2HCl étendu; (d'après la réaction du sulfate Zn dissous sur BaCl², BaBr², BaI² dissous).

Th. U., III, 283.

OXYBROMURES.

$\text{ZnBr}^2 \cdot 4\text{ZnO} \cdot 13\text{H}^2\text{O}$.

ZnBr^2 dissous + 4ZnO + 13H²O liq. = $\text{ZnBr}^2 \cdot 4\text{ZnO} \cdot 13\text{H}^2\text{O}$ $\overset{\text{Cal}}{-147,2}$

ZnBr^2 anhydre + 4ZnO + 13H²O liq..... $+ 16,2$

Réaction mesurée :

Dissolution dans 8HBr étendu..... $- 77,6$

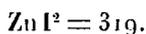
Combinaisons ammoniacales :

$\text{Zn Br}^2 + 5 \text{Az H}^3 = \text{Zn Br}^2 \cdot 5 \text{Az H}^3$	+ 83,6 ^{Cal}
D'après la réaction du composé sur 5 H Br étendu	+ 37,6
$3 \text{Zn Br}^2 + 6 \text{Az H}^3 + \text{H}^2 \text{O liq.} = 3 \text{Zn Br}^2 \cdot 6 \text{Az H}^3 \cdot \text{H}^2 \text{O}$	+ 136,3

Sel double :

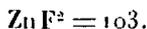
$\text{Zn Br}^2 + 2 \text{Az H}^3 \text{ Br} + \text{H}^2 \text{O liq.} = \text{Zn Br}^2 \cdot 2 \text{Az H}^3 \text{ Br} \cdot \text{H}^2 \text{O}$	+ 6,1
D'après la dissolution, qui dégage	+ 0,9

IODURE DE ZINC.



$\text{Zn} + \text{I}^2 \text{ solide} = \text{Zn I}^2 \text{ anhydre}$	+ 49 ^{Cal} , 3	dissous.	+ 60,6 ^{Cal}
$\text{Zn} + \text{I}^2 \text{ gaz} = \text{Zn I}^2 \text{ anhydre}$	+ 62 ^{Cal} , 9	dissous.	+ 74,2
<i>Dissolution</i> : $\text{Zn I}^2 + \text{eau}$	+ 11,3 (Th.)		

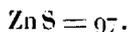
FLUORURE.



$\text{Zn} + \text{F}^2 + \text{eau} = \text{Zn F}^2 \text{ dissous}$	+ 14 ^{Cal} , 0
<i>Neutralisation</i> : $2 \text{HF dissous} + \text{Zn O} = \text{Zn F}^2 \text{ dissous} + \text{H}^2 \text{O}$..	+ 24 ^{Cal} , 9
d'après la réaction :	
$2 \text{Ag F dissous} + \text{Zn Cl}^2 \text{ dissous} = 2 \text{Ag Cl} + \text{Zn F}^2 \text{ diss.}$	+ 31,8

PETT.

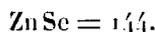
SULFURE.



$\text{Zn} + \text{S} = \text{Zn S précipité}$	+ 43 ^{Cal} , 0
<i>Neutralisation</i> : $\text{H}^2 \text{S dissous} + \text{Zn O précipité}$	+ 19 ^{Cal} , 2
	B., A. [5], IV, 187; 1875.
D'après la réaction de $\text{H}^2 \text{S diss. sur } (\text{C}^2 \text{H}^3 \text{O}^2) \text{Zn diss.}$; ce qui dégage	+ 3 ^{Cal} , 1
Tout d'abord; puis + 0,5 : en tout	+ 3 ^{Cal} , 6

Il paraît exister un sulphydrate de sulfure soluble : $\text{Zn S} \cdot \text{H S}^2$, aisément dissociable.

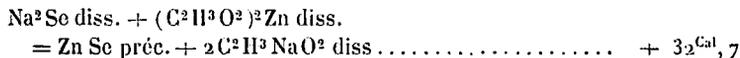
SÉLÉNIURE.



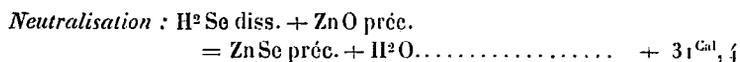
$\text{Zn} + \text{Se mét.} = \text{Zn Se précipité}$	+ 30 ^{Cal} , 3
$\text{Zn} + \text{Se mét.} = \text{Zn Se cristallisé}$	+ 29 ^{Cal} , 6

FABRE, A. [6], X, 532, 1887.

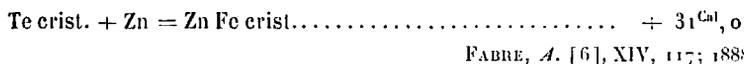
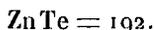
Réaction mesurée :



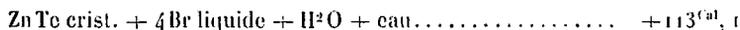
d'où



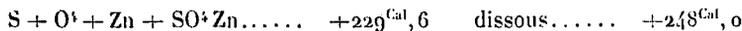
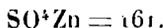
TELLURURE.



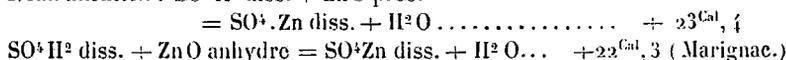
Réaction mesurée :



SULFATE.



Neutralisation : SO⁴H² diss. + ZnO préc.



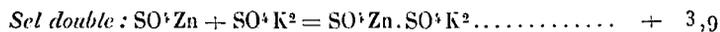
Le second nombre a été mesuré directement ;

Le premier est déduit de la réaction inverse :



La pureté de l'oxyde précipité dans ce dernier cas n'est pas certaine.

Th. U., I, 341 et 346; *B.*, A. [5], IV, 189; 1875.



D'après la dissolution comparée du sel double et de ses composants,

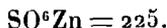


Hydrate :

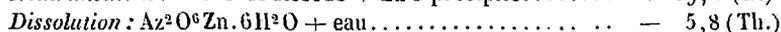
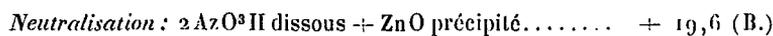
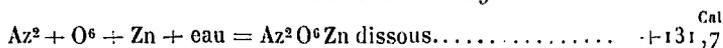


L'action réciproque des deux sulfates dissous est négligeable.

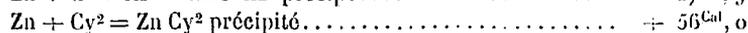
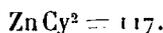
HYPOSULFATE.



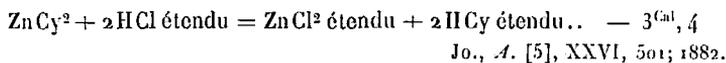
AZOTATE.



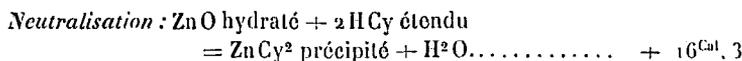
CYANURE.



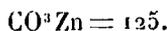
Réaction mesurée :



D'où :



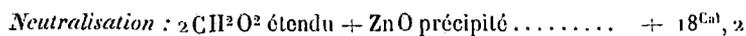
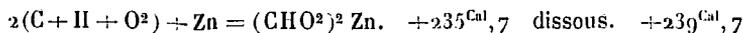
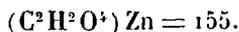
CARBONATE.



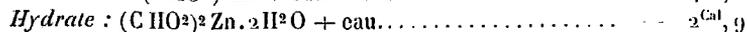
Réaction mesurée : Expériences de double décomposition avec les bicarbonates alcalins. Les carbonates bibasiques précipitent un hydrocarbonate basique.

B., [5], IV, 171; 1875.

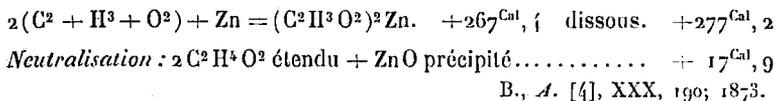
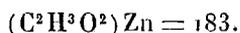
FORMIATE.



B., A. [5], IV, 90; 1875.

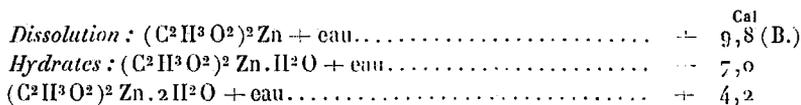


ACÉTATE.

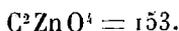


Ce nombre a été obtenu en décomposant le sel dissous par la potasse dissoute, en présence de $1100H^2O$.

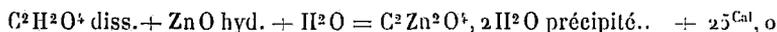
Avec une liqueur cinq fois aussi concentrée, on a : +15^{Cal}, 9; le sel dégageant de la chaleur par la dilution.



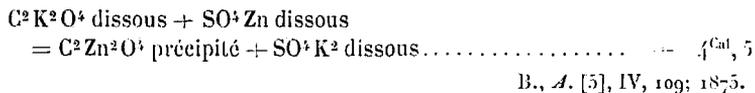
OXALATE.



Neutralisation :



Réaction mesurée :



CHAPITRE VIII.

CADMIUM.

Poids atomique : Cd = 112. Métal bivalent.

Poids équivalent : 56.

Poids moléculaire, d'après la densité gazeuse : 112.

» d'après la chaleur spécifique solide : 224.

Chaleur spécifique, pour 1^{er} : 0,0567 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire, d'après la densité gazeuse : 6,2.

Chaleur spécifique moléculaire, d'après le poids atomique doublé (224) : 12,4.

Chaleur de fusion moléculaire (pour le poids 224) : 3^{Cal},04 (Person).

Température de fusion : +320°.

OXYDE DE CADMIUM.

CdO = 128.

Cd + O + eau = CdO hydraté +66^{Cal}, 3

Réactions mesurées :

Cd + 2 HCl étendu = CdCl² dissous + H² +17^{Cal}, 6

Th. U., III, 276.

CdO pp. + 2 HCl étendu = CdCl² diss. + H²O +20^{Cal}, 3

Th. U., I, 348.

CHLORURE DE CADMIUM.

CdCl² = 183.

Cd + Cl² = CdCl² +93^{Cal}, 7 dissous +96^{Cal}, 4

Neutralisation : CdO pp. + 2 HCl étendu = CdCl² dissous + H²O. +20^{Cal}, 3

Th. U., I, 348; III, 280.

Réactions mesurées :

Précipitation du sulfate dissous par 2 KOH dissoute et par BaCl² dissous.

<i>Dissolution</i> : Cd Cl ² + eau	+ 3 ^{Cal} , 3
<i>Hydrates</i> : Cd Cl ² .H ² O + eau	+ 0 ^{Cal} , 6
Cd Cl ² . 2 H ² O + eau	— 2 ^{Cal} , 3

PICK., *J. B. für* 1887; 239.

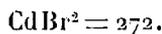
Chlorhydrate :

Cd Cl ² + 2 H Cl gaz + 7 H ² O liq. + Cd Cl ² . 2 H Cl. 7 H ² O crist.	+ 40 ^{Cal} , 2
<i>Dissolution</i> : Cd Cl ² . 2 H Cl. 7 H ² O + eau	— 2 ^{Cal} , 3

B., *A.* [5], XXIII, 87; 1881.

Les dissolutions étendues du chlorure de cadmium et des chlorures alcalins ou terreux se mélangent avec des effets thermiques insignifiants. (VARET.)

BROMURE.



Cd + Br ² liq. = Cd Br sol	+ 76 ^{Cal} , 5	dissous	+ 76 ^{Cal} , 1
Cd + Br ² gaz = Cd Br ² sol	+ 80 ^{Cal} , 2	dissous	+ 79 ^{Cal} , 8
<i>Neutralisation</i> : Cd O pp. + 2 H Br ét. = Cd Br ² diss. + H ² O.	+ 21 ^{Cal} , 6		

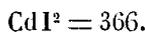
Th. U., III, 280.

Réaction mesurée :

Précipitation de Cd Br² dissous par 2 NaOH dissoute.

<i>Dissolution</i> : Cd Br ² + eau	+ 0 ^{Cal} , 44
<i>Hydrates</i> : Cd Br ² . 4 H ² O + eau	+ 7 ^{Cal} , 3 (Pick.)

IODURE.



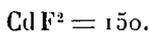
Cd + I ² sol. = Cd I ² crist.	+ 48 ^{Cal} , 9	dissous	+ 47 ^{Cal} , 9
Cd + I ² gaz = Cd I ² crist.	+ 62 ^{Cal} , 5	dissous	+ 61 ^{Cal} , 5
<i>Neutralisation</i> : Cd O pp. + 2 HI étendu = Cd I diss. + H ² O.	+ 24 ^{Cal} , 2		
<i>Dissolution</i> : Cd I ² + eau	— 1 ^{Cal} , 0		

Th. U., III, 280.

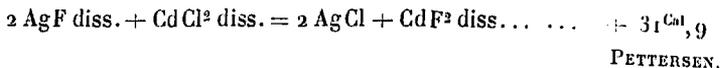
Réaction mesurée :

Précipitation du sel dissous par 2 NaOH dissoute.

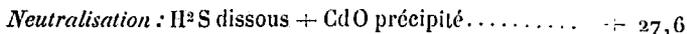
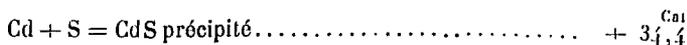
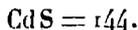
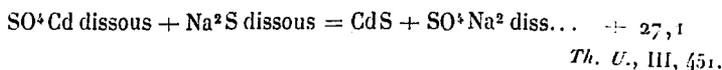
FLUORURE.



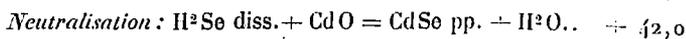
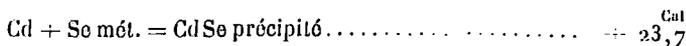
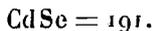
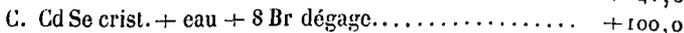
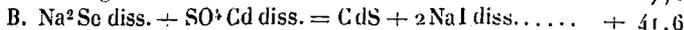
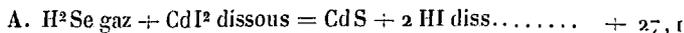
Cd + F ² + eau = Cd F ² dissous	+ 123 ^{Cal} , 5
<i>Neutralisation</i> : Cd O + 2 HF dissous	+ 25 ^{Cal} , 6

Réaction mesurée :

SULFURE.

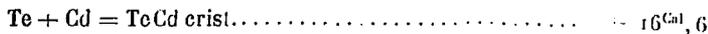
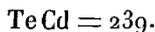
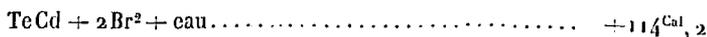
*Réaction mesurée :*

SÉLÉNIURE.

*Réactions mesurées :*

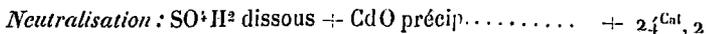
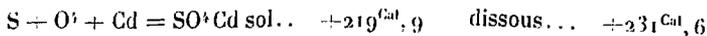
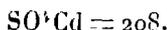
FABRE, *A.* [6], X, 535; 1883.

TELLURURE.

*Réaction mesurée :*

FABRE, *A.* [6], XIV, 117; 1888

SULFATE.



Réaction mesurée :

Précipitation de SO^4Cd diss. par 2 KOH dissoute.

Th. U., I, 342.

<i>Dissolution</i> : $\text{SO}^4\text{Cd}^2 + \text{eau}$	+ 10,7
<i>Hydrates</i> : $\text{SO}^4\text{Cd}^2 \cdot \text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	+ 6,0
$\text{SO}^4\text{Cd}^2 \cdot \frac{8}{3} \text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	+ 2,7

Th. U., III, 284.

HYPOSULFATE.

$\text{S}^2\text{O}^6\text{Cd} = 272.$

$\text{S}^2 + \text{O}^6 + \text{Cd} + \text{eau} = \text{S}^2\text{O}^6\text{Cd}$ dissous..... + 29,7^{Cal}

Neutralisation : $\text{S}^2\text{O}^6\text{H}^2$ dissous + CdO précip..... + 20,4^{Cal}

Réaction mesurée :

Précipitation du sulfate Cd dissous par l'hyposulfate Ba dissous.

Th. U., I, 353.

AZOTATE.

$\text{Az}^2\text{O}^6\text{Cd} = 236.$

$\text{Az}^2 + \text{O}^6 + \text{Cd} + \text{eau} = \text{Az}^2\text{O}^6\text{Cd}$ dissous..... + 115,5^{Cal}

Neutralisation : 2 AzO^3H diss. + CdO précip..... + 20,6^{Cal}

Réaction mesurée :

Précipitation de $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Cd}$ dissous par BaCl^2 dissous.

Th. U., I, 351.

Dissolution : $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Cd} \cdot \text{H}^2\text{O} + \text{eau}$ + 4,2^{Cal}

$\text{Az}^2\text{O}^6\text{Cd} \cdot 4\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$ - 5,0^{Cal}

Th. U., III, 284.

CYANURE.

$\text{CdCy}^2 = 164.$

$\text{Cd} + \text{C}^2 + \text{Az}^2 = \text{CdC}^2\text{Az}^2$ précip..... - 35,2^{Cal}

$\text{Cd} + \text{Cy}^2 = \text{CdCy}^2 = \text{CdCy}^2$ précip..... + 37,7

Neutralisation : CdO précip. + 2 HCy diss.

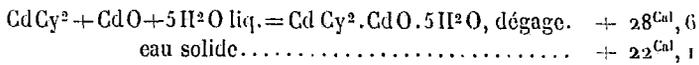
= Cy^2Cd pp. + H^2O (moyenne)..... + 15,2

Réactions mesurées :

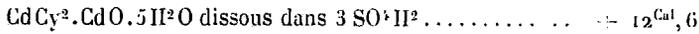
$\text{CdCy}^2 + 2\text{HCl}$ diss. = CdCl^2 diss. + 2 HCy diss..... + 5,8

$\text{CdCy}^2 + \text{S O}^4\text{H}^2$ diss. = SO^4Cd diss. + 2 HCy diss..... + 8,3

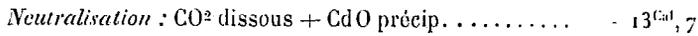
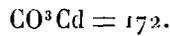
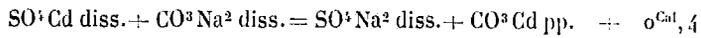
Jo., A. [5], XXVI, 507; 1882.

Oxycyanure :

Jo.

Réaction mesurée :

CARBONATE.

*Réaction mesurée :**Th. U., III, 412.*

CHAPITRE IX.

CUIVRE.

Poids atomique : Cu = 63,3. Bivalent.

Poids équivalent : 31,6.

Poids moléculaire : 126,6.

Chaleur spécifique moléculaire (Dulong) :

Vers 0°..... 11,8 Vers 100°..... 12^{Cal},6

Température de fusion : +1054° (Violle).

Oxydes.

OXYDE CUIVREUX.

142,6.

Cu ² + O = Cu ² O.....		^{Cal}
		+43,8
Cu ² O + O = 2CuO.....	} Dulong.....	+35,0
		Andrews.....
	Moyenne.....	<u>+35,6</u>

D'après les mesures directes de la suroxydation de l'oxyde cuivreux.

La chaleur de formation du protoxyde obtenu par voie humide serait +40^{Cal},8, d'après Thomsen (*Th. U.*, III, 320); mais elle a été déterminée par des réactions peu correctes.

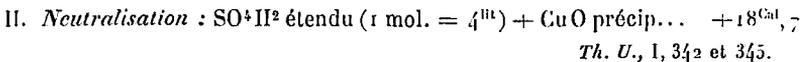
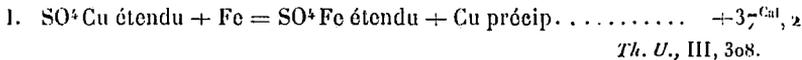
B., *A.* [5], XX, 514; 1880.

OXYDE CUIVRIQUE.

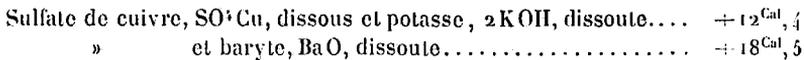
CuO = 79,3.

Cu + O = CuO anhydre, obtenu à basse température.....	^{Cal}
	+37,7
CuO anhydre, obtenu à basse température, dégage, on se transformant en CuO calciné.....	+ 2,0
	<u>+39,7</u>
Cu + O = CuO calciné.....	+39,7

Jo., *C. R.*, CII, 1161; 1886.

Réactions mesurées :

D'après les valeurs suivantes :



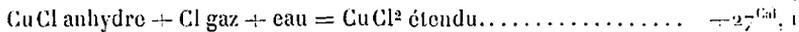
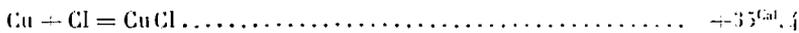
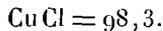
D'après Thomsen, l'oxyde de cuivre hydraté, obtenu par précipitation, dégagerait la même quantité de chaleur que l'oxyde anhydre préparé à basse température, en s'unissant à l'acide sulfurique étendu.

Th. U., I, 345.

Au contraire, d'après Joannis (*C. R.*, CH, 1164), l'oxyde hydraté dégagerait moins de chaleur, en s'unissant aux acides, que l'oxyde anhydre, préparé à basse température : la différence s'élevant jusqu'au quatorzième de la valeur totale pour un oxyde qui renferme 6,9 centièmes d'eau. L'eau retenue par l'hydrate varie d'ailleurs suivant le mode de dessiccation.

En raison de cette divergence, la chaleur de formation de l'oxyde cuivrique est à reprendre ; mais l'écart ne dépasserait pas 1^{Cal}.

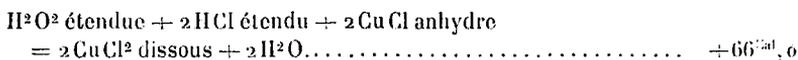
CHLORURE CUIVREUX.



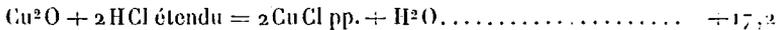
B., A. [5], XX, 514, 1880.

Réaction mesurée :

Réaction de l'eau oxygénée sur le chlorure cuivreux.



Neutralisation : Le calcul donne



Dissolution : La chaleur de dissolution de Cu Cl dans HCl, plus ou moins étendu, varie de -0,4 à -4,75, suivant la dilution; ce qui indique sans doute la formation d'un chlorhydrate, dissociable par l'action de l'eau additionnelle.

B., A. [5], XX, 505; 1880.

Dissolution de CuCl dans une liqueur renfermant CuCl^2 (2^{lit}) en excès :



CHLORURE CUIVREUX ET OXYDE DE CARBONE.

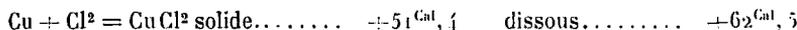
CO dissous dans une solution chlorhydrique de $n\text{CuCl}$, formée elle-même suivant les proportions ($\text{CuCl} + 3,6\text{HCl} + 26,3\text{H}^2\text{O}$), dégage, en formant un composé dissous..... $+11^{\text{Cal}}, 4$

HAMMERL, *C. R.*, LXXXIX, 97, 1879.

Le composé $\text{Cu}^2\text{Cl}^2.\text{CO}.2\text{H}^2\text{O}$, se séparant à l'état cristallisé, on obtient..... $+14^{\text{Cal}}, 8$

La dissolution de ce composé dans la liqueur, absorberait donc .. $- 3^{\text{Cal}}, 4$

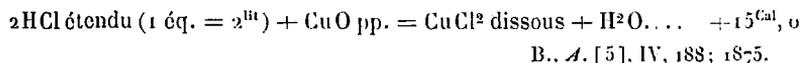
CHLORURE CUIVRIQUE.



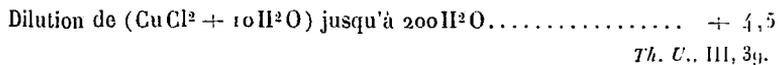
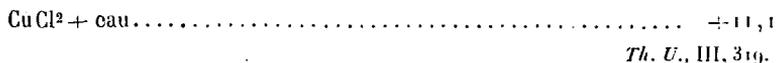
Réactions mesurées :

- I. Formation de CuO hydraté.
- II, III. Neutralisation. Dissolution.

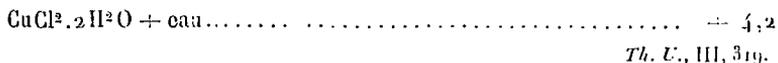
Neutralisation :



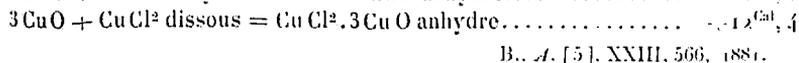
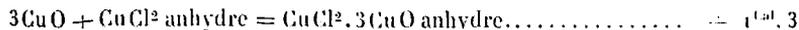
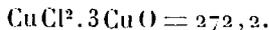
Dissolution :



Hydrate :



Oxychlorure cuivrique.



Réactions mesurées :

A. $\text{CuCl}^2.3\text{CuO} + 6\text{HCl étendu} = 4\text{CuCl}^2 \text{ étendu} + 3\text{H}^2\text{O} \dots$	+54,8 ^{Cal}
B. L'union de l'oxyde avec le chlorure dissous, étant calculée d'après l'action de 2KOH dissoute sur l'oxychlorure, dé-gagerait	+12,1

Hydrate (atakamite) : $3\text{CuO} \cdot \text{CuCl}^2 \cdot 4\text{H}^2\text{O}$.

$\text{CuCl}^2 + 3\text{CuO} + 4\text{H}^2\text{O liq.} = \text{CuCl}^2.3\text{CuO}.4\text{H}^2\text{O} \dots$	+23 ^{Cal} , 0
$\text{CuCl}^2 + \text{CuO} + 4\text{H}^2\text{O solide} \dots$	+17,2

Réaction mesurée :

$3\text{CuO} \cdot \text{CuCl}^2 \cdot 4\text{H}^2\text{O} + 6\text{HCl étendu} \dots$	+33,0
--	-------

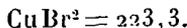
Le mélange d'une solution étendue de CuCl^2 avec une solution étendue de chlorure de potassium, de baryum, ou de calcium, ne produit que des dégagements de chaleur très faibles.

BROMURE CUIVREUX.



Chaleur de formation inconnue.

BROMURE CUIVRIQUE.



$\text{Cu} + \text{Br}^2 \text{ liquide} = \text{CuBr}^2 \text{ sol} \dots$	+32 ^{Cal} , 7	dissous...	+40 ^{Cal} , 9
$\text{Cu} + \text{Br}^2 \text{ gaz} = \text{CuBr}^2 \text{ sol} \dots$	+40 ^{Cal} , 1	»	+48 ^{Cal} , 3

Réactions mesurées : On admet pour faire ce calcul que l'oxyde de cuivre précipité, CuO , dégage avec 2HBr la même quantité de chaleur qu'avec 2HCl; ce qui est évalué d'après la réaction comparée du sulfate de cuivre sur les chlorure et bromure de baryum.

Th. U., III, 283.

Dissolution :

$\text{CuBr}^2 + \text{eau} \dots$	+ 8,2 (Th.)
------------------------------------	-------------

Hydrate :

$\text{CuBr}^2.4\text{H}^2\text{O} + \text{eau à } 7^{\circ}5 \dots$	— 1,5
--	-------

SAB., C. R., CXVIII, 981; 1894.

IODURE CUIVREUX.



$\text{Cu} + \text{I} = \text{CuI solide} \dots$	+16 ^{Cal} , 9
$\text{Cu} + \text{I gaz} = \text{CuI solide} \dots$	+23 ^{Cal} , 7

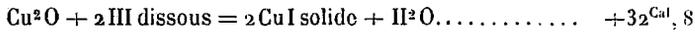
B., A. [5], XX, 519; 1880.

Réactions mesurées :

A et B. Réactions du sulfate cuivrique et du chlorure cuivrique sur un mélange d'iodure de potassium et d'acide sulfureux.

Si l'on n'ajoute pas d'acide sulfureux, il se forme d'abord un composé intermédiaire.

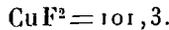
Neutralisation : Le calcul donne



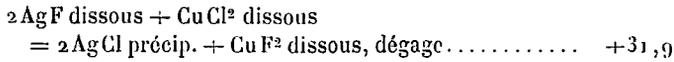
IODURE CUIVRIQUE.

Ce corps n'existe qu'à l'état de sels doubles.

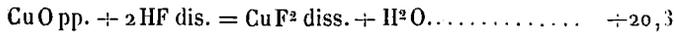
FLOCHURE CUIVRIQUE.



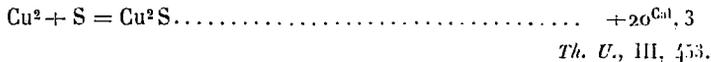
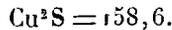
Réaction mesurée :



Neutralisation :



SULFURE CUIVREUX.

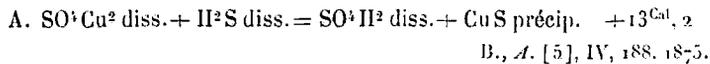


Ce résultat devra être repris, le calcul ayant été fait avec des données peu correctes.

SULFURE CUIVRIQUE.



Réactions mesurées :

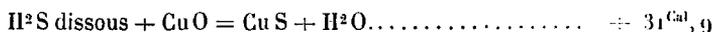


B. — II.

B. Le précipité, obtenu avec le sulfate de cuivre et le sulfure de sodium dissous (lequel est, en réalité, un mélange de sulfhydrate et d'hydrate d'oxyde, voir p. 62), est constitué par un mélange du sulfure intermédiaire, Cu^2S^3 , avec du soufre libre, S. Cependant la chaleur de formation de ce mélange est sensiblement la même que celle du sulfure obtenu avec H^2S dissous.

Th. U., III, 454.

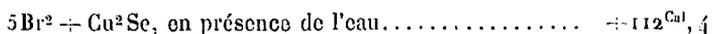
Neutralisation :



SÉLÉNIURE CUIVREUX.



Réaction mesurée :



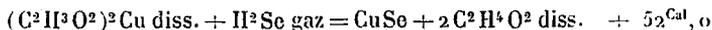
FABRE, Mémoire cité.

SÉLÉNIURE CUIVRIQUE.

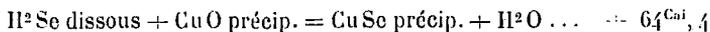


FABRE, *A.* [6], X, 537; 1887.

Réactions mesurées :



Neutralisation :

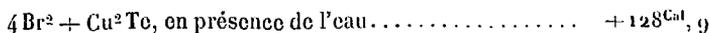


TELLURE CUIVREUX.

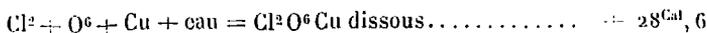
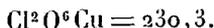


FABRE, *A.* [6], XIV, 118; 1888.

Réaction mesurée :



CHLORATE DE CUIVRE.



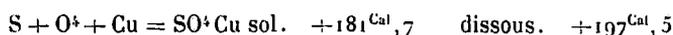
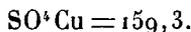
Réaction mesurée :

Décomposition du chlorate de baryte dissous par le sulfate de cuivre dissous.

Neutralisation :

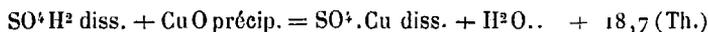


SULFATE DE CUIVRE.



Réactions mesurées, voir p. 318.

Neutralisation :



Dissolution :



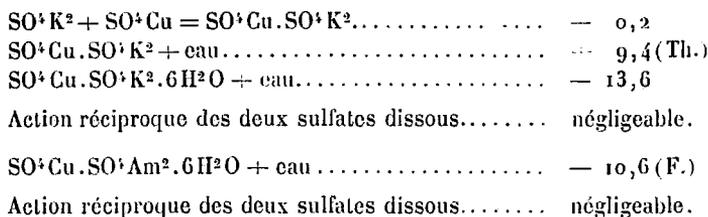
Hydrates :



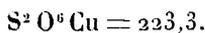
Sel acide :



Sels doubles :



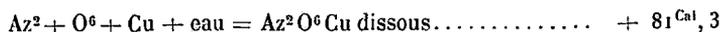
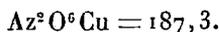
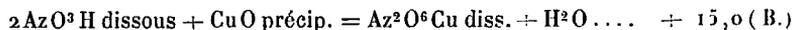
HYPOSULFATE.



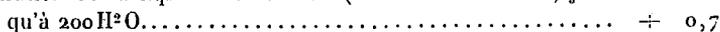
Dissolution :



AZOTATE.

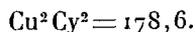
*Neutralisation :**Dissolution :*

Dilution de la liqueur renfermant ($\text{Az}^2\text{O}^6\text{Cu} + 10\text{H}^2\text{O}$) jus-



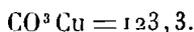
Th. U., III, 37.

CYANURE CUIVREUX.

*Réaction mesurée :*

VARET, *C. R.*, CXXI, 599; 1895.

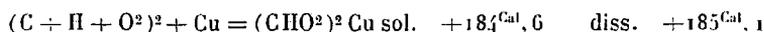
CARBONATE DE CUIVRE.

*Neutralisation :*

B., A. [5], IV, 172; 1875.

Ce sel, préparé par précipitation, n'a qu'une existence de courte durée; il se décompose rapidement, avec formation d'acide carbonique et d'un hydrocarbonate basique.

FORMIATE DE CUIVRE.



B., A. [5], IV, 90; 1875.

Neutralisation :



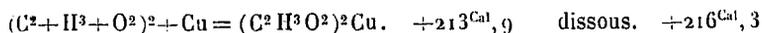
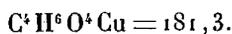
Dissolution :



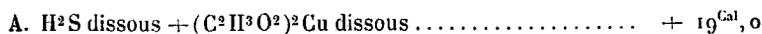
Hydrate :



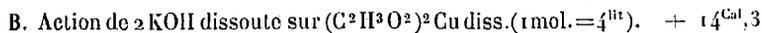
ACÉTATE DE CUIVRE.



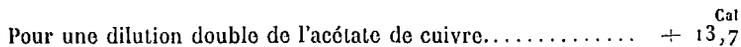
Réactions mesurées :



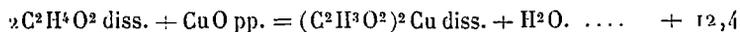
B., *A.* [5], IV, 188; 1875.



B., *A.* [4], XXX, 197; 1873.



Neutralisation :



Dissolution :



Hydrate :



CINQUIÈME DIVISION.

MÉTAUX DE LA SÉRIE ALUMINIQUE.

CHAPITRE UNIQUE.

ALUMINIUM ET CONGÉNÈRES.

Aluminium.

Poids atomique : Al = 27. Métal trivalent ou hexavalent.

Poids équivalent : 13,5.

Poids moléculaire : 54.

Chaleur spécifique moléculaire (pour 54^{gr}).

A 0°	10,8
A 550° solide	15,6
A 650° fondu	16,8

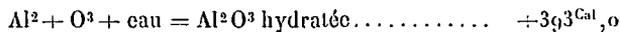
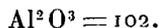
Température de fusion : +625°.

Chaleur de fusion moléculaire : 4^{Cal}, 3.

Ce chiffre comprend l'absorption de chaleur voisine du point réel de fusion, lequel est précédé par une désagrégation spéciale.

PROUDON, *C. R.*, CXV, 162; 1892.

OXYDE.

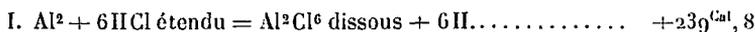


L'alumine hydratée existe sous des états multiples, analogues à ceux de l'oxyde ferrique ; leur chaleur de transformation n'est pas connue.

On ignore également la valeur thermique relative à l'alumine anhydre, qui présente différents états.

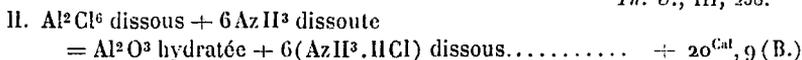
L'hydrate d'alumine se sépare spontanément de son acétate, à l'état colloïdal et pseudosoluble, comme l'oxyde ferrique.

Réactions mesurées :

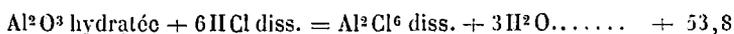


L'aluminium a été pesé. Le calcul de l'état final n'est pas tout à fait correct.

Th. U., III, 238.



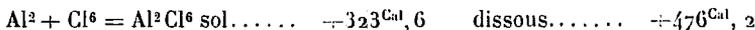
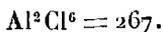
D'où



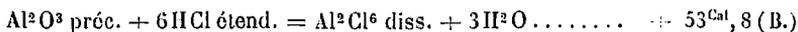
La précipitation de l'alun par la potasse, employée par Thomsen pour déterminer la chaleur de formation de l'alumine, ne fournit pas d'alumine pure, mais un sel basique.

YOUNG, J. B. für 1887; 246.

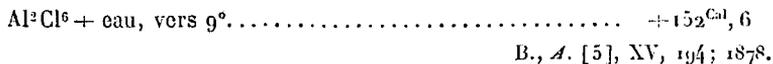
CHLORURE D'ALUMINIUM.



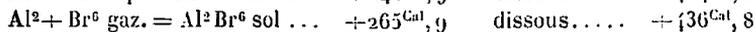
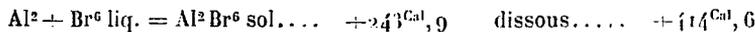
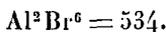
Neutralisation :



Dissolution :



BROMURE.

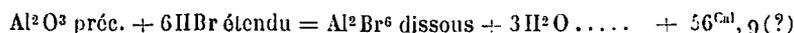


Réaction mesurée :



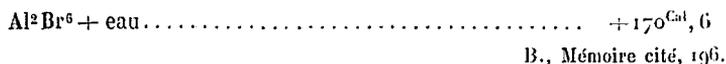
D'où l'on calculerait :

Neutralisation :

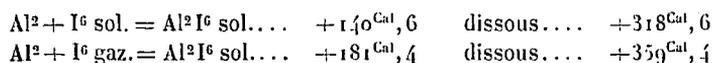
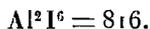


Ce nombre est probablement le même que pour 6HCl , c'est-à-dire $+53,8$; le bromure d'aluminium étant difficile à obtenir tout à fait pur.

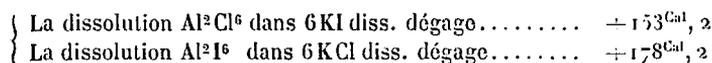
Dissolution :



IODURE.

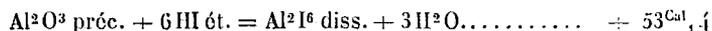


Réactions mesurées :

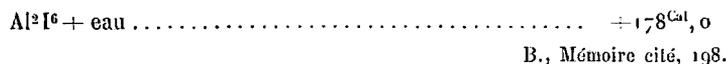


D'où l'on conclut que la différence entre les chaleurs de neutralisation de l'alumine par les acides chlorhydrique et iodhydrique serait égale à $+0,4$; différence qui peut être regardée comme nulle, en raison de la grandeur des chiffres dont elle est déduite.

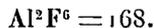
Neutralisation :



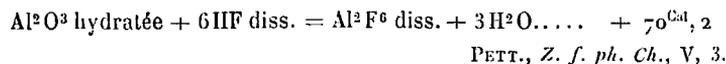
Dissolution :



FLUORURE.



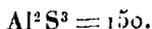
Neutralisation :



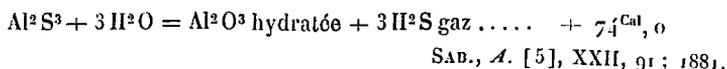
Fluorhydrates.



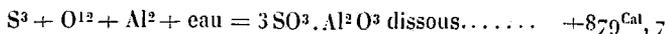
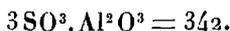
SULFURE D'ALUMINIUM.



Réaction mesurée :

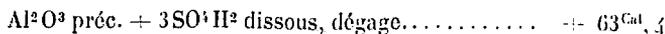


SULFATE.



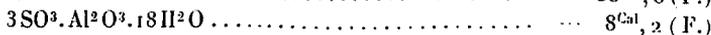
Neutralisation :

On admet que

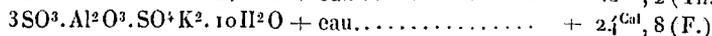
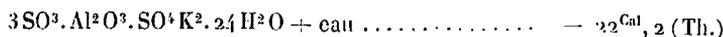


D'après la réaction de 6 KOH dissous sur le sulfate d'alumine; valeur qui n'est qu'approchée (*voir* p. 328).

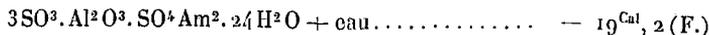
Dissolution. — Hydrates :

*Aluns.*

Dissolution :



L'action du sulfate d'alumine étendu sur le sulfate de potasse étendu est négligeable.

**Glucinium.**

Poids atomique : Be = 13,6 (métal supposé bivalent), ou Be' = 9,1 (métal supposé trivalent).

Poids moléculaire : 27,2, ou 18,2.

Chaleur spécifique moléculaire ($\text{Be}^2 = 27^{\text{se}}, 2$).

		^{Cal}
A 0°.....		10,2
A 100°.....		12,8
A 400°.....		16,8

HUMPRIDGE, *J. B. für* 1886; 41.

On aurait, en rapportant le calcul à $\text{Be}^2 = 18^{\text{se}}, 2$:

A 0°.....		6,8
A 400°.....		11,0

Chaleur d'oxydation : inconnue.

Neutralisation :

D'après la précipitation fractionnée du sulfate de glucine par K OH dissoute, on aurait, en rapportant les calculs à l'oxyde :

Th. U., I, 362.

	Be.			Be'.		
		^{Cal}	ou		^{Cal}	
BeO préc. + $\frac{1}{3}\text{SO}^3\text{H}^2$ diss.	+	6,4		Be' ² O ³ préc. + SO^3H^2 diss.	+	19,1
» + $\frac{1}{2}$ »	+	9,4		» + $1\frac{1}{2}$ »	+	28,1
» + $\frac{2}{3}$ »	+	12,0		» + 2 »	+	36,9
» + 1 »	+	16,1		» + 3 »	+	48,3

Mais il est probable que l'action de la potasse précipite des sels basiques, surtout dans les premiers cas : ce qui rend ces calculs incorrects. On aurait de même, et sous toute réserve :

BeO préc. + 2 HCl diss.	^{Cal}			^{Cal}	
	+	13,6	ou	40,8	(Th.)
BeO préc. + 2 HF diss.	+	19,7		59,1	(Pett.)
			Be' ² O ³ préc. + 6 HCl diss.		
				+	

Dissolution :

$\text{SO}^3\text{Be} \cdot 4\text{H}^2\text{O}$ + 1,1

ou

$(\text{SO}^3)^3\text{Be}'^2 \cdot 12\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$ - 3,3

Th. U., III, 190.

Gallium.

Poids atomique : Ga = 70. Métal trivalent.

Poids moléculaire : 140.

Chaleur spécifique moléculaire, solide : 11,0 ; liquide : 11,8.

B., A. [5], XI, 244 ; 1877.

Chaleur de fusion moléculaire : 2^{cal}, 7.

Cérium.*Poids atomique* : Ce = 141,5.*Poids moléculaire* : 283.*Chaleur spécifique moléculaire* : 12,2 (Hillebrand).**Lanthane.***Poids atomique* : La = 138.*Poids moléculaire* : 276.*Chaleur spécifique moléculaire* : 12,4 (Hillebrand).**Didyme.***Poids atomique* : Di = 142,1.*Poids moléculaire* : 284,2.*Chaleur spécifique moléculaire* : 13,0 (Hillebrand).*Neutralisation des hydrates*

des bases de ce groupe

par les acides étendus.

	+ 3 SO ⁴ H ² .	+ 6 H Cl.
	Ca ¹	Ca ¹
La ² O ³	3.27,4	3.25,0
Ce ² O ³	3.26,0	3.24,2
Di ² O ³	3.25,7	3.24,0
Y ² O ³	3.25,1	3.23,6
Er ² O ³ + 6 C ² H ³ O ² étendu.....	3.18,3	»

Th. U., I, 373.

Les premiers de ces nombres l'emportent sur la chaleur de neutralisation de l'alumine par les mêmes acides. Ils sont déduits d'expériences de précipitation, exécutées sur les dissolutions des sulfates de ces bases, (SO⁴)³M², d'une part par la baryte dissoute, d'autre part par le chlorure de baryum dissous. Mais la formule réelle des précipités obtenus exigerait toute une discussion; car il est peu probable que l'on obtienne ainsi des oxydes purs.

Dissolution :

(SO ⁴) ³ Y ² . 8 H ² O + eau.....	+ 10,7
(SO ⁴) ³ Di ² . 9 H ² O + eau.....	+ 6,3
(SO ⁴) ³ Ce ² . 4,5 H ² O + eau.....	+ 16,1
(C ² H ³ O ²) ⁶ Er. 8 H ² O + eau.....	+ 1,2

Th.

SIXIÈME DIVISION.

CHAPITRE UNIQUE.

URANIUM.

Poids atomique : $U = 240$.

Poids moléculaire : 480 .

Oxyde.

$UO^3 = 288$ ou $UO^2.O$: oxyde d'uranyle.

Chaleur de formation : inconnue.

Neutralisation :

	Cal
$UO^3.H^2O + 2HCl$ (1 mol. = 2^{lit}).....	+8,4
$UO^3.H^2O + 2HBr$ (1 mol. = 2^{lit}).....	+8,8
$UO^3.H^2O + 2AzO^3H$ (1 mol. = 2^{lit}).....	+8,1
$UO^3.H^2O + SO^3H^2$ (1 mol. = 4^{lit}).....	+9,5
$UO^3.H^2O + C^2H^3O^2$ (1 mol. = 2^{lit}).....	+7,5

ALLOY, C. R., CXXII, 1541; 1896.

Sels d'uranyle :

Dissolution dans 1000 à 2500 H^2O , vers 18° .

	gr	Cal
<i>Azotate</i> : $(AzO^3)^2UO^2.3H^2O$	450	-3,7
<i>Sulfate</i> : $(SO^3)UO^2.3H^2O$	422	+3,1
<i>Chlorure</i> : $UO^2Cl^2.H^2O$	361	+6,05
<i>Chromate</i> : $CrO^3.UO^2.5\frac{1}{2}H^2O$	487	-6,3
<i>Acétate</i> : $(C^2H^3O^2)^2UO^2.2H^2O$	426	-1,3
<i>Chlorure double</i> : $UO^2.Cl^2.2KCl.2H^2O$	528	+2,0
<i>Acétate double</i> : $(C^2H^3O^2)^2UO^2.C^2H^3AmO^2.6H^2O$	575	-3,8

SEPTIÈME DIVISION.

CHAPITRE UNIQUE.

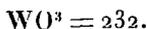
TUNGSTÈNE ET MOLYBDÈNE.

Tungstène.

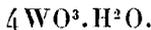
Poids atomique : $W = 184$. Bivalent.

Chaleur d'oxydation : inconnue.

ACIDE TUNGSTIQUE.



ACIDE MÉTATUNGSTIQUE.

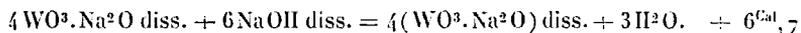


PÉCHARD, *C. R.*, CVIII, 1168; 1889.

Neutralisation :

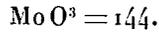
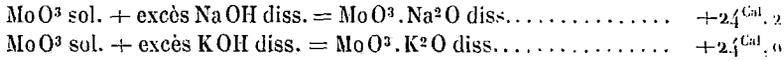
$4WO^3H^2O$ dissous	+ 2 KOH dissoute, à 14°	+ 28,1 ^{Cal}
»	+ 2 NaOH dissoute	+ 28,5
»	+ SrO dissoute	+ 29,5
»	+ BaO dissoute	+ 30,8

L'acide métatungstique, $4WO^3.H^2O$, mis en présence d'un excès de NaOH (c'est-à-dire avec 8NaOH) dissoute, se change en *tungstate neutre*, $4(WO^3.Na^2O)$, en dégageant + 35^{Cal}, 2. Un nouvel excès de base ne produit rien. Donc

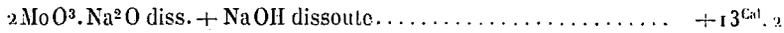
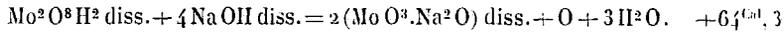
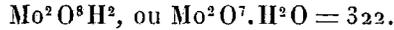


De même,

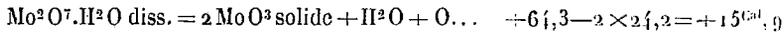


Molybdène.*Poids atomique* : Mo = 96. Bivalent.*Chaleur d'oxydation* : inconnue.**ACIDE MOLYBDIQUE.**PÉCHARD, *A.* [6], XXVIII, 560; 1893.*Neutralisation* :

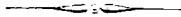
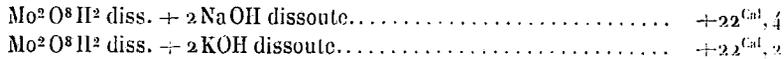
Sel acide :

**ACIDE PERMOLYBDIQUE.**

d'où



L'acide permolybdique dissous est donc formé avec une absorption de $-15^{\text{Cal.}} 9$, à partir de l'acide molybdique solide.

Neutralisation :

HUITIÈME DIVISION.

CHAPITRE I.

PLOMB.

Poids atomique : Pb = 206,9. Métal bivalent.

Poids équivalent : 103,4.

Poids moléculaire : 413,8.

Chaleur spécifique moléculaire élémentaire, solide (Bède):

A 0°.....	11,8
A 300°.....	16,6

Chaleur spécifique moléculaire, liquide, moyenne (350°-450°) :
16,6 (P.).

Température de fusion : + 326°.

Chaleur de fusion moléculaire (pour 413^{gr},8) : 2^{cal},22 (P.).

Oxydes.

PROTOXYDE DE PLOMB.

PbO = 221,9.

Pb + O = PbO..... + 50^{cal},8

Réactions mesurées :

I. Acétate Pb diss. + Zn = Acétate Zn diss. + Pb... + 34,95

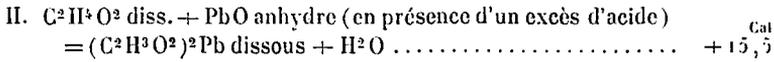
Th. U., III, 329.

Dans ces essais la précipitation du plomb était incomplète, voisine du quart du poids total. L'action réciproque des deux sels,

B. — II.

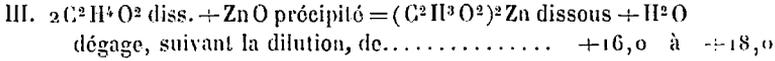
22

acétate de plomb non décomposé et acétate de zinc formé, et l'influence de la dilution sur ce dernier ont été négligées.



Réaction directe.

Th. U., I, 378.



Ce nombre est calculé d'après la précipitation de SO^3Zn dissous
par $2KOH$ dissoute..... + 7,9

Et par $(C^2H^3O^2)^2Ba$ dissous..... + 4,6

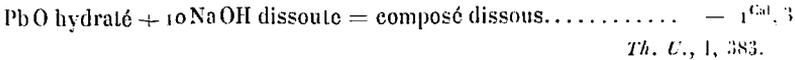
Th. U., I, 354.

Mais il varie de $2^{Cal},0$ avec la dilution.

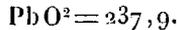
B., A. [4], XXX, 191; 1873.

IV. Oxydation du zinc (*voir* p. 305).

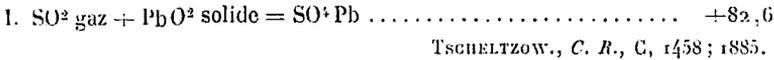
Combinaisons avec les alcalis.



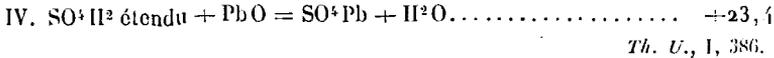
PEROXYDE.



Réactions mesurées :

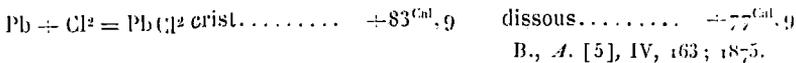


II et III. Chaleurs de formation de SO^2 et SO^3H^2 .



Le dernier chiffre est calculé d'après la précipitation du sulfate de soude SO^3Na^2 diss. au moyen de l'azotate de plomb, $(AzO^3)^2Pb$ dissous.

CHLORURE DE PLOMB.



Chaleur moléculaire de fusion (à +485°)..... 6^{Cal}, 1

EHRHARDT, *J. B. für* 1885; 127.

Réactions mesurées :

I.	(Az ² O ⁶)Pb dissous + 2NaCl dissous = 2AzO ³ Na diss. + PbCl ² préc. calculé total.....	6 ^{Cal} 4,1
II.	{ (Az ² O ⁶)Pb dissous + 2NaCl dissous = 2AzO ³ Na diss. + PbCl ² diss. (en présence de 42 ^{lit} d'eau). 2AzO ³ Na dissous + PbCl ² dissous (40 ^{lit}).....	— 1,6
		— 1,1
	D'où résulte pour la différence entre les chaleurs de neutralisation de l'azotate et du chlorure dissous.....	— 0,5

Neutralisation :

2HCl diss. + PbO préc. = PbCl ² diss. + H ² O.....	+17,3
2HCl diss. + PbO précip. = PbCl ² entièrement préc.....	+23,3

Dissolution :

PbCl ² + eau.....	— 6,0
------------------------------	-------

B., *A.* [5], IX, 46; 1876.

Oxychlorures :

PbCl ² + PbO = PbCl ² .PbO.....	+ 5,3 ^{Cal}
PbCl ² + 2PbO.....	+ 6,6
PbCl ² + 3PbO.....	+ 6,7

ANDRÉ, *A.* [6], III, 115; 1884.

Réactions mesurées :

PbCl ² .PbO + 2HCl ét. (saturé de PbCl) = 2PbCl ² préc. + H ² O...	+18,1 ^{Cal}
PbCl ² .2PbO + 4HCl ét. (saturé de PbCl) = 3PbCl ² préc. + 2H ² O.	+40,0
PbCl ² .3PbO + 6HCl ét. (saturé de PbCl) = 4PbCl ² préc. + 3H ² O.	+63,2

BROMURE.

PbBr² = 366,9.

Pb + Br ² liq. = PbBr ² crist.....	+66 ^{Cal} ,3	dissous.....	+56 ^{Cal} ,3
Pb + Br ² gaz. = PbBr ² crist.....	+73 ^{Cal} ,7	dissous.....	+63 ^{Cal} ,7

Th. U., III, 330.

Chaleur moléculaire de fusion (à +490°)..... 4^{Cal},5 (Ehrhardt)

Dissolution : PbBr² + eau..... —10^{Cal},0

Neutralisation :

PbO + 2HBr diss. = PbBr ² diss. + H ² O...	+17,3	précip...	+27,3
--	-------	-----------	-------

Dans cette évaluation, on suppose que 2HBr étendu dégage à l'état dissous la même quantité de chaleur que 2HCl étendu avec PbO, en formant un sel dissous.

Oxybromures :

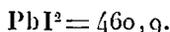
$\text{PbBr}^2 + \text{PbO} = \text{PbBr}^2 \cdot \text{PbO} \dots\dots\dots$	+ 3,3 ^{Cal}
$\text{PbBr}^2 + 2 \text{PbO} = \text{PbBr}^2 \cdot 2 \text{PbO} \dots\dots\dots$	+ 4,7
$\text{PbBr}^2 + 3 \text{PbO} = \text{PbBr}^2 \cdot 3 \text{PbO} \dots\dots\dots$	+ 6,3

ANDRÉ.

Réactions mesurées :

$\text{PbBr}^2 \cdot \text{PbO} + 2 \text{HBr ét. (saturé de PbBr}^2) = 2 \text{PbBr}^2 \text{ préc.} + \text{H}^2\text{O} \dots$	+ 24,0
$\text{PbBr}^2 \cdot 2 \text{PbO} + 4 \text{HBr ét. (saturé de PbBr}^2) = 3 \text{PbBr}^2 \text{ préc.} + 2 \text{H}^2\text{O} \dots$	+ 49,9
$\text{PbBr}^2 \cdot 3 \text{PbO} + 6 \text{HBr ét. (saturé de PbBr}^2) = 4 \text{PbBr}^2 \text{ préc.} + 3 \text{H}^2\text{O} \dots$	+ 75,6

IODURE.



$\text{Pb} + \text{I}^2 \text{ cristallisé} = \text{PbI}^2 \text{ cristallisé} \dots\dots\dots$	+ 39 ^{Cal} , 8
$\text{Pb} + \text{I}^2 \text{ gaz} = \text{PbI}^2 \text{ crist} \dots\dots\dots$	+ 53 ^{Cal} , 4

Th. U., III, 333.

<i>Chaleur moléculaire de fusion (à +375°) \dots\dots\dots</i>	+ 5 ^{Cal} , 3 (Ehrhardt)
--	-----------------------------------

Réaction mesurée :

$\text{Az}^2\text{O}^6\text{Pb} \text{ diss.} + 2 \text{KI} \text{ diss.} = 2 \text{AzO}^3\text{K} \text{ diss.} + \text{PbI}^2 \text{ préc.} \dots\dots\dots$	+ 13,8 ^{Cal}
--	-----------------------

Neutralisation :

$\text{PbO} + 2 \text{HI} \text{ dissous} = \text{PbI}^2 \text{ précipité} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	+ 31,6
--	--------

Oxyiodure :

$\text{PbI}^2 + \text{PbO} = \text{PbI}^2 \cdot \text{PbO} \dots\dots\dots$	+ 3,6
---	-------

Iodures doubles :

$2 \text{KI} + \text{PbI}^2 = 2 \text{KI} \cdot \text{PbI}^2 \dots\dots\dots$	+ 0,9
<i>Hydrate :</i> $2 \text{KI} + \text{PbI}^2 + 2 \text{H}^2\text{O} \text{ liq.} = 2 \text{KI} \cdot \text{PbI}^2 \cdot 2 \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	+ 5,5
$4 \text{KI} + 3 \text{PbI}^2 = 4 \text{KI} \cdot 3 \text{PbI}^2 \dots\dots\dots$	- 1,0
<i>Hydrate :</i> $4 \text{KI} + 3 \text{PbI}^2 + 6 \text{H}^2\text{O} \text{ liq.} = 4 \text{KI} \cdot 3 \text{PbI}^2 \cdot 6 \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	+ 11,4

Réactions mesurées :

$2 \text{KI} \cdot \text{PbI}^2 + \text{eau} = \text{PbI}^2 + 2 \text{KI} \text{ étendu} \dots\dots\dots$	- 11,0
---	--------

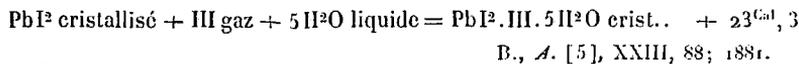
B., A. [5], XXIX, 291; 1883.

$2 \text{KI} \cdot \text{PbI}^2 \cdot 2 \text{H}^2\text{O} + \text{eau} = \text{PbI}^2 + 2 \text{KI} \text{ étendu} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	- 15,6 ⁽¹⁾
---	-----------------------

De même pour le second iodure double.

(¹) Dans le Mémoire on a inscrit par erreur 7,28 au lieu de 7,82, nombre qui se rapportait à $\frac{1}{2} \text{PbI}^2$. En doublant, on a 15,6.

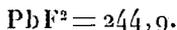
Iodhydrate :



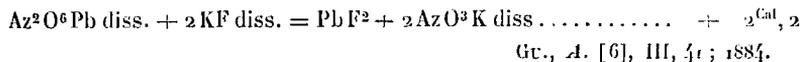
Réaction mesurée :



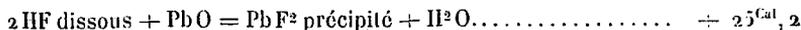
FLUORURE.



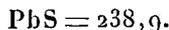
Réaction mesurée :



Neutralisation :

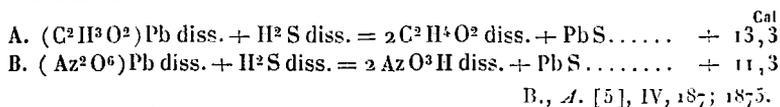


SULFURE.

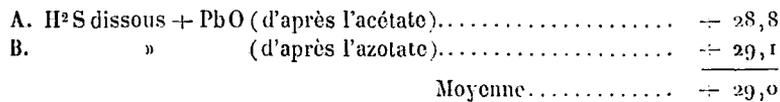


Pour PbS^2 cristallisé (galène), le nombre n'a pas été mesuré; mais, d'après les réactions de ce composé, il doit fournir un nombre voisin.

Réactions mesurées :

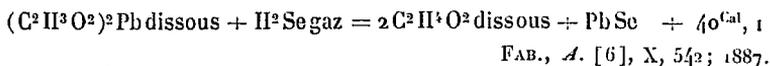
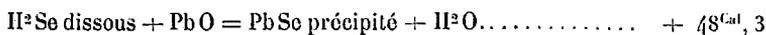
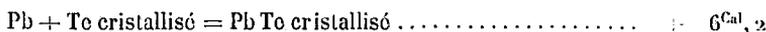
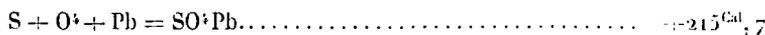
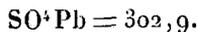
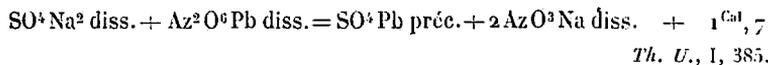
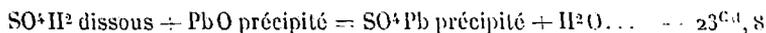
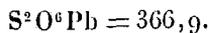
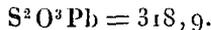
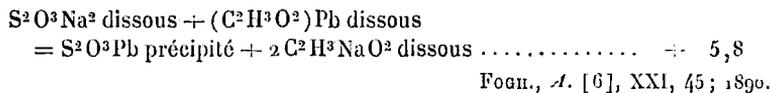


Neutralisation :



SÉLÉNIURE.

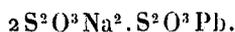


Réaction mesurée :*Neutralisation :***TELLURE.***Réaction mesurée. — Action du brome.*FAB., *A.* [6], XIV, 19; 1888.**SULFATE.***Réaction mesurée :**Neutralisation :***HYPOSULFATE.***Dissolution :***HYPOSULFITE.***Réaction mesurée :*

L'état du corps sec est identique à celui du précipité immédiat, d'après les mesures thermiques.

Dissolution dans l'hyposulfite de soude concentré, en grand excès (10 molécules par litre) : $-0^{\text{Cal}}, 4$.

Sel double.

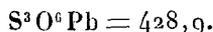


Union des deux sels anhydres..... $+10^{\text{Cal}}, 6$
FOGH.

Réaction mesurée :

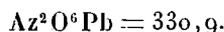
Dissolution dans une solution étendue d'hyposulfite de soude, à $11^{\circ}, 5$. — $8^{\text{Cal}}, 2$

TRITHIONATE.



Dissolution dans une solution étendue d'hyposulfite de soude... — $5^{\text{Cal}}, 0$

AZOTATE.



$\text{Az}^2 + \text{O}^6 + \text{Pb} = \text{Az}^2\text{O}^6\text{Pb}$ crist. $+105^{\text{Cal}}, 4$ dissous $+98^{\text{Cal}}, 2$

Neutralisation. :

$2\text{AzO}^3\text{H}$ diss. + PbO anhydre (en présence d'un excès d'acide)
= $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Pb}$ dissous + H^2O $+17^{\text{Cal}}, 8$
Th. U., I, 378.

Les nombres obtenus pour cette même opération, d'après la précipitation de l'hydrate de plomb, c'est-à-dire en traitant l'azotate ou l'acétate de plomb dissous par la potasse étendue, sont un peu plus faibles.

Dissolution :

$\text{Az}^2\text{O}^6\text{Pb} + \text{eau}$ — $8^{\text{Cal}}, 2$
B., A. [5], IV, 101; 1875.

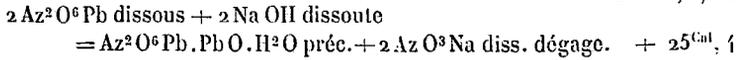
Azotate basique.



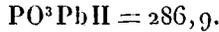
$\text{Az}^2\text{O}^6\text{Pb} + \text{PbO} + \text{H}^2\text{O}$ liq. = $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Pb} \cdot \text{PbO} \cdot \text{H}^2\text{O}$, insoluble.... $+17^{\text{Cal}}, 8$

Réaction mesurée :

Th. U., I, 382.



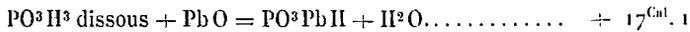
PHOSPHITE DE PLOMB.



AMAT, A. [6], XXIV, 315; 1891.

Réaction mesurée. — Double décomposition entre le sel de soude et l'azotate Pb.

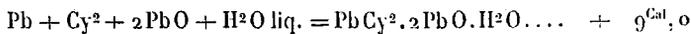
Neutralisation :



Cyanures.

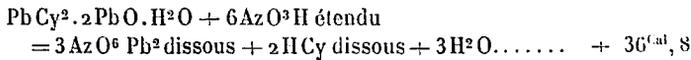
Le cyanure normal, Pb Cy², est inconnu.

Oxycyanure.

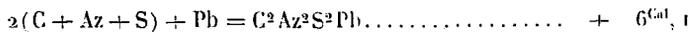
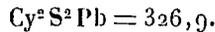


Jo., A. [5], XXVI, 505; 1882.

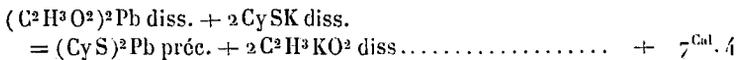
Réaction mesurée :



SULFOCYANURE.

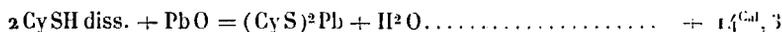


Réaction mesurée :

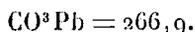


Jo., A. [5], XXVI, 513; 1882.

Neutralisation :



CARBONATE.

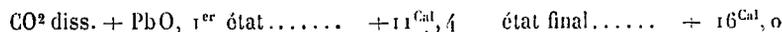


Réactions mesurées :

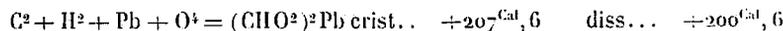
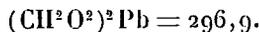
- A. $\text{Az}^2 \text{O}^6 \text{Pb diss.} + \text{CO}^3 \text{Na diss., réaction immédiate} \dots\dots\dots - 0, 8$
- » $2^{\text{e}} \text{ état} \dots\dots\dots + 4, 2$
- » $\text{ cristallisation} \dots\dots\dots + 5, 0$
- B. $\text{Az}^2 \text{O}^6 \text{Pb diss.} + \text{CO}^3 \text{K diss., } 2^{\text{e}} \text{ état} \dots\dots\dots + 4, 7$
- » $\text{ cristallisation} \dots\dots\dots + 5, 7$

B., A. [5], IV, 176; 1873.

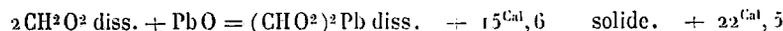
Neutralisation :



FORMIATE.



Neutralisation :

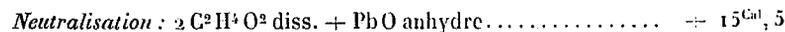
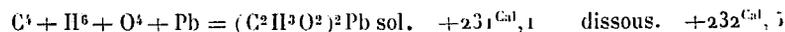


Dissolution :

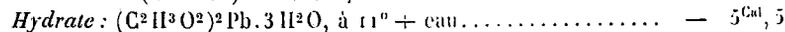
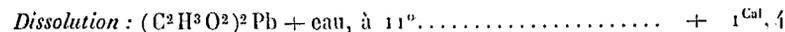


B., A. [5], IV, 90; 1875.

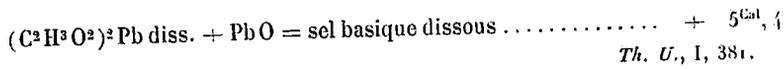
ACÉTATE.



Th. U., I, 378.

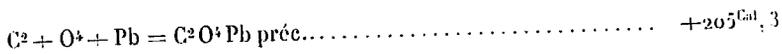
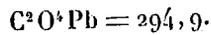


B., A. [5], IV, 95; 1875.

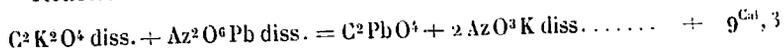
Sel basique.

D'après l'action de KOH dissoute en excès sur le sel neutre.

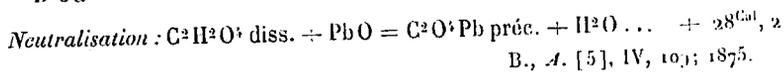
OXALATE.



Réaction mesurée :



D'où



CHAPITRE II.

THALLIUM.

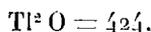
Poids atomique ou équivalent : Tl = 204. Métal monovalent.

Poids moléculaire : Tl² = 408.

Chaleur spécifique moléculaire : 12,3 (R.).

Oxydes.

PROTOXYDE.



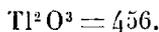
Tl ² + O = Tl ² O solide.....	+ 42,8	dissous.....	+ 39,7
Tl + O + H = TlOH solide.....	+ 57,4	dissous.....	+ 54,3
Tl ² + O ² + H ² O = 2TlOH.....	+ 45,8	dissous.....	+ 39,6
Tl ² O solide + H ² O liquide = 2TlOH solide.....			+ 3,2
» solide ».....			+ 1,9

Th. U., III, 348.

Réactions mesurées :

I. Tl ² + (SO ⁴ H ² + 49 H ² O) en excès			
= SO ⁴ Tl ² dissous dans cet acide + H ²			+ 1,06
II. Dilution de l'acide employé.....			+ 0,6
<i>Neutralisation</i> : SO ⁴ H ² ét. + 2TlOH diss. = SO ⁴ Tl ² diss. + H ² O.....			+ 31,1
» » » précip. total.....			+ 39,4
SO ⁴ Tl ² dissous + excès de SO ⁴ H ²			- 1,5
<i>Dissolution</i> : Tl ² O + eau (600 H ² O).....			- 3,08
TlOH + eau.....			- 3,15

PEROXYDE.



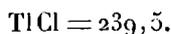
Tl ² + O ³ + eau = Tl ² O ³ hydraté.....	+ 87		
--	------	--	--

Th. U., III, 347.

I. 2(TlBr ³ dissous + 0,703 HBr dissous + 3,703 NaOH dissous			
= Tl ² O ³ hydraté + 6 NaBr diss. + 1,406 NaBr + 3,703 H ² O.....	+ 40		

II. HBr étendu + NaOH étendue.....	+13,75	^{Cal}
D'où : Tl ² O ³ hydraté + 6HBr étendu		
= 2TlBr ³ dissous + 3H ² O.....	+61,4	ou +10,2×6
III. TlBr ³ dissous (avec addition de HBr) + H ² O		
+ SO ² dissous (excès) + H ² O		
= TlBr précip. + SO ² H ² étendu + 2HBr étendu.....	+36,9	
D'où		
TlBr + Br ² liquide + eau = TlBr ³ dissous.....	+15,4	
IV. S O ² Tl ² dissous dans 800H ² O + 2(KBr + 400H ² O)		
= S O ² K ² dissous + 2TlBr précipité.....	+27,8	

CHLORURE.



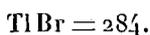
Tl + Cl = TlCl crist.....	+48 ^{Cal} ,6	dissous.....	+38,4
---------------------------	-----------------------	--------------	-------

Neutralisation :

TlOH diss. + HCl diss. = TlCl diss. + H ² O.	+13 ^{Cal} ,7	pp. total.	+23,9
---	-----------------------	------------	-------

<i>Dissolution :</i> TlCl + eau (4500H ² O).....			-10,2
		Th.	

BROMURE.

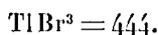


Tl + Br liq. = TlBr solide.....	+41 ^{Cal} ,4
Tl + Br gaz = TlBr solide.....	+45 ^{Cal} ,1

Réaction mesurée : voir le perbromure.

<i>Neutralisation :</i> TlOH diss. + HBr diss. = TlBr précip. + H ² O..	+27,5
	Th.

PERBROMURE.



{ Tl + Br ³ liquide + eau = TlBr ³ dissous.....	+56 ^{Cal} ,8
{ Tl + Br ³ gaz + eau = TlBr ³ dissous.....	+67 ^{Cal} ,9
{ TlBr solide + Br ² liq. + eau = TlBr ³ dissous.....	+15 ^{Cal} ,4
{ TlBr solide + Br ² gaz + eau = TlBr ³ dissous.....	+22 ^{Cal} ,6
	Th.

Neutralisation : voir plus haut.

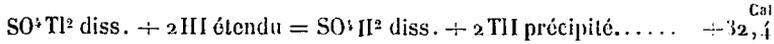
IODURE.



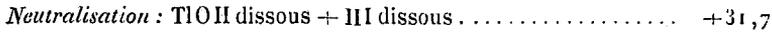
Tl + I solide = TlI solide.....	+30 ^{Cal} ,2
Tl + I gaz = TlI solide.....	+37 ^{Cal} ,0

Th. U., III, 352.

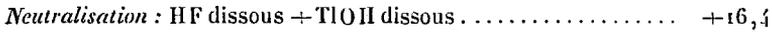
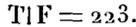
Réaction mesurée :



D'où :

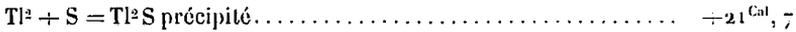
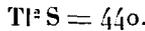


FLUORURE DE THALLIUM.



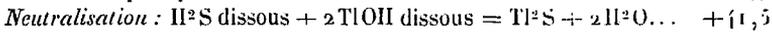
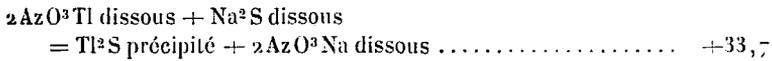
PETTERSEN, *Z. ph. Ch.*, IV, 3.

SULFURE.

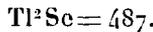


Th. U., III, 354.

Réaction mesurée :

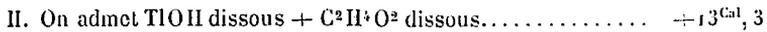
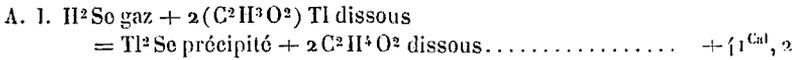


SÉLÉNIURE.



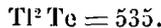
FABRE, *A.*, [6]. X, 539; 1887.

Réaction mesurée. — Pour le précipité :

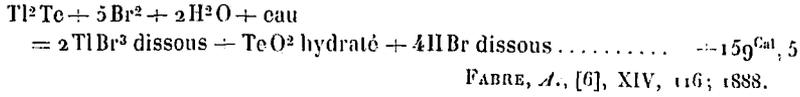


B. Pour le sélénium cristallisé, d'après l'action du brome, on aurait +8,3.

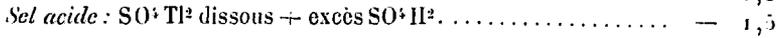
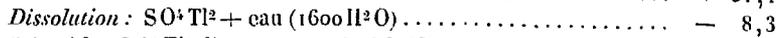
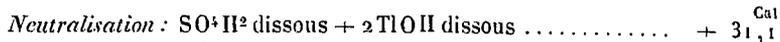
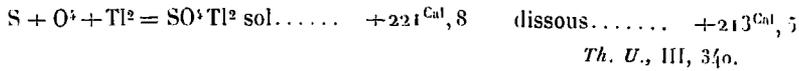
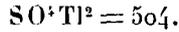
TELLURURE.



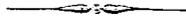
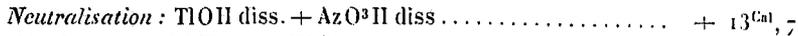
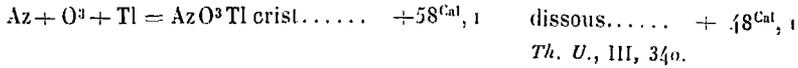
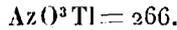
Réaction mesurée :



SULFATE.



AZOTATE.



NEUVIÈME DIVISION.

CHAPITRE UNIQUE.

MERCURE.

Poids atomique : Hg = 200. Métal bivalent.

Poids équivalent : 100.

Poids moléculaire :

D'après la densité gazeuse 200

D'après la chaleur spécifique solide 400

Chaleur spécifique moléculaire solide, moyenne : (-78° à -40°)
(pour le poids 400) : 12,4 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne : ($+10^{\circ}$
à $+100^{\circ}$); 13,2 (R.).

Température de fusion : $-39^{\circ},5$.

Chaleur de fusion moléculaire : $-1^{\text{cal}},12$ (P.).

Température d'ébullition : $+350^{\circ}$.

Chaleur de vaporisation (pour Hg = 200); $15^{\text{cal}},4$ (F.) (?).

OXYPDE MERCURIQUE.

HgO = 216. — État rouge et état jaune.

Hg + O = HgO précipité, jaune ou rouge $+21^{\text{cal}},5$

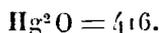
VARET, *M.* [7], VIII, 80; 1896.

Sur les deux oxydes isomères, même Mémoire, p. 101.

Réactions mesurées :

I. Hg liquide + Br ² liquide = Hg Br ² solide	+40,5 ^{Cal}
	NERNST, <i>Z. ph. Ch.</i> , II, 23.
» » Hg Br ² solide	+40,6
» » Hg Br ² dissous	+37,2
	VARET, Mémoire cité, p. 93.
II. Hg O + 2 H Br très étendu = Hg Br ² dissous + H ² O	+27,4
..... Hg Br ² précipité total, cristallisé + H ² O	+30,8
	B., <i>A.</i> [5], XXIX, 236; 1883.
III. Hg O jaune diss. dans 2 H Cy étendu = H Cy ² diss. + H ² O (B.)	+31,6
Hg O rouge même valeur (Varet)	+31,6

OXYDE MERCUREUX.

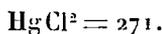


Hg ² + O = Hg ² O précipité	+22 ^{Cal} , 2
Hg O + Hg liq. = Hg ² O	+0 ^{Cal} , 7
	VARET, <i>A.</i> [7], VIII, 102, 1896.

Réactions mesurées :

A. I. Hg ² Cl ² + KOH dissoute = Hg ² O + 2 KCl dissous	- 3 ^{Cal} , 3
II. Formation de Hg ² Cl ² , etc.	
B. SO ³ Hg ² + KOH dissoute = Hg ² O + S ² O ³ K ² dissous	+19,9 ⁵
C. (C ² H ³ O ²) ² Hg ² + KOH dissoute	+12,7
Moyenne tirée de A et B, pour Hg ² + O = Hg ² O	+22,2

CHLORURE MERCURIQUE.



Hg + Cl ² = HgCl ² crist.	+53 ^{Cal} , 3	dissous	+50 ^{Cal} , 3
			B., <i>A.</i> [5], XXIX, 236; 1883.

Neutralisation :

Hg O jaune + 2 HCl dissous = HgCl ² dissous + H ² O, à 15°	+19 ^{Cal} , 0
--	------------------------

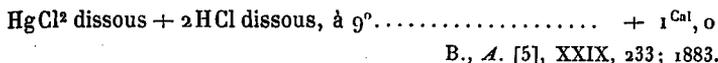
Réaction mesurée :

2 KOH dissoute + HgCl ² dissous = Hg O + 2 KCl dissous	+20,2 à 5°
---	------------

Dissolution :

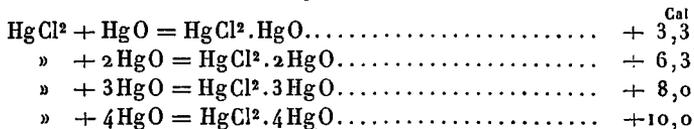
HgCl ² + eau	- 3,0
Sel récemment fondu + eau	- 2,2
	B., <i>A.</i> [5], XXIX, 216; 1883.

Chlorhydrate.



Il existe plusieurs chlorhydrates de chlorure mercurique cristallisés, dont l'existence est en relation avec celle des chlorures doubles (*voir* p. 355, 358).

Oxychlorures.



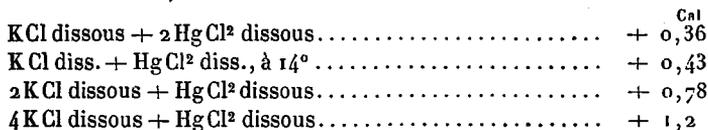
ANDRÉ, A. [6], III, 118; 1884.

Réactions mesurées :

Action de HCl étendu sur les oxychlorures.

Chlorures doubles.

A l'état dissous, on a

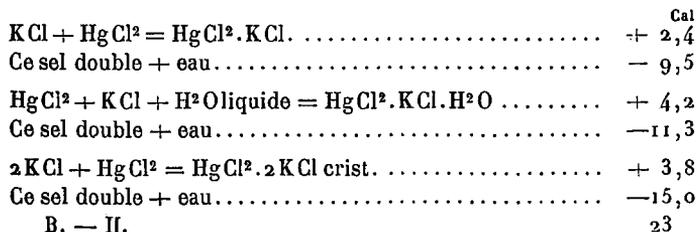


B., A. [5], XXIX, 203; 1883.

HgCl² diss. + 2NaCl, 2AmCl, 2LiCl diss.; et + BaCl² diss. et analogues, jusqu'à CuCl² diss. : de 0,8 à 1,2; mêmes valeurs sensiblement que + 2KCl diss. Avec CdCl² diss. : + 0,6 seulement.

HgCl² diss. + NaCl diss. et analogues et $\frac{1}{2}$ BaCl² et analogues dissous, jusqu'à $\frac{1}{2}$ CuCl² diss., de +0,40 à +0,60; avec CdCl² diss. à +0,30 seulement.

VARET, C. R., CXXIII, 422; 1896.



$\text{HgCl}^2 + 2\text{KCl} + \text{H}^2\text{O} = \text{HgCl}^2 \cdot 2\text{KCl} \cdot \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	Cal 5,4
$\text{Ce sel double} + \text{eau} \dots\dots\dots$	- 16,7
B., <i>A.</i> [5], XXIX, 202, 230; 1883.	
$\left\{ \begin{array}{l} 4\text{KCl} + 3\text{HgCl}^2 = 4\text{KCl} \cdot 3\text{HgCl}^2 \dots\dots\dots \\ \text{Ce sel} + \text{eau} \dots\dots\dots \end{array} \right.$	8,6 - 33,6
$\left\{ \begin{array}{l} 4\text{KCl} + 3\text{HgCl}^2 + 3\text{H}^2\text{O liquide} \\ = 4\text{KCl} \cdot 3\text{HgCl}^2 \cdot 3\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots \\ \text{Ce sel} + \text{eau} \dots\dots\dots \end{array} \right.$	14,8 - 39,2

Le sel dissous est une combinaison des deux précédents, acciés avec un dégagement de chaleur très faible.

B., *A.* [5], XXIX, 205; 1883.

CHLORURE MERCUREUX.

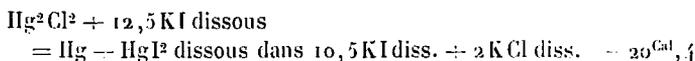
$\text{HgCl} = 235,5$; ou $\text{Hg}^2\text{Cl}^2 = 471$.

$\text{Hg} + \text{Cl} = \text{HgCl} \dots\dots\dots$	Cal 31,32
$\text{Hg}^2 + \text{Cl}^2 = \text{Hg}^2\text{Cl}^2 \dots\dots\dots$	62,6
$\text{Hg} + \text{HgCl}^2 \dots\dots\dots$	9,8

VARET, *A.* [7], VIII, 98; 1896

Réactions mesurées :

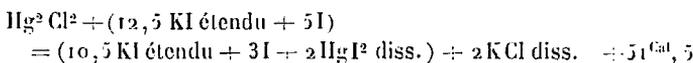
A. Iodure de potassium et chlorure mercurique :



D'où



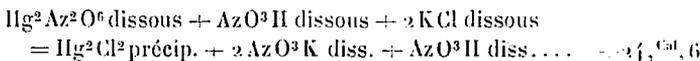
B. Iodure de potassium ioduré et chlorure mercurique :



D'où



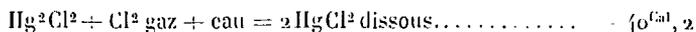
C. Azotate mercurieux et chlorure de potassium :



D'où

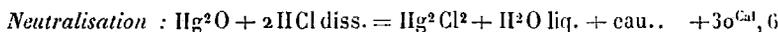


d'après la réaction plus simple

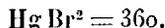


en faisant intervenir seulement les valeurs minima obtenues dans cette expérience. Mais les nombres observés d'après ce procédé varient, parce que le chlore est susceptible d'agir simultanément sur l'eau.

B., *A.* [5], V, 327; 1875.



BROMURE MERCURIQUE.



Hg + Br ² liquide = HgBr ²	+40 ^{Cal} ,6	dissous.....	+37 ^{Cal} ,2
Hg + Br ² gaz = HgBr ²	+48 ^{Cal} ,0	dissous.....	+44 ^{Cal} ,6

Réactions mesurées :

Voir OXYDE MERCURIQUE, p. 352.

Neutralisation :

HgO jaune + 2HBr dissous = HgBr ² dissous + H ² O.....	+27,4 ^{Cal}
<i>Dissolution</i> : HgBr ² + eau.....	— 3,4
» Sel récemment fondu.....	— 3,1

B., *A.* [5], XXIX, 208, 217; 1883.

Bromhydrate :

HgBr ² crist. + 4HBr (1 éq. = 2 ^{lit}), ou davantage.....	+ 3,1
HgBr ² diss. + HBr diss.....	+ 1,2
HgBr ² diss. + 2HBr diss.....	— 2,34
HgBr ² diss. + 4HBr diss., suivant la dilution.....	— 5,4 à + 6,5

Ces nombres accusent la formation d'un acide *mercurio-bromhydrique*, générateur des sels doubles et dont la chaleur de neutralisation serait à peu près la même que celle de l'acide bromhydrique : ce qui résulte des mesures relatives à la chaleur de réaction du bromure mercurique sur les bromures alcalins.

B., *A.* [5], XXIX, 232; 1883.

Bromures doubles :

Dans l'état dissous :

HgBr ² diss. + KBr diss., dégage.....	+ 1 ^{Cal} ,3
--	-----------------------

Mêmes valeurs sensiblement avec les sels Na, Am, Li dissous.

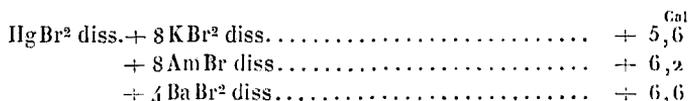
Avec $\frac{1}{2}$ Ba Br² et analogues dissous, jusqu'à $\frac{1}{2}$ Co Br² : +1,5 à +1,6; sauf $\frac{1}{2}$ Cd Br² dissous, +1,1 :

HgBr ² diss. + 2KBr diss.....	+ 2 ^{Cal} ,3
--	-----------------------

Mêmes valeurs pour les sels Na, Am, Li diss. Avec BaBr² et analogues dissous : +2,6 à +2,9. Pour CdBr² dissous : +2,4,

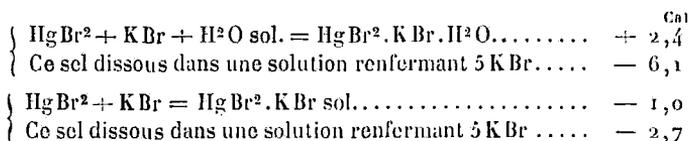


Pour 2AmBr + 3,65. Pour 2BaBr² et analogues dissous, de +4,6 à +5,3, dissous; pour 2CdBr² dissous, +3,6



VARET, C. R., CXXIII, 497; 1896.

Les chiffres relatifs à la réaction de n KBr dissous sur HgBr² dissous ont été doublés, par suite d'une erreur de calcul, dans la page 209 du Tome XXIX de la 5^e série des *Annales de Chimie et de Physique*.



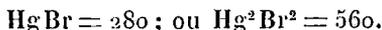
B., A. [5], XXIX, 206; 1883.



Réaction mesurée : dissolution du système dans K Cy étendu.

B., A. [5], XXIX, 220; 1883.

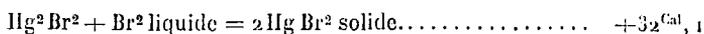
BROMURE MERCUREUX.



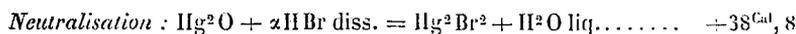
VARET, A. [7], VIII, 94; 1896.

Réaction mesurée :

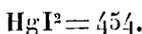
Action du brome sur le bromure mercureux :



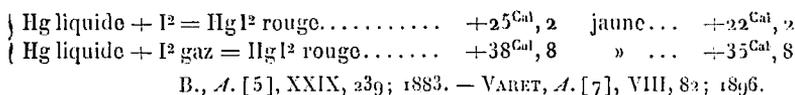
On a contrôlé ce résultat par les réactions séparées de 12 KI dissous et de 12 KI dissous + 5 I dissous, sur le bromure mercurieux.



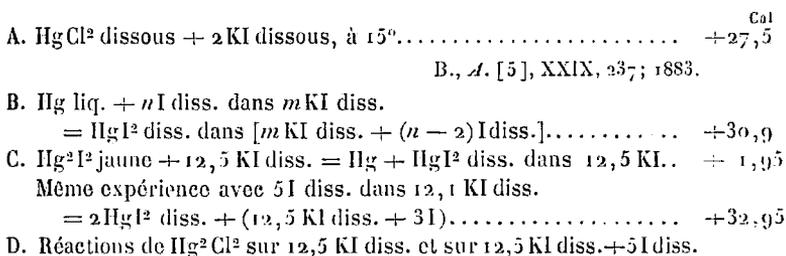
IODURE MERCURIQUE.



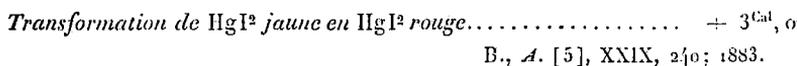
Deux états isomériques, cristallisés, jaune et rouge.



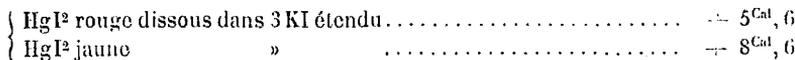
Réactions mesurées :



E, F, G, H. Réactions semblables du bromure, du sulfate, de l'acétate, de l'azotate mercurieux.



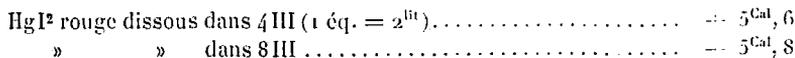
Réactions mesurées :



Neutralisation :



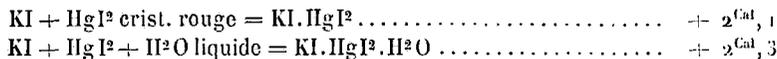
Iodhydrate :



D'après ces nombres, il existerait un *acide mercuriodhydrique*, lequel dégage la même quantité de chaleur que l'acide iodhydrique, en s'unissant à la potasse étendue; ainsi qu'il résulte de la chaleur de dissolution de HgI^2 dans 6KI étendu.

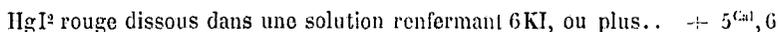
B., *A.* [5], XXIX, 231; 1883.

Iodures doubles :



Ces chiffres ont été calculés d'après la chaleur de dissolution des sels doubles dans une dissolution de KI .

B., *Mémoire cité*, p. 311.



La dissolution exige au moins 3KI et dégage alors $+4^{\text{Cal}}, 2$. La chaleur dégagée croît en outre, jusqu'à ce qu'on ait ajouté 3KI , c'est-à-dire 6KI en tout.

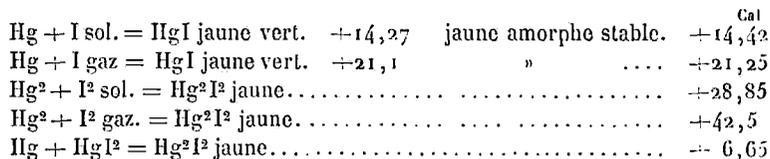
Le système $\text{HgCl}^2.\text{Hg}^2\text{I}$, récemment fondu, dégage, par sa dissolution ultérieure dans un excès de KCy dissous: $+6^{\text{Cal}}, 4$ de plus que le système pulvérisé et conservé ensuite pendant deux mois, avant d'être traité par la dissolution.

Au bout de ce temps, la chaleur de combinaison du système formé par les deux sels mercuriques, conservés à l'état solide, a été, au contraire, trouvée nulle.

B., *Mémoire cité*, p. 218.

IODURE MERCUREUX.

$\text{HgI} = 327$; ou $\text{Hg}^2\text{I}^2 = 654$. États multiples.



VARET, *A.* [7], VIII, 88; 1896.

Réactions mesurées :

A. Hg^2I^2 jaune $+ 13,5 \text{KI}$ diss.

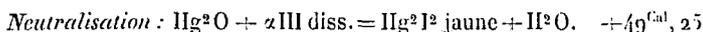


B. Même expérience avec $1,35 \text{KI}$ diss. renfermant 5I diss. $+32^{\text{Cal}}, 95$

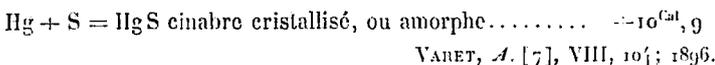
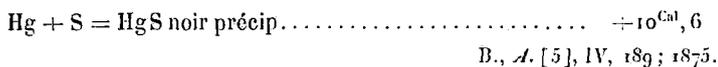
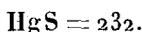
Transformation de l'iodure mercurieux jaune vert en iodure jaune stable : $+0,3$;

Calculée d'après la réaction qui forme le premier corps, au moyen de l'azotate mercureux.

VARET, *A.* [7], VIII, 92; 1896.

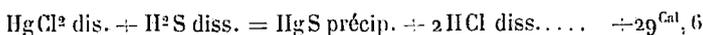


SULFURE.

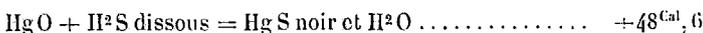


Chaleur de transformation : $+ 0,3.$

Réaction mesurée pour le sulfure noir :



Neutralisation :



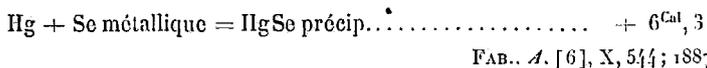
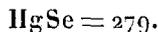
Réaction mesurée par le sulfure rouge :

Sulfure noir et cinabre cristallisé, ou amorphe, dissous comparativement dans une même liqueur, renfermant à l'état concentré

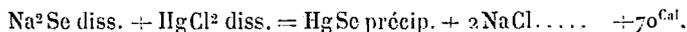


VARET, *A.* [7], VIII, 105; 1896.

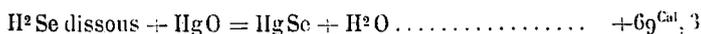
SÉLÉNIURE.



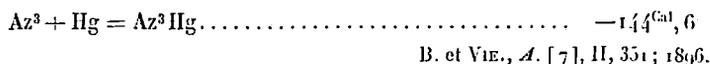
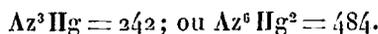
Réaction mesurée :



D'où :

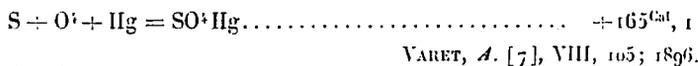


AZOTURE MERCUREUX.



Mesure directe de la décomposition inverse.

SULFATE MERCURIQUE.

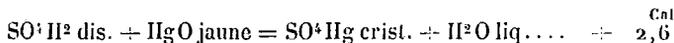


Réactions mesurées :

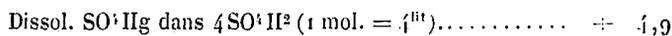
I et II. Déplacements de $\text{SO}^4 \text{H}^2$ par HCy étendu et par HC étendu, lesquels sont complets, ou sensiblement.

III et IV. Chaleurs de formation du chlorure et du cyanure.

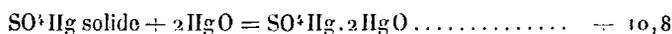
Neutralisation :



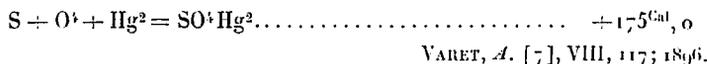
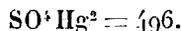
Sel acide :



Sel basique :



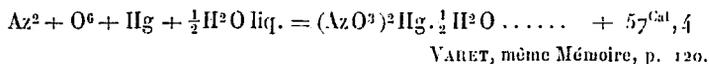
SULFATE MERCUREUX.



Réactions mesurées :

Réactions de l'iodure de potassium et de l'iodure ioduré sur ce composé.

AZOTATE MERCURIQUE.



Réactions mesurées :

A. I. $Az^2O^6 Hg \cdot \frac{1}{2} H^2O + 2 HCl$ étendu.....	Cat + 11,8
II. $HgCl^2$ diss. + 2 $AzO^3 H$ diss.....	+ 0,1
III. $HgO + 2 HCl$ étendu, à 15° = $HgCl^2$ diss. + H^2O	+ 19,1

d'où

$$2 AzO^3 H \text{ diss.} + HgO \text{ jaune} = (AzO^3)^2 Hg \cdot \frac{1}{2} H^2O \text{ crist.} + \frac{1}{2} H^2O \text{ liq.} \quad + 7,23$$

B. I. $Az^2O^6 Hg \cdot \frac{1}{2} H^2O + 2 HCy$ étendu.....	+ 24,0
II. $HgCy^2 + 2 AzO^3 H$ diss.....	+ 8,1
III. $HgO + 2 HCy$ étendu = $HgCy^2$ étendu + H^2O	+ 31,0

d'où

$$2 AzO^3 H \text{ diss.} + HgO = (AzO^3)^2 Hg \cdot \frac{1}{2} H^2O + \frac{1}{2} H^2O \text{ liq.} \dots\dots\dots + 7,04$$

C. $Az^2O^6 Hg \cdot \frac{1}{2} H^2O + 2 NaCl$ diss.....	+ 11,3
$HgCl^2$ diss. + 2 $AzO^3 Na$ diss.....	- 0,35

d'où

2 $AzO^3 H$ diss. + HgO jaune, etc.	+ 7,35
Moyenne des trois déterminations A, B, C.....	+ 7,3

On remarquera que l'acide azotique est déplacé par les acides chlorhydrique et cyanhydrique, dans sa combinaison avec l'oxyde mercurique.

Dissolution de l'azotate mercurique cristallisé

dans 2 $AzO^3 H$ (1 mol. = 1 ^{lit}).....	- 0 ^{Cal} , 71
» dans 4 $AzO^3 H$ »	- 1 ^{Cal} , 42

Azotate basique.



2 $AzO^3 H$ diss. + 3 $HgO = (AzO^3)^2 Hg \cdot 2 HgO \cdot H^2O$	+ 15 ^{Cal} , 45
---	--------------------------

VARET, Mémoire cité, p. 124.

Réactions mesurées :

Dissolution du sel dans HCl étendu et dans $H Cy$ étendu, en excès.

AZOTATE MERCUREUX.



$Az^2 + O^6 + Hg^2$ liq. + 2 H^2O liq. = $(AzO^3)^2 Hg^2 \cdot 2 H^2O$	+ 69 ^{Cal} , 4
--	-------------------------

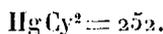
VARET, Mémoire cité, p. 127.

Réactions mesurées :

A, B, C, D. Actions d'une solution de KI et d'une solution de KI iodurée sur l'azotate mercurieux solide, et sur ce sel dissous dans l'acide azotique.

<i>Dissolution</i> dans AzO ³ H étendu.....	Cal	—12,4
Hg ² O + 2 AzO ³ H diss. = Az ² O ⁶ Hg ² .H ² O + eau.....		+18,6
Hg ² O + 3 AzO ³ H + H ² O diss. = Az ² O ⁶ Hg ² diss. + AzO ³ H diss. + H ² O.....		+ 6,2

CYANURE MERCURIQUE.

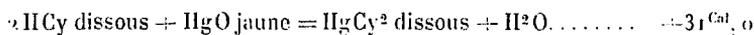


C ² + Az ² + Hg = C ² Az ² Hg ²	—62 ^{Cal} , 5	dissous.....	—65 ^{Cal} , 5
Cy ² + Hg = CyHg ²	—11 ^{Cal} , 4	dissous.....	+ 8 ^{Cal} , 4

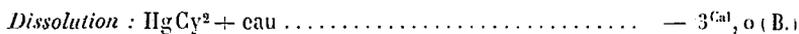
B., A. [5], XXIX, 238; 1883.

Réactions mesurées :

- I. Chaleur de formation de HgCy.
- II. Chaleur de formation de HgO.
- III et IV. Neutralisation et dissolution.

Neutralisation :

Un excès de HgCy dissous ne dégage pas de chaleur avec le sel neutre dissous.



Un *acide mercurocyanhydrique* doit répondre aux cyanures doubles suivants; mais, si l'on cherche à l'obtenir par double décomposition, on reconnaît qu'il est instable.

Cyanures doubles :

{	HgCy ² + 2 KCy = HgCy ² .2KCy sel crist.....	Cal	+17,6
	Ce sel + eau.....		—14,0
	HgCy ² dissous + 2 KCy dissous.....		+12,4
{	HgCl ² + HgCy ² = HgCl ² .HgCy ² crist.....		— 0,0
	Ce sel + eau.....		— 5,4
	Réaction des deux composants dissous.....		+ 0,4
{	KCl + HgCy ² = KCl.HgCy ²		+ 1,6
	Ce sel + eau.....		— 9,0
	Réaction des deux composants dissous.....		+ 0,2

{	$\text{KCl} + \text{HgCl}^2 + \text{H}^2\text{O liq.} = \text{KCl.HgCy}^2.\text{K}^2\text{O}.$	+ 3,0
	$\text{Ce sel} + \text{eau}.$	-10,4
B., <i>A.</i> [5], XXIX, 251 et suiv.; 1883.		
{	$\text{KI} + \text{HgCy}^2 = \text{KI.HgCy}^2.$	- 6,5
	$\text{Ce sel} + \text{eau}.$	-12,0
	Réaction des deux composants dissous.....	+ 2,7
{	$\text{KI} + \text{HgCy}^2 + \frac{1}{2}\text{H}^2\text{O} = \text{KI.HgCy}^2.\frac{1}{2}\text{H}^2\text{O}.$	+ 6,5
	$\text{Ce sel} + \text{eau}.$	-12,4
{	$\text{KBr} + \text{HgCy}^2 = \text{KBr.HgCy}^2.$	+ 3,9
	$\text{Ce sel} + \text{eau}.$	-11,9
	Réaction des deux composants dissous.....	+ 0,5
{	$\text{KBr} + \text{HgCy}^2 + \frac{1}{2}\text{H}^2\text{O} = \text{KBr.HgCy}^2.\frac{1}{2}\text{H}^2\text{O}.$	+ 4,7
	$\text{Ce sel} + \text{eau}.$	-12,7

B., Mémoire cité.

Les poids moléculaires de ces trois composés, chlorocyanure, bromocyanure, iodocyanure, peuvent être doublés. Ce doublement a été effectué dans les formules des composés suivants, qui appartiennent aux mêmes types.

Autres sels doubles.

VARET, *A.* [7], VIII, 240; 1896.

	Chaleur de formation du sel cristallisé.	Dissolution.	Réaction des deux sels simples dissous.
$2\text{HgCy}^2 + 2\text{NaCl} + 2,5\text{H}^2\text{O liq.}$..	+ 8,0	-16,2	+0,33
» + 2 AmCl + 1,5 H ² O liq. ...	+ 1,2	-14,8	+0,38
» + BaCl ² + 5 H ² O	+13,55	-17,1	+0,45
» + SrCl ² + 6 H ² O	+21,25	-15,8	+0,45
» + CaCl ² + 6 H ² O	+26,1	-14,2	+0,50
» + MgCl ² + 6 H ² O	+40,4	- 9,9	+0,50
» + ZnCl ² + 7 H ² O	+23,8	-13,3	+0,90
» + CdCl ² + 2 H ² O	+ 6,5	- 9,3	+0,38
» + 2 NaBr + 4 H ² O	+18,5	-24,1	+1,0
» + 2 AmBr + 2 H ² O	+ 7,2	-21,0	+1,05
» + 2 LiBr + 7 H ² O	+36,3	-18,3	+1,25
» + BaBr ² + 7 H ² O	+20,3	-21,0	+1,3
» + SrBr ² + 6 H ² O	+29,8	-18,6	+1,25
» + CaBr ² + 7 H ² O	+40,5	-19,8	+1,25
» + MgBr ² + 8 H ² O	+54,7	-16,0	+1,4
» + ZnBr ² + 8 H ² O	+31,1	-20,0	+1,3
» + CdBr ² + 3 H ² O	+10,5	-12,5	+0,7

	Chaleur de formation du sel cristallisé.	Dissolution.	Réaction des deux sels simples dissous.
$2 \text{Hg Cy}^2 + 2 \text{NaI} + 4 \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	+24,7	-22,8	-5,3
» + 2AmI + $\frac{1}{2} \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	+15,0	-23,5	-4,5
» + 2LiI + 7H ² O.....	+50,0	-20,7	-5,5
» + BaI ² + 6H ² O.....	+31,6	-22,0	+5,3
» + SrI ² + 7H ² O.....	+41,8	-21,8	+5,5
» + CaI ² + 7H ² O.....	+49,5	-22,4	+5,5
» + MgI ² + 8H ² O.....	+69,1	-20,8	+5,3
» + CdI ² + 8H ² O.....	+17,3	-22,5	+2,0

$\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{Hg Cy}^2 \text{ diss.} + 2 \text{M Cy} \text{ diss.} \text{ dégage} \dots\dots\dots \\ \text{M} = \text{K, Na, Am, Li} : \frac{1}{2} \text{Ba, } \frac{1}{2} \text{Sr, } \frac{1}{2} \text{Ca, } \frac{1}{2} \text{Mg.} \end{array} \right.$			+14,2 ^{Cal}
$\left\{ \begin{array}{l} \text{Hg Cy}^2 \text{ diss.} + 2 \text{M Cy} \text{ diss.,} \text{ dégage} \dots\dots\dots \\ \text{Mêmes métaux.} \end{array} \right.$	+12,4	à	+12,6
$\left\{ \begin{array}{l} \text{Hg Cy}^2 \text{ diss.} + 2 \text{K Cl} \text{ diss.} \dots\dots\dots \\ \text{De même Na Cl, Am Cl.} \end{array} \right.$			+ 0,25
Hg Cy ² diss. avec 2LiCl diss.....			+ 0,30
Hg Cy ² diss. avec BaCl ² , ou SrCl ² , ou CdCl ² diss.....			+ 0,36
Hg Cy ² diss. avec CaCl ² , ou MgCl ² diss.....			+ 0,48
Hg Cy ² diss. avec ZnCl ² diss.....			+ 0,75
$\left\{ \begin{array}{l} \text{Hg Cy}^2 \text{ diss.} + 2 \text{M Br} \text{ ou } \text{M Br}^2 \text{ diss.,} \text{ dégage} \dots\dots\dots \\ \text{Sauf Cd Br}^2 \text{ diss.,} \text{ qui dégage} \dots\dots\dots \end{array} \right.$	+ 0,8	à	+ 1,0
$\left\{ \begin{array}{l} \text{Hg Cy}^2 \text{ diss.} + 2 \text{MI} \text{ diss.,} \text{ dégage} \dots\dots\dots \\ \text{Sauf } 2 \text{AmI} \text{ diss.} \dots\dots\dots \end{array} \right.$	+ 3,35	et CdI ² diss.....	+ 1,63

VARET, *A.* [7], VIII, 265; 1896.*Oxycyanure :*

$\text{HgO} + \text{Hg Cy}^2 = \text{Hg Cy}^2 \cdot \text{HgO} \dots\dots\dots$	+ 2 ^{Cal}	, 6
$\text{HgO} + 3 \text{Hg Cy}^2 = 3 \text{Hg Cy}^2 \cdot \text{HgO} \dots\dots\dots$	+ 9 ^{Cal}	, 4

Réactions mesurées. — Dissolution de ces deux composés dans HCl dissous.

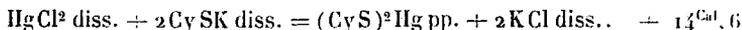
Jo., *A.* [5], XXVI, 512; 1882.

SULFOCYANATE.

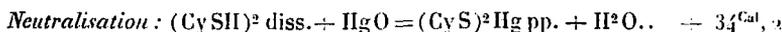
Jo., *A.* [5], XXVI, 543; 1882.

$\text{C}^2 + \text{Az}^2 + \text{S}^2 + \text{Hg} = \text{C}^2 \text{Az}^2 \text{S}^2 \text{Hg} \dots\dots\dots$	- 50 ^{Cal}	, 2
$\text{Cy}^2 + \text{S}^2 + \text{Hg} = (\text{CyS})^2 \text{Hg} \dots\dots\dots$	+ 23 ^{Cal}	, 7

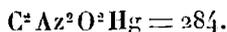
Réaction mesurée :



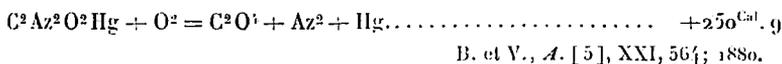
D'où :



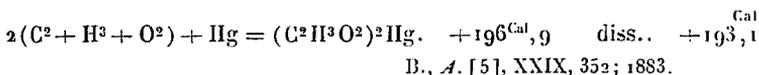
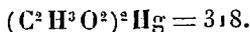
FULMINATE.



Combustion :



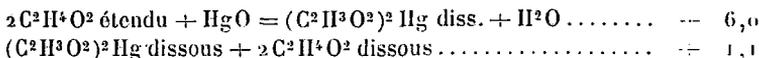
ACÉTATE MERCURIQUE.



Réaction mesurée :

- A. Décomposition du sel dissous par KOH dissoute. + 10, 3
- B. Combinaison de HgO jaune avec 2C²H³O² dissous. + 6, 0

Neutralisation :

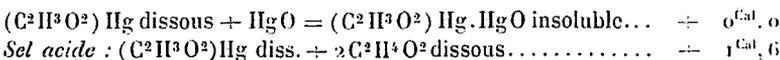


Dissolution :

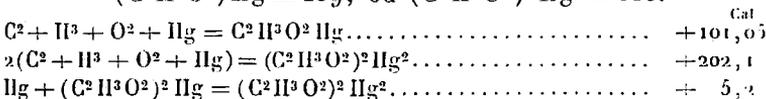
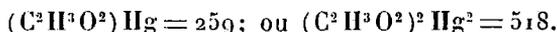


Cette dissolution se décompose rapidement, en déposant un sel basique.

Sel basique :



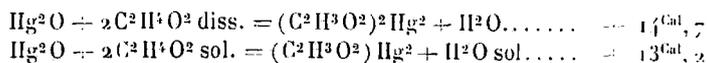
ACÉTATE MERCUREUX.



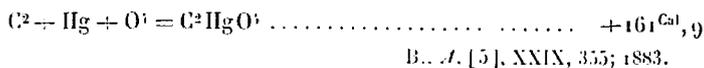
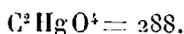
VARET, *A.* [7], VIII, 138; 1896.

Réactions mesurées :

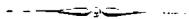
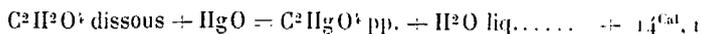
Actions d'une solution d'iodure de potassium pur et d'une solution de KI iodurée sur le sel solide.

Neutralisation :

OXALATE MERCURIQUE.



D'après la dissolution du sel solide dans 2HCl étendu.

Neutralisation :

DIXIÈME DIVISION.

CHAPITRE UNIQUE.

ARGENT.

Poids atomique ou équivalent : $\text{Ag} = 107,9$.

Poids moléculaire : 215,8.

Chaleur spécifique moléculaire (temp. ord.) : 12,3 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire élémentaire, à 800° : 16,4.

Chaleur spécifique (liquide) : 16,2.

Chaleur de fusion (Ag^2) : 5^{cal},34.

Température de fusion : 910°.

PROUDHON, *A.* [6], XI, 100; 1887.

PROTOXYDE.

$\text{Ag}^2\text{O} = 231,8$.

$\text{Ag}^2 + \text{O} = \text{Ag}^2\text{O} \dots\dots\dots + 7^{\text{cal}},0$

Réactions mesurées :

I. $2\text{AzO}^3\text{Ag}$ dissous + $\text{Cu} = \text{Az}^2\text{O}^6\text{Cu}$ diss. + $\text{Ag}^2 \dots\dots\dots + 35^{\text{cal}},6$

Th. U., III, 377.

II. $2\text{AzO}^3\text{II}$ étendu + $\text{Ag}^2\text{O} = 2\text{AzO}^3\text{Ag}$ diss. + $\text{II}^2\text{O} \dots\dots + 10^{\text{cal}},4$

B., *A.* [5], IV, 100; 1875.

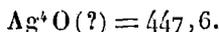
Calculé d'après la précipitation du sel dissous par la potasse. $\dots\dots\dots + 17^{\text{cal}},3$

(*B.*, même volume, p. 507).

III. $2\text{AzO}^3\text{II}$ ét. + CuO hydr. = $\text{Az}^2\text{O}^6\text{Cu}$ ét. + $\text{II}^2\text{O} \dots\dots + 15^{\text{cal}},3$ (*T.*, *B.*)

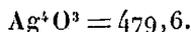
IV. Chaleur de formation de l'oxyde cuivrique (*voir* p. 317).

SOUS-OXYDE.



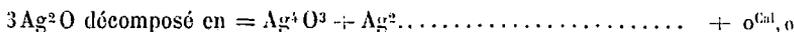
Non étudié au point de vue thermique.

SESQUIOXYDE.

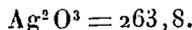


Réaction mesurée. — Action de $\text{Ag}^{\text{I}}\text{O}^{\text{II}}$ sur $\text{H}^{\text{II}}\text{O}^{\text{II}}$ étendue.

B., *A.* [5], XXI, 170; 1880.



TRIOXYDE.



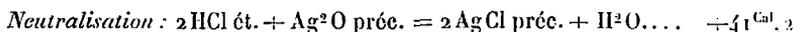
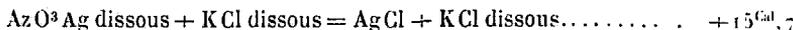
Non étudié au point de vue thermique.

B., *A.* [5], XXI, 172; 1880.

CHLORURE.



Réaction mesurée :



B., *A.* [5], IV, 503; 1873.

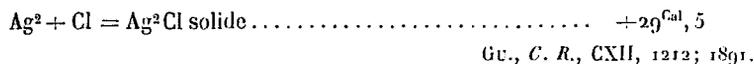
Le chlorure d'argent précipité récemment possède la même chaleur de formation que le chlorure séché à 200°, ou que le chlorure cristallisé. Ce fait a été vérifié en dissolvant ces divers corps dans le cyanure de potassium étendu.

B., *A.* [5], XXIX, 241; 1883.

Chlorure d'argent ammoniacal.

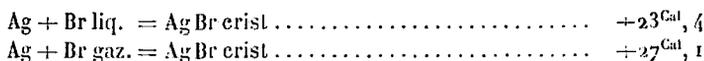
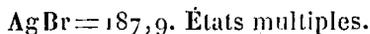
ISAMBERT, *C. R.*, LXXXVI, 968; 1878.

SOUS-CHLORURE.

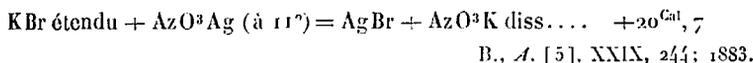


Réaction mesurée. — Action de KCy dissous, qui forme un cyanure double, avec séparation de Ag.

BROMURE.

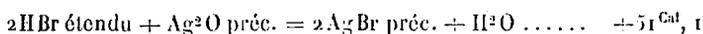


Réaction mesurée :

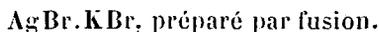


Ces chiffres s'appliquent également au précipité desséché et au corps cristallisé. Mais l'état du précipité est variable; car la chaleur de formation initiale (par les éléments) du bromure d'argent, obtenu dans la réaction du bromure de potassium dissous par l'azotate d'argent dissous, répond seulement à $+20^{\text{Cal}}, 0$ et même à moins encore, au lieu de $+23^{\text{Cal}}, 4$.

Neutralisation :

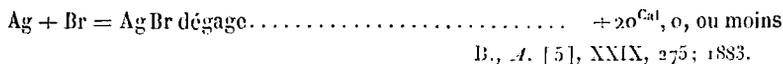


Bromures doubles.



Réaction mesurée. — Dissolution dans KCy dissous.

Ce chiffre se rapporte à l'état définitif du bromure d'argent. Mais il devient positif, avec la valeur $+ 2^{\text{Cal}}, 6$, et davantage, si on le rapporte à l'état initial du bromure d'argent précipité, état pour lequel



AgBr. 3 KBr. $\frac{1}{2}$ H²O cristallisé.

AgBr + 3 KBr + $\frac{1}{2}$ H²O liq. = AgBr. 3 KBr. $\frac{1}{2}$ H²O — 1^{cal},6
 Ce chiffre, calculé depuis l'état initial précédent de AgBr, devient. + 1^{cal},8

IODURE.

AgI = 234,9. États multiples.

Ag + I sol. = AgI précipité varie de + 8^{cal},6 à +14^{cal},2
 Ag + I gaz. = AgI précipité varie de +15^{cal},6 à +21^{cal},0

Le dernier nombre répond à l'état final de l'iodure d'argent précipité. Il s'applique aussi à l'iodure desséché et à l'iodure cristallisé.

Au contraire, l'état initial de l'iodure précipité répond seulement à + 8,6 : l'écart étant de 5^{cal},6.

Dans cet état initial, il paraît posséder un type, ou constitution, analogue à celui de l'iodure de potassium dont il dérive, type qu'il transporterait dans ses sels doubles. Mais, une fois isolé, l'iodure d'argent se modifie rapidement (polymérisation?), en se rapprochant de la constitution de l'iodure de mercure et des sels métalliques analogues. Ces observations s'appliquent aussi au bromure.

B., *A.* [5], XXIX, 278 et 276; 1883.

L'iodure d'argent cristallisé éprouve lui-même un changement moléculaire spécial, vers 150°. Il passe ainsi de l'état hexagonal à l'état cubique, en absorbant — 1^{cal},5.

BELLATI et ROMANESE, *J. B. für* 1884; 170.

Une transformation analogue est produite par la chaleur dans les iodures doubles d'argent et de plomb ou de cuivre, avec dissociation partielle de ces composés.

Réaction mesurée :

KI étendu + AzO³Ag étendu, à 11°, état final..... +26^{cal},9
 B., *A.* [5], XXIX, 272; 1883.

Au début, on observe seulement..... +21^{cal},3

Neutralisation :

2 HI étendu + Ag²O préc. = 2 AgI préc. + H²O..... + 6,4^{cal},0

*Iodhydrate.*3 AgI. III. 7 H²O.

3 AgI + III gaz. + 7 H²O liquide = 3 AgI. III. 7 H²O dégagé..... +21^{cal},6
 B., *A.* [5], XXIII, 90; 1881.

Il existe des composés analogues formés par le chlorure d'argent avec HCl, et par le bromure d'argent avec HBr.

Iodures doubles :

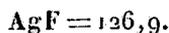
$\text{AgI} + \text{KI} = \text{AgI} \cdot \text{KI sol} \dots\dots\dots$	}	État stable de AgI.....	— 1,8
		État initial de AgI.....	+ 3,8
$\text{Ag} + 3\text{KI} = \text{AgI} \cdot 3\text{KI sol} \dots\dots\dots$		État stable de AgI.....	— 0,9
		État initial de AgI.....	+ 4,7

B., A. [5], XXIII, 245; 1883.

$\text{AgI} \cdot 3\text{KI} \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ crist., depuis les composants pris dans leur état stable			— 1,9
$\text{AgI} \cdot 2\text{KI} \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ crist.	id.		.. 0,0
$\text{AgI} \cdot \text{KI} \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ crist.	id.		.. — 0,35

Réactions mesurées. — Traitement par l'eau, et dissolution dans KCy étendu.

FLUORURE.



$\text{Ag} + \text{F} = \text{AgF solide} \dots\dots\dots$	+23 ^{Cal} , 2	dissous	+26 ^{Cal} , 6
--	------------------------	---------------	------------------------

Neutralisation :

$2\text{HF diss.} + \text{Ag}_2\text{O préc.} = 2\text{AgF diss.} + \text{H}_2\text{O} \dots\dots\dots$			— 14,6
---	--	--	--------

Dissolution :

$\text{AgF solide} + \text{eau} \dots\dots\dots$			+ 3,4
--	--	--	-------

Gc., A. [6], III, 44; 1884.

Hydrate :

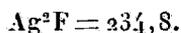
$\text{AgF} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ crist. + eau.....			— 1,5
d'où			
$\text{AgF} + 2\text{H}_2\text{O liq.} = \text{AgF} \cdot 2\text{H}_2\text{O} \dots\dots\dots$	+4 ^{Cal} , 9	eau solide...	+ 2,1

Fluorhydrate :

$\text{AgF} + \text{HF liquide} = \text{AgF} \cdot \text{HF} \dots\dots\dots$			+ 2,0
---	--	--	-------

Gc.

FLUORURE ARGENTEUR.



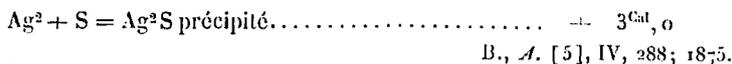
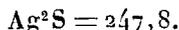
$\text{Ag}_2 + \text{F} = \text{Ag}_2\text{F}$ crist			— 23 ^{Cal} , 9
--	--	--	-------------------------

Réaction mesurée :

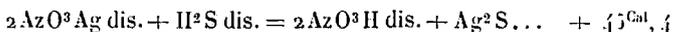
Ag_2F solide + eau = AgF dissous + Ag			+ 2 ^{Cal} , 7
---	--	--	------------------------

Gc., C. R., CX, 1339; 1890.

SULFURE.



Réaction mesurée :

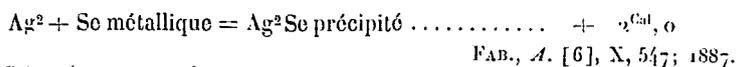


d'où

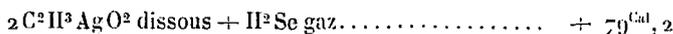
Neutralisation :



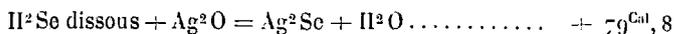
SÉLÉNIURE.



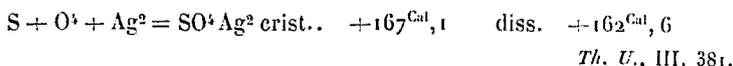
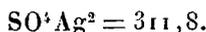
Réaction mesurée :



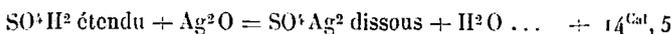
Neutralisation :



SULFATE.



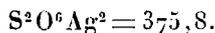
Neutralisation :



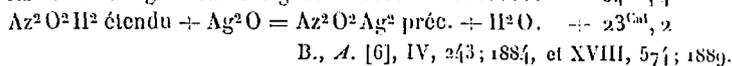
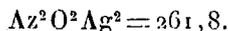
Dissolution :



HYPOSULFATE.



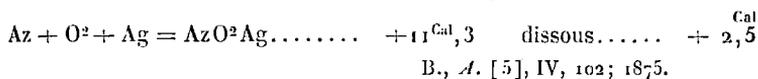
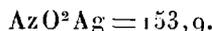
HYPOAZOTITE D'ARGENT.



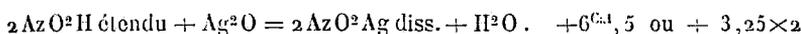
Réaction mesurée. — Action du brome sur le sel d'argent.

Les données expérimentales sont celles du premier Mémoire; mais les calculs ont été modifiés, conformément aux conclusions du second et aux données du présent Volume. (*Voir* p. 103.)

AZOTITE.



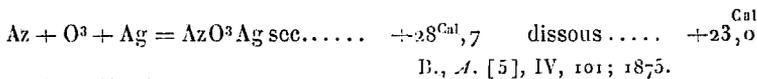
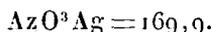
Neutralisation :



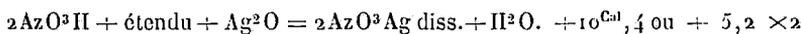
Dissolution :



AZOTATE.



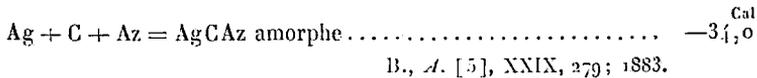
Neutralisation :



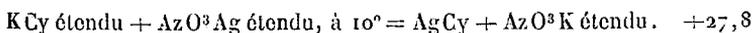
Dissolution :



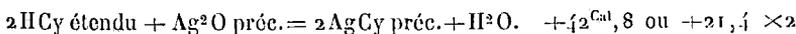
CYANURE.

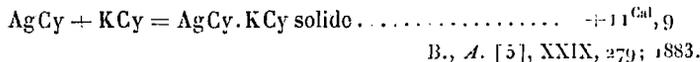
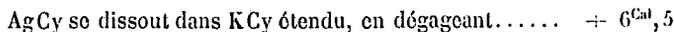


Réaction mesurée :



Neutralisation :



Cyanure double :*Réaction mesurée :**Dissolution :*

La dissolution de AgCy dans NaCy étendu, $\frac{1}{2}$ BaCy² étendu, $\frac{1}{2}$ SrCy² étendu, $\frac{1}{2}$ CaCy² étendu (1 éq = 10^{lit}) dégage la même quantité de chaleur sensiblement que dans KCy étendu (VARET, *C. R.*, CXXIII, 118; 1896).

Si l'on opère avec une quantité de cyanure (soluble) double, telle que 2KCy dissous, la chaleur dégagée est accrue de +0^{Cal},7. En outre et dans ce cas, si la solution de cyanure alcalin est concentrée, la chaleur dégagée est accrue encore de +1^{Cal},2; de telle sorte que AgCy + 2KCy concentré dégage +8^{Cal},5.

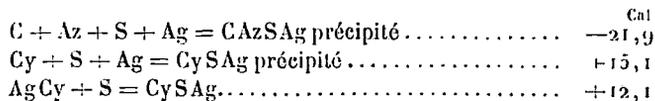
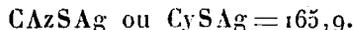
De ces chiffres résulte la prévision du déplacement de tous les hydracides unis à l'argent par l'acide cyanhydrique uni à la potasse, c'est-à-dire la décomposition des chlorure, bromure, iodure d'argent par le cyanure de potassium dissous : prévision que l'expérience vérifie.

B., *A.* [5], XXIX, 280; 1883.

On obtient, par la double décomposition du cyanure d'argent et de potassium, au moyen de l'acide tartrique, un *acide argento-cyanhydrique* soluble. AgCy.HCy, dont la chaleur de neutralisation par la potasse est voisine de +13,7 : cet acide joue un rôle important dans l'argenteure. Les faits cités plus haut, tels que l'identité de la chaleur de dissolution de AgCy dans les divers cyanures alcalins et alcalino-terreux, s'expliquent par l'existence de cet acide. Mais il se dissocie aisément.

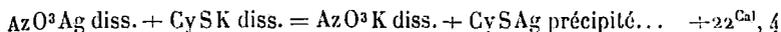
B., *A.* [5], V, 463; 1875.

SULFOCYANATE.

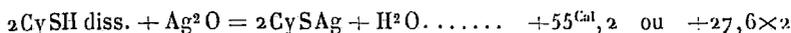


Jo., *A.* [5], XXVI, 542; 1882.

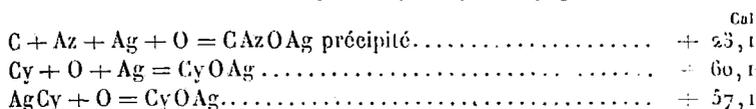
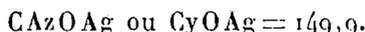
Réaction mesurée :



Neutralisation :



CYANATE.

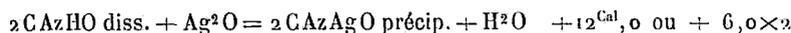


LEMOULT, inédit.

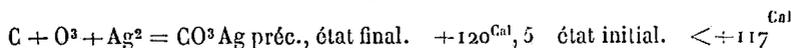
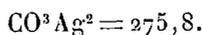
Réaction mesurée :



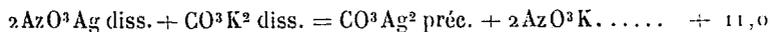
Neutralisation :



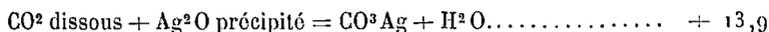
CARBONATE.



Réaction mesurée :



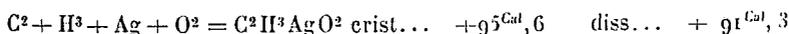
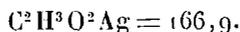
Neutralisation :



Ce chiffre représente l'état final du précipité. Au premier moment la chaleur dégagée est inférieure à +10,9.

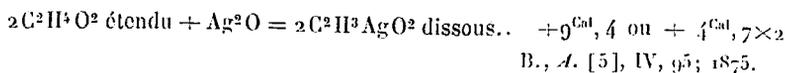
B., A. [5], IV, 177; 1875.

ACÉTATE.



Réaction mesurée :

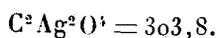
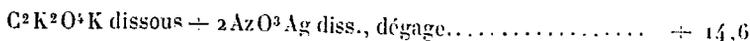
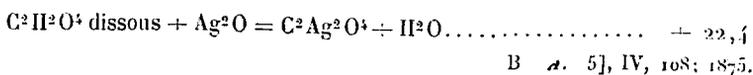
Azotate d'argent dissous et acétate de soude dissous.

Neutralisation :

La précipitation n'a pas toujours lieu dans les premiers moments. Dans ce cas, il n'y a pas d'effe thermique appréciable; ce qui montre que la différence entre les chaleurs de neutralisation des deux acides par l'oxyde d'argent et par la soude, avec formation de sels dissous, est la même.

Dissolution :

OXALATE.

*Réaction mesurée :**Neutralisation :*

ONZIÈME DIVISION.

CHAPITRE UNIQUE.

OR.

Poids atomique et équivalent : Au = 197.

Poids moléculaire : 394. Monovalent.

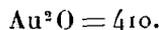
Chaleur spécifique moléculaire élémentaire (Violle) :

A 0°.....	12,5
A 1000°.....	14,9

Température de fusion : 1045°.

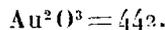
Oxydes.

PROTOXYDE.



$\text{Au}^2 + \text{O} = \text{Au}^2\text{O}$ Non mesuré.

PEROXYDE.



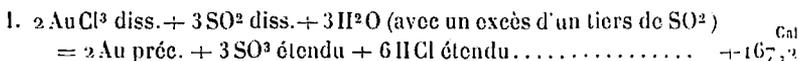
$\text{Au}^2 + \text{O}^3 + \text{eau} = \text{Au}^2\text{O}^3 \text{ hydraté}$ —11^{Cal}, 5 (?)
Th. U., III, 393.

Ce nombre se rapporterait à un état particulier de l'or, précipité de son chlorure par SO², état dont la relation avec l'or ordinaire est inconnue (*voir plus loin*).

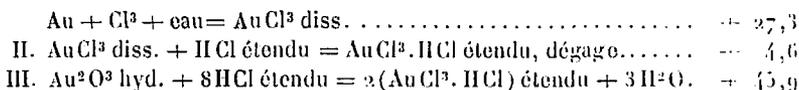
En outre, l'oxyde d'or sur lequel ont porté les expériences suivantes n'offrait pas des propriétés bien définies (*Th. U.*, III, 391).

Il avait été préparé dans la réaction de 3 NaOH dissoute, agissant à chaud sur une dissolution étendue de chlorure d'or neutre; l'oxyde d'or étant ensuite coagulé et séparé de la liqueur au moyen d'une dissolution de sulfate de soude.

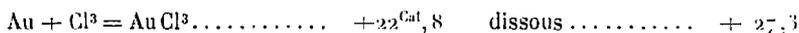
Réactions mesurées :



D'où résulte :

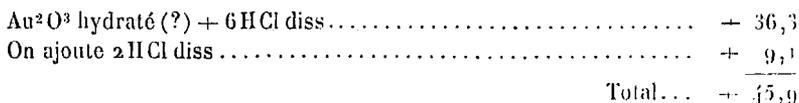


CHLORURE D'OR.



Réactions mesurées. — Voir l'article précédent.

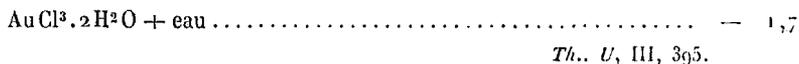
Neutralisation :



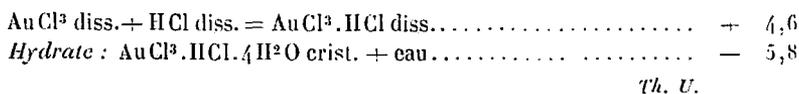
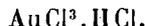
Dissolution :



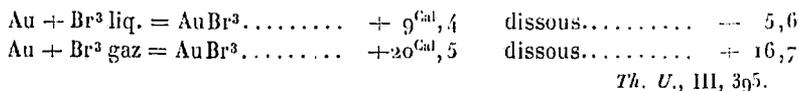
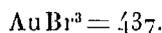
Hydrate :



Chlorhydrate.



BROMURE D'OR.

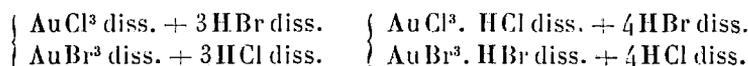


Réactions mesurées :

A. *Neutralisation :*

Au ² O ³ hydraté (?) + 6 HBr diss.....	+58,2 ^{Cal}
On ajoute 2 HBr diss.....	+15,4
Total.....	+73,6

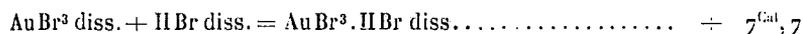
B et C. Contrôle. Mesure des deux couples de réactions suivants :



Ces nombres répondraient, par définition, à l'état même de l'or que ce métal est supposé présenter dans la formation de son chlorure, telle qu'elle a été définie ci-dessus.



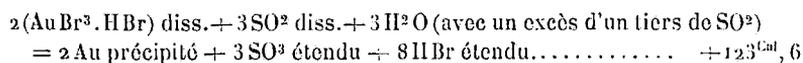
Bromhydrate :



Hydrate :



Il y a un fait qui jette quelque doute sur les valeurs exprimant les chaleurs de formation des oxyde, chlorure et bromure d'or, c'est que M. Thomsen a trouvé encore :



D'où résulterait :



au lieu du chiffre +5,6 calculé plus haut.

L'auteur attribue cet écart de 3^{Cal},4 à l'existence de deux états isomériques différents dans l'or précipité par l'acide sulfureux, selon qu'il est précipité du chlorure d'or, ou du bromure d'or; mais cette isomérisie ne repose sur aucune autre preuve. Il est possible que la cause réelle de ces divergences réside dans l'inexactitude des réactions supposées par les équations précédentes, telles que la

réaction de SO^2 et celles des réactions des hydracides sur les chlorure et bromure d'or dissous.

D'après le même auteur, il existerait encore d'autres écarts, distincts du précédent, entre les états de l'or réduit des protochlorure, protobromure, protoiodure, par l'action des hydracides, comparée à celle de l'acide sulfureux. Mais la réalité des réactions chimiques, supposées dans tous ces calculs, n'a pas été suffisamment vérifiée, pour qu'il y ait lieu de reproduire ici ces assertions, relatives aux chaleurs de formation des différents composés. Au surplus, c'est là un sujet très difficile et dans lequel on ne saurait arriver à la certitude, que si l'on vérifie d'une façon expresse et rigoureuse, par un cycle intégral de transformations convenables, l'identité complète de l'état initial et celle de l'état final de l'or et de ses composés : ce qui n'a pas encore pu être réalisé.



DOUZIÈME DIVISION.

PLATINE ET CONGÉNÈRES.

CHAPITRE I.

PLATINE.

Poids atomique : Pt = 194,9. Bivalent ou tétravalent. États multiples.

Poids équivalent : 97,5.

Poids moléculaire : 390.

Chaleur spécifique moléculaire élémentaire :

A 0°.....	12,4
	VIOLLE, <i>C. R.</i> , LXXXIX, 702; 1879.
A 1200°.....	18,0

Température de fusion : 1775° (Vio.).

Oxydes

PROTOXYDE.

PtO = 210,9.

Pt + O + eau = PtO hydraté..... +17^{Cal},9 (?)

Réaction mesurée :

Th. U., III, 428.

Réduction du protoxyde de platine par l'acide formique..... +48^{Cal},6

Mais le poids de l'acide carbonique ainsi produit et resté dans la dissolution a été mal déterminé. La pureté du protoxyde de platine employé laisse des doutes. Enfin et surtout, l'état allotropique

du platine mis à nu est différent de celui du platine ordinaire, la relation thermique entre ces deux états du métal demeurant ignorée. Il conviendrait d'établir entre ces deux états un cycle intégral de transformations convenables.

BIOXYDE.



Pt + O²..... Chaleur de formation inconnue.

Les corps divers, confondus sous le nom de *noir de platine*, renferment des sous-oxydes, mal connus d'ailleurs.

B., *A.* [5], XXX, 531; 1883.

La mousse de platine absorbe l'oxygène libre avec dégagement de chaleur; mais la dose absorbée est très faible.

Dans certains cas, la chaleur dégagée paraîtrait surpasser +34^{cal}, pour un poids fixé de O égal à 16^{gr}.

B., *A.* [5], XXX, 534; 1883.

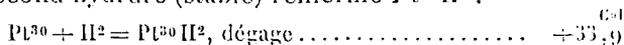
HYDRURES DE PLATINE.

Le platine réduit par l'acide formique, puis séché à 100°, absorbe cent quatorze fois son volume d'hydrogène, en formant successivement deux hydrures, dont la formation respective dégage, pour 1^{er} de H entré en combinaison : +17^{cal} et +14^{cal}, 2.

Ces deux hydrures peuvent être portés à 200° dans le vide; mais le plus hydrogéné est lentement dissociable dans ces conditions. Il absorbe l'oxygène à froid, en formant de l'eau : ce qui permet d'en mesurer la chaleur de formation, au moins pour la portion d'hydrogène fixé qui surpasse le premier hydrure. Il suffit d'empêcher toute élévation notable de température, capable de détruire le second hydrure.

En effet, quand cette absorption est terminée, il reste un hydrure plus stable, contenant les deux tiers de l'hydrogène absorbé d'abord, lequel se décompose seulement au rouge sombre. D'après les données observées,

Le second hydrure (stable) renferme Pt³⁰H² :



L'hydrure le plus hydrogéné renferme Pt³⁰H³ :



D'où l'on conclut :



La mousse de platine a fourni des résultats analogues, quoique avec une absorption totale d'hydrogène moindre (35,5 fois le volume du platine seulement).

D., *A.* [5], XXX, 530; 1883.

La chaleur dégagée par la formation de ces combinaisons hydrogénées du platine, et par leur réaction sur l'oxygène, est la cause qui détermine la réaction bien connue du platine sur le mélange tonnant d'hydrogène et d'oxygène. Ces mêmes combinaisons jouent un rôle capital dans les phénomènes de polarisation électrolytiques, observés avec des électrodes de platine. Les autres métaux, employés comme électrodes, donnent lieu à des formations et des observations analogues, mais qui n'ont pas été l'objet de mesures thermiques, à l'exception du palladium.

Chlorures.

PROTOCHLORURE.

$PtCl^2 = 265,9$. Chaleur de formation inconnue.

Sel double : $PtCl^2 \cdot 2KCl$.

$Pt + Cl^2 + 2KCl \text{ sol.} = PtCl^2 \cdot 2KCl$	$+45^{Cal}, 8$	dissous .	$+33^{Cal}, 6$
$Pt + Cl^2 + 2KCl \text{ diss.} = \text{sel solide.}$	$+54^{Cal}, 2$	dissous .	$+42^{Cal}, 0$

Th. U., III, 426.

Réactions mesurées :

I. $PtCl^2 \cdot 2KCl \text{ diss.} + Co = Pt + 2KCl \text{ diss.} + CoCl^2 \text{ diss.}$	$+53^{Cal}, 0$
II. $Co + Cl^2 + \text{eau} = CoCl^2 \text{ diss.}$	$+95^{Cal}, 0$

L'état du platine précipité n'est pas connu, c'est-à-dire que l'on ignore sa chaleur de transformation en platine ordinaire.

Dissolution :

$PtCl^2 \cdot 2KCl + \text{eau}$	$-12^{Cal}, 2$ (Th.)
$PtCl^2 \cdot 2AmCl + \text{eau}$	$-8^{Cal}, 5$

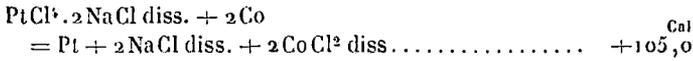
BICHLORURE.

$PtCl^4 = 336,9$.

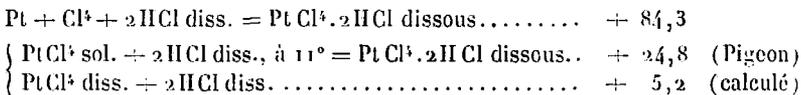
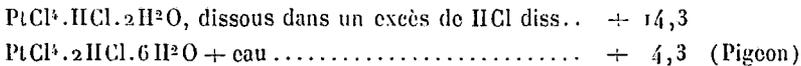
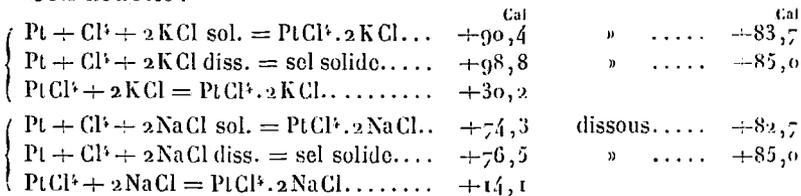
$Pt + Cl^2 = PtCl^4 \text{ sol.}$	$+60^{Cal}, 2$	dissous . . .	$+79^{Cal}, 8$
-----------------------------------	----------------	---------------	----------------

Th. U., III, 426.

PIGEON, *A.* [7], II, 467; 1891.

Réaction mesurée :

Même hypothèse sur l'état de Pt précipité, supposé identique avec Pt ordinaire.

Dissolution :*Hydrate :**Chlorhydrate :**Hydrates :**Sels doubles :*

Idem + 4NaOH dissoute, ou + 6NaOH dissoute : même chiffre.

Th. U., III, 418.

*Hydrate :**Dissolution :*

Calculé d'après la précipitation du sel Na.



Th. U., I, 232.

On remarquera que PtCl^2 dissous dans 2HCl étendu, ou dans 2NaCl étendu, et généralement dans 2RCl ou R_1Cl^2 étendu, dégage la même quantité de chaleur : ce qui correspond à l'existence d'un acide *platinochlorhydrique*, dégageant avec les bases la même quantité de chaleur que l'acide chlorhydrique qu'il renferme. Ces observations s'appliquent à un grand nombre d'acides métalliques conjugués, tels que les acides ferro et ferriocyanhydrique (ce Volume, p. 294-296), mercuriodhydrique (p. 358), mercurobromhydrique (p. 355), mercuriocyanhydrique (p. 362), argentocyanhydrique (p. 374), etc.

PROTOBROMURE.



Chaleur de formation : inconnue.

Sel double : $\text{PtBr}^2 \cdot 2\text{KBr}$.

$\text{Pt} + \text{Br}^2$ liquide $+ 2\text{KBr} = \text{PtBr}^2 \cdot 2\text{KBr}$	+31,4	Cal
» » sel dissous.....	+20,8	
$\text{Pt} + \text{Br}^2$ liquide $+ 2\text{KBr}$ dissous = sel solide.....	+42,2	
» » sel dissous.....	+31,6	

Th. U., III, 426.

Réactions mesurées :

- I. $\text{PtBr}^2 \cdot 2\text{KBr}$ dissous $+ \text{Co} = \text{Pt} + 2\text{KBr}$ dis. $+ \text{CoBr}^2$ diss. +41,0
- II. $\text{Co} + \text{Br}^2$ liquide $+ \text{eau} = \text{CoBr}^2$ dissous..... +73,4

Dissolution :

$\text{PtBr}^2 \cdot 2\text{KBr} + \text{eau}$	-10,6
--	-------

BIBROMURE.



$\text{Pt} + \text{Br}^4$ liquide = PtBr^4 solide.....	+42 ^{Cal} ,4	dissous... +52 ^{Cal} ,3
$\text{Pt} + \text{Br}^4$ gaz = PtBr^4 solide.....	+57 ^{Cal} ,2	» ... +67 ^{Cal} ,1

PIGEON, *A.* [7], II, 467; 4894.

Réactions mesurées :

- A. PtBr^4 dissous $+ 4\text{Co} = \text{Pt} + 2\text{CoBr}^2$ dissous..... +93,6
(Même hypothèse que plus haut : Pt précipité étant supposé identique avec Pt ordinaire).
PIGEON.
- B. $\text{PtBr}^2 \cdot 2\text{KBr}$ dissous $+ \text{Br}^2$ liquide..... +25,4
Th. U., III, 424.
- C. $\text{PtBr}^4 \cdot 2\text{KBr}$ dissous $+ 2\text{Co}$ +89,2
Th. U., III, 424.
- D. $\text{PtBr}^4 \cdot 2\text{NaBr} + 2\text{Co}$ +88,2
B. — II. 25

Dissolution :

PtBr ³ + eau.....	Cal + 9,9
	PIGEON, Mémoire cité, p. 483.

Bromhydrate :

PtBr ³ + 2HBr dissous = PtBr ³ .2HBr dissous.....	+18,3
	PIGEON, Mémoire cité, p. 483.

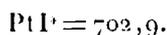
Donc

PtBr ³ dissous + 2HBr dissous.....	+ 8,4
<i>Hydrate</i> : PtBr ³ .2HBr.9H ² O + eau.....	- 2,9

Sels doubles :

	<i>Th. U.</i> , III, p. 422-430.
{ Pt + Br ³ liq. + 2KBr = PtBr ³ .2KBr.....	+58,8
{ Pt + Br ³ liq. + 2KBr dissous = PtBr ³ .2KBr, sel dissous....	+57,6
{ PtBr ³ + 2KBr = PtBr ³ .2KBr.....	+16,4
<i>Dissolution</i> : PtBr ³ .2KBr + eau.....	-12,3
{ Pt + Br ³ liq. + 2NaBr = PtBr ³ .2NaBr.....	+48,0
{ Pt + Br ³ liq. + 2NaBr dissous = PtBr ³ .2NaBr, sel dissous....	+58,6
{ PtBr ³ + 2NaBr = PtBr ³ .2NaBr.....	+ 5,6
<i>Dissolution</i> : PtBr ³ .2NaBr + eau.....	-10,0
<i>Hydrate</i> : PtBr ³ .2NaBr.6H ² O + eau.....	+ 8,55
PtBr ³ + 2AgBr = PtBr ³ .2AgBr.....	+10,4
	PIGEON.

BIODURE.



Pt + I ³ solide = PtI ³ solide.....	+17 ^{Cal} , 4
Pt + I ³ gaz = PtI ³ solide.....	+43 ^{Cal} , 6

Réactions mesurées :

- I. Dissolution de l'iodure dans un excès NaI (c'est-à-dire formation de PtI³.2NaI dissous)..... + 7,3
PIGEON, Mémoire cité, p. 495.
- II. Réduction de la liqueur par 2Co..... + 56,7

HYDRATE DE PLATODIAMINE.

(base divalente) :

Pt(AzH ³) ₂ O.H ² O dissoute + SO ³ H ² étendu.....	+30 ^{Cal} , 85
» + 2HCl étendu.....	+27 ^{Cal} , 3

Th. U., I, 400.

CHAPITRE II.

PALLADIUM.

Poids atomique : Pd = 106,5. États multiples.

Poids équivalent : 53,2.

Poids moléculaire : 213.

Chaleur spécifique moléculaire élémentaire :

A 0°.....	12,4
A 500°.....	14,5
A 1300°.....	17,9

VIOLLE. *C. R.*, LXXXVII, 981; 1878.

Température de fusion : 1500°.

Chaleur de fusion : 7^{cal},9.

OXYDE PALLADEUX.

PdO = 122,5.

Pd + O + eau = PdO hydrate précipité +21^{cal},0
Jo., C. R., XCV, 295; 1882.

Réactions mesurées :

A. On a opéré avec Pd réduit par l'acide formique et chauffé à 500°.

I. Pd + Br² liq. + 2 KBr dissous = Pd Br². 2 KBr dissous. + 27,7^{cal}
 II. Pd Br² précipité + 2 KBr dissous, dégage + 2,8

d'où l'on conclut :

Pd + Br² liquide = Pd Br² solide + 24,9
 III. (Pd Br². 2 KBr) dissous + 2 KOH dissoute
 = PdO précipité + 4 KBr dissous + H²O + 9,0

d'où :

Pd + O = PdO précipité..... + 21,0

B. Réduction du chlorure palladéux par CuCl :

I. (PdCl ² .2KCl) dissous + 2CuCl sol.	
= Pd + 2CuCl ² dissous + 2KCl dissous.....	+ 8,8 ^{Cal}
II. PdCl ² + 2KCl dissous = PdCl ² .2KCl dissous.....	+ 4,7
III. PdCl ² .2KCl dissous + 2KOH dissoute.....	+ 12,6
IV. CuCl + Cl + eau = CuCl ² dissous (<i>voir</i> p. 318).....	+ 27,1

d'où résulte :

Pd + Cl ² = PdCl ² précipité.....	+ 40,7
Pd précipité à froid + O = PdO précipité.....	+ 20,8
Pd précipité par le chlorure cuivreux + O = PdO précipité.....	+ 21,0

D'après la concordance des chiffres fournis par les méthodes A et B, on peut conclure que le palladium, précipité à froid par le chlorure cuivreux, ne diffère pas sensiblement du palladium précipité par l'acide formique et chauffé à 500°.

Neutralisation : PdO précé. + 2HCl diss. = PdCl² précé. + H²O... + 10^{Cal}, 8

OXYDE PALLADIQUE.

PdO² = 138, 1.

Pd + O ² + eau = PdO ² hydrate précipité.....	+ 29 ^{Cal} , 1
---	-------------------------

Réactions mesurées :

I. PdCl ² .2KCl cristallisé + 4KI dissous	
= PdI ² précipité + I ² + 6KCl dissoute.....	+ 34,6 ^{Cal}
II. Pd + I ² = PdI ²	+ 15,3
III. PdCl ² .2KCl solide + 4NaOH dissoute	
= PdO ² hydraté + 2KCl dissous + 4NaCl diss. + 2H ² O... ..	+ 18,0
	<i>Th. U., III. 437.</i>

d'où :

Pd + O ² + eau = PdO ² hydraté.....	+ 29, 1
PdO ² + 6HCl étendu. = PdCl ² .2HCl dissous, environ.....	+ 22,0

HYDRURES DE PALLADIUM.

Le palladium condense 700 à 800 fois son volume d'hydrogène, ce qui est voisin des rapports Pd¹²H.

La mousse de palladium renferme en général de l'oxygène, qui concourt à l'absorption de l'hydrogène, en formant de l'eau.

La mousse de palladium, exempte d'oxygène, a dégagé +5^{Cal}, 7

au début de l'absorption, et $+3^{\text{Cal}},9$ à la fin, pour chaque gramme d'hydrogène, H, condensé.

La moyenne est $+4^{\text{Cal}},6$.

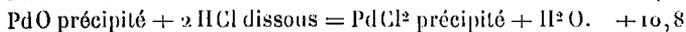
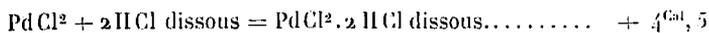
FAVRE, *C. R.*, LXXVIII, 1263; 1874.

CHLORURE PALLADEUX.

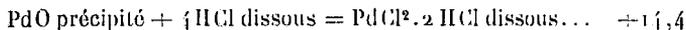


Jo., *C. R.*, XCV, 295; 1882.

Chlorhydrate :

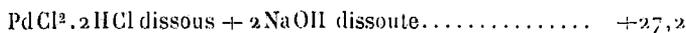


Jo.



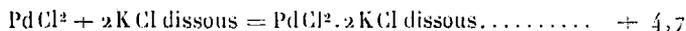
Th. U., III, 438.

Réactions mesurées :



Ce chiffre est le même pour 2HCl libre (*voir plus haut*, p. 385).

Sel double :



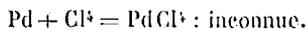
Dissolution :



CHLORURE PALLADIQUE.

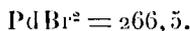


Chaleur de formation :

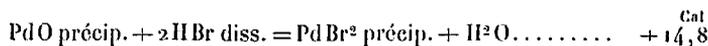
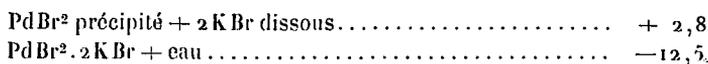


Voir Oxyde palladique.

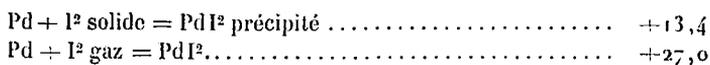
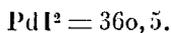
BROMURE PALLADEUX.



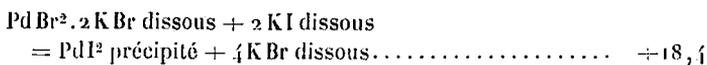
Jo., *C. R.*, XCV, 295; 1882.

Neutralisation :*Sel double :*

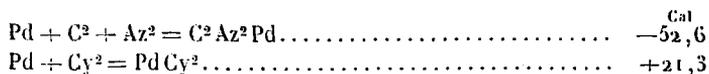
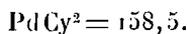
IODURE PALLADEUX,



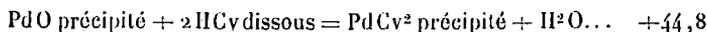
Jo., Mémoire cité.

Réactions mesurées :*Neutralisation :*

CYANURE PALLADEUX.



Jo., Mémoire cité.

Neutralisation :

DEUXIÈME PARTIE.

CHIMIE ORGANIQUE.

LIVRE III.

PREMIÈRE DIVISION.

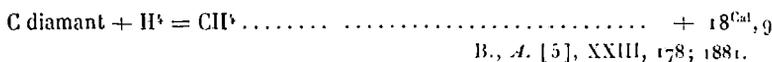
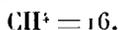
CARBURES D'HYDROGÈNE.

La formation des composés organiques a été calculée en général d'après les chaleurs de combustion, mesurées à volume constant dans la bombe calorimétrique et réduites par le calcul à pression constante : le dernier chiffre est seul donné ici. On évalue la formation depuis le carbone diamant. Si on la calcule, depuis le carbone amorphe, elle varie suivant les états divers de ce carbone. Quand il a été calciné au rouge, il faut ajouter $+3^{\text{cal}}, 34$ par atome de carbone (diamant). Si on la rapporte au graphite, il suffit d'ajouter $+0^{\text{cal}}, 50$. Pour ces états allotropiques du carbone et pour le carbone gazeux, voir p. 79.

CHAPITRE I.

CARBURES RENFERMANT UN ATÔME DE CARBONE.

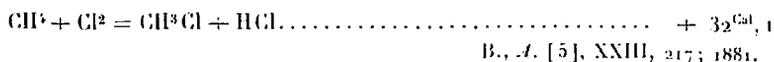
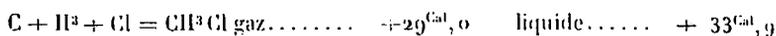
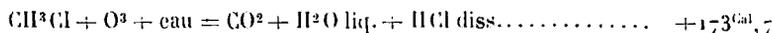
MÉTHANE OU FORMÈNE.

FORMÈNE (*hydrure de méthyle*).*Réaction mesurée :**Combustion :*

Chaleur spécifique moléculaire moyenne, à pression constante (100°-200°) : 9,5 (R.).

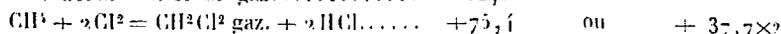
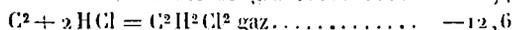
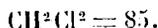
Température d'ébullition : -164° (Olz.).

Dérivés chlorés.

FORMÈNE CHLORÉ (*éther méthylchlorhydrique, chlorure de méthyle*).*Combustion :*

Chaleur de vaporisation : 4^{Cal},9.

CHAPPEIS, C. R., CIV, 897; 1887.

FORMÈNE BICHLORÉ (*chlorure de méthylène*).

B. et Olz., A. [5], XXIII, 226; 1881.

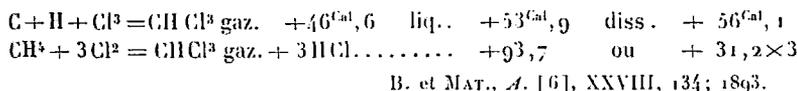
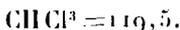
Combustion :



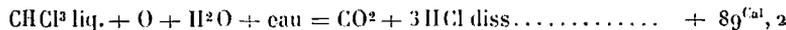
Chaleur de vaporisation : $6^{\text{cal}}, 4$ (B. et Og.).

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (15°-40°) : 23, 2 (B. et Og.).

FORMÈNE TRICHLORÉ (*chloroforme*).



Combustion :



Chaleur de vaporisation : $7^{\text{cal}}, 3$ (R.).

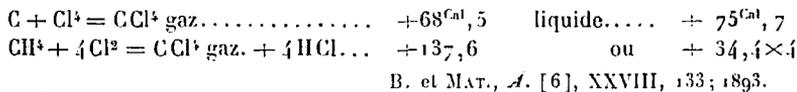
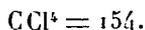
Chaleur spécifique moléculaire élément. liquide (+30° à +60°) : 27, 8 + 0, 012 t (R.).

Chaleur spécifique moléculaire élém. gazeuse : 16, 3 + 0, 0164 t (Wiedemann).

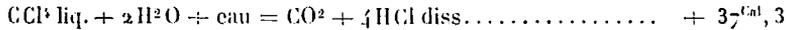
Dissolution : (1 p. + 160 p. eau), à 16° + $2^{\text{cal}}, 2$.

B., A. [5], XII, 543; 1877.

FORMÈNE PERCHLORÉ (*perchlorure de carbone*).



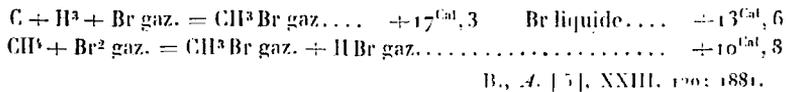
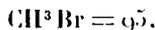
Combustion :



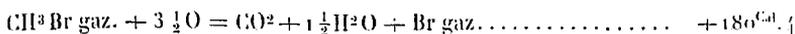
Chaleur de vaporisation : $7^{\text{cal}}, 2$ (R.).

Chaleur spécifique moléc. élém. liquide : 30, 5 + 0, 028 t (R.).

FORMÈNE BROMÉ (*éther méthylbromhydrique, bromure de méthyle*).

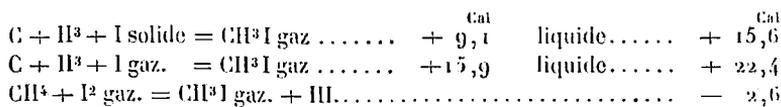
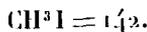


Combustion :



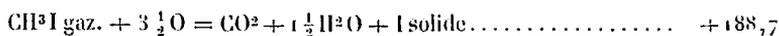
Remarque : En général, la combustion des composés bromés laisse à désirer, l'état des produits n'étant pas assez exactement défini.

FORMÈNE IODÉ (*éther méthylodhydrique, iodure de méthyle*).



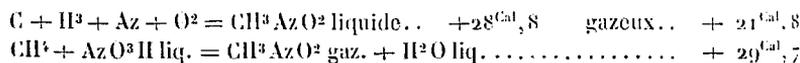
B., *A.* [5], XXIII, 120; 1881.

Combustion :



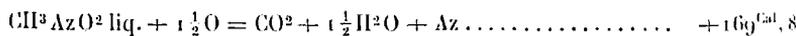
Chaleur de vaporisation : $6^{\text{Cal.}}$, 5 (Andrews).

FORMÈNE NITRÉ (*nitrométhane*).



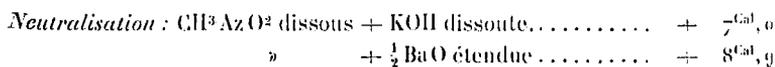
B. et MAT., *A.* [6], XXX, 566; 1893.

Combustion :



Chaleur de vaporisation : $+ 7^{\text{Cal.}}$, 0.

Chaleur de dissolution : $- 0,6$.

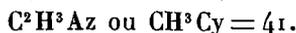


Il existe un isomère du nitrométhane : l'éther méthylnitreux ou nitrite de méthyle



Calculée d'après les analogies, la chaleur de formation de ce composé différerait très peu de celle de son isomère.

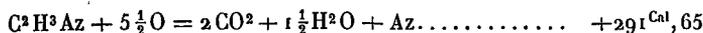
FORMÈNE CYANÉ (*Cyanure de méthyle, nitrile acétique*).



$\text{C}^2 + \text{H}^3 + \text{Az} = \text{C}^2\text{H}^3\text{Az}$ liquide	+ 0 ^{Cal} ,45
$\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2. \text{AzH}^3$ dissous = $\text{C}^2\text{H}^3\text{Az}$ liq. + 2 H^2O	- 12 ^{Cal} ,7
» crist. »	- 12 ^{Cal} ,5

B. et PET., A. [6], XVIII, 108; 1889.

Combustion :



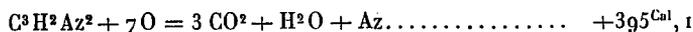
FORMÈNE DICYANÉ (*nitrile malonique*).



$\text{C}^3 + \text{H}^2 + \text{Az}^2 = \text{C}^3\text{H}^2\text{Az}^2$ crist.	- 43 ^{Cal} ,2
$\text{C}^3\text{H}^3\text{O}^4. 2\text{AzH}^3$ diss. = $\text{C}^3\text{H}^2\text{Az}^2$ sol. + 4 H^2O liq.	- 51 ^{Cal} ,0
» crist. »	- 53 ^{Cal} ,5

B. et PET., A. [6], XVIII, 131; 1889.

Combustion :



Autres dérivés du formène.

Voir alcool méthylique, CH^4O ; aldéhyde méthylique, CH^3O ; acide formique, CH^2O^2 ; éthers formiques; méthylamine, CH^5Az , etc.)



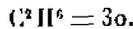
CHAPITRE II.

CARBURES RENFERMANT DEUX ATOMES DE CARBONE.

Première section. — ÉTHANE.

ÉTHANE.

(Hydure d'éthylène, diméthyle, trihydure de carbone).

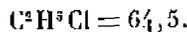


B. et Mat., A. [6], XXX, 558; 1893.

Combustion :

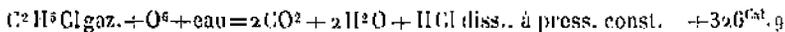


ÉTHANE CHLORÉ (Éther éthylchlorhydrique, chlorure d'éthyle, chlorhydrate d'éthylène).



B., A. [5] XXIII, 221; 1881.

Combustion :



Chaleur de vaporisation : $6^{\text{Cal}}, 45$ (R.).

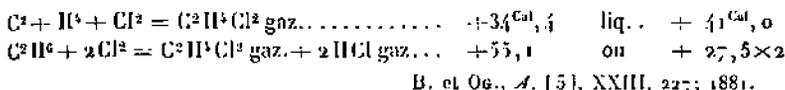
Chaleurs spécifique moléculaire liquide, moyenne (-27° à $+4^{\circ}, 5$):
 $27, 6$ (R.).

Chaleur spécifique moléculaire gaz., moyenne ($+21^{\circ}$ à $+190^{\circ}$):
 $17, 7$ (R.).

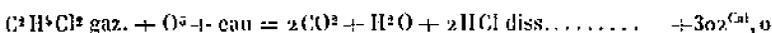
ÉTHANES BICHLORÉS.

$C^2H^2Cl^2 = 99$. — Plusieurs isomères.

I. CHLORURE D'ÉTHYLIDÈNE (*aldéhyde dichlorhydrique*).



Combustion :



Chaleur de vaporisation : $6^{Cal},6$.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (13° à 50°) :
 31,2.

II. CHLORURE D'ÉTHYLÈNE (*glycol dichlorhydrique*).

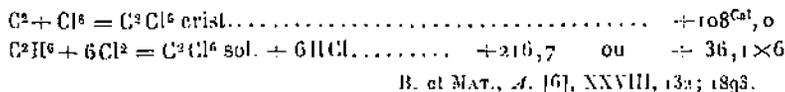
Chaleur de formation dans l'état gazeux : identique à celle du chlorure d'éthylidène, d'après le chiffre mesuré par Th. (*Th. U.*, IV, 104).

Chaleur spécifique moléc. élém. liq., 28,9 + 0,0044*t* (R.).

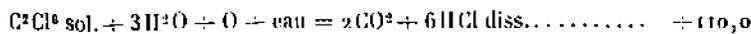
Chaleur spécifique moléc. gazeuse, moyenne (+111° à +221°) :
 22,7 (R.).

ÉTHANE PERCHLORÉ (*sesquichlorure de carbone*).

$C^2Cl^6 = 237$.



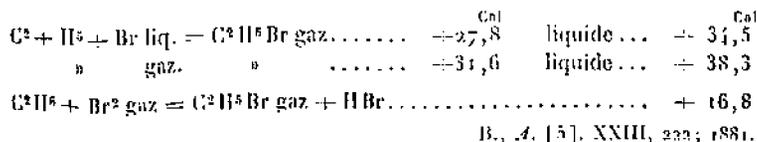
Combustion :



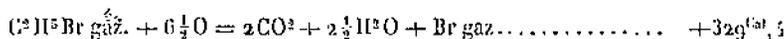
ÉTHANE BROMÉ

(*éther bromhydrique, bromure d'éthyle, bromhydrate d'éthylène*).

$C^2H^2Br = 109$.



Combustion :



Chaleur de vaporisation : $6^{\text{Cal}}, 7$.

B., A. [5], XVII, 137; 1879.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (+5° à +20°) :
23,6 (R.).

Chaleur spécifique moléculaire élém. gazeuse : 14,76 + 0,0388t (Wied.).

PERBROMURES.

C ² H ⁵ Br liq. + Br liq., à 9°	+ 1,1 ^{Cal}
» + Br ² »	+ 2,3
» + Br ² »	+ 3,0

B., A. [5], XXIII, 223; 1881.

Formation d'un perbromure d'éthyle dissocié.

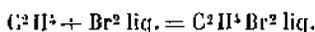
ÉTHANE BIBROMÉ.

Bromure d'éthylène : C²H⁴Br² = 188.

C ² + H ⁴ + Br ² liquide = C ² H ⁴ Br ² liquide	+ 14,7 ^{Cal}
» gazeux » gazeux	+ 13,9
C ² H ⁴ gaz. + Br ² liquide = C ² H ⁴ Br ² liquide	+ 29,3
C ² H ⁴ gaz. + Br ² gazeux = C ² H ⁴ Br ² gazeux	+ 28,3
C ² H ⁶ + 2Br ² gaz. = C ² H ⁴ Br ² gaz. + 2HBr	+ 15,2

B., A. [5], IX, 296; 1876.

Réaction mesurée : expérience directe.



Chaleur de vaporisation : $8^{\text{Cal}}, 2$.

B., A. [5], XVII, 137.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (+13° à 160°) :
33,0 (R.).

ÉTHANE IODÉ

(*éther iodhydrique, iodure d'éthyle, iodhydrate d'éthylène*).

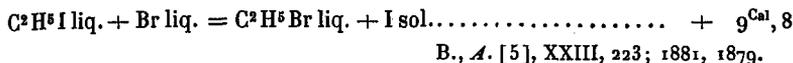
C²H⁶I = 156.

C ² + H ⁶ + I solide = C ² H ⁶ I gazeux	+ 17 ^{Cal}, 2}	liquide	+ 21 ^{Cal}, 7}
» gazeux »	+ 21 ^{Cal}, 0}	liquide	+ 31 ^{Cal}, 1}
C ² H ⁶ + I ² gaz. = C ² H ⁶ I gaz. + HI	+ 11,1		
C ² H ⁶ + HI = C ² H ⁶ I gaz.	+ 38,2		

Chaleur de vaporisation : $7^{\text{Cal}}, 5$ (R.).

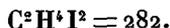
Chaleur spécifique moléc. élém. liquide : $25, 2 + 0, 026 t$ (R.).

Réaction mesurée :

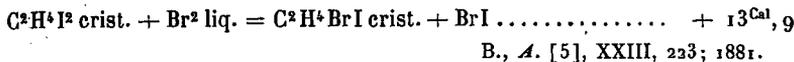


Les nombres calculés dépendent de l'exactitude des chiffres relatifs à $\text{C}^2\text{H}^5\text{Br}$.

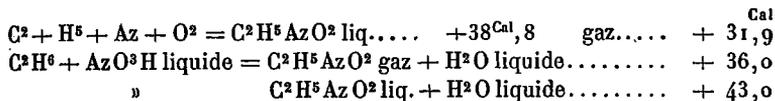
ÉTHANE BIODÉ (*iodure d'éthylène*) :



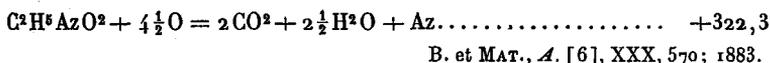
Réaction mesurée :



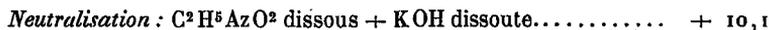
NITRÉTHANE.



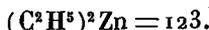
Combustion :



Chaleur de vaporisation : $6^{\text{Cal}}, 9$.



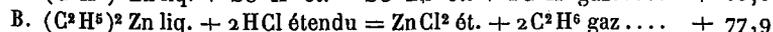
ÉTHANE ZINCÉ (*zinc éthyle*).



Combustion :



Réactions mesurées :



GUNTZ, C. R., CV, 673; 1887.

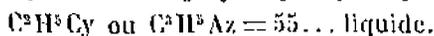
	<small>Cal</small>
D'après A : $2C^2 + 2H^5 + Zn = C^4H^{10}Zn$ dégage.....	+ 2,7
D'après B :	» + 2,9
Moyenne.....	+ 2,8

La substitution de Zn à H² :

$2C^2H^6 + Zn = (C^2H^5)_2Zn + H^2$, absorbe	-43,8
---	-------

ÉTHANE CYANÉ

(nitrile propionique, éther éthylcyanhydrique, cyanure d'éthyle).



$C^3 + H^5 + Az = C^3H^5Az$ liq.....	+ 8 ^{Cal} , 7
$C^3H^6O^2.AzH^3$ dissous = C^3H^5Az liq. + $2H^2O$	- 8 ^{Cal} , 8

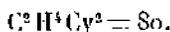
Combustion : +446, 7.

B. et PET., A. [6], XVIII, 115; 1889.

Chaleur spécifique moléc. élém. liquide : 28, 0 + 0, 14 t (R.).

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne (+116° à +221°) : 23, 4 (R.).

ÉTHANE DICYANÉ (nitrile succinique).



$C^2 + H^4 + Az^2 = C^2H^4Cy^2$ crist.....	-29 ^{Cal} , 8
$C^2H^6O^2.2AzH^3$ dissous = $C^2H^4Az^2$ sol + $4H^2O$ liq....	-42, 7
» crist. » » -49, 2

B. et PET., A. [6], XVIII, 134; 1889.

Combustion : +545, 0.

Dérivés sulfuriques de l'éthane.

Voir *Éthylène* : acides iséthionique et éthylsulfurique.

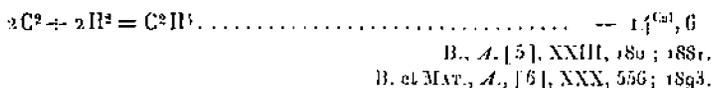
Autres dérivés de l'éthane.

Voir alcool, C^2H^6O ; glycol, $C^2H^6O^2$; aldéhyde, C^2H^4O ; glyoxal, $C^2H^2O^2$; acide acétique, $C^2H^4O^2$; acide glycollique, $C^2H^4O^3$; acide oxyglycollique, $C^2H^4O^4$; acide oxalique, $C^2H^2O^4$; éthers et amides de ces acides; éthylamine, C^2H^7Az ; etc.

Et plus généralement, les dérivés de l'éthylène et de l'acétylène.

Deuxième section. — ÉTHYLÈNE.

$C^2H^4 = 28$ (gaz oléfiant, bihydruure de carbone).

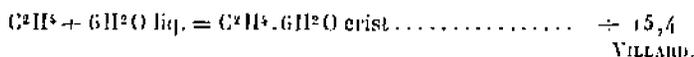


Combustion : $+ 34,1^{Cal}, 1$.

Chaleur spécifique moléc. élém., à pression constante (Wie) :

A 0°	$9^{Cal}, 42$
A 200°	$14, 0$

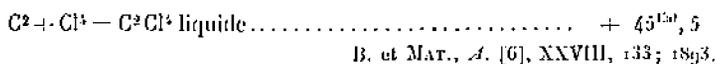
Hydrate instable :



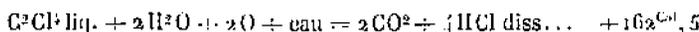
Dérivés chlorés.

ÉTHYLÈNE PERCHLORÉ.

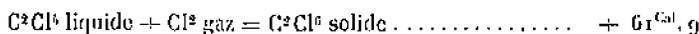
$C^2Cl^4 = 166$.



Combustion :



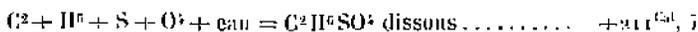
d'où :



Dérivés sulfuriques.

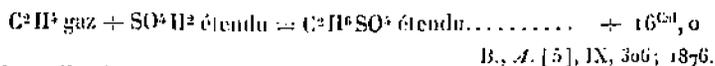
ACIDE ISÉTHIONIQUE.

$C^2H^6SO^2 = 126$.

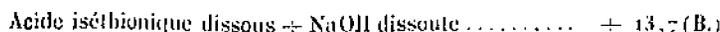


Réactions mesurées :

Action de l'acide sulfurique fumant sur l'éthylène, suivie par la dilution avec l'eau ; comparée avec l'action directe du même acide sur l'eau. D'où l'on tire



Neutralisation :



ACIDE ÉTHYLSULFURIQUE (*acide sulfovinique*).

(C²H⁶SO³) = 126. Isomère avec le précédent.

C ² H ⁶ + S + O ³ + eau = C ² H ⁶ SO ³ étendu.....	+ 2 (2 ^{cat} , 4
C ² H ⁶ gaz + SO ³ H ² étendu = C ² H ⁶ SO ³ étendu.....	+ 16,9

B., A. [5], IX, 306, 310, 315, 328; 1876.

Réaction mesurée. — Formation de l'acide iséthionique avec l'éthylène et avec l'alcool, comparée avec la formation de l'acide éthylsulfurique avec l'alcool.

Neutralisation :

C ² H ⁶ SO ³ diss. + NaOH dissoute = C ² H ⁵ NaSO ³ diss. + H ² O.	+ 13,7 (B.)
---	-------------

Sel de soude. Dissolution :

C ² H ⁵ NaSO ³ + eau.....	— 1,0
--	-------

Hydrate :

C ² H ⁵ NaSO ³ .H ² O + eau.....	— 3,1
--	-------

B., A. [5], IX, 311; 1876.

Sel de baryte :

2C ² H ⁶ SO ³ dissous + BaO.H ² O dissoute.....	+ 27,8 ou + 13 ^{cat} ,9×2
---	------------------------------------

Dissolution :

(C ² H ⁵ SO ³) ² Ba + eau.....	+ 0,7
---	-------

Hydrate :

(C ² H ⁵ SO ³) ² Ba.2H ² O + eau.....	— 4,3
---	-------

B., A. [5], IX, 312; 1876.

Autres sels :

2C ² H ⁶ SO ³ dissous + MgO précipité.....	+ 27,5 ou + 13,7×2
» + CoO précipité.....	+ 21,1 ou + 10,5×2
» + CuO précipité.....	+ 15,0 ou + 7,5×2

Th. U., I, 35a.

Autres dérivés de l'éthylène.

Voir *alcool, glycol, aldéhyde, acides acétique, oxalique, etc.*, ainsi que les dérivés de l'éthane ou hydrure d'éthylène.

Tableau de réactions de l'éthylène par addition :

C ² H ⁴ + H ² = C ² H ⁶ gaz.....	+ 37,9
C ² H ⁴ + Cl ² = C ² H ⁴ Cl ² gaz.....	+ 51,0 env.
C ² H ⁴ + HCl = C ² H ⁵ Cl gaz.....	+ 31,7
C ² H ⁴ + Br ² gaz = C ² H ⁴ Br ² gaz.....	+ 27,2

$C^2H^2 + H^2O \text{ liq.} = C^2H^2O \text{ liq.}$	}	D'après la formation de l'acide iséthionique.	+ 16,9 ^{Cal}
		D'après les chaleurs de combustion.	+ 15,7
		Moyenne.	+ 16,3
$C^2H^2 + H^2O \text{ gaz} = C^2H^2O \text{ gaz, à } 200^\circ.$			Même valeur.

Troisième section. — ACÉTYLÈNE.

$C^2H^2 = 26$ (*éthine ; protohydure de carbone*).

$2C + 2H = C^2H^2$ — 58^{Cal}, 1

Combustion :

$C^2H^2 + 7O = 2CO^2 + 3H^2O$ + 315^{Cal}, 7

B. A. [6], XXX, 556; 1893.

Dissolution : + 5^{Cal}, 3 (Villard).

Hydrate instable :

$C^2H^2 + CH^2O \text{ liq.} = C^2H^2 \cdot 6H^2O$ + 15^{Cal}, 4

VILLARD, C. R., CXX, 1264; 1895.

Dérivés de l'acétylène.

Chlorhydrates. — Il existe plusieurs isomères. Par exemple :

Chlorure d'éthylène :

$C^2H^2 + 2HCl = C^2H^2Cl^2$ (gaz) + 48^{Cal}, 5

La décomposition inverse a lieu par la potasse alcoolique.

Bromhydrates (plusieurs isomères). Par exemple :

Bromure d'éthylène :

$C^2H^2 + 2HBr = C^2H^2Br^2$ (gaz) + 47^{Cal}, 4

Même observation.

Synthèse directe du triacétylène (benzine) :

$3C^2H^2 = C^3H^6$ gaz + 163^{Cal}, 0

Synthèse directe du tétracétylène (styrène) :

$4C^2H^2 = C^4H^8$ liquide + 216^{Cal}, 3

» gaz, environ + 208^{Cal}, 0

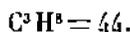
Synthèses directes de l'éthylène, des acides acétique, oxalique, glycollique, cyanhydrique, etc.



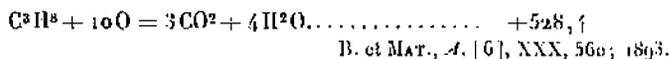
CHAPITRE III.

CARBURES RENFERMANT TROIS ATOMES DE CARBONE.

Première section. — PROPANE ou HYDRURE DE PROPYLÈNE.



Combustion :

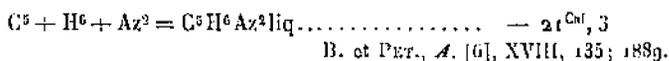
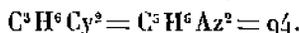


Dérivés.

PROPANE DIBROMÉ, $\text{C}^3\text{H}^6\text{Br}^2$.

Voir : *bromure de propylène et bromure de triméthylène.*

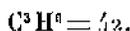
PROPANE DICYANÉ (*nitrile glutarique*).



Combustion : +699, 8.

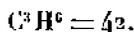
Autres dérivés. — Voir les carbures suivants, les *alcools propyliques* et leurs *éthers*, les *acides propionique, lactique, glycérique*, etc.

Deuxième section. — CARBURES.

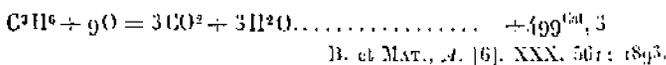


Deux isomères.

I. PROPYLÈNE.

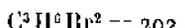


Combustion :



Dérivés du propylène.

BROMURE DE PROPYLÈNE.



$C^3 + H^6 + Br^2 \text{ liq.} = C^3H^6Br^2 \text{ liquide.}$	+ 19 ^{Cal} , 7
$C^3H^6 + Br^2 \text{ liquido} = C^3H^6Br^2 \text{ liquide.}$	+ 20 ^{Cal} , 1

B., A. [7], IV, 108; 1895.

Mesure directe de la dernière réaction.

Perbromures :

$C^3H^6Br^2 \text{ liquide} + Br \text{ liquide.}$	+ 0 ^{Cal} , 52
» + Br^2	+ 0,87
» + Br^4	+ 1,40
» + Br^6	+ 1,66

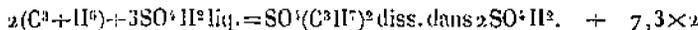
B., Mémoire cité, p. 110.

L'absence de substitution immédiate, dans ces réactions, a été vérifiée.

Dérivés sulfuriques :

$C^3H^6 + SO^2H^2 \text{ liquide.}$	+ 16,5
$C^3H^6 + r \frac{1}{2} SO^2H^2 \text{ liq.}$	+ 16,7
$C^3H^6 + SO^2H^2 \text{ grand excès.}$	+ 17,0
$C^3H^6 + SO^2H^2 \text{ étendu, le produit étant dissous.}$	+ 16,7

B., Mémoire cité, p. 112.

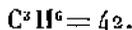


Hydrate (alcool) :

$C^3H^6 + H^2O = C^3H^6O \text{ alcool isopropylique.}$	+ 16,5
---	--------

B., A. [5], IX, 337; 1876.

II. TRIMÉTHYLÈNE.



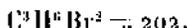
$C^3 + H^6 = C^3H^6$	+ 17 ^{Cal} , 1
----------------------	-------------------------

Combustion :

$C^3H^6 + 9O = 3CO^2 + 3H^2O$	+ 507,0
-------------------------------	---------

B. et Mat., A. [6], XXX, 562; 1893.

BROMURE DE TRIMÉTHYLÈNE.



$C^3 + H^6 + Br^2 \text{ liq.} = C^3H^6Br^2 \text{ liquide.}$	+ 21 ^{Cal} , 4
$C^3H^6 + Br^2 \text{ liquide} = C^3H^6Br^2 \text{ liquide.}$	+ 38 ^{Cal} , 5

B., A. [7], IV, 109; 1895.

Perbromures :

$C^3H^6Br^2$ liquide	+ Br liquide	÷	0,5 ^{cat} g
»	+ Br ²	÷	1,01
»	+ Br ⁴	÷	1,57
»	+ Br ⁶	÷	4,0 ⁵

B., Mémoire cité, p. 110.

L'absence de substitution immédiate, dans ces réactions, a été vérifiée.

Dérivés sulfuriques :

$C^3H^6 + 1\frac{1}{2}SO^2H^2$ liquide	+	25,5
$C^3H^6 + 3SO^2H^2$ liquide	+	26,2

B., Mémoire cité, p. 113.

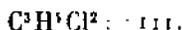
$2(C^3H^6 + H^6) + 3SO^2H^2$ liq. = $SO^2(C^3H^7)^2$ diss. dans $2SO^2H^2$	+	$8,4 \times 2$
--	-------	---	----------------

Hydrate (alcool) :

$C^3H^6 + H^2O = C^3H^8O$ alcool normal	+	26,7
---	-------	---	------

B., Même Mémoire, p. 113.

TRIMÉTHYLÈNE DICHLORÉ.



$C^2 + H^3 + Cl^2 = C^3H^3Cl^2$ liq. ...	+ 4 ^{cat} , 3	gaz, environ	-	3 ^{cat} , 0
--	------------------------	--------------	-------	---	----------------------

B. et MAT., A. [6], XXVIII, 571; 1893.

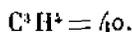
Réaction mesurée :

Combustion avec formation de 2HCl dissous	+	426,0
La substitution : $C^3H^6 + 2Cl^2 = C^3H^3Cl^3 + 2HCl$, tous corps gazeux, dégage	+	58,1 ou + 29,0 $\times 2$

Sur l'*isomérisie dynamique* du propylène et du triméthylène. Ce dernier n'a pas les propriétés d'un composé cyclique.

B., A. [7], IV, 113-117; 1895.

Troisième section. — ALLYLÈNE.



$C^3 + H^3 = C^3H^3$	-	52 ^{cat} , 6
----------------------	-------	---	-----------------------

Combustion :

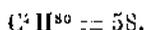
$C^3H^3 + 8O = 3CO^2 + 2H^2O$	+	473 ^{cat} , 0
-------------------------------	-------	---	------------------------

B. et MAT., A. [6], XXX, 560; 1893.

CHAPITRE IV.

CARBURES RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

Première section. — BUTANE (*hydrure de butylène, hydrure de butyle*).



Il existe plusieurs isomères.

TRIMÉTHYLNÉTHANE.



Préparé avec l'iodeure de butyle tertiaire, le zinc et l'eau.



Combustion : + 687, 2.

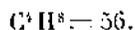
Th. U., IV, 53.

Deuxième section. — BUTYLÈNES.



Il existe plusieurs isomères.

ISOBUTYLÈNE.



Préparé par l'action de l'acide sulfurique sur l'alcool isobutylique.

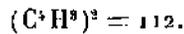


Combustion : + 650, 2.

L'expérience a été faite sur un produit impur, contenant un excès d'hydrogène.

Th. U., IV, 70.

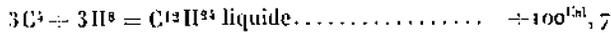
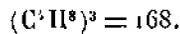
DIBUTYLÈNE (ISO).



Combustion : + 1252, 5.

MALBOT, *A.* [6], XVIII, 404; 1889.

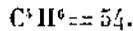
TRIBUTYLÈNE (ISO).



Combustion : + 1858, 9.

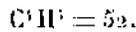
MALBOT, Mémoire cité, p. 404.

Troisième section. — CROTONYLÈNE.

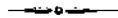


Pour mémoire.

Quatrième section. — DIACÉTYLÈNE.



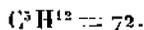
Pour mémoire.



CHAPITRE V.

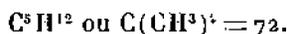
CARBURES RENFERMANT CINQ ATOMES DE CARBONE.

Première section. — PENTANE.



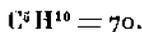
Il existe plusieurs isomères.

TÉTRAMÉTHYLMÉTHANE.



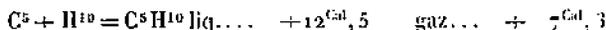
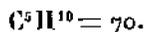
Préparé avec l'iodeure de triméthylcarbinol et le zinc méthyle (*Th. U.*, IV, 56). Le produit est mélangé avec d'autres carbures, tel que du butylène, qui en formerait jusqu'aux 21 centièmes. Les nombres obtenus avec une semblable matière sont trop incertains pour être reproduits.

Deuxième section. — AMYLÈNES.

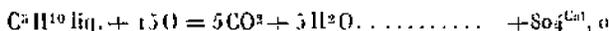


Il existe de nombreux isomères.

AMYLÈNE (DE L'ALCOOL AMYLIQUE).



Chaleur de combustion :



Favre et Silbermann ont mesuré la chaleur de combustion d'un amylène préparé avec l'alcool amylique ordinaire et bouillant à 39°.

A. [3], XXXIV, 429; 1852.

Chaleur de vaporisation à 12° : 5^{cal}, 25.

B., A. [5], IX, 295; 1876.

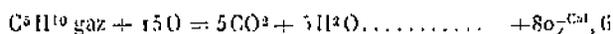
Autre amyène.

Thomsen (*Th. U.*, IV, 70) a opéré de son côté sur un amyène bouillant à 36°,5 et qu'il désigne sous le nom de *triméthyléthylène*, sans autre indication d'origine ni contrôle. Il l'a brûlé en vapeur dans l'hydrogène; ce qui comporte une correction, dont les éléments ne sont pas donnés.

D'après la chaleur de combustion ci-dessous, on aurait :



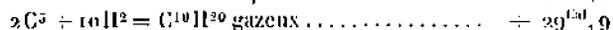
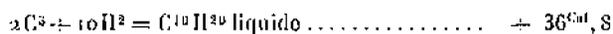
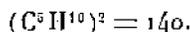
Chaleur de combustion :



Ces nombres ne s'écartent pas d'ailleurs de ceux de Favre et Silbermann, étant données les limites d'erreur.

Dérivés de l'amyène (de l'alcool amylique).

DIAMYLÈNE.



B., A. [5], XVIII, 385; 1879.



B., A. [5], IX, 306; 1876.

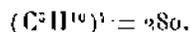
Combustion (calculée) : + 1596, 2.

Chaleur de vaporisation : 6^{cal}, 91.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (20°-130°) : 76, 3.

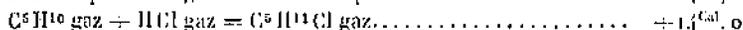
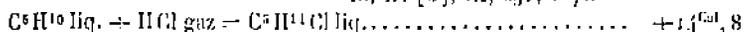
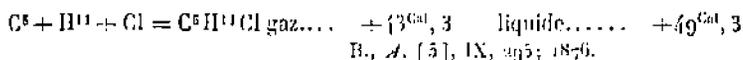
Réactions mesurées. — Action de l'acide sulfurique concentré qui produit le changement de l'amyène en diamylène.

TÉTRAMÉTHYLÈNE.



Favre et Silbermann ont donné comme chaleur de combustion moléculaire du tétramylène : -1-3060^{cal}; mais la pureté du corps employé est fort incertaine.

CHLORHYDRATE D'AMYLÈNE.



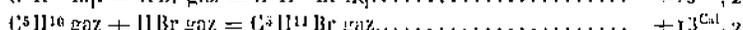
Réaction mesurée : Action d'une solution aqueuse saturée d'hydracide sur le carbure dérivé de l'alcool amylique.

Chaleur de vaporisation : 6^{Cal}, 0.

B., A. [5], XVII, 137; 1879.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (10°-86°) : 42,6.

BROMHYDRATE D'AMYLÈNE.



B., A. [5], IX, 295; 1876.

Réaction mesurée : Action d'une solution aqueuse saturée d'hydracide sur le carbure.

Chaleur de vaporisation : 7^{Cal}, 3.

B., A. [5], XVII, 138; 1879.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (12°-87°) : 43,8.

IODHYDRATE D'AMYLÈNE.



B., A. [5], IX, 295; 1876.

Réaction mesurée : Action d'une solution aqueuse saturée d'hydracide sur le carbure.

Chaleur de vaporisation : 9^{Cal}, 4.

B., A. [5], XVII, 138; 1879.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (11°-97°) : 43,4.

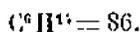
Troisième section. — AUTRES CARBURES.

Tels que C⁵H⁸, C⁵H⁶, C⁵H⁵, tous susceptibles d'isomérisation.

CHAPITRE VI.

CARBURES RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

Première section. — HEXANES.



Il existe de nombreux isomères.

I. DIPROPYLE.

Dérivé de C^3H^7I normal, liquide.



Combustion : +991, 2.

St., J. pr. Ch., XLIII, 1; 1860.

II. DIISOPROPYLE.

Préparé avec l'iodure d'isopropyle et le sodium.

Th. U., IV, 58.

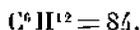
La pureté du corps n'a pas été vérifiée par l'analyse, comme il eût été indispensable; une réaction de cet ordre pouvant fournir des carbures multiples.

Le carbure a été brûlé sous forme gazeuse, en le vaporisant, soit dans l'hydrogène, soit dans l'air. D'après ces dernières expériences, l'auteur a trouvé pour la chaleur de combustion du corps gazeux : +998^{cal}, 9.

D'où résulte :

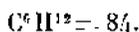


Deuxième section. — HEXYLÈNES.



Nombreux isomères.

HEXAHYDROBENZOL.

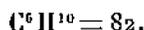


Combustion : +933,2.

ST. et LANGBEIN, *J. pr. Ch.*, XLVIII, 447; 1863.

Troisième section. — CARBURES : $C^6 H^{10} = 82.$

DIALLYLE.



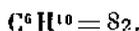
Le carbure est liquide sous la pression normale.

Combustion sous forme gazeuse : +904,3.

B. et Oe., *A.* [5], XXIII, 197; 1881.

Chaleur de vaporisation : Non mesurée.

TÉTRAHYDROBENZOL.

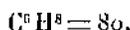


Combustion : +892,0.

Sr.

Quatrième section. — CARBURES : $C^6 H^8 = 80.$

DIIYDROBENZOL.



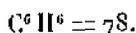
Combustion : +848,0.

Sr.

Cinquième section. — CARBURES : $C^6H^6 = 78$.

Nombreux isomères.

I. DIPROPARGYLE.

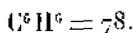


Ce corps est liquide sous la pression normale. Il est extrêmement altérable et mêlé de produits de condensation. Sa combustion s'opère mal. D'après M. Griner, c'est un mélange de deux isomères.

Combustion sous forme gazeuse : +853,6.

B., A. [5], XXIII, 194; 1881.

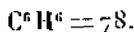
II. DIMÉTHYLDIACÉTYLÈNE.



Combustion : +848,3.

Loth., C. R., CVI, 1472; 1888.

III. BENZINE OU TRIACÉTYLÈNE.



Combustion sous forme gazeuse : +784,1.

B., A. [5], XXIII, 193; 1881.

Chaleur de vaporisation : $7^{\text{cal}}, 2$ (R.).

Chaleur spécifique liquide moléculaire, moyenne (20° - 70°) : 34,0.

Chaleur spécifique gazeuse moléculaire, moyenne (116° - 218°) : 29,2 (R.).

Chaleur de fusion : $2^{\text{cal}}, 3$.

PETT., J. pr. Ch., XXIV; 1881.

Hydrures (voir plus haut, p. 415).

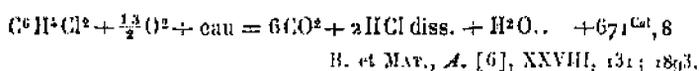
$C^6H^6 \text{ liq.} + H^2 = C^6H^8 \text{ liq.}$	Ca	
» $2^e H^2 = C^6H^{10}$	2,1	
» $3^e H^2 = C^6H^{12}$	+25,0	$2H^2 \dots + 22^{\text{cal}}, 9$
» $4^e H^2 = C^6H^{14}$ (Hexane).....	+27,6	$3H^2 \dots + 58^{\text{cal}}, 5$
» $5^e H^2 = C^6H^{16}$	+11,0	
» $6^e H^2 = C^6H^{18}$	-----	
$C^6H^6 \text{ liq.} + 4H^2 = C^6H^{22}$ Total...	+61,5	

Dérivés chlorés de la benzine (trois séries isomériques).

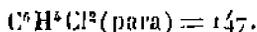
BENZINE DICHLORÉE.



Combustion :



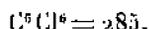
BENZINE DICHLORÉE.



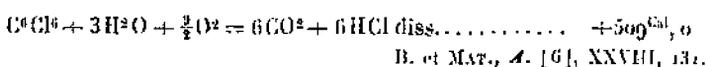
Température de fusion : 52°, 5.

Chaleur de fusion : 4^{cal}, 4.

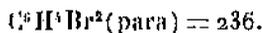
BENZINE PERCHLORÉE (chlorure de Julin).



Combustion :



BENZINE DIBROMÉE.

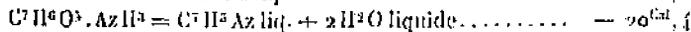
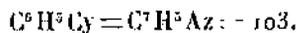


Température de fusion : 84°, 9.

Chaleur de fusion : 4^{cal}, 9.

BRUNER, Ber. Ch. Ges., XXVII, 2106; 1894.

BENZINE CYANÉE (nitrile benzoïque).

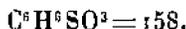


Combustion : + 865, 9.

B. et PER., A. [6], XVIII, 117; 1889.

B. — II.

ACIDE BENZINO-SULFURIQUE.



$\text{C}^6 + \text{H}^6 + \text{S} + \text{O}^3 + \text{eau} = \text{C}^6\text{H}^6\text{SO}^3$ dissous.....	+ 13 ^{cal} _{1,4}
C^6H^6 liq. + SO^3H^2 étendu = $\text{C}^6\text{H}^6\text{SO}^3$ diss. + H^2O liq.	— 2,6

B., A. [5], IX, 301 ; 1876.

Sel de sodium.

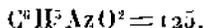
$\text{C}^6 + \text{H}^6 + \text{Na} + \text{S} + \text{O}^3 = \text{C}^6\text{H}^6\text{NaSO}^3$ sol.	+ 192,3
» dissous.....	+ 191,5
<i>Neutralisation</i> : $\text{C}^6\text{H}^6\text{SO}^3$ diss. + NaOH diss.	+ 13,6
2 ^o NaOH diss. Effet négligeable.	
<i>Dissolution</i> : $\text{C}^6\text{H}^6\text{NaSO}^3 + \text{eau}$, à 34°.....	— 0,8
<i>Hydrate</i> : $\text{C}^6\text{H}^6\text{NaSO}^3 \cdot 2\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	— 3,1

Sel de baryum.

<i>Neutralisation</i> : 2 $\text{C}^6\text{H}^6\text{SO}^3$ diss. + BaOH^2O diss.....	+ 27,4
<i>Dissolution</i> : $(\text{C}^6\text{H}^6)^2\text{BaS}^2\text{O}^6 + \text{eau}$	+ 2,6
<i>Hydrate</i> : $(\text{C}^6\text{H}^6)^2\text{BaS}^2\text{O}^6 \cdot 3\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	— 2,6

Dérivés nitrés.

BENZINE NITRÉE.



$\text{C}^6 + \text{H}^5 + \text{Az} + \text{O}^2 = \text{C}^6\text{H}^5\text{AzO}^2$ liq.	+ 5 ^{cal} , 1	solide..	+ 7 ^{cal} , 8
---	------------------------	----------	------------------------

B., A. [5], IX, 320 ; 1876.

Combustion (calculée) : + 733, 1.

Température de fusion : + 3°.

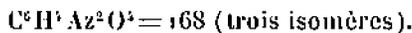
Chaleur de fusion : 2^{cal}, 7 (Pett.).

Réaction mesurée. — Dissolution de la benzine dans l'acide azotique très concentré.

On en conclut :

C^6H^6 liq. + AzO^3H liq. = $\text{C}^6\text{H}^5\text{AzO}^2$ liq. + H^2O liq.	+ 36 ^{cal} , 6
Id. Tous corps solides	+ 37 ^{cal} , 7

BENZINE DINITRÉE.

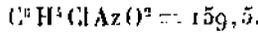


$\text{C}^6 + \text{H}^3 + \text{Az}^2 + \text{O}^2 = \text{C}^6\text{H}^3\text{Az}^2\text{O}^2$ crist. ortho	+ 0,3 ^{cal}
» méta.....	+ 6,8
» para.....	+ 8,4

		Tous corps sol.	
C^6H^6 liq. + 2 AzO^3 II liq. = $C^6H^4Az^2O^3$ crist. ortho + 2 H^2O liq.	+58 ^{Cal} , 3	}	+59 ^{Cal} , 7
»	méta » ..	}	+66 ^{Cal} , 2
»	para » ..	}	+67 ^{Cal} , 8
B. et MAT., A. [6], XXVII, 305; 1892.			

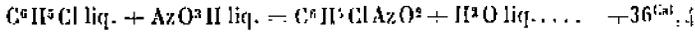
Combustion, composé ortho : +703,5.
 » *composé méta* : +697,0.
 » *composé para* : +695,4.

BENZINE CHLORONITRÉE.



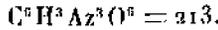
	Temp. de fusion.	Chal. de fusion.
$C^6H^3ClAzO^2$ (méta)	+43 ^o , 8	3 ^{Cal} , 4
$C^6H^3ClAzO^2$ (para)	+82 ^o , 0	3 ^{Cal} , 7 (Bruner)

Réaction mesurée :

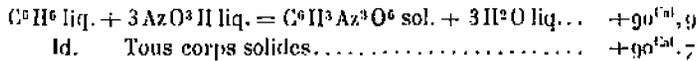
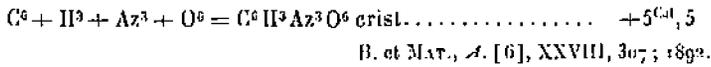


Cette réaction donne un mélange d'isomères.

BENZINE TRINITRÉE.

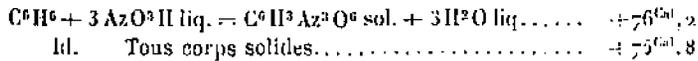
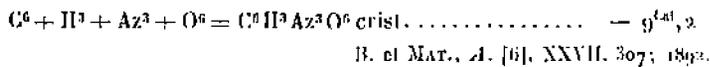


Isomère symétrique (1.3.5) :



Combustion : +663, 8.

Isomère dissymétrique (1.2.4) cristallisé :

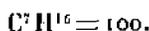


Combustion : +678, 5.

CHAPITRE VII.

CARBURES RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

Première section. — HEPTANES.



Isomères multiples.

HEPTANE. — Tiré d'un pétrole d'Amérique.



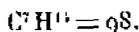
Combustion : + 1152, 3.

St., *J. pr. Ch.*, XLIX, 122; 1893.

Deuxième section. — CARBURES : $C^7H^{14} = 98$.

Isomères multiples.

HEXAHYDRURE DE TOLUÈNE.



Combustion : + 1093, 0.

Loew., *C. R.*, XCIII, 275; 1881.

Troisième section. — CARBURES : $C^7H^{12} = 96$.

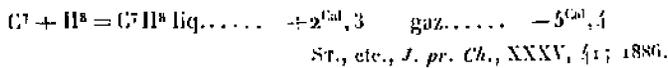
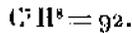
Pour mémoire.

Quatrième section. — CARBURES : $C^7H^{10} = 94$.

Pour mémoire.

Cinquième section. — CARBURES : $C^7H^{14} = 92$.

TOLUÈNE.



Chaleur de vaporisation : $7^{Cal}, 7$.
 SCHIFF, *Ann. de Liebig*, CCXXIV, 338.

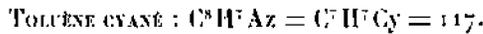
Chaleur de combustion liquide : $+933, 8$.

Dérivés du toluène.

TOLUÈNE BROMÉ.

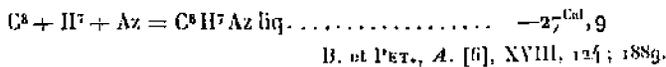


Chaleur de fusion : $3^{Cal}, 44$.
 PETT., *J. pr. Ch.*, XXIV.



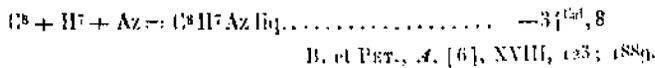
Plusieurs isomères.

CYANURE DE BENZYLE (nitrile phénylacétique):



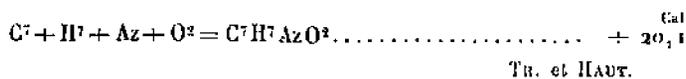
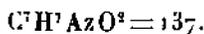
Combustion : $+1023, 8$.

NITRILE TOLUÏQUE (ortho).

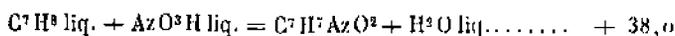


Combustion : $+1030, 7$.

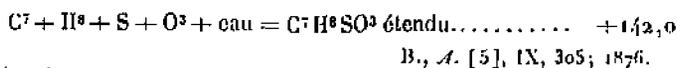
TOLUÈNE NITRÉ.



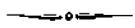
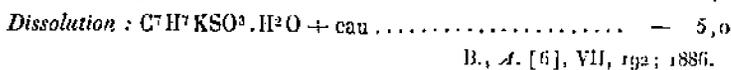
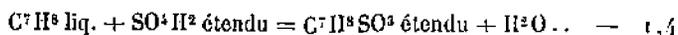
Réaction mesurée :



ACIDE TOLUÉNO-SULFURIQUE.



Réaction mesurée :



CHAPITRE VIII.

CARBURES RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

Première section. — CARBURES : $C^8H^{18} = 114$.

OCTANE NORMAL.

$C^8H^{18} = 114$.

Chaleur de vaporisation : $8^{cal},08$.

Loïc., C. R., CXXI, 557; 1895.

Deuxième section. — CARBURES : $C^8H^{16} = 112$.

Isomères multiples.

Voir Isodibutylène (p. 410).

Troisième section. — CARBURES : $C^8H^{15} = 110$.

Pour mémoire.

Quatrième section. — CARBURES : $C^8H^{14} = 108$.

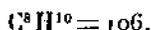
Pour mémoire.

Cinquième section. — CARBURES : $C^8H^{10} = 106$.

Isomères multiples.

Xylènes.

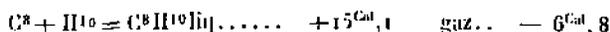
XYLÈNE (ORTHO).



Combustion : + 1084, 2.

St., J. pr. Ch., XXXV, 41; 1886.

XYLÈNE (MÉTA).



Combustion : + 1084, 3.

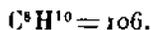
Vaporisation : 8^{Cal}, 3 (Schiff).

XYLÈNE (PARA).



Combustion : + 1084, 3.

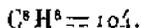
ÉTHYLBENZINE.



Chaleur de vaporisation : 8^{Cal}, 1 (Schiff).

Sixième section. — CARBURES : $C^8H^8 = 104.$

STYROLÈNE.



Combustion : + 1045, 5.

St.



CHAPITRE IX.

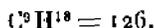
CARBURES RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

Première section. — CARBURES : $C^9H^{20} = 128$.

Pour mémoire.

Deuxième section. — CARBURES : $C^9H^{18} = 126$.

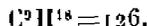
NONAPHTÈNE.



Combustion : +1383, 2.

OSSIPOFF, Z. ph. Ch., II, 647.

ISONONAPHTÈNE.



Combustion : +1384, 2.

Oss.

Troisième section. — CARBURES : $C^9H^{16} = 124$.

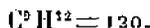
Pour mémoire.

Quatrième section. — CARBURES : $C^9H^{14} = 122$.

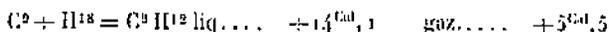
Pour mémoire.

Cinquième section. — CARBURES : $C^9H^{12} = 120$.

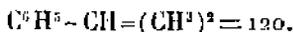
MÉSITYLÈNE,

*Vaporisation* : $8^{Cal}, 6$ (Schiff).*Combustion* : $+1251, 6$.ST., *J. pr. Ch.*, XXXV, 41; 1886.

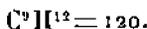
PROPYLBENZINE.

*Vaporisation* : $8^{Cal}, 6$ (Schiff).*Combustion* : $+1248, 6$.GENYRESSE, *B. Soc. Ch.* [3], IX, 220; 1893.

ISOPROPYLBENZINE.

*Combustion* : $+1249, 9$.GENYRESSE, *B. Soc. Ch.* [3], IX, 222; 1893.

TRIMÉTHYLBENZINE (PSEUDOCUMOL).

*Vaporisation* : $8^{Cal}, 7$ (Schiff).

CHAPITRE X.

CARBURES RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.

Première section. — CARBURES : $C^{10}H^{22} = 142$.

DÉCANÉ = 142.

Chaleur de vaporisation : $8^{cal}, 6$.

Loca., C. R., CXXI, 557; 1895.

Deuxième section. — CARBURES : $C^{10}H^{20} = 140$.

DIAMYLÈNE (voir p. 412).

Troisième section. — CARBURES : $C^{10}H^{18} = 138$.

MENTHÈNE : $C^{10}H^{18} = 138$.

$C^{10} + H^{18} = C^{10}H^{18}$ liq. + $40^{cal}, 9$

Combustion : + $1523, 1$.

ST., Z. ph. Ch., X, 412.

Quatrième section. — CAMPHÈNES ET ISOMÈRES.

$C^{10}H^{16} = 136$.

CAMPHÈNE CRISTALLISÉ, inactif :

$C^{10} + H^{16} = C^{10}H^{16}$ crist. + $25^{cal}, 6$

Combustion : + $1469, 2$.

B. et Vie., A. [6], X, 454; 1887.

TÉRÉCAMPHÈNE ACTIF :

$C^{10} + H^{16} = C^{10}H^{16}$ crist. + $28^{cal}, 3$

Combustion : + $1466, 7$.

ST., Z. ph. Ch., X, 412.

BORSÉOCAMPHÈNE :



Combustion: + 1470,3.

St.

TÉRÉDENTHÈNE NATUREL = 136.



Combustion : + 1490,8.

B. et MAT., A. [6], XXIII, 541; 1891.

Chaleur de vaporisation : 9^{Cal}, 4 (R.).

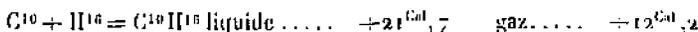
Voir pour la constitution dynamique de ce carbure le Mémoire précédent de B. et Mat., p. 544 et 556.

Chaleur spécifique molécul. élém. liquide (R.) :

A 0°.....	55,0
A 100°.....	67,3
A 150°.....	68,7

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne (180°-250°)
68,8 (R.).

TERPILÈNE (CITRÈNE NATUREL) = 136.



Chaleur de vaporisation : 9^{Cal}, 5.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (5° à 10°)
60,0 (R.).

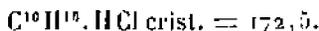
Combustion : + 1473,3.

B. et MAT., A. [6], XXIII, 543; 1891.

Le térébène, substance qui a été regardée autrefois comme isomérique avec le carbure précédent, n'est pas un produit défini, mais un mélange de cymène et de camphène.

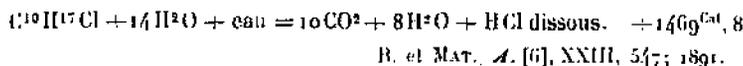
Dérivés camphéniques.

CHLORHYDRATES DE CAMPHÈNE :

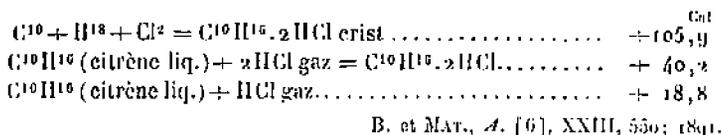
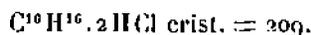


$C^{10} + H^{17} + Cl = C^{10}H^{17}Cl \text{ crist.} \dots\dots\dots$	$+ 64,5^{Cal}$
$C^{10}H^{16} \text{ (camphène) crist.} + HCl \text{ gaz} = C^{10}H^{17}Cl \text{ crist.} \dots\dots\dots$	$+ 15,3$
$C^{10}H^{16} \text{ (camphène) liquide} + HCl \text{ gaz.} \dots\dots\dots$	$+ 19 \text{ environ}$

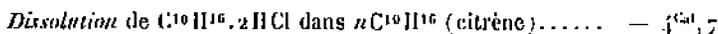
Combustion :



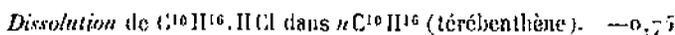
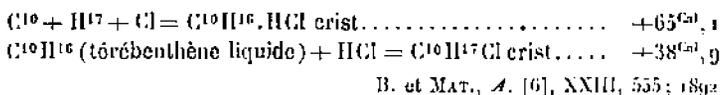
DICHLORHYDRATE DE TERPÈNE :



Sur la saturation directe du citrène par le gaz chlorhydrique, voir le Mémoire cité, p. 558.



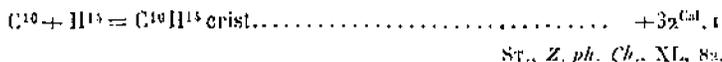
CHLORHYDRATE DE TÉRÉBENTHÈNE cristallisé : 172,5.



Sur la saturation directe du térébenthène par le gaz chlorhydrique, voir le Mémoire cité, p. 562.

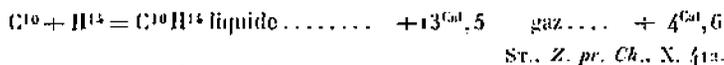
Cinquième section. — CARBURES : C¹⁰H¹⁴ = 134.

TÉTRAMÉTHYLBENZINE (durol) = 134.



Combustion : +1393,9.

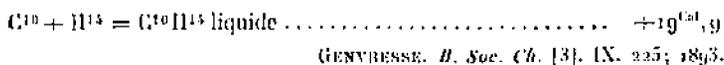
CYMOL : 134.



Vaporisation : 8^{cal}, 9 (Schiff).

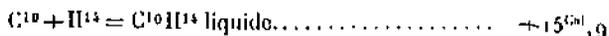
Combustion : +1412,5.

PROPYLTOLÈNE NORMAL :



Combustion : +1406,1.

ISOPROPYLTOLUÈNE (1-3):



Combustion : $+14,10,1$.

GENEVESSE, *B. Soc. Ch.* [3], IX, 226; 1893.

Sixième section. — TÉTRAHYDRURE DE NAPHTALINE
ET ISOMÈRES : $C^{10}H^{12} = 132$.

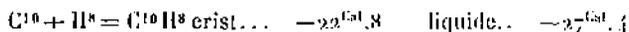
Pour mémoire.

Septième section. — BIHYDRURE DE NAPHTALINE
ET ISOMÈRES : $C^{10}H^{10} = 130$.

Pour mémoire.

Huitième section. — CARBURES : $C^{10}H^8 = 128$.

NAPHTALINE : $C^{10}H^8 = 128$.



B., *A.* [6], XIII, 302; 1888.

Température de fusion : $+79^{\circ},2$.

Chaleur de fusion : $4^{60},6$ (Alluard).

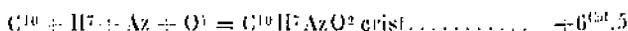
Combustion : $+124,8$. Moyenne de trois groupes d'expérimentateurs.

Dissolution étendue dans	nCH^3O	$-4,2$
"	nC^2H^6O	$-4,9$
"	nC^3H^8O	$-5,7$
"	$nCHCl^3$	$-3,85$
"	nC^2H^6	$-4,27$

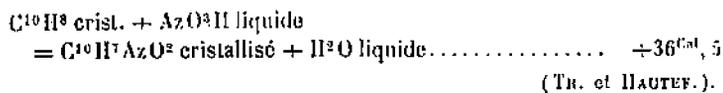
SPEYERS, *J. Am. Ch. Soc.*, XVII, 1896.

NAPHTALINE NITRÉE.

$C^{10}H^7Az(O)^2 = 173$.



Réaction mesurée :



Combustion : + 1191, calculée.
Température de fusion : + 56°.
Chaleur de fusion : 4^{cal}, 4.

BATTELLI, *J. B. für* 1887, p. 220.



CHAPITRE XI.

CARBURES RENFERMANT ONZE ATOMES DE CARBONE.

Un seul a été l'objet de mesures.

PENTAMÉTHYLBENZINE : $C^{11}H^{16} = 148$.

$C^{11} + H^{16} = C^{11}H^{16}$ liquide $+35^{60},2$

Combustion : $+1554,1$.

ST., J. pr. Ch., XL. 33; 1889.

CHAPITRE XII.

CARBURES RENFERMANT DOUZE ATOMES DE CARBONE.

**Première, deuxième, troisième et quatrième sections. —
CARBURES :**



Pour mémoire.

Cinquième section. — CARBURES : $C^{12}H^{18} = 162$.

HEXAMÉTHYLBENZINE : $C^{12}H^{18} = 162$.



Combustion : $+1712, 2$.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 83; 1889.

Sixième section. — CARBURES : $C^{12}H^{10} = 154$.

DIPHÉNYLE : $C^{12}H^{10} = 154$.



Combustion : $+1510, 1$.

B. et VIE., *A.* [6], X, 448; 1887.

ACÉNAPHTÈNE : $C^{12}H^{10} = 154$.



Combustion : $+1521, 2$.

B. et VIE., *A.* [6], X, 449; 1887.

Dissolution étendue dans nCH^3O $-6, 2$

» nC^2H^6O $-5, 9$

» nC^3H^8O $-6, 8$

» $nCHCl^2$ $-4, 5$

» nC^7H^8 $-4, 8$

SPEYERS, *J. Ann. Ch. Soc.*, XVIII, pour 1896.

CHAPITRE XIII.

CARBURES RENFERMANT TREIZE ATOMES DE CARBONE.

Un seul a été l'objet de mesures.

DIPHÉNYLMÉTHANE : $C^{13}H^{12} = 168$.

$C^{13} + H^{12} = C^{13}H^{12}$ crist $-15^{cal}, 8$

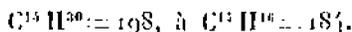
Combustion : $+1655,7$.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 83; 1889.

CHAPITRE XIV.

CARBURES RENFERMANT QUATORZE ATOMES DE CARBONE.

Première à huitième sections. — CARBURES :



Pour mémoire.

Neuvième section. — CARBURES : $C^{14}H^{14} = 182$.

DIBENZYLE : $C^{14}H^{14} = 182$.



Combustion : +1830, 2.

B. et Vie., *A.* [6], X, 451; 1887.

Dixième section. — CARBURES : $C^{14}H^{12} = 180$.

STILBÈNE : $C^{14}H^{12} = 180$.



Combustion : +1777, 3.

B. et Vie., *A.* [6], X, 451; 1887.

Onzième section. — CARBURES : $C^{14}H^{10} = 178$.

TOLANE : $C^{14}H^{10} = 178$.



Combustion : +1738, 9.

Str., *Z. ph. Ch.*, X, 112.

ANTHRACÈNE : $C^{14}H^{10} = 178$.

$C^{14} + H^{10} = C^{14}H^{10}$ crist. $-42^{Ca}, 4$
 B. et VIE., *A.* [6], X, 451; 1887.

Combustion : $+1707,6$.

PHÉNANTURÈNE : $C^{14}H^{10} = 178$.

$C^{14} + H^{10} = C^{14}H^{10}$ crist. $-35^{Ca}, 2$
 B. et VIE., *A.* [6], X, 451; 1887.

Combustion : $+1700,4$.

Dissolution étendue dans nC^7H^6O $-4,3$
 » nC^7H^8 $-3,5$

SPEYERS.



CHAPITRE XV.

CARBURES RENFERMANT QUINZE ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

CHAPITRE XVI.

CARBURES RENFERMANT SEIZE ATOMES DE CARBONE.

Un seul a été l'objet de mesures.

HEXADÉKANE : $C^{16}H^{34}$ = 326.

ST., *J. pr. Ch.*, XLIII, 1; 1890.

Combustion : +2558,6.

$C^{16}H^{34} - C^{16}H^{32}$ solide + 123^{CO},2

CHAPITRE XVII.

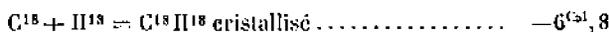
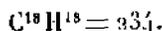
CARBURES RENFERMANT DIX-SEPT ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

CHAPITRE XVIII.

CARBURES RENFERMANT DIX-HUIT ATOMES DE CARBONE.

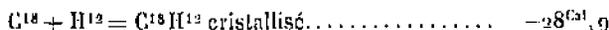
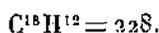
RÉTÈNE.



B. et V., *A.* [6], X, 447; 1887.
B. et Rec., *A.* [6], XIII, 298; 1888.

Combustion : +2325, 2.

CORYSÈNE.



ST., *J. pr. Ch.*, XLIII, 1; 1890.

Combustion : +2140, 3.

CHAPITRE XIX.

CARBURES RENFERMANT DIX-NEUF ATOMES DE CARBONE.

TRIPHÉNYLMÉTHANE : $C^{19}H^{10} = 244$.

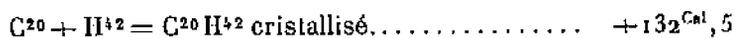
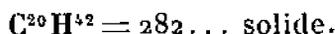
$C^{19} + H^{10} = C^{19}H^{10}$ cristallisé..... $-36^{cal},7$
St.

Combustion : $+2380,4$.

CHAPITRE XX.

CARBURES RENFERMANT VINGT ATOMES DE CARBONE.

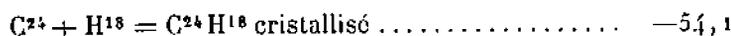
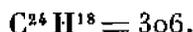
EIKOSANE.



ST., *J. pr. Ch.*, XLIII, 1; 1890.

Combustion : +3182,5.

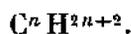
TRIPHÉNYLBENZINE.



ST.

Combustion : +2938,3.

PARAFFINE.



Température de fusion : 52°,4.

Chaleur de fusion, pour 1^{er} : 35^{Cal},6 (Battelli).

» pour 1 molécule : $\left(\frac{14n + 2}{1000} \right) \times 35,6.$

DEUXIÈME DIVISION.

ALCOOLS.

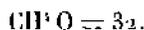
PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

ALCOOLS PROPREMENT DITS.

CHAPITRE I.

ALCOOLS MONOATOMIQUES.

Première section. — ALCOOL MÉTHYLIQUE.



$\text{C} + 2\text{H}^2 + \text{O} = \text{CH}^3\text{O}$ gaz. $+53^{\text{cal}},3$ liq. $+61^{\text{cal}},7$ diss. $+63^{\text{cal}},7$
Str., *J. pr. Ch.*, XI., 343; 1889.

Combustion : $+170,6$.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (0° - 20°) : $21,4$.

Température d'ébullition : $+66^{\circ},8$ (R.).

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne ($+101^{\circ}$ à $+225^{\circ}$) : $14,7$ (R.).

Chaleur de vaporisation : $8^{\text{cal}},45$ (R.).

Chaleur de dissolution : $+2^{\text{cal}},0$ env.

B.. *A.* [5]. IX. 313; 1876.

Dilution :

DUPRÉ, *Pogg. Ann.*, CXLVIII, 238.

Vo., *A.* [6], XXVII, 546; 1892.

$$Q = 1^{\text{cal}}, 965 - 0,3n \text{ jusqu'à } \text{CH}^3\text{O} + 1,8\text{H}^2\text{O}.$$

$$Q' = \frac{1^{\text{cal}}, 957}{n} + 0,538 \text{ au delà, jusqu'à } n = 9.$$

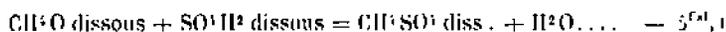
Méthylates.

CH ³ O dissous + NaOH dissoute	+ 0,04
» + KOH dissoute	+ 0,11
<i>Vo.</i> , <i>A.</i> [6], XI, 448; 1887.	
{ CH ³ O liq. + NaOH sol. = CH ³ NaO sol. + H ² O liq.	+ 1,3
{ CH ³ O liq. + KOH sol. = CH ³ KO sol. + H ² O liq.	+ 4,3
{ CH ³ O liquide en excès + Na	
= CH ³ NaO dissous dans $n\text{CH}^3\text{O} + \text{H}$	+ 48,0
{ CH ³ O liquide en excès + K	
= CH ³ KO dissous dans $n\text{CH}^3\text{O} + \text{H}$	+ 50,9
{ CH ³ O liquide en excès + Li	
= CH ³ LiO dissous dans $n\text{CH}^3\text{O} + \text{H}$	+ 55,1
{ CH ³ NaO : dissolution dans l'eau.	+ 11,9
{ CH ³ NaO + $n\text{CH}^3\text{O}$	+ 15,0
{ CH ³ KO : dissolution dans l'eau.	+ 12,7
{ CH ³ NaO + CH ³ O = CH ³ NaO.CH ³ O crist.	+ 8,8
{ Co composé + eau.	+ 5,0
4 CH ³ O + 3 BaO (union des composants)	+ 63,1 ou + 21,0 × 3
Dissolution dans 6 HCl étendu.	+ 56,0
<i>Vo.</i> , <i>C. R.</i> , CH, 1398; 1886; CXX, 737; 1895.	

D'où l'on calcule :

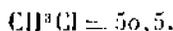
Dissolution dans l'eau.	+ 28,6
2 CH ³ O + BaO = H ² O sol. (union des composants)	+ 26,9

ACIDE MÉTHYLSULFURIQUE.



B., *A.* [5], IX, 313; 1876

ETHER MÉTHYLCHLORHYDRIQUE (*chlorure de méthyle*).



$\text{C} + \text{H}^3 + \text{Cl} = \text{CH}^3\text{Cl gaz} \dots\dots$	$+ 29^{\text{Cal}}, 0$	liquide....	$+ 33,9$	^{Cal}
$\text{CH}^3\text{O gaz} + \text{HCl gaz} = \text{CH}^3\text{Cl gaz} + \text{H}^2\text{O gaz} \dots\dots\dots$			$+ 11,3$	
{	$\text{CH}^3\text{O liquide} + \text{HCl gaz} = \text{CH}^3\text{Cl gaz} + \text{H}^2\text{O liquide} \dots\dots$		$+ 13,6$	
	$\text{CH}^3\text{O liquide} + \text{HCl gaz} = \text{CH}^3\text{Cl liquide} + \text{H}^2\text{O gaz} \dots\dots$		$+ 7,3$	

B.

Voir *Formène*, p. 394.

ETHER MÉTHYLBROMHYDRIQUE (*bromure de méthyle*).



$\text{C} + \text{H}^3 + \text{Br gaz} = \text{CH}^3\text{Br gaz} \dots\dots\dots$	$+ 17,4$	^{Cal}	
$\text{C} + \text{H}^3 + \text{Br liquide} = \text{CH}^3\text{Br gaz} \dots\dots\dots$			$+ 13,6$
{	$\text{CH}^3\text{O gaz} + \text{H Br gaz} = \text{CH}^3\text{Br gaz} + \text{H}^2\text{O gaz} \dots\dots\dots$		$+ 9,4$
	$\text{CH}^3\text{O liquide} + \text{H Br gaz} = \text{CH}^3\text{Br gaz} + \text{H}^2\text{O liquide} \dots\dots$		$+ 11,7$

B.

Voir page 395.

ETHER MÉTHYLIODHYDRIQUE (*iodure de méthyle*).

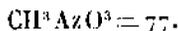


$\text{C} + \text{H}^3 + \text{I gaz} = \text{CH}^3\text{I gaz} \dots\dots$	$+ 15^{\text{Cal}}, 9$	liquide..	$+ 22,4$	^{Cal}
$\text{C} + \text{H}^3 + \text{I solide} = \text{CH}^3\text{I gaz} \dots\dots$			$+ 9^{\text{Cal}}, 1$	
$\text{CH}^3\text{O gaz} + \text{HI gaz} = \text{CH}^3\text{I gaz} + \text{H}^2\text{O gaz} \dots\dots\dots$			$+ 19,8$	
{	$\text{CH}^3\text{O liquide} + \text{HI gaz} = \text{CH}^3\text{I gaz} + \text{H}^2\text{O liquide} \dots\dots\dots$		$+ 22,1$	
	$\text{CH}^3\text{O liquide} + \text{HI gaz} = \text{CH}^3\text{I liquide} + \text{H}^2\text{O gaz} \dots\dots\dots$		$+ 17,8$	

B.

Voir page 396.

ETHER MÉTHYLAZOTIQUE (*azotate de méthyle*).



$\text{C} + \text{H}^3 + \text{Az} + \text{O}^3 = \text{CH}^3\text{AzO}^3 \text{ liquide} \dots\dots\dots$	$+ 39^{\text{Cal}}, 9$		
$\text{CH}^3\text{O liq.} + \text{AzO}^3\text{H liq.} = \text{CH}^3(\text{AzO}^3) \text{ liq.} + \text{H}^2\text{O liq.} \dots\dots$			$+ 5,5$

Combustion :

$\text{CH}^3\text{AzO}^3 + 1 \frac{1}{2} \text{O} = \text{CO}^2 + 1 \frac{1}{2} \text{H}^2\text{O} + \text{Az} \dots\dots\dots$	$+ 157,9$		
---	-----------	--	--

B., A. [6], XXIII. 489; 1891.

ÉTHER DIMÉTHYLCARBONIQUE (*Carbonate de méthyle*).

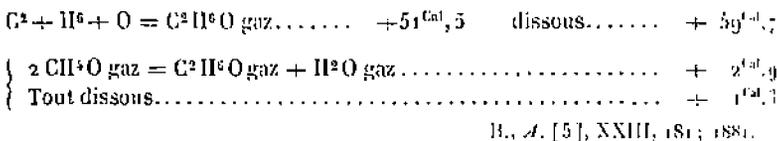
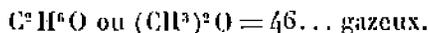


Combustion : +339,7.

Chaleur de vaporisation : 7^{cal},91.

Loug., *C. R.*, CXXI, 557; 1891.

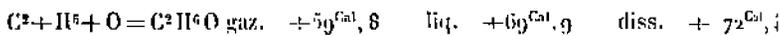
ÉTHER DIMÉTHYLIQUE (*oxyde de méthyle*).



Combustion : +344,2.

Dissolution : +8^{cal},3, à 17°.

Deuxième section. — ALCOOL ÉTHYLIQUE.



Combustion : +325^{cal},7.

B. et MAT., *A.* [6], XXVII, 313; 1892.

Chaleur spécifique moléculaire liquide :

— 20°	23,2 (R.)
+ 20°	27,1 "
+ 80°	35,4 "
+160°	51,1 (Hirn)

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne (110°—220°):
 20,8 (R.).

Température d'ébullition : +78°,3 (R.).

Chaleur de vaporisation : 9^{cal},84 (R.).

Dissolution : +2^{cal},54, à 13°.

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

Dilution :

DEPRE et PAGE, *Pogg. Erg.*, *V.*, 221, 233; 1870.
Po., *A.* [6], XXVII, 544; 1892.

Pour $C^2H^6O + nH^2O$:

$$Q = 2^{6n}, 533 - 0,2542n, \quad n < 6.$$

Au delà de $n = 6$, $Q = \frac{50}{n^2}$.

$C^2H^6O^2$ liquide + nC^2H^6O — 0^{cal} , 25

Éthylates ou alcoolates.

Les alcoolates sont décomposés par un excès d'eau, entièrement ou à peu près, en alcool et base libres.

B., *A.* [4], XXIX, 291; 1873.

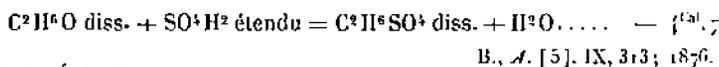
Voici les données relatives à ces composés, sous différents états :

Po., *A.* [6], III, 129; 1884; XI, 464; 1887.

{	C^2H^6O dissous + Na OH dissoute.....	Cal — 0,09
	" + K OH dissoute.....	+ 0,02
{	C^2H^6O liquide + Na OH solide = C^2H^5NaO solide + H^2O liquide.....	— 1,0
	C^2H^6O liquide + K OH solide = C^2H^5KO + H^2O liquide.....	+ 0,45
{	C^2H^6O liquide en excès + Na = C^2H^5NaO dissous dans nC^2H^6O + H.....	+44,7
	C^2H^6O liquide en excès + K = C^2H^5KO dissous dans nC^2H^6O + H.....	+49,2
{	C^2H^6O liquide en excès + Li = C^2H^5LiO dissous dans nC^2H^6O + H.....	+51,5
	C^2H^5NaO + eau.....	+13,5
{	C^2H^5NaO + nC^2H^6O	+12,6
	C^2H^5KO + eau.....	+14,7
{	C^2H^5KO + nC^2H^6O	+13,6
	C^2H^5NaO + $2C^2H^6O$ = composé cristallisé.....	+ 8,1
{	C^2H^5NaO , $2C^2H^6O$ crist. + eau.....	+10,5
	" + nC^2H^6O , dissolution.....	+ 4,5

{	$C^2H^6NaO + 3C^2H^6O =$ composé cristallisé.....	+ 8,8	^{Cal}
	$C^2H^6NaO. 3C^2H^6O$ crist. + eau.....	+ 12,3	
	» + nC^2H^6O , dissolution.....	+ 3,9	
{	$4C^2H^6O + 3CaO =$ composé solide.....	+ 55,6	ou + 18,5 × 3
	» dissous dans l'eau.....	+ 8,9	
	» dissous dans HCl étendu.....	+ 92,9	
			Vo., C. R., CXX, 737; 1895.
{	$4C^2H^6O$ liquide + $3BaO =$ composé solide.....	+ 45,0	ou + 15,0 × 3
	» dissous dans nC^2H^6O	+ 54,6	
	» dissous dans l'eau.....	+ 49,1	
{	$2C^2H^6O$ dissous dans l'eau + $BaO.H^2O$ dissoute		
	dans l'eau.....	+ 0,0	
	BaO dissoute dans nC^2H^6O	+ 33,2	
	HCl gaz + C^2H^6O liquide.....	+ 10,6	
			B., A. [5], XV, 229; 1878.
{	$HCl + nC^2H^6O$	+ 17,37	
			B., A. [5], IX, 347; 1876.
{	$HBr + nC^2H^6O$	+ 23,1 env.	
			B.
	C^2H^6O liq. + C^2H^5Cl liquide, à 12°.....	-- 0,2	
	$C^2H^6O^2$ liq. + $C^2H^5(C^2H^5)O^2$ liquide.....	-- 0,1 env.	
			B., A. [5], XV, 233; 1878.

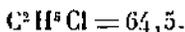
ACIDE ÉTHYLSULFURIQUE.



B., A. [5], IX, 313; 1876.

Voir *Éthylène*, p. 404.

ÉTHER ÉTHYLCHLORHYDRIQUE (*chlorure d'éthyle*).

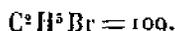


Voir *Éthane*, p. 398.

{	C^2H^5O gaz + HCl = C^2H^5Cl gaz + H^2O gaz.....	+ 15,5
	C^2H^5O liquide + HCl gaz = C^2H^5Cl gaz + H^2O liquide.....	+ 16,2
	C^2H^5O liquide + HCl gaz = C^2H^5Cl liquide. + H^2O gaz.....	+ 11,8

B.

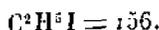
ETHER ÉTHYLBROMHYDRIQUE (*bromure d'éthyle*).



$\text{C}^2 + \text{H}^2 + \text{Br gaz} = \text{C}^2\text{H}^5\text{Br gaz} \dots$	$+31^{\text{Cal}}, 6$	liquide.....	$+ 38^{\text{Cal}}, 3$
$\text{C}^2 + \text{H}^2 + \text{Br liquide} = \text{C}^2\text{H}^5\text{Br gaz} \dots$	$+27^{\text{Cal}}, 8$	liquide.....	$+ 31, 5$
			B.
$\left\{ \begin{array}{l} \text{C}^2\text{H}^6\text{O gaz} + \text{HBr gaz} = \text{C}^2\text{H}^5\text{Br gaz} + \text{H}^2\text{O gaz} \dots\dots\dots \\ \text{C}^2\text{H}^6\text{O liquide} + \text{HBr gaz} = \text{C}^2\text{H}^5\text{Br gaz} + \text{H}^2\text{O liquide} \dots\dots\dots \\ \text{C}^2\text{H}^6\text{O liquide} + \text{HBr gaz} = \text{C}^2\text{H}^5\text{Br liquide} + \text{H}^2\text{O gaz} \dots\dots\dots \end{array} \right.$			$+ 17, 6$ $+ 18, 3$ $+ 15, 2$

Voir *Éthane*, p. 399.

ETHER ÉTHYLIODHYDRIQUE (*iodure d'éthyle*).



$\text{C}^2 + \text{H}^2 + \text{I gaz} = \text{C}^2\text{H}^5\text{I gaz} \dots\dots\dots$	$+24^{\text{Cal}}, 0$	liquide.....	$+ 31^{\text{Cal}}, 5$
$\text{C}^2 + \text{H}^2 + \text{I solide} = \text{C}^2\text{H}^5\text{I gaz} \dots\dots\dots$	$+17^{\text{Cal}}, 2$	liquide.....	$+ 24, 7$
			B.
$\left\{ \begin{array}{l} \text{C}^2\text{H}^6\text{O gaz} + \text{HI gaz} = \text{C}^2\text{H}^5\text{I gaz} + \text{H}^2\text{O liquide} \dots\dots\dots \\ \text{C}^2\text{H}^6\text{O liquide} + \text{HI gaz} = \text{C}^2\text{H}^5\text{I gaz} + \text{H}^2\text{O liquide} \dots\dots\dots \\ \text{C}^2\text{H}^6\text{O liquide} + \text{HI gaz} = \text{C}^2\text{H}^5\text{I liquide} + \text{H}^2\text{O gaz} \dots\dots\dots \end{array} \right.$			$+ 20, 0$ $+ 22, 7$ $+ 19, 6$

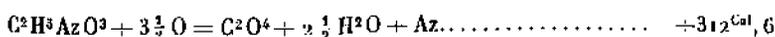
Voir *Éthane*, p. 400.

ETHER ÉTHYLAZOTIQUE (*Azotate d'éthyle*).



$\text{C}^2 + \text{H}^2 + \text{Az} + \text{O}^2 = \text{C}^2\text{H}^5\text{AzO}^2 \text{ liq.} \dots\dots\dots$	$+48^{\text{Cal}}, 5$	diss.....	$+ 49^{\text{Cal}}, 5$
			B., <i>A.</i> [5], IX, 324; 1886.

Combustion (calculée) :



Réaction mesurée :

$\text{C}^2\text{H}^6\text{O liq.} + \text{AzO}^2\text{H liq.} = \text{C}^2\text{H}^5(\text{AzO}^2) \text{ liq.} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$+ 5^{\text{Cal}}, 8$
$\text{C}^2\text{H}^6\text{O dissous} + \text{AzO}^2\text{H étendu}$	
$= \text{C}^2\text{H}^5(\text{AzO}^2) \text{ dissous} - \text{H}^2\text{O (calculé)} \dots\dots\dots$	$+ 3, 2$
<i>Dissolution dans l'eau</i> (180 parties).....	$+ 9, 99$

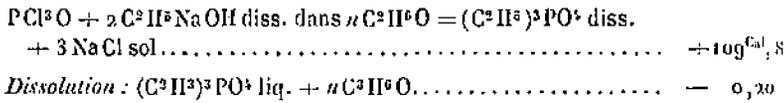
ETHER PHOSPHORIQUE (*phosphate d'éthyle*).



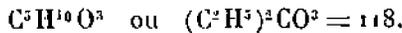
$\text{C}^2 + \text{H}^2 + \text{PO}^2\text{H}^3 \text{ crist.} = \text{C}^2\text{H}^5\text{PO}^2 \text{ liq.} \dots\dots\dots$	$- 6^{\text{Cal}}, 7$
$\text{PO}^2\text{H}^3 \text{ crist.} + 3\text{C}^2\text{H}^6\text{O liq.} = (\text{C}^2\text{H}^5)^3\text{PO}^2 \text{ liq.} + 3\text{H}^2\text{O liq.} \dots\dots\dots$	$- 9^{\text{Cal}}, 4$
	CAVALIER, <i>C. R.</i> , CXXII, 1486; 1896.

B. — II.

Réaction mesurée :



ÉTHER CARBONIQUE (*Carbonate d'éthyle*).

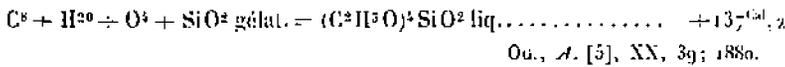
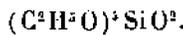


Combustion : + 642, 2.

Chaleur de vaporisation : 8^{cal}, 6.

Loug., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

ÉTHER SILICIQUE (*silicate d'éthyle*).

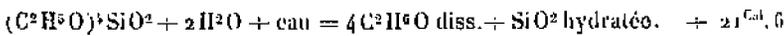


Chaleur de combustion : + 1434^{cal}, 4 + x; x étant la chaleur de transformation de SiO² gélatineuse en SiO² calcinée, à la température de combustion.

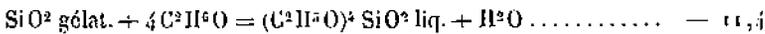
Chaleur de volatilisation : 7^{cal}, 0.

Réactions mesurées :

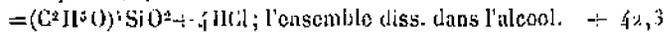
A. Décomposition par l'eau :



D'où l'on calcule la formation avec l'alcool pur :

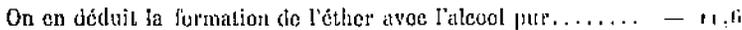


B. I. SiCl² liquide + 4 C²H⁵O + excès d'alcool

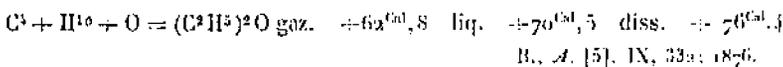
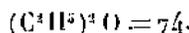


II. Dissolution de l'éther silicique dans l'alcool pur, vers 9°. + 1, 1

III. Dissolution simultanée de HCl et de cet éther dans la même quantité d'alcool.



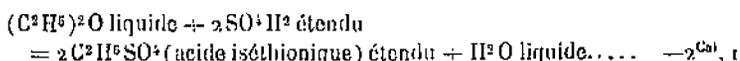
ÉTHER DIÉTHYLIQUE (*Oxyde d'éthyle*).



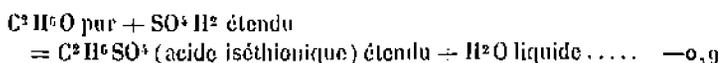
Combustion (calculée) : +651,7.

Réactions mesurées :

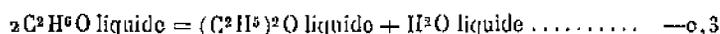
A. $(C^2H^5)^2O$ dissous dans l'acide sulfurique fumant, puis dilué, etc.; ce qui a fourni, en définitive :



Or, d'autre part, l'expérience a donné



On en tire :



Tous corps dissous..... +0^{Cal}, 8; tons gaz..... +3^{Cal}, 0

B. M. Stohmann et ses collaborateurs ont trouvé depuis, pour la chaleur de combustion de l'éther mesurée directement : +651,6.

Chaleur de vaporisation : 6^{Cal}, 7 (R.).

Chaleur spécifique moléc. élém. gazeuse : 26,6 + 0,0632t (Wie.).

Chaleur spécifique moléc. élém. liquide.

— 30.....	37,8 (R.).
+ 35.....	40,7 "
+ 130.....	58,8 (Hirn).

Dissolution : $(C^2H^5)^2O$ liq. + eau, à 13°. +5^{Cal}, 9 (B.)

ÉTHER SULFHYDRIQUE (*sulfure d'éthyle*).



Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (20°-70°) : 43 (R.).

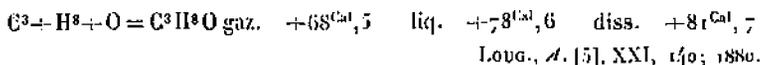
Chaleur spécifique moléculaire gazeuse, moyenne (120°-223°) : 36,1 (R.).

Troisième section. — ALCOOLS RENFERMANT TROIS ATOMES DE CARBONE.

Première sous-section. — ALCOOL PROPYLIQUE NORMAL.



Primaire.



Combustion : +480,3.

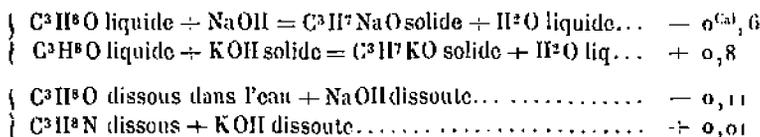
Chaleur de vaporisation : 9^{Cal},9.

DIKONOFF, *J. B.*, für 1882, p. 106.



Propylates.

Fo., *A.* [6], XI, 465; 1887.

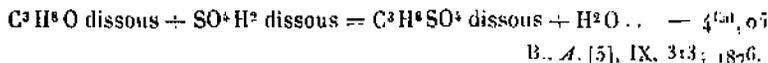


Dissolution

	dans l'eau.	dans l'alcool propylique.
$\left. \begin{array}{l} \text{C}^3\text{H}^7\text{NaO} \dots\dots\dots \\ \text{C}^3\text{H}^7\text{KO} \dots\dots\dots \end{array} \right\}$	+13 ^{Cal} ,5	+9 ^{Cal} ,8
	+14 ^{Cal} ,9	+14 ^{Cal} ,75
$\left. \begin{array}{l} \text{C}^3\text{H}^8\text{O en excès} + \text{Na} = \text{C}^3\text{H}^7\text{NaO diss. dans } n\text{C}^3\text{H}^8\text{O} + \text{H} \dots \\ \text{C}^3\text{H}^8\text{O en excès} + \text{K} = \text{C}^3\text{H}^7\text{KO dissous dans } n\text{C}^3\text{H}^8\text{O} + \text{H} \dots \end{array} \right\}$	+42,35	+47,7

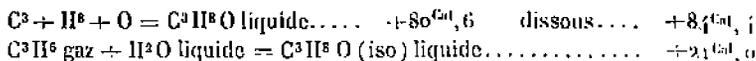
Fo. *A.* [6], XI, 465; 1887.

ACIDE PROPYLSULFURIQUE.



Deuxième sous-section. — ALCOOL ISOPROPYLIQUE.

Secondaire.



Ces chiffres sont déduits de la chaleur de combustion (A).

D'après l'action de SO^3H^2 (B.), on aurait pour l'alcool liquide :
+ 76^{Cal},5.

Réactions mesurées :

A. Combustion : +478,3.

Loug., *A.* [5], XXI, 141; 1880.

B. I. C³H⁶ absorbé par SO³H² pur..... +17,0

II. C³H⁶ gaz + SO³H² étendu = C³H⁶SO³ étendu..... +16,7

B., *A.* [5], IX, 336; 1876.

Ce dernier résultat se complique d'une polymérisation partielle, dont il a été tenu compte.

Dissolution : C³H⁶O liq. + eau + 3^{Cal}, 76

Fo. *A.* [6], XXVII, 528; 1892.

Ce Mémoire renferme les chaleurs de dilution.

Isopropylates.

C ³ H ⁶ O dissous + NaOH dissoute.....	— 0,08
" + KOH dissoute.....	— 0,09

Fo., *C. R.*, CXIV, 420; 1892.

C ³ H ⁶ O en excès + Na = C ³ H ⁷ NaO diss. dans nC ³ H ⁶ O + H	+ 40,9
C ³ H ⁶ O + Na = C ³ H ⁷ NaO solide + H	+ 30,5

C ³ H ⁷ NaO + eau.....	+ 16,4
C ³ H ⁷ NaO + nC ³ H ⁶ O (isopropylique).....	+ 10,5

C ³ H ⁶ O liquide + NaOH solide = C ³ H ⁷ NaO solide + H ² liq.	— 2,9
C ³ H ⁶ O liquide + KOH solide = C ³ H ⁷ KO solide + H ² O liq.	— 1,5

C ³ H ⁷ NaO. 3 C ³ H ⁶ O crist., dissolution dans l'eau.....	+ 14,5
Union des composants purs.....	+ 13,0
Même composé : dissolution dans nC ³ H ⁶ O.....	— 2,8

C ³ H ⁷ NaO ² . 3 C ³ H ⁶ O crist., dissolution dans l'eau.....	+ 11,8
Union des composants purs.....	+ 5,0

ACIDE ISOPROPYLSULFURIQUE.

C³H⁶O dissous + SO³H² dissous = C³H⁶SO³ dissous + H²O. — 3^{Cal}, 3 (B.)

Troisième sous-section. — ALCOOL ALLYLIQUE.

C³H⁶O : 58.

C³ + H⁶ + O = C³H⁶O liquide.... + 47^{Cal}, 2 dissous.... + 49,3

Loug. *C. R.*, XCI, 298; 1880.

Combustion : +442,7.

Dissolution : $C^3H^6O + \text{eau} \dots\dots\dots + 2^{Cal}, 1$
B. A. [5], IX, 313; 1876.

Quatrième section. — ALCOOLS RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

Première sous-section. — ALCOOL BUTYLIQUE.

$C^4H^{10}O = 74.$

Normal et primaire. Pour mémoire.

Deuxième sous-section. — ALCOOL ISOBUTYLIQUE.

$C^4H^{10}O = 74.$

Primaire.

$C^4 + H^{10} + O = C^4H^{10}O$ liquide. +85^{Cal}, 5 dissous. +88^{Cal}, 4
Loco., A. [5], XXI, 141; 1880.

Combustion : +636,7.

Dissolution : $C^4H^{10}O$ liq. + eau + 2^{Cal}, 9
B., A. [5], IX, 313; 1876.

Isobutylates.

Vo., A. [6], XI, 459; 1887.

{	$C^4H^{10}O$ liq. + NaOH sol. = C^4H^9NaO sol. + H^2O liq.	— 1,5 ^{Cal}
{	$C^4H^{10}O$ liq. + KOH sol. = C^4H^9KO sol. + H^2O liq.	— 1,6
{	$C^4H^{10}O$ dissous dans l'eau + NaOH dissoute.	— 0,09
{	$C^4H^{10}O$ dissous + KOH dissoute	+ 0,01

Dissolution

	dans l'eau.	dans l'alcool correspondant.
{	C^4H^9NaO	+14,25
{	C^4H^9KO	+17,2
	C^4H^6O excès + K = C^4H^9KO dissous dans $n C^4H^{10}O + H$	+41,9 ^{Cal}
{	$C^4H^7NaO \cdot 3C^4H^{10}O + \text{eau}$	+17,3
{	Formation du composé solide par ses composants.	+ 5,6

ACIDE ISOBUTYLSULFURIQUE.

$C^4H^{10}O$ diss. + SO^3H^2 diss. = $C^4H^{10}SO^3$ diss. + H^2O — 2^{Cal}, 2
B., A. [5], IX, 313; 1876.

Troisième sous-section. — TRIMÉTHYL-CARBINOL.

Tertiaire.

$C^3 + H^{10} + O = C^3H^{10}O^2$ crist. $+89^{Cal}, 4$ dissous. $+92^{Cal}, 6$
 Long., *A.* [5], XXV, 142; 1882.

Combustion : $+632, 8$.

Dissolution :

A 5°..... $+ 3, 5$
 A 15°..... $+ 3, 23$
 Fo., *C. R.*, CXIV, 1062; 1892.

Composé sodé :

Alcool dissous + NaOH dissoute = composé dissous..... $- 0^{Cal}, 03$
 Fo., *C. R.*, CXIV, 1062; 1892.

$C^3H^9NaO + eau$ $+ 18, 3$

$C^3H^{10}O$ solide + NaHO = C^3H^9NaO solide + H^2O solide..... $- 3, 6$

$C^3H^{10}O$ solide + Na = $C^3H^9NaO + H$ $+ 8, 2$

Cinquième section. — ALCOOLS RENFERMANT CINQ ATOMES DE CARBONE.

Première sous-section. — ALCOOL AMYLIQUE.

Normal et primaire. Pour mémoire.

Deuxième sous-section. — ALCOOL AMYLIQUE DE FERMENTATION.

$C^5H^{12}O = 88$.

Primaire.

$C^5 + H^{12} + O$ gaz.... $+80^{Cal}, 9$ liq.... $+91^{Cal}, 6$ diss.... $+94^{Cal}, 4$
 Loug., *A.* [5], XXI, 142; 1880.

Combustion : $+793, 9$.

Chaleur de vaporisation : $10^{Cal}, 7$ (R.).

Dissolution : $+2^{Cal}, 8$.

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

Amylates.

$C^5H^{12}O$ dissous dans l'eau + NaOH dissoute..... $- 0, 1^{Cal}$

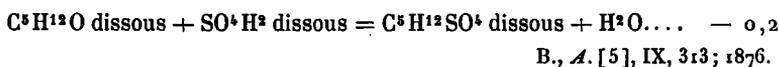
$C^5H^{12}O$ dissous dans l'eau + KOH dissoute..... $+ 0, 0$

$C^5H^{12}O$ liquide + NaOH = $C^5H^{11}NaO$ solide + H^2O liquide..... $- 1, 6$

$C^5H^{12}O$ liquide + KOH = $C^5H^{11}KO$ solide + H^2O liquide..... $+ 1, 5$

	Composé solide.	
	Dissolution dans l'eau.	Dissolution dans son alcool.
$C^5H^{11}NaO$	+14,2	»
$C^5H^{11}KO$	+14,0	+8,6
$C^5H^{12}O$ excès + K = $C^5H^{11}KO$ dissous dans $nC^5H^{12}O + H$ +45 ^{Cal} ,2		
	Fo., A. [6], XI, 460 et 466; 1887.	

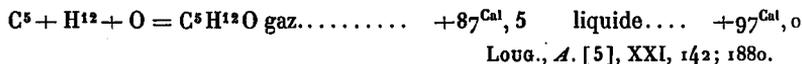
ACIDE AMYLSULFURIQUE.



Troisième sous-division. — DIMÉTHYLÉTHYLCARBINOL.



Tertiaire.



Combustion : +788,5.

Chaleur de vaporisation : 9^{Cal},45.

DIKONOFF, J. B. für 1882; 106.

Quatrième sous-section. — ÉTHYLVINYLCARBINOL.



Tertiaire.

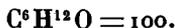


Combustion : +753,2.

Loug., C. R., XCI, 298; 1880.

**Sixième section. — ALCOOLS RENFERMANT SIX ATOMES
DE CARBONE.**

ALLYLDIMÉTHYLCARBINOL.



Tertiaire.

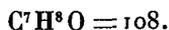


Combustion : +914,0.

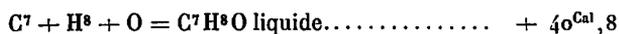
Loug., A. [5], XXIII, 384; 1881.

Septième section. — ALCOOLS RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

ALCOOL BENZYLIQUE.



Primaire.

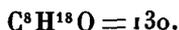


Combustion : +895, 3.

Str., J. pr. Ch., XXXVI, 4; 1887.

Huitième section. — ALCOOLS RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

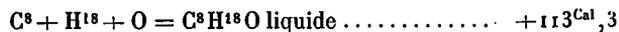
1. ALCOOL OCTYLIQUE.



Primaire. Pour mémoire.

2. ALCOOL CAPRYLIQUE.

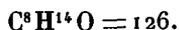
Secondaire.



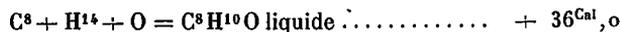
Combustion : +1262, 1.

Loug., A. [5], XXV, 141; 1882.

3. DIALLYLMÉTHYLCARBINOL.



Tertiaire.



Combustion : +1201, 4.

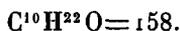
Loug., A. [5], XXIII, 387; 1881.

Neuvième section. — ALCOOLS RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Dixième section. — ALCOOLS RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.

Première sous-section.



Pour mémoire.

Deuxième sous-section. — ALLYLDIPROPYLCARBINOL.



Tertiaire.



Combustion : +1549,9.

Loug., *A.* [5], XXIII, 385; 1881.

Troisième sous-section. — MENTHOL.



Combustion : +1509,2.

Loug., *A.* [5], XXIII, 386; 1881.

Température de fusion : +42°.

Chaleur de fusion : 2^{Cal},9 (Bruner).

Quatrième sous-section. — CAMPHOL ou BORNÉOL.



Primaire.

CAMPHOL DEXTROGYRE.



Combustion : +1467,0.

Loug., *A.* [6], XVIII, 389; 1889.

CAMPHOL INACTIF (*racémique*).



Combustion : +1476,1.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

AUTRE CAMPHOL.

Obtenu par l'action de $C^2H^4O^2$ sur l'essence de térébenthine.



Combustion : +1473,2.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

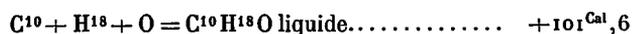
CAMPHOL DE VALÉRIANE.



Combustion : +1474,8.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

EUCALYPTOL LIQUIDE.



Combustion : +1462,4.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

HYDRATE DE CAOUTCHINE.

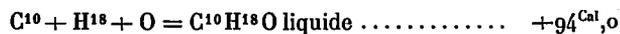


Combustion : +1477,4.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

TERPILÉNOL INACTIF.

Obtenu dans la décomposition de la terpine par les acides.

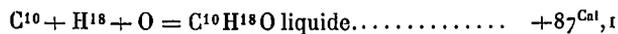


Combustion : +1470,0.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

TERPILÉNOL ACTIF.

Obtenu par l'action de $C^2H^4O^2$ sur l'essence de térébenthine, etc.



Combustion : +1476,9.

Loug., *A.* [6], XVIII, 391; 1889.

Les terpilénols ne correspondent pas aux camphols par leur fonction; ce sont, en réalité, des éthers dérivés de la terpène, alcool diatomique (p. 465).

Onzième et douzième sections. — ALCOOLS RENFERMANT ONZE ET DOUZE ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Treizième section. — ALCOOLS RENFERMANT TREIZE ATOMES DE CARBONE.

DIPHÉNYLCARBINOL.



Tertiaire.



ST., *J. pr. Ch.*, XXXI, 304; 1885.

Combustion : +1616,0.

Quatorzième et quinzième sections. — ALCOOLS RENFERMANT QUATORZE ET QUINZE ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Seizième section. — ALCOOLS RENFERMANT SEIZE ATOMES DE CARBONE.

ALCOOL ÉTHALIQUE.



Combustion : +2504,2.

ST., *J. pr. Ch.*, XXXI, 304; 1885.

Chaleur de volatilisation : 14^{Ca}, 1 (?) (F. et Silb.).

Dix-septième et dix-huitième sections.
ALCOOLS RENFERMANT DIX-SEPT ET DIX-HUIT ATOMES
DE CARBONE.

Pour mémoire.

Dix-neuvième section. — ALCOOLS RENFERMANT
DIX-NEUF ATOMES DE CARBONE.

TRIPHÉNYLCARBINOL.



Tertiaire.



Combustion : +2341,8.

ST., *J. pr. Ch.*, XXXI, 304; 1885.



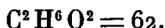
PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

ALCOOLS PROPUREMENT DITS.

CHAPITRE II.

ALCOOLS DIATOMIQUES.

Première section. — GLYCOL.



$\text{C}^2 + \text{H}^6 + \text{O}^2 = \text{C}^2\text{H}^6\text{O}^2$ liquide..... + 1112^{Cal}, 3 dissous... + 1114^{Cal}, 0
 Loug. A. [5], XX, 561; 1880.

Combustion : + 283, 3.

Dissolution : $\text{C}^2\text{H}^6\text{O}^2$ liq. + eau..... + 1^{Cal}, 7
 B., A. [5], XXVII, 377; 1882.

Dérivés alcalins.

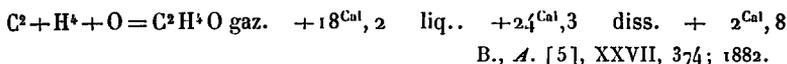
Glycols sodés :

{	$\text{C}^2\text{H}^6\text{O}^2$ dissous + NaOH dissoute.....	+ 0, 28
{	$\text{C}^2\text{H}^6\text{O}^2$ dissous + 2NaOH dissoute	+ 0, 36
{	$\text{C}^2\text{H}^6\text{O}^2$ liq. + NaOH solide = $\text{C}^2\text{H}^5\text{NaO}^2$ solide + H^2O liq ...	+ 5, 8
{	$\text{C}^2\text{H}^6\text{O}^2$ liq. + 2NaOH solide = $\text{C}^2\text{H}^4\text{Na}^2\text{O}^2$ solide + 2 H^2O liq.	+ 0, 35
{	$\text{C}^2\text{H}^5\text{NaO}^2$ sol. + NaOH solide = $\text{C}^2\text{H}^4\text{Na}^2\text{O}^2$ sol. + H^2O sol..	- 4, 2
	$\text{C}^2\text{H}^5\text{NaO}^2$ + eau.....	+ 6, 0
{	$\text{C}^2\text{H}^5\text{NaO}^2$. $\text{C}^2\text{H}^6\text{O}^2$ crist. + eau.....	+ 0, 7
{	Combinaison des deux composants purs.....	+ 7, 0
	$\text{C}^2\text{H}^4\text{Na}^2\text{O}^2$ + eau.....	+ 21, 5
{	$\text{C}^2\text{H}^6\text{O}^2$ liquide + $\text{Na}^2 = \text{C}^2\text{H}^4\text{Na}^2\text{O}^2$ solide + H^2	+ 66, 7
{	$\text{C}^2\text{H}^6\text{O}^2$ liquide + Na = $\text{C}^2\text{H}^5\text{NaO}^2$ solide + H.....	+ 39, 0

{	$C^2H^5NaO^2.CH^3O$ crist. + eau	+ 2,0	Cal
	Combinaison des deux composants.....	+ 6,15	
{	$C^2H^5NaO^2.C^2H^6O$ crist. + eau.....	+ 3,5	
	Combinaison des deux composants.....	+ 5,0	
{	$C^2H^5NaO^2.C^3H^8O$ (normal) crist. + eau.....	+ 2,7	
	Combinaison des deux composants.....	+ 6,4	
	Combinaison isomère (alcoolisopropylique).....	+ 6,0	

Fo, *A.* [6], XX, 437, 1890; *C. R.*, CXIII, 1048; 1891.

ANHYDRIDE : ÉTHER GLYCOLIQUE (prétendu *Oxyde d'éthylène*).



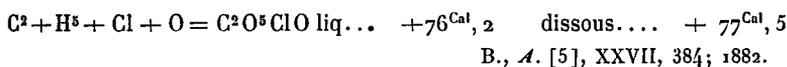
Chaleur de vaporisation : $6^{Cal}, 1$.

Chaleur de dissolution (liquide) : $+ 1^{Cal}, 5$; gaz : $+ 7^{Cal}, 6$.

Combustion : $+ 308, 4$ (gaz).

Isomère, voir *Aldéhyde*.

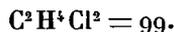
ÉTHER GLYCOLCHLORHYDRIQUE.



Réactions mesurées :

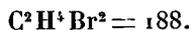
C^2H^5O gaz. + HCl gaz = C^2H^5ClO liquide.....	+ 36,0	Cal
C^2H^5O diss. ($r^{éq} = 2^{lit}$) + HCl ($r^{éq} = 2^{lit}$).....	+ 13,4	
Les mêmes corps en dissolution 10 fois plus étendue.....	+ 12,4	

ÉTHER GLYCOLDICHLORHYDRIQUE.



Voir *Chlorure d'éthylène*, p. 399.

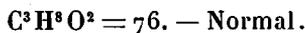
ÉTHER GLYCOLDIBROMHYDRIQUE.



Voir *Bromure d'éthylène*, p. 400.

**Deuxième section. — ALCOOLS DIATOMIQUES RENFERMANT
TROIS ATOMES DE CARBONE.**

PROPYLGLYCOL.



Combustion : $+43_{1,2}$.

Loug., *C. R.*, XCI, 299; 1880.

ISOPROPYLGLYCOL.



Loug.

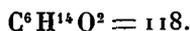
Combustion : $+436, 2.$

**Troisième et quatrième sections. — ALCOOLS DIATOMIQUES
RENFERMANT QUATRE ET CINQ ATOMES DE CARBONE.**

Pour mémoire.

**Cinquième section. — ALCOOLS DIATOMIQUES RENFERMANT
SIX ATOMES DE CARBONE.**

PINAKONE.

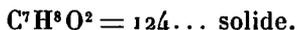


Combustion : $+897, 7.$

Loug. *A.* [5], XXV, 143; 1882.

**Septième section. — ALCOOLS DIATOMIQUES RENFERMANT
SEPT ATOMES DE CARBONE.**

ALCOOL SALICYLIQUE (SALIGÉNINE).



B. et RIVALS, *A.* [7], VII, 30; 1896.

Combustion : +846,0.

Dissolution : $C^7H^8O^2 + \text{eau} \dots \dots \dots - 3^{\text{Cal}}, 2$

B., A. [6], VII, 171; 1886.

**Huitième section. — ALCOOLS DIATOMIQUES RENFERMANT
[HUIT ATOMES DE CARBONE.]**

ALCOOL ANISIQUE (*méthylparaoxybenzoïque*).

$C^8H^{10}O^2 = 138.$

Éther-alcool, dérivé de $C^7H^8O^2$ (fonction mixte).

Alcool anisique : $C^8H^{10}O^2 + NaOH$ dissoute, chaleur sensiblement nulle.

Ce résultat montre que le corps ne possède pas la fonction phénolique.

B., A. [6], VII, 191; 1886.

**Neuvième section. — ALCOOLS DIATOMIQUES,
RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.**

TERPINE.

$C^{10}H^{20}O^2 = 172.$

$C^{10} + H^{20} + O^2 = C^{10}H^{20}O^2 \text{ crist.} \dots \dots \dots + 176^{\text{Cal}}, 3$

Combustion : +1456,7.

Loug. A. [6], XVIII, 403; 1889.

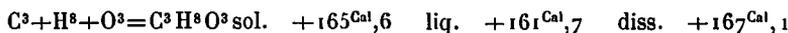
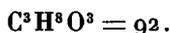
Anhydrides : *Terpilénol*, voir alcools $C^{10}H^{20}O$ (p. 459).



CHAPITRE III.

ALCOOLS TRIATOMIQUES.

GLYCÉRINE.



Combustion : +397,2.

St. *J. pr. Ch.*, XLII, 377; 1890.

Température de fusion : vers +17°.

Chaleur de fusion : 3^{Cal},9.

B., *A.* [5], XVIII, 386; 1879.

Dissolution : C³H⁸O³ liquide + eau..... + 1,5

B., *A.* [5], X, 313; 1876.

Dissolution dans l'alcool : C³H⁸O³ liq. + 8C²H⁶O..... — 0,76

FABRE, *C. R.*, LI, 317; 1860.

Glycérinates :

C³H⁸O³ diss. + NaOH dissoute..... + ^{Cal}0,50

» 2NaOH diss..... + 0,64

» 3NaOH diss..... + 0,68

B., *A.* [4], XXIX, 292; 1873.

C³H⁸O³ diss. + KOH dissoute..... + 0,58

» + 2KOH diss..... + 0,70

» + 3KOH diss..... + 0,79

Fo., *A.* [6], XI, 484; 1887.

La chaleur dégagée est accrue sensiblement par la présence d'un excès de glycérine, ou d'alcali.

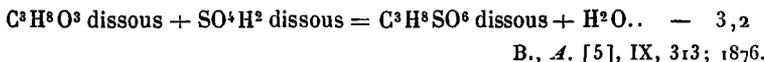
La dilution de la liqueur sodique, renfermant un quart de molécule de glycérine par litre et à laquelle on ajoute cinq fois son volume d'eau, détruit le composé (B., *Mémoire cité*, p. 293).

Pour les mesures suivantes voir :

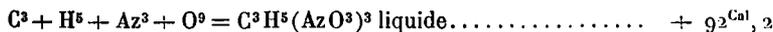
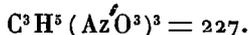
Fo., *A.* [6], XI, 483; 1887. — *C. R.*, CVI, 748 et CVII, 270; 1888.

	Cal	
$\left\{ \begin{array}{l} \text{C}^3\text{H}^7\text{NaO}^3 + \text{eau} \dots\dots\dots \\ \text{C}^3\text{H}^6\text{Na}^2\text{O}^3 + \text{eau} \dots\dots\dots \\ \text{C}^3\text{H}^5\text{Na}^3\text{O}^3 + \text{eau} \dots\dots\dots \end{array} \right.$	+ 1,1 + 14,5 + 27,5 env.	
$\text{C}^3\text{H}^7\text{KO}^3 + \text{eau} \dots\dots\dots$	+ 0,2	
$\left\{ \begin{array}{l} \text{C}^3\text{H}^8\text{O}^3 \text{ solide} + \text{NaOH sol.} = \text{C}^3\text{H}^7\text{NaO}^3 \text{ sol.} + \text{H}^2\text{O sol.} \dots \\ \text{C}^3\text{H}^8\text{O}^3 \text{ solide} + 2\text{NaOH sol.} = \text{C}^3\text{H}^6\text{Na}^2\text{O}^3 \text{ sol.} + 2\text{H}^2\text{O sol.} \dots \\ \text{C}^3\text{H}^8\text{O}^3 \text{ solide} + 3\text{NaOH sol.} = \text{C}^3\text{H}^5\text{Na}^3\text{O}^3 + 3\text{H}^2\text{O sol.} \dots \end{array} \right.$	+ 8,1 + 6,2 + 4,4 env.	
$\text{C}^3\text{H}^8\text{O}^3 \text{ solide} + \text{KOH sol.} = \text{C}^3\text{H}^7\text{KO}^3 \text{ sol.} + \text{H}^2\text{O sol.} \dots\dots$	+ 11,9	
$\left\{ \begin{array}{l} \text{C}^4\text{H}^6\text{O}^3 \text{ sol.} + \text{Na} = \text{C}^3\text{H}^6\text{NaO}^3 \text{ sol.} + \text{H} \dots\dots\dots \\ \text{C}^3\text{H}^8\text{O}^3 \text{ sol.} + \text{K} = \text{C}^3\text{H}^6\text{KO}^3 \text{ sol.} + \text{H} \dots\dots\dots \end{array} \right.$	+ 40,3 + 46,1	
	Union des	
	Dissolution.	composants.
$\left\{ \begin{array}{l} \text{C}^3\text{H}^7\text{KO}^3 \cdot \text{CH}^4\text{O} + \text{eau} \dots\dots\dots \\ \text{C}^3\text{H}^7\text{KO}^3 \cdot \text{C}^2\text{H}^6\text{O} + \text{eau} \dots\dots\dots \\ \text{C}^3\text{H}^7\text{KO}^3 \cdot \text{C}^3\text{H}^8\text{O} + \text{eau} \dots\dots\dots \\ \text{C}^3\text{H}^7\text{KO}^3 \cdot \text{C}^5\text{H}^{12}\text{O} (\text{ferm.}) + \text{eau} \dots\dots\dots \end{array} \right.$	- 1,5 - 0,1 - 0,7 + 1,05	+ 3,65 + 2,7 + 3,8 + 1,8
$\left\{ \begin{array}{l} \text{C}^3\text{H}^7\text{NaO}^3 \cdot \text{CH}^4\text{O} + \text{eau} \dots\dots\dots \\ \text{C}^3\text{H}^7\text{NaO}^3 \cdot \text{C}^2\text{H}^6\text{O} + \text{eau} \dots\dots\dots \\ \text{C}^3\text{H}^7\text{NaO}^3 \cdot \text{C}^3\text{H}^8\text{O} + \text{eau} \dots\dots\dots \\ \text{C}^3\text{H}^7\text{NaO}^3 \cdot \text{C}^4\text{H}^{10}\text{O} (\text{iso}) + \text{eau} \dots\dots\dots \\ \text{C}^3\text{H}^7\text{NaO}^3 \cdot \text{C}^5\text{H}^{12}\text{O} (\text{ferm.}) + \text{eau} \dots\dots\dots \end{array} \right.$	- 2,0 - 1,1 - 0,6 + 0,4 + 1,0	+ 5,0 + 4,6 + 4,7 + 2,7 + 2,8
$\left\{ \begin{array}{l} \text{C}^3\text{H}^7\text{NaO}^3 \cdot \text{C}^2\text{H}^5\text{NaO} + \text{eau} \dots\dots\dots \\ \text{C}^3\text{H}^7\text{KO}^3 \cdot \text{CH}^3\text{KO} + \text{eau} \dots\dots\dots \end{array} \right.$	+ 13,5 + 10,7	+ 1,1 + 1,2

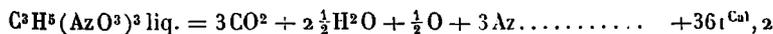
ACIDE GLYCÉRISULFURIQUE.



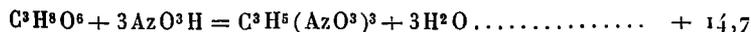
NITROGLYCÉRINE.



Combustion (ou détonation) :



Réaction mesurée :



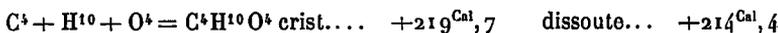
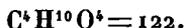
B., *A.* [5], IX, 326; 1876.

CHAPITRE IV.

ALCOOLS TÉTRATOMIQUES.

Première section.

ÉRYTHRITE.



Combustion : +502, 6.

B. et MAT., A. [6], XXI, 411; 1890.

Dissolution : -5^{Cal}, 3.

Dérivés alcalins.

	Cal
$\text{C}^4\text{H}^{10}\text{O}^4$ dissous + Na OH dissoute.....	+ 0,69
$\text{C}^4\text{H}^{10}\text{O}^4$ dissous + 2Na OH dissoute.....	+ 0,89
$\text{C}^4\text{H}^{10}\text{O}^4$ dissous + 3Na OH dissoute.....	+ 0,98
$\text{C}^4\text{H}^{10}\text{O}^4$ dissous + 4Na OH dissoute.....	+ 1,05
$\text{C}^4\text{H}^{10}\text{O}^4$ dissous + KOH dissoute.....	+ 0,71
$\text{C}^4\text{H}^{10}\text{O}^4$ dissous + 2K OH dissoute.....	+ 0,93
$\text{C}^4\text{H}^{10}\text{O}^4$ dissous + 3K OH dissoute.....	+ 1,09

COLSON, C. R., CIV, 113; 1887.

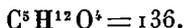
$\text{C}^4\text{H}^9\text{NaO}^4 + \text{eau} \dots \dots \dots$	+ 0,53
$\text{C}^4\text{H}^{10}\text{O}^4 + \text{NaOH} = \text{C}^4\text{H}^9\text{NaO}^4 + \text{H}^2\text{O} : \text{tous corps solides} \dots$	+ 6,25
Substitution Na à H (état solide, sauf H).....	+ 38,5
$\text{C}^4\text{H}^9\text{KO}^4 + \text{eau} \dots \dots \dots$	- 1,23
$\text{C}^4\text{H}^{10}\text{O}^4 + \text{KOH} = \text{C}^4\text{H}^9\text{KO}^4 + \text{H}^2\text{O} : \text{tous corps solides} \dots$	+ 10,7
Substitution K à H (état solide, sauf H).....	+ 44,9

	Dissolution.	Union des composants ; composé solide.
{	$C^4H^9NaO^4 \cdot CH^4O$ crist. + eau.....	-2,0 + 4,5
	$C^4H^9NaO^4 \cdot C^2H^6O$ crist. + eau.....	-1,94 + 5,0
	$C^4H^9NaO^4 \cdot 3C^2H^6O$ crist. + eau.....	-5,1 + 13,25
{	$C^4H^9NaO^4 \cdot \frac{1}{2}H^2O$ + eau.....	-1,1 + 0,9
	$C^4H^9NaO^4 \cdot 2H^2O$ + eau.....	-6,6 + 4,2
	$C^4H^9KO^4 \cdot \frac{1}{2}H^2O$ + eau.....	-4,35 + 2,4
{	$C^4H^8Na^2O^4$ + eau.....	+ 12,5
	$C^4H^8Na^2O^4 \cdot 4H^2O$ + eau.....	- 2,25
{	$C^4H^{10}O^4 + 2NaOH$ = $C^4H^8Na^2O^4 + 2H^2O$: tout solide.....	+ 5,7
	Substitution Na à H ² (état solide, sauf H ²).....	+ 70,0
	$C^4H^8Na^2O^4 \cdot 2NaOH$ + eau.....	+ 29,3
	$C^4H^8Na^2O^4 \cdot 9\frac{1}{2}H^2O$ + eau.....	+ 1,8
	Réaction de 2NaOH sol. sur $C^4H^8Na^2O$ sol.....	+ 2,9

FO., A. [6], XXVI, 230; 1892.

Deuxième section.

PENTÉRYTHRITE.



Combustion : +661, 4.

ST., J. pr. Ch., XLV, 327; 1891.

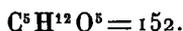


CHAPITRE V.

ALCOOLS PENTATOMIQUES.

Première section.

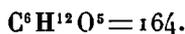
ARABITOL.



Combustion : +612,0 (St.).

Deuxième section.

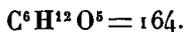
QUERCITE.



Combustion : +710,4.

B. et REC., A. [6], XIII, 341; 1888.

RHAMNOSE.



Combustion : +718,5.

ST., J. pr. Ch., XLV, 305; 1891.

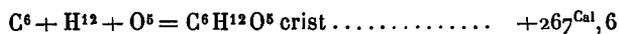
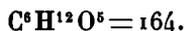
Hydrate : $\text{C}^6\text{H}^{12}\text{O}^5 \cdot \text{H}^2\text{O}$.

Combustion : +711^{Cal}, 8.

Remarque. — Il résulterait de ce dernier chiffre que la fixation d'une molécule d'eau H^2O sur la rhamnose dégagerait +6^{Cal},7. Mais cette valeur n'est pas sûre, étant subordonnée aux limites d'erreur des chaleurs de combustion, c'est-à-dire de nombres cent fois aussi

considérables. La même remarque s'applique à divers hydrates de glucoses cités plus loin. Les chaleurs d'hydratation doivent être mesurées de préférence en dissolvant dans l'eau, à la même température, le corps et son hydrate; pourvu toutefois que l'état moléculaire des deux dissolutions soit démontré identique (*voir* GLUCOSE, p. 477).

FUCOSE.



Combustion : +712, 2.

ST., *J. pr. Ch.*, XLV, 305; 1891.



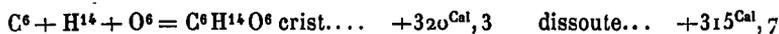
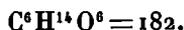
CHAPITRE VI.

ALCOOLS HEXATOMIQUES.

Première section.

Première sous-section. — ALCOOLS $C^6H^{14}O^6$.

MANNITE.

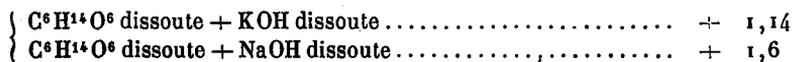


Combustion : +728,5.

B. et V., *A.* [6], X, 456; 1887.

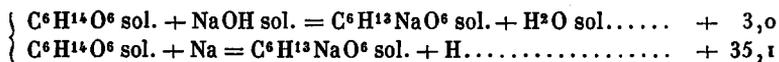


B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

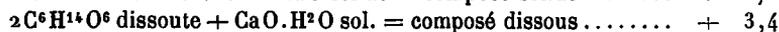
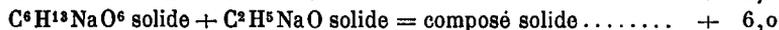
Mannitates :

B., *A.* [4], XXIX, 299; 1873.

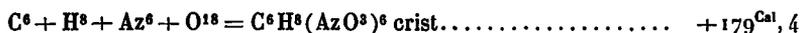
Le composé est détruit à peu près entièrement, par l'addition de son volume d'eau à la liqueur aqueuse précédente.



Fo., *C. R.*, CXIV, 226; 1892.

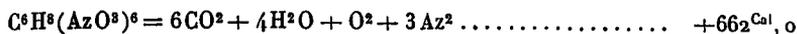


NITROMANNITE.

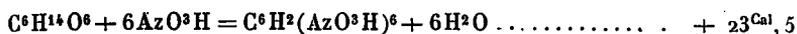


B., *A.* [5], IX, 327; 1876.

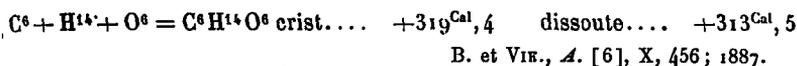
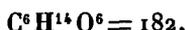
Combustion (ou détonation) calculée :



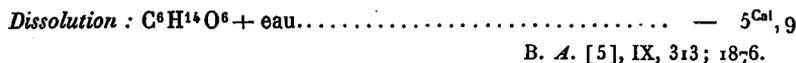
Réaction mesurée :



DULCITE.



Combustion : +729,4.

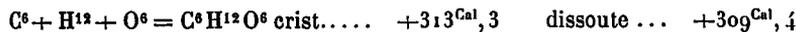


Deuxième sous-section. — ALCOOLS C⁶H¹²O⁶.

INOSITE.



Inosite inactive :



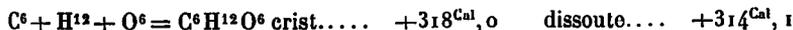
Combustion : +666^{Cal}, 5.

B. et REC., A. [6], XIII, 342; 1888.

Dissolution :



Inosite neutre par compensation :

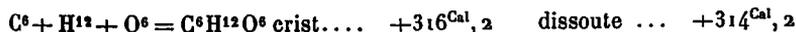


Cette formule devrait être doublée.

Combustion : +661, 8.

B. et MAT., A. [6], XXI, 415; 1890.

Inosites lévogyre et dextrogyre :



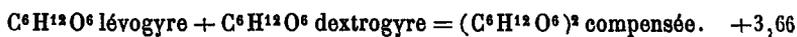
Combustion : +663, 6 (calculée).

B., A. [6], XXI, 417; 1890.

*Réactions mesurées :*I. *Combustion de l'inosite.*

	Cal
II. { Inosite lévogyre + eau, à 17°, 9.....	—2,03
{ Inosite dextrogyre + eau, à 17°, 9.....	—2,05
{ Mélange des deux dissolutions.....	0,0
{ Inosite neutre par compensation + eau, à 18°.....	—3,87
{ Ce qui fait pour 2C ⁶ H ¹² O ⁶	—7,74

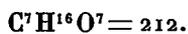
D'où résulte :



CHAPITRE VII.

ALCOOLS HEPTATOMIQUES.

GLUCOHEPTITE.



Combustion : +841, 2.

FOGH., *C. R.*, CXIV, 921; 1892.

DEUXIÈME DIVISION.

ALCOOLS.

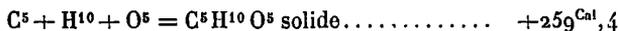
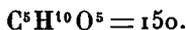
DEUXIÈME SOUS-DIVISION.

HYDRATES DE CARBONE (FONCTION MIXTE).

CHAPITRE I.

HYDRATES RENFERMANT CINQ ATOMES DE CARBONE.

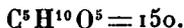
ARABINOSE.



Combustion : +557,7.

B. et MAT., A. [6], XXI, 412; 1890.

XYLOSE.



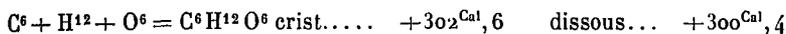
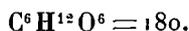
Combustion : +560,7.



CHAPITRE II.

HYDRATES RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

GLUCOSE (*dextrose*).



Combustion : +677, 2.

B. et REC., A. [6], XIII, 304; 1888.

Ces nombres peuvent varier un peu, suivant le procédé de déshydratation du glucose cristallisé; l'état du corps déshydraté n'étant pas le même, d'après M. Tanret, suivant la température à laquelle il a été déshydraté.

B., A. [7], VII, 51; 1896.

Variété α. — Pouvoir rotatoire : +106°.

Déshydraté à basse température.

Dissolution :

Ce glucose, $C^6 H^{12} O^6 + \text{eau}$	—	2, 15 ^{Cal}
<i>Hydrate</i> : $C^6 H^{12} O^6 \cdot H^2 O + \text{eau}$	—	4, 99
Union de $C^6 H^{12} O^6 \text{ sol.} + H^2 O \text{ liq.}$	+	2, 84
$C^6 H^{12} O^6 \text{ sol.} + H^2 O \text{ sol.}$	+	1, 54

Variété β. — Pouvoir rotatoire : +52°, 5.

Déshydraté à 100°.

Dissolution :

Ce glucose, $C^6 H^{12} O^6 + \text{eau}$	—	1 ^{Cal} , 08
---	---	-----------------------

Variété γ. — Pouvoir rotatoire : +21°, 5.

Déshydraté à 110°.

Dissolution :

Ce glucose, $C^6 H^{12} O^6 + \text{eau}$	—	1 ^{Cal} , 42
---	---	-----------------------

Chaleur mise en jeu dans la métamorphose des variétés précédentes de glucose C⁶H¹²O⁶.

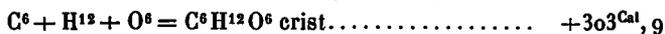
α changé en β.....	—	Cal 1,55
γ » β.....	—	0,67
γ » α.....	—	0,88

Neutralisation :

Dissolution de l'hydrate C⁶H¹²O⁶.H²O faite à l'avance et mélangée

+ ½ KOH diss.....	+2,1	+ ½ NaOH diss...	+ 2,1
+ ½ KOH diss.....	+1,5	+ ½ NaOH diss...	+ 1,3
+ 1 KOH diss.....	+0,6	+ 1 NaOH diss...	+ 0,5
Total.. 2 KOH diss.....	+4,2	2 NaOH diss...	+ 3,9

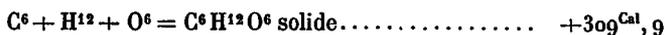
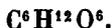
LÉVULOSE (*fructose*).



Combustion : +675^{Cal},9.

ST., *J. pr. Ch.*, XLV, 311; 1891.

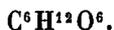
GALACTOSE.



Combustion : +669,9.

ST., *J. pr. Ch.*, XLV, 311; 1891.

SORBINE.

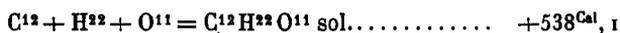


Combustion : +668,6.

ST., *J. pr. Ch.*, XLV, 312; 891.



MALTOSE = 342.



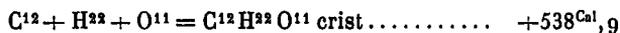
Combustion : +1350,7.

ST., *J. pr. Ch.*, XLV, 316; 1891.

Hydrate : $C^{12}H^{22}O^{11} \cdot H^2O$.

Combustion : +1339,8 (St.).

TRÉHALOSE = 342.



Combustion : +1349,9.

ST., *J. pr. Ch.*, XLV, 317; 1891.

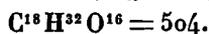
Hydrate : $C^{12}H^{22}O^{11} \cdot 2H^2O$.

Combustion : +1345,3.



CHAPITRE IV.

TRIGLUCOSES.

MÉLITOSE (*raffinose*).

$C^{18} + H^{32} + O^{16} = C^{18}H^{32}O^{16}$ crist... +775^{Cal},3 dissous... +766^{Cal},9

Combustion : +2026,1.

B. et MAT., A. [6], XXI, 413; 1890.

Dissolution : +8^{Cal},4.

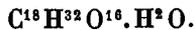
Hydrate : $C^{18}H^{32}O^{16}, 5H^2O$.

Combustion : +2019,1.

ST., J. pr. Ch., XLV, 320 1891.

Dissolution : -9^{Cal},7.

MÉLÉZITOSE.



$C^{18} + H^{32} + O^{16} + H^2O$ liq. = $C^{18}H^{32}O^{16}.H^2O$ +827^{Cal},4

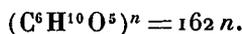
Combustion : +2043,0.

ST., J. pr. Ch., XLV, 325; 1891.

CHAPITRE V.

POLYGLUCOSIDES D'UN ORDRE ÉLEVÉ.

DEXTRINE.



$$n(C^6 + H^{10} + O^5) = (C^6H^{10}O^5)^n \text{ solide... } + 243^{Cal}, 6 \times n$$

Combustion : $+667,2 \times n$.

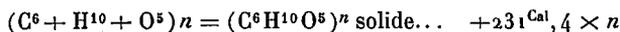
B. et V., *A.* [6], X, 461; 1887.

Dissolution, pour 162^{gr} : $-0^{Cal}, 27$.

Elle est précédée par le gonflement de la matière, lequel dégage environ $+1,25$.

WIED. et LUD., *Ann. de Wie.*, XXV, 145.

INULINE.



Combustion : $+678,3 \times n$.

B. et V., *A.* [6], X, 460; 1887.

La *gomme arabique* dégage à peu près la même quantité de chaleur, pour la même dose de carbone.

Dissolution de l'inuline, pour 162^{gr} : $-0^{Cal}, 10$.

Elle est précédée par le gonflement de la matière, lequel dégage $+1^{Cal}, 6$.

WIED. et LUD., *Ann. de Wie.*, XXV, 145.

Il se dégage, pour 162^{gr} de matière dissoute, traitée ensuite par

$$nNaOH \text{ dissoute, environ... } + 0^{Cal}, 8 \times n$$

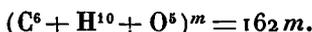
$$2nNaOH \text{ dissoute... } + 1^{Cal}, 0 \times n$$

B. *A.* [4], XXIX, 303; 1873.

La *gomme adragante*, prise sous le même poids, dégage, en se gonflant au contact de l'eau : $+1^{Cal}, 7 \times n$.

WIED. et LUD., *Ann. de Wie.*, XXV, 145.

AMIDON.



$$m(C^6 + H^{10} + O^5) = (C^6 H^{10} O^5)^m \text{ solide} \dots\dots\dots + 225^{Cal}, 9 \times m$$

$$\text{Combustion : } + 684^{Cal}, 9 \times m.$$

B. et V., *A.* [6], X, 459; 1877.

L'amidon, en se gonflant au contact de l'eau à froid, dégage, pour 162 m^{gr} : + 1^{Cal}, 1 × m (W. et Lud.).

AMIDON AZOTIQUE (*xyloïdine*).



$$m(C^6 + H^8 + Az + O^7) = [C^6 H^8 O^4 (Az O^3 H)]^m \dots\dots\dots + 210^{Cal}, 9 \times m$$

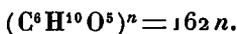
$$\text{Combustion : } + 665, 0 \times m.$$

Réaction mesurée :



B., *A.* [5], IX, 328; 1876.

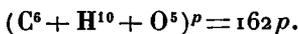
GLYCOGÈNE.



$$n(C^6 + H^{10} + O^5) = (C^6 H^{10} O^5)^n \dots\dots\dots + 231^{Cal}, 9 \times n$$

$$\text{Combustion : } + 678, 9 \times n \text{ (St., 1894).}$$

CELLULOSE (*coton*).

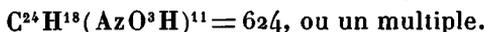


$$p(C^6 + H^{10} + O^5) = (C^6 H^{10} O^5)^p \dots\dots\dots + 230^{Cal}, 4 \times p$$

$$\text{Combustion : } + 680, 4.$$

B. et V., *A.* [6], VI, 552; 1885.

CELLULOSE AZOTIQUE (*poudre coton; xyloïdine*).

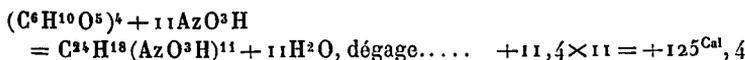


$$C^{24} + H^{29} + Az^{11} + O^{33} = C^{24} H^{18} (Az O^3 H)^{11} \text{ sol.} \dots\dots\dots + 745^{Cal}, 6$$

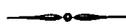
B., *A.* [5], IX, 327; 1876

$$\text{Combustion : } + 2518^{Cal}, 1.$$

Réaction mesurée :



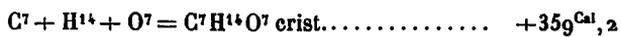
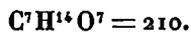
B. *A.* [5], IX, 327; 1876.



CHAPITRE VI.

HYDRATES RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

GLUCOHEPTOSE.



Combustion : +783,9.

FOGH., *C. R.*, CXIV, 921; 1892.

ALCOOLS.

TROISIÈME SOUS-DIVISION.

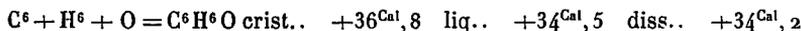
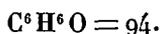
PHÉNOLS.

CHAPITRE I.

PHÉNOLS RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

Première section. — PHÉNOLS MONOATOMIQUES.

PHÉNOL.



Combustion : +736,0.

B. et V., *A.* [6], X, 452, 1887; B. et Loug., *A.* [6], XIII, 328; 1888.

Chaleur de fusion : $2^{\text{Cal}},34$.

PET., *J. pr. Ch.*, XXIV; 1881.

Dissolution : $-2^{\text{Cal}},6$.

Fo., *A.* [6], XXX, 62; 1893.

PHÉNATES.

Neutralisation :

$\text{C}^6\text{H}^6\text{O}$ dissous + KOH dissoute	+ 8,2
» + NaOH dissoute	+ 8,0

Ces nombres sont sensiblement les mêmes, en présence d'un excès de base, ou de phénol.

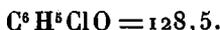
B., *A.* [4], XXIX, 305; 1873.

Dissolution :

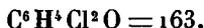
$\left\{ \begin{array}{l} \text{C}^6\text{H}^5\text{NaO sol.} + \text{eau} \dots\dots\dots \\ \text{C}^6\text{H}^5\text{KO sol.} + \text{eau} \dots\dots\dots \end{array} \right.$		Cal
		+ 9,35
		+ 7,13
	Fo., <i>A.</i> [6], XXX, 62; 1893.	
$\left\{ \begin{array}{l} \text{C}^6\text{H}^6\text{O solide} + \text{NaOH solide} = \text{C}^6\text{H}^5\text{NaO sol.} + \text{H}^2\text{O solide} \dots \\ \text{C}^6\text{H}^6\text{O solide} + \text{KOH solide} = \text{C}^6\text{H}^5\text{KO sol.} + \text{H}^2\text{O solide} \dots \end{array} \right.$		+ 7,3
		+ 12,4
$\left\{ \begin{array}{l} \text{C}^6\text{H}^6\text{O solide} + \text{K} = \text{C}^6\text{H}^5\text{KO solide} + \text{H} \dots\dots\dots \\ \text{C}^6\text{H}^6\text{O solide} + \text{Na} = \text{C}^6\text{H}^5\text{NaO solide} + \text{H} \dots\dots\dots \end{array} \right.$		+ 46
		+ 39,7
$\text{C}^6\text{H}^6\text{O diss.} + \text{AzH}^3 \text{ dissoute} \dots\dots\dots$		+ 2,0
» + 2AzH ³ diss.		+ 2,7
	B., <i>A.</i> [4], XXIX, 310; 1873.	

Le sel ammoniacal dissous est à l'état de dissociation.

PHÉNOLS CHLORÉS.



$\left\{ \begin{array}{l} \text{C}^6\text{H}^5\text{ClO (ortho) diss.} + \text{NaOH dissoute} \dots\dots\dots \\ \text{C}^6\text{H}^4\text{NaClO sol.} + \text{eau} \dots\dots\dots \end{array} \right.$		+ 9,3
		— 3,3
$\text{C}^6\text{H}^5\text{ClO (para) diss.} + \text{NaOH dissoute} \dots\dots\dots$		+ 8,9
$\left\{ \begin{array}{l} \text{C}^6\text{H}^5\text{ClO (méta) sol.} + \text{eau} \dots\dots\dots \\ \text{C}^6\text{H}^5\text{ClO (méta) dis.} + \text{NaOH dissoute} \dots\dots\dots \end{array} \right.$		— 0,65
		+ 7,8
	Loug., <i>A.</i> [5], XVII, 266; 1879.	



$\text{C}^6\text{H}^4\text{Cl}^2\text{O (méta)} + \text{eau} \dots\dots\dots$		— 4,3
$\text{C}^6\text{H}^4\text{Cl}^2\text{O (méta) diss.} + \text{NaOH dissoute} \dots\dots\dots$		+ 9,1
		Loug.

Ce sel est peu stable.

PHÉNOLS BROMÉS.



$\text{C}^6 + \text{H}^5 + \text{Br liq.} + \text{O} = \text{C}^6\text{H}^5\text{BrO sol.} \dots$	+ 36 ^{Cal} , 7	$\text{liquide} \dots$	+ 33 ^{Cal} , 7
$\text{C}^6 + \text{H}^5 + \text{Br gaz} + \text{O} = \text{C}^6\text{H}^5\text{BrO sol.} \dots$	+ 40 ^{Cal} , 4	$\text{liquide} \dots$	+ 37 ^{Cal} , 4

Réactions mesurées :

A. I. $\text{C}^6\text{H}^4\text{BrNaO dissous} + 2\text{Br}^2 \text{ dissous}$	
$= \text{C}^6\text{H}^3\text{Br}^3\text{O crist.} + \text{NaBr dissous} + \text{HBr dissous} \dots\dots$	+ 51,1

d'où résulte :

C^6H^5BrO crist. + 2 Br^2 dissous	
= $C^6H^3Br^3O$ crist. + 2 HBr dissous.....	+41 ^{Cal} , 8
B. I. Action directe C^6H^5BrO crist. + 2 Br^2 diss.....	+42,2 et 42,4
Moyenne.....	+42,1 »

II. Formation $C^6H^5Br^3O$ par les éléments.

III. Formation HBr .

B. et WR., A. [6], III, 563, 564; 1884.

Neutralisation :

{	C^6H^5BrO liquide + $NaOH$ dissoute.....	+ 7,4
	C^6H^5BrO solide + $NaHO$ dissoute.....	+ 4,4
	C^6H^5BrO dissous + $NaOH$ dissoute.....	+ 8,1

Chaleur de fusion : 3^{Cal}, 0.

Dissolution : -3^{Cal}, 7.

WR., A. [6], III, 569; 1884.

$C^6H^4Br^2O = 252.$

$C^6 + H^4 + Br^2$ liq. + $O = C^6H^4Br^2O$ sol..	+33 ^{Cal} , 4	liquide...	+29 ^{Cal} , 9
$C^6 + H^4 + Br^2$ gaz + $O = C^6H^4Br^2O$ sol..	+40 ^{Cal} , 8	liquide...	+37 ^{Cal} , 3

Réaction mesurée :

$C^6H^3Br^2NaO$ dissous + Br^2 dissous	
= $C^6H^3Br^3O$ crist. + $NaBr$ dissous.....	+30,9
	B. et WR.

Neutralisation :

{	$C^6H^3Br^2O$ solide + $NaOH$ dissoute = $C^6H^3NaBr^2O$ diss. + H^2O .	+ 4,9
	$C^6H^3Br^2O$ liquide + $NaOH$ diss. = $C^6H^3NaBr^2O$ diss. + H^2O ..	+ 8,45

Chaleur de fusion : 3^{Cal}, 5.

WR.

$C^6H^3Br^3O = 331.$

$C^6 + H^3 + Br^3$ liquide + $O = C^6H^3Br^3O$ crist.....	+31,5
$C^6 + H^3 + Br^3$ gaz + $O = C^6H^3Br^3O$ crist.....	+42,6

Réactions mesurées :

I. C^6H^6O diss. + 3 Br^2 diss. = $C^6H^3Br^3O$ crist + 3 HBr diss.....	+68,45
	B. et WR., A. [6], III, 557; 1884.

II. Formation de C^6H^6O par les éléments.

III. Formation de HBr dissous.

<i>Neutralisation :</i> $C^6H^3Br^3O$ crist. + $NaOH$ dissoute.....	+ 5,4
	WR., A. [6], III, 560; 1884.

Substitutions bromées du phénol.

C^6H^6O crist. + Br^2 gaz	
= C^6H^5BrO crist. + HBr gaz.....	+12 ^{Cal} , 3
C^6H^6O crist. + 2 Br^2 gaz	
= $C^6H^4Br^2O$ crist. + 2 HBr	+21,4 ou +10,7 × 2
C^6H^6O crist. + 3 Br^2 gaz	
= $C^6H^3Br^3O$ crist. + 3 HBr gaz.....	+31,9 ou +10,6 × 3

ACIDES PHÉNOLSULFURIQUES.



	Para.
<i>Neutralisation</i> : $C^6H^6SO^4$ diss. + $NaOH$ dissoute.....	+13,4
2° $NaOH$ diss.....	+ 9,0
Total : 2 $NaOH$ diss.....	+22,4

LECANU, *C. R.*, CIII, 387; 1886.

	Ortho.
$C^6H^6SO^4$ diss. + KOH dissoute.....	+13,1
2° KOH diss.....	+ 7,5
Total : 2 KOH diss.....	+20,6

$C^6H^5SO^4$ diss. + $\frac{1}{2}BaO$ dissoute.....	+13,5
---	-------

LECANU, *C. R.*, CIX, 306; 1889.

<i>Dissolution</i> : $C^6H^5KSO^4 \cdot 2H^2O$ + eau.....	- 9,7
$(C^6H^5SO^4)_2Ba \cdot H^2O$ + eau.....	-13,5

LECANU.

ACIDE MONOBROMÉ.

*Neutralisation* :

	Para.	Ortho.
$C^6H^5BrSO^4$ diss. + $NaOH$ dissoute.....	+13,5	+13,9
2° $NaOH$ diss.....	+10,7	+10,6
Total : 2 $NaOH$ diss.....	+24,2	+24,5

ACIDE BIBROMÉ.



<i>Neutralisation</i> : $C^6H^4Br^2SO^4$ diss. + $NaOH$ dissoute.....	+13,1
2° $NaOH$ dissoute.....	+12,6
Total : 2 $NaOH$ diss.....	+25,7

LECANU.

ACIDE PHÉNOLDISULFURIQUE.

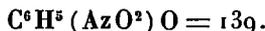


<i>Neutralisation</i> : $C^6H^6S^2O^7$ diss. + NaOH dissoute	+ 13,3	}	^{Cal} +26,7
» 2 ^e NaOH dissoute	+ 13,4		
» 3 ^e NaOH dissoute	+ 9,3		
Total : 3 NaOH diss	+ 36,0		

LEGANDU, *C. R.*, CIX, 442; 1889.

$C^6H^6S^2O^7$ dissous + BaO dissoute	+ 27,3
$C^6H^6BaS^2O^7 \cdot 4H^2O$ + eau	- 7,9

PHÉNOL MONONITRÉ.



Trois isomères cristallisés.

	Ortho.	Para.	Méta.
$C^6 + H^5 + Az + O^3 = C^6H^5AzO^3$ crist.	+ 50,1	+ 49,2	»
MATIGNON et DELIGNY, <i>C. R.</i> , CXXI, 423; 1895.			
<i>Combustion</i>	+ 688,2	+ 689,1	»
<i>Dissolution</i>	- 6,3	- 4,5	- 5,2
<i>Neutralisation</i> :			
$C^6H^5AzO^3$ diss. + NaOH dissoute	+ 9,3	+ 8,7	+ 8,4
<i>Dissolution</i> : $C^6H^5NaAzO^3$ + eau	- 1,8	+ 2,7	+ 3,1

Température de fusion (ortho) : 42°, 8.

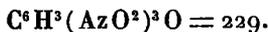
Chaleur de fusion (ortho) : 3^{Cal}, 7.

BRUNER.

Chaleur de formation du sel de soude :

$C^6H^5AzO^3$ sol. + NaOH sol.			
= $C^6H^5NaAzO^3$ sol. + H^2O sol.	+ 16,0	+ 12,7	+ 11,3
LOUG., <i>A.</i> [5], XVII, 263; 1879. — ALEXEYEFF et WR., <i>Bull. Soc. Ch.</i> [3], II, 717; 1889.			
<i>Dissolution</i> : $C^6H^5Na(AzO^2)O \cdot 2H^2O$ (para) + eau			- 7, 2
$C^6H^5Na(AzO^2)O \cdot 2H^2O$ (méta) + eau			- 4, 7

PHÉNOL TRINITRÉ (ACIDE PICRIQUE).



$C^6 + H^3 + Az^3 + O^7 = C^6H^3Az^3O^7$ crist.	+ 46 ^{Cal} , 8	dissous.	+ 39 ^{Cal} , 7
C^6H^6O solide + 3 AzO^2H liquide			
= $C^6H^3(AzO^2)^3O$ sol. + 3 H^2O liquide	+ 92,2	ou	+ 30,7 × 3

Combustion : +622,5.

Réactions mesurées :

I. Combustion de $C^6H^3(AzO^2)^3O \cdot AzH^3$ +690^{Cal},9

SARRAU et VIEILLE, *C. R.*, XCIII, 270; 1881.

II, III. Neutralisation de $C^6H^3(AzO^2)^2O$ diss. par AzH^3 diss.

IV, V. Dissolution de l'acide picrique et de son sel ammoniacal.

VI. Formation de AzH^3 .

Dissolution : -7^{Cal}, 1.

B. *A.* [4], XXIX, 330; 1873.

Picrates.

B. *A.* [4], XXIX, 312; 1873. — TSCHELTZOW, *A.* [6], VIII, 233; 1886.

PICRATE K.

$C^6 + H^2 + K + Az^3 + O^7$
 = $C^6H^2K(AzO^2)^3O$ sol. +110^{Cal}, 1 dissous +100, 1^{Cal}

Neutralisation : $C^6H^3(AzO^2)^3O$ dissous + KOH dissoute + 13,7

Dissolution : $C^6H^2K(AzO^2)^3O + eau$ - 10,0

Formation du sel solide :

$C^6H^3(AzO^2)^3O$ solide + KOH solide
 = $C^6H^2K(AzO^2)^3O + H^2O$ solide + 29,0

PICRATE Na.

$C^6 + H^2 + Na + Az^3 + O^7$
 = $C^6H^2Na(AzO^2)^3O$ +103^{Cal}, 4 dissous + 97,0^{Cal}

Neutralisation : $C^6H^3(AzO^2)^3O$ dissous + NaOH dissoute + 13,8

Dissolution : $C^6H^2Na(AzO^2)^3O + eau$ - 6,44

Formation du sel solide :

$C^6H^3(AzO^2)^3O$ solide + NaOH solide
 = $C^6H^2Na(AzO^2)^3O + H^2O$ solide + 24,2

PICRATE Am.

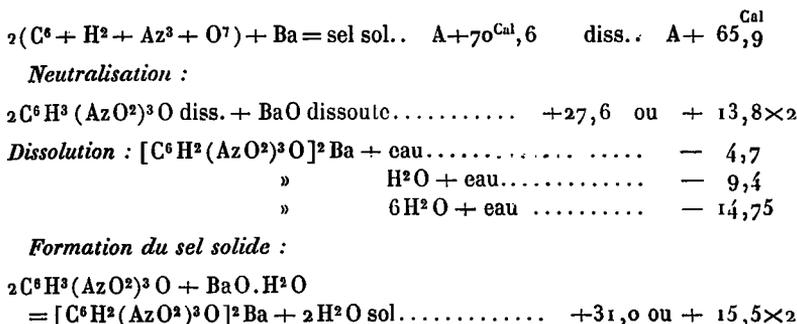
$C^6 + H^6 + Az^3 + O^7$
 = $C^6H^3(AzO^2)^3O \cdot AzH^3$ +81^{Cal}, 9 dissous + 73,2^{Cal}

Neutralisation : $C^6H^3(AzO^2)^3O$ dissous + AzH^3 dissoute + 12,7

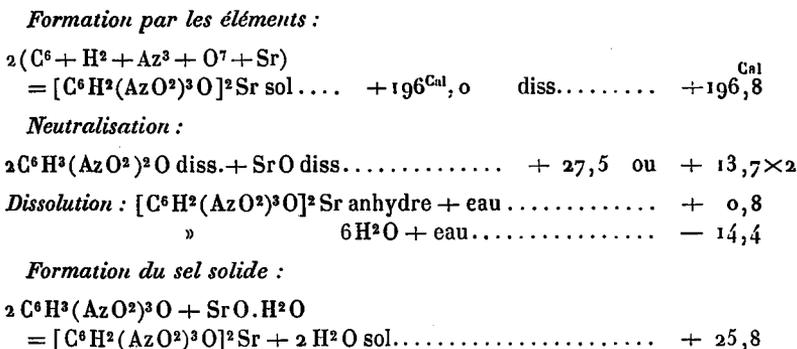
Dissolution : $C^6H^3(AzO^2)^3O \cdot AzH^3 + eau$ - 8,7

$C^6H^3(AzO^2)^3O$ solide + AzH^3 gaz + 22,9

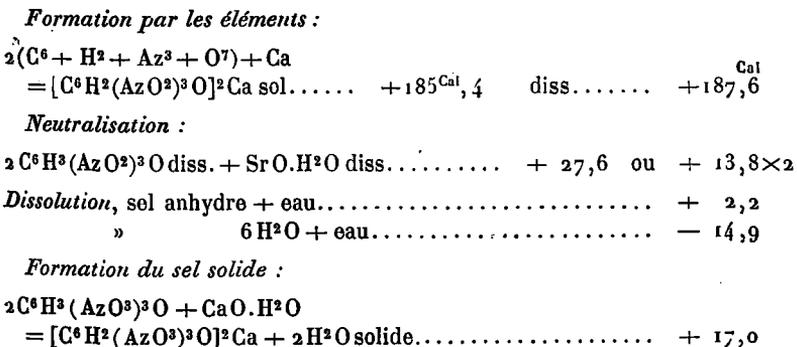
PICRATE Ba.



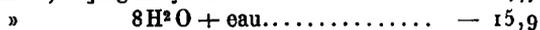
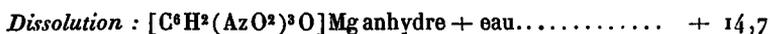
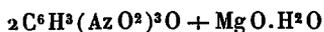
PICRATE Sr.



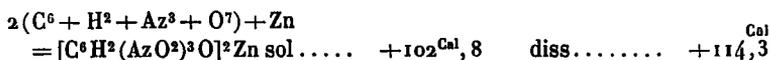
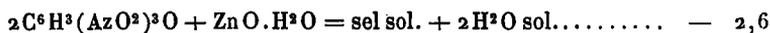
PICRATE Ca.



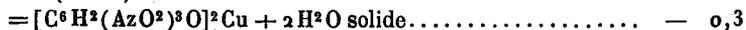
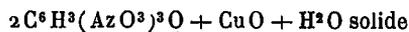
PICRATE Mg.

*Neutralisation :**Formation du sel solide :*

PICRATE DE ZINC.

*Neutralisation :**Formation du sel solide :*

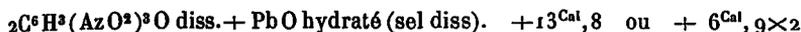
PICRATE DE CUIVRE.

*Neutralisation :**Formation du sel solide :*

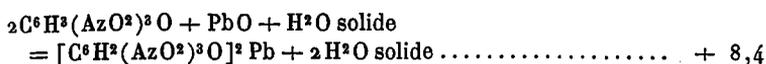
PICRATE DE PLOMB.



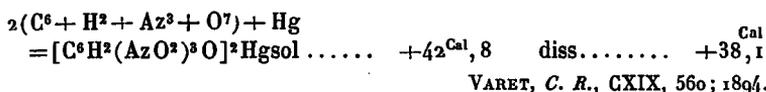
Neutralisation :



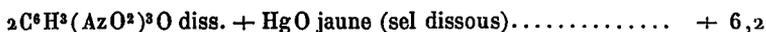
Formation du sel solide :



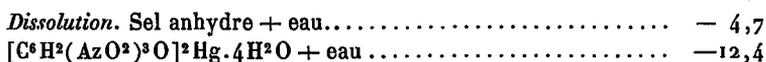
PICRATE DE MERCURE.



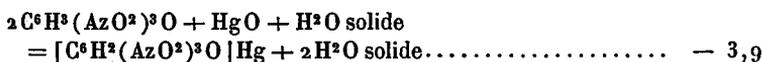
Neutralisation :



Ce nombre est calculé, d'après les réactions de HCl étendu et de HCy étendu sur le sel dissous (méthode des doubles décompositions réciproques).

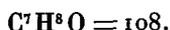


Formation du sel solide :



Les cyanures métalliques, de K Cy à Zn Cy², sont décomposés par $C^6H^3(AzO^2)^3O$ dissous. Avec Hg Cy² et Ag Cy, la réaction est inverse. Sur l'influence de ces faits sur la formation des isopurpurates, voir le Mémoire cité, p. 562.

ÉTHER PHÉNYL-MÉTHYLIQUE (*anisol*).

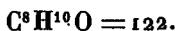


Combustion : +905,5.

ST., Z. ph. Ch., X, 414.



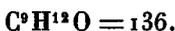
ÉTHÉR PHÉNYLÉTHYLIQUE (*phénétol*).



Combustion : +1057, 2.

ST., Z. ph. Ch., X., 414.

ÉTHÉR PHÉNYLPROPYLIQUE.

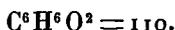


Combustion : +1213, 4.

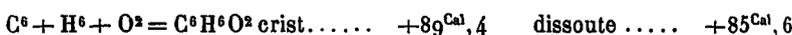
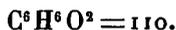
ST., Z. ph. Ch., X., 414.

Deuxième section. — PHÉNOLS DIATOMIQUES.

PHÉNOLS.



RÉSORCINE.



Combustion : +683, 4.

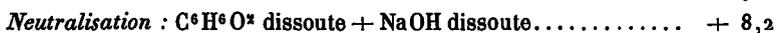
ST., J. pr. Ch., XLV, 334; 1891.

Dissolution dans l'eau, à 10° : -3^{Cal}, 8.

Fo., A. [6], XXX, 69; 1893.

Dissolution dans l'alcool : +2^{Cal}, 69.

SPEYERS, J. Am. Ch. Soc., XVIII, février 1896.



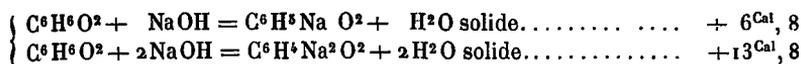
CALDERON, C. R., LXXXV, 149; 1877.

B. et WR., A. [6], VII, 105; 1886.

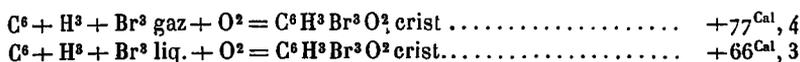
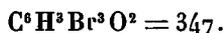
Fo., A. [6], XXX, 65; 1893.



Formation des sels solides :



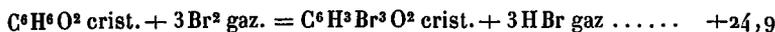
RÉSORCINE BROMÉE.



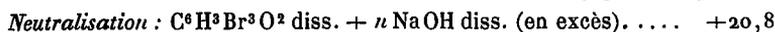
Réaction mesurée :



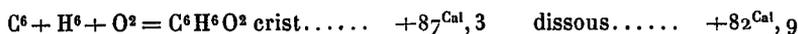
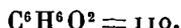
D'où l'on déduit



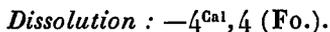
B. et WR., A. [6], VII, 119; 1886.



HYDROQUINON OU QUINOL.



B. et Loug., A. [6], XIII, 335; 1888.

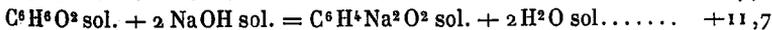
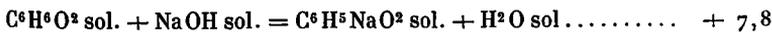


B. et WR., A. [6], VII, 110; 1886.

Dissolution des sels :



Formation des sels solides :



On a opéré la neutralisation de l'hydroquinon, ainsi que la pré-

paration et la dissolution de ses sels, dans une atmosphère d'azote, afin d'éviter leur oxydation par l'air. On a opéré de même pour les sels des phénols suivants.

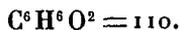
Action du brome :

$C^6H^6O^2$ diss. + Br^2 diss.....	Cal	+12,2
» 2 Br^2 diss.....		+13,6
» 3 Br^2 diss.....		+14,2

B. et WR., *A.* [6], VII, 123; 1886.

Il ne se forme pas de produit tribromé dans ces conditions, mais du quinon et ses dérivés.

PYROCATÉCHINE OU CATÉCHOL.



$C^6H^6 + O^2 = C^6H^6O^2$ crist.....	+87 ^{Cal} ,6	dissous.....	+84 ^{Cal} ,1
---------------------------------------	-----------------------	--------------	-----------------------

Combustion : +685,2.

Dissolution : -3^{Cal},5 (Fo.).

<i>Neutralisation :</i> $C^6H^6O^2$ diss. + NaOH diss.....		Cal	+ 6,3
» + 2° NaOH diss.....			+ 1,4
			<hr/>
Total : 2 NaOH diss.....			+ 7,7
» + 3° NaOH diss.....			+ 0,6

B. et WR., *A.* [6], VII, 123; 1886.

Dissolution des sels :

$C^6H^5NaO^2$ + eau.....	+ 6,0
$C^6H^4Na^2O^2$ + eau.....	+12,1

Formation des sels solides :

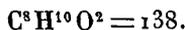
{ $C^6H^6O^2$ sol. + NaOH sol. = $C^6H^5NaO^2$ sol. + H^2O sol.....	+ 7,9
{ $C^6H^6O^2$ sol. + 2 NaOH sol. = $C^6H^4Na^2O^2$ sol. + 2 H^2O sol.....	+12,3

Action du brome :

$C^6H^6O^2$ diss. + Br^2 diss.....	+14,8
» + 2 Br^2 diss.....	+31,7
» + 3 Br^2 diss.....	+43,6

B. et WR., *A.* [6], VII, 122; 1886.

ÉTHÉR DIMÉTHYLRSORCINIQUE.

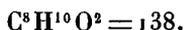


$C^8H^{10} + O^2 = C^8H^{10}O^2$ liq.....	+76 ^{Cal} ,4
---	-----------------------

Combustion : +1023,0.

ST.

ÉTHÉR DIMÉTHYLHYDROQUINONIQUE.

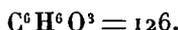


Combustion : + 1015, 1.

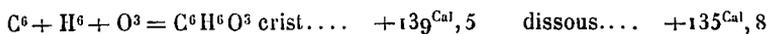
St.

Troisième section. — PHÉNOLS TRIATOMIQUES.

PHÉNOLS.



PYROGALLOL.



Combustion : + 633, 3.

B. et Loug., *A.* [6], XIII, 337; 1888.

Dissolution : $-3^{\text{Cal}}, 7$.

B. et Wr., *A.* [6], VII, 115; 1886.

Neutralisation (dans une atmosphère d'azote) :

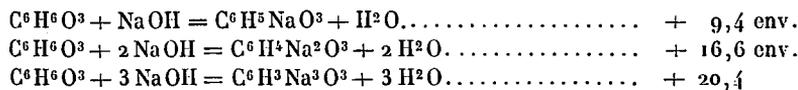
C ⁶ H ⁶ O ³ diss. + NaOH dissoute.....	+ 6,4 ^{Cal}
» + 2° NaOH dissoute.....	+ 6,4
Total : 2 NaOH diss.....	+ 12,8
» + 3° NaOH dissoute.....	+ 1,0

Dissolution des sels :



Fo., *A.* [6], XXX, 83; 1893.

Formation, tous corps solides :



Alcoolates :

C ⁶ H ⁵ Na O ³ . $\frac{1}{3}$ C ² H ⁶ O + eau.....	+ 3,0
C ⁶ H ⁴ Na ² O ³ . $\frac{1}{2}$ C ² H ⁶ O + eau.....	+ 11,2
{ C ⁶ H ³ Na ³ O ³ . C ² H ⁶ O + eau.....	+ 21,0
{ C ⁶ H ³ Na ³ O ³ sol. + C ² H ⁶ O liq. = C ⁶ H ³ Na ³ O ³ . C ² H ⁶ O.....	+ 4,3
B. — II.	32

Action du brome :

	Cal
C ⁶ H ⁶ O ³ diss. + Br ² dissous.....	+22,4
» + 2 Br ² dissous.....	+43,8
» + 3 Br ² dissous.....	+61,2

B. et WR., *A.* [6], VII, 127; 1886.

PHLOROGLUCINE.

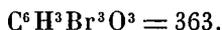


<i>Neutralisation</i> : C ⁶ H ⁶ O ³ diss. + NaOH dissoute.....	+ 8,35
» + 2 ^o NaOH diss.....	+ 8,35
Total : 2 NaOH diss.....	+16,8
» + 3 ^o NaOH diss.....	+ 1,5

B. et WR., *A.* [6], VII, 115; 1886.

<i>Dissolution</i> : C ⁶ H ⁶ O ³ + eau.....	— 1,65
<i>Hydrate</i> : C ⁶ H ⁶ O ³ .H ² O + eau.....	— 6,7

DÉRIVÉ BROMÉ.



Réaction mesurée :

C ⁶ H ⁶ O ³ diss. + 3 Br ² diss. = C ⁶ H ³ Br ³ O ³ crist. + 3 HBr diss.....	+61,8
--	-------

B. et WR., *A.* [6], VII, 125; 1886.

d'où

C ⁶ H ⁶ O ³ crist. + 3 Br ² gaz. = C ⁶ H ³ Br ³ O ³ + 3 HBr gaz.....	+23,5
--	-------

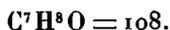


CHAPITRE II.

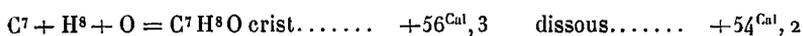
PHÉNOLS RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

Première section. — PHÉNOLS MONOATOMIQUES.

PHÉNOLS.



CRÉSOL ORTHO.



Combustion : +879, 8.

ST., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 313; 1886.

Dissolution : -2, 1.



en outre : + $\frac{1}{2}$ NaOH dissoute..... + 0, 4

B., *A.* [6], VII, 200; 1886.

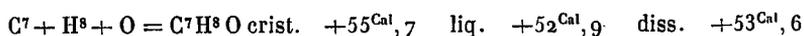
CRÉSOL MÉTA.



Combustion : +881, 0.

ST., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 313; 1886.

CRÉSOL PARA.



Combustion : +880, 4.

ST., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 313; 1886.

Température de fusion : +34°.

Chaleur de fusion : $2^{\text{Cal}}, 8\frac{1}{4}$ (Bruner).

Dissolution : - $2^{\text{Cal}}, 1$ (B.).



en outre : + $\frac{1}{2}$ NaOH diss..... + 0, 4

B., *A.* [6], VII, 200; 1886.

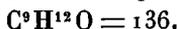
Éther crésylméthylique (méta).



Combustion : +1057,3.

St.

Éther crésyléthylrique (para).

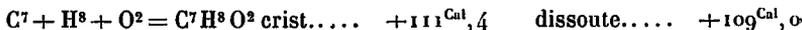
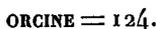
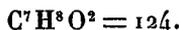


Combustion : +1213,1.

St.

Deuxième section. — PHÉNOLS DIATOMIQUES.

PHÉNOLS.



Combustion : +824,7.

St., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 315; 1886.



Les deux dissolutions possèdent un état identique.



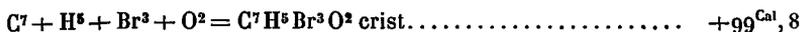
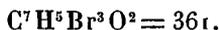
B. et WR., *A.* [6], VII, 106; 1886.

ORCINATES.

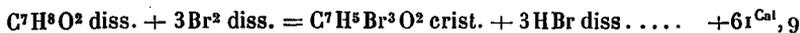


FO., *A.* [7], V, 282; 1895.

DÉRIVÉ BROMÉ.

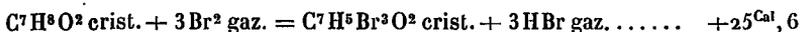


Réaction mesurée :



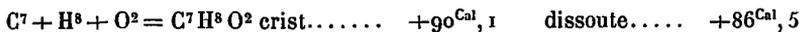
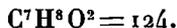
B. et WR., *A.* [6], VII, 120; 1886.

D'où résulte :



Troisième section.

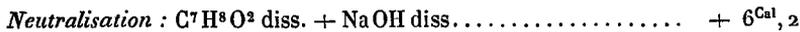
SALIGÉNINE (*phénol-alcool*).



Combustion : +846, 0.

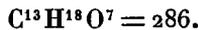
B. et RIVALS, *A.* [7], VII, 30; 1896.

Dissolution : -3^{Cal}, 2.



B., *A.* [6], VII, 171; 1886.

SALIGINE (*glucoside saligénique*).



Dissolution, à 18° : -2^{Cal}, 93.



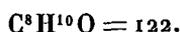
B., *A.* [6], VII, 191; 1886.



CHAPITRE III.

PHÉNOLS RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

PHÉNOLS.



XYLÉNOL ORTHO (1,2 XYLÉNOL [4]).



Combustion : +1035,4.

ST., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 316; 1886.

XYLÉNOL MÉTA (1,3 XYLÉNOL [4]).



Combustion : +1037,5.

ST.

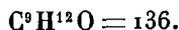
XYLÉNOL PARA (1,4 XYLÉNOL [2]).



Combustion : +1035,6.

ST.

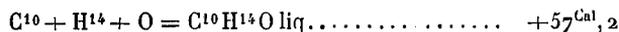
ÉTHER XYLÉNYLMÉTHYLIQUE (MÉTA).



Combustion : +1213,7.

ST., *J. pr. Ch.*, XXXV, 25; 1886.

ÉTHER XYLÉNYLÉTHYLIQUE (PARA).



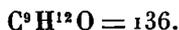
Combustion : +1368,8.

ST.

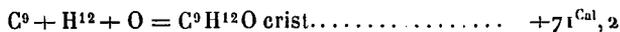
CHAPITRE IV.

PHÉNOLS RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

PHÉNOLS.



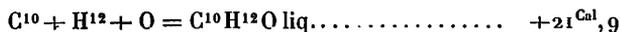
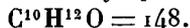
PSEUDOCUMÉNOL (1,2,4 CUMÉNOL [5]).



Combustion : +1191,5.

ST., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 319; 1886.

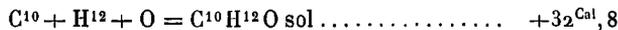
MÉTHYLCHAVICOL (*éther méthylique d'un allylphénol*).



Combustion : +1335,1.

ST., *J. pr. Ch.*, XLVI, 530; 1892.

ANÉTHOL (*éther méthylique d'un autre allylphénol*).

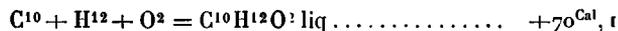
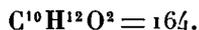


Combustion : +1324,2.

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 415.

Anéthol + NaOH diss. Pas d'action sensible (B.).

EUGÉNOL (*éther d'un propénylphénol diatomique*).



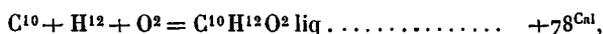
Combustion : +1286,9.

ST., Z. ph. Ch., X, 415.

$C^{10}H^{12}O^2$ liquide + Na OH dissoute	+ 5,75	^{Cal}
» 2° Na OH diss.	+ 0,85	
Total : 2Na OH dissoute	+ 6,6	

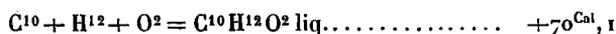
B., A. [6], VII, 192; 1886.

ISOEUGÉNOL.



Combustion : +1278,1.

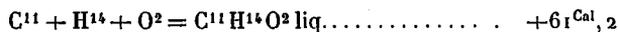
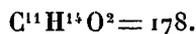
BÊTELPHÉNOL.



Combustion : +1286,9.

ST., J. pr. Ch., XLVI, 530; 1892.

MÉTHYLEUGÉNOL.



Combustion : +1459,4.

ST.

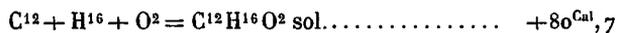
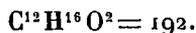
MÉTHYLISOEUGÉNOL.



Combustion : +1448,0.

ST.

ÉTHYLISOEUGÉNOL.

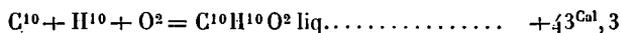
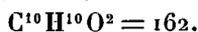


Combustion : +1602,9.

ST.

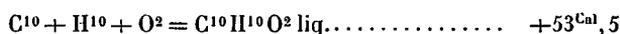
SAFROL

(*éther méthylénique du propénylphénol qui répond à l'eugénol*).



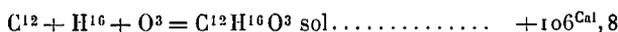
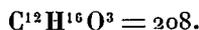
Combustion : +1244,7. St.

ISOSAFROL (*éther méthylénique correspondant à l'isoeugénol*).



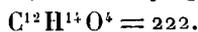
Combustion : +1233,6. St.

ASARONE (*phénol propénylique triatomique?*).



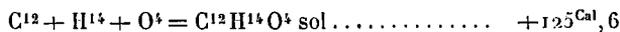
Combustion : +1576,8. St.

APIOL (*dérivé allylique*).



Combustion : +1499,6. St.

ISOAPIOL (*éther d'un phénol propénylique tétratomique?*).



Combustion : +1489,0. St.



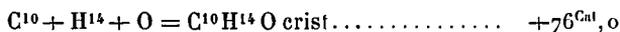
CHAPITRE V.

PHÉNOLS RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.

PHÉNOLS.



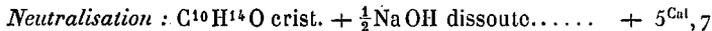
THYMOL = 150.



Combustion : + 1350, 0.

St., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 320; 1886.

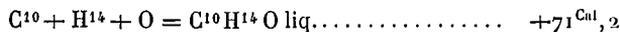
Chaleur de fusion : 3^{Cal}, 8.



B., *A.* [6], VII, 202; 1886.

Les expériences doivent être faites sur du thymol cristallisé depuis longtemps; le thymol récemment précipité en cristaux de sa solution alcaline dégageant en plus 3^{Cal}, 0.

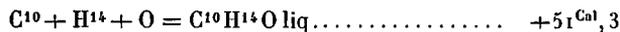
CARVACROL = 150.



Combustion : + 1354, 8.

St., *J. pr. Ch.*, XXXIV, 319; 1886.

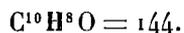
CARVOL = 150.



Combustion : + 1374, 7.

St.

NAPHTOLS.



<i>Neutralisation</i> : α . Crist. + Na OH diss	Cal +2,8
» + 2° Na OH diss	+0,2
β . Crist. + Na OH diss	+2,2
» + 2° Na OH diss	+0,0

B., *A.* [6], VII, 203; 1886.



TROISIÈME DIVISION.

ALDÉHYDES.

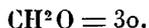
PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

ALDÉHYDES PROPREMENT DITS.

CHAPITRE I.

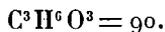
ALDÉHYDES MONOATOMIQUES.

Première section. -- ALDÉHYDE MÉTHYLIQUE.



Pour Mémoire.

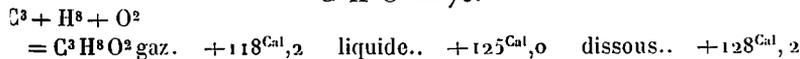
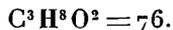
POLYMÈRE (TRIOXYMÉTHYLÈNE).



Combustion : +368,6.

DÉLÉPINE, inédit.

ÉTHER DIMÉTHYLÉ (MÉTHYLAL).



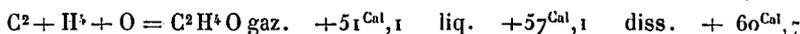
Combustion : +440,7 (gaz).

B. et Og., *A.* [5], XXIII, 200; 1881.

Chaleur de vaporisation : $6^{\text{Cal}},83$.

Dissolution, à 11° : $+3^{\text{Cal}},2$.

Deuxième section. — ALDÉHYDE ÉTHYLIQUE.



Combustion : $+275,5$ (gaz).

B. et Og., *A.* [5], XXIII, 199; 1881.

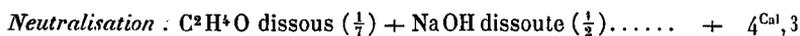
Chaleur de vaporisation : $6^{\text{Cal}},0$.

B., *A.* [5], IX, 178; 1876.

Dissolution (liquide) : $+3^{\text{Cal}},6$.

B., *A.* [4], XXIX, 315; 1873.

Lorsqu'on dissout l'aldéhyde dans l'eau, on observe plusieurs actions successives, dont l'une répondrait à la formation d'un hydrate, analogue à l'hydrate de chloral.



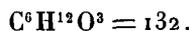
Le dégagement de chaleur s'opère en deux temps : la première action développe $+2^{\text{Cal}},7$. Il est probable que le phénomène ne consiste pas dans une simple neutralisation.

La dilution de la liqueur finale avec 5 fois son volume d'eau absorbe : $-1^{\text{Cal}},5$.

B., *A.* [4], XXIX, 315; 1873.

Polymères.

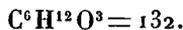
MÉTALDÉHYDE.



Combustion : $+805,8$.

Loug., *C. R.*, CVIII, 620; 1889.

PARALDÉHYDE.

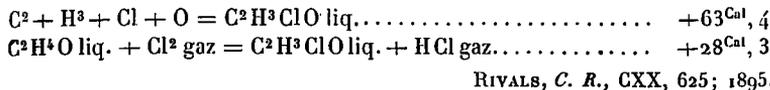


Combustion : $+813,2$.

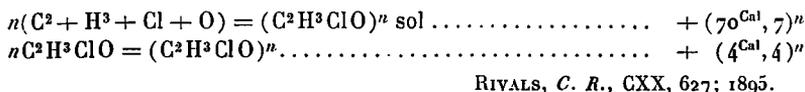
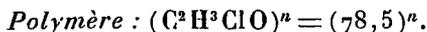
Loug.

Dérivés chlorés.

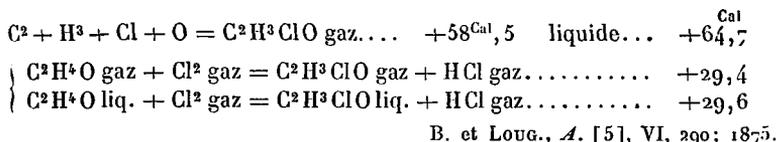
ALDÉHYDE CHLORÉ VÉRITABLE.



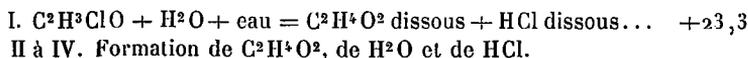
Réaction mesurée. — Combustion dans la bombe.



ALDÉHYDE CHLORÉ (CHLORURE ACÉTIQUE).



Réactions mesurées :

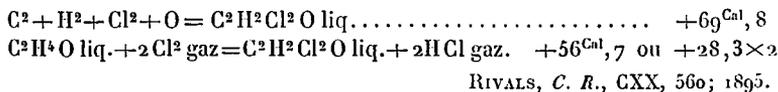


Chaleur de vaporisation : 6^{Cal}, 19.

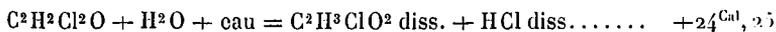
B. et Og.

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (15°-50°) : 28,8.

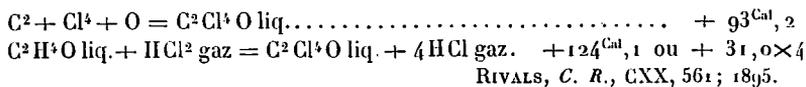
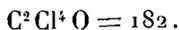
ALDÉHYDE BICHLORÉ (CHLORURE CHLORACÉTIQUE).



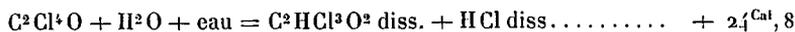
Réaction mesurée :



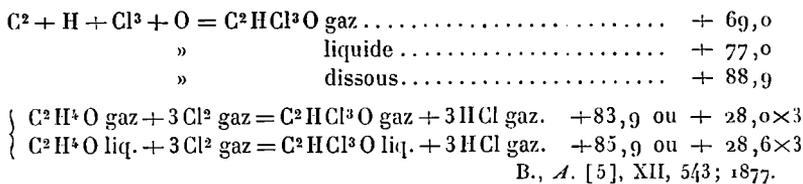
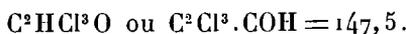
ALDÉHYDE PERCHLORÉ (CHLORURE TRICHLORACÉTIQUE).



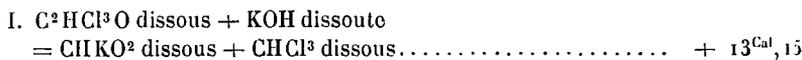
Réaction mesurée :



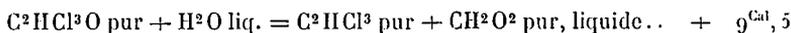
ALDÉHYDE TRICHLORÉ VÉRITABLE (CHLORAL).



Réactions mesurées :



D'où :



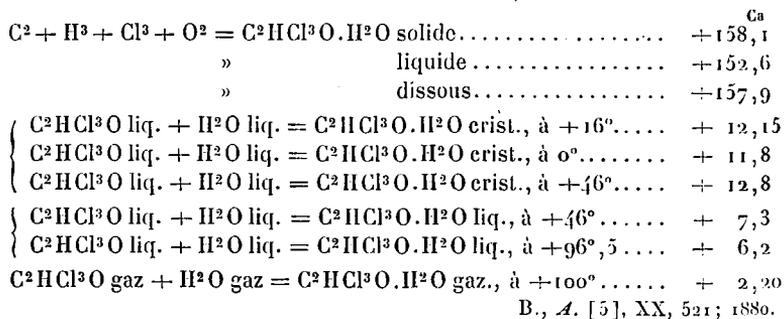
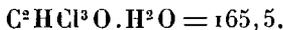
II à IV. Formation de CHCl^3 , CH^2O^2 , H^2O .

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (17°-81°) : 38, 2.

Chaleur de vaporisation : $8^{\text{Cal}}, 0$.

Dissolution, à 16° : $+11^{\text{Cal}}, 9$.

HYDRATE DE CHLORAL.



Le dégagement de chaleur produit dans la réunion du chloral gazeux et de l'eau gazeuse, avec formation d'un composé gazeux, a été calculé d'après les données précédentes. Ce dégagement de chaleur peut être constaté directement de la façon la plus nette : ce qui confirme la conclusion que l'hydrate de chloral est un composé susceptible d'exister à l'état gazeux. Mais ce composé est en grande partie dissocié, c'est-à-dire mélangé avec du chloral et de la vapeur d'eau non combinés : ce qui explique à la fois la petitesse du nombre observé, $+2^{\text{Cal}}, 2$, et la grandeur de la chaleur de vaporisation.

Chaleur spécifique moléculaire solide, moyenne (17°-44°) : 34,1.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (51°-88°) : 77,8.

Chaleur de vaporisation : $21^{\text{Cal}}, 9$.

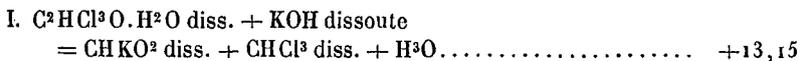
Cette valeur est la somme de deux effets : la vaporisation de l'hydrate de chloral et sa dissociation partielle, en vapeur de chloral et vapeur d'eau.

Chaleur de fusion : $5^{\text{Cal}}, 50$.

Ce nombre doit être mesuré sur un corps préparé et solidifié depuis longtemps.

Quand le chloral a été solidifié récemment, la chaleur de fusion peut tomber à $2^{\text{Cal}}, 9$.

Réactions mesurées :



Ce chiffre est identique avec celui que l'on obtient lors de la dissolution de $\text{C}^2\text{HCl}^3\text{O}$ pur faite immédiatement.

II à IV. Formation de CHCl^3 , $\text{CH}^2\text{O}^2 \cdot \text{H}^2\text{O}$.

V, etc. Chaleurs de fusion et de volatilisation, et chaleurs spécifiques du chloral et de son hydrate.

Dissolution :

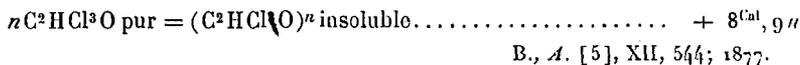
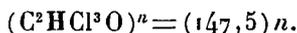
	Cal
$\text{C}^2\text{HCl}^3\text{O} \cdot \text{H}^2\text{O}$ crist. + eau (80 fois son poids), à $+15^\circ, 1$...	-0,20
» à $+22^\circ$	-0,84
» à t°	-0,09 ($t - 13$)
$\text{C}^2\text{HCl}^3\text{O} \cdot \text{H}^2\text{O} + n \text{C}^2\text{H}^6\text{O}$, à 24°	-1,13
» + $n \text{CHCl}^3$, à 24°	-6,0
» + $n \text{C}^7\text{H}^8$, à 24°	-7,5

SPEYERS.

B. — II.

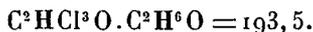
33

POLYMÈRE.

*Réactions mesurées :*

- I. $(C^2HCl^3O)^n$ insoluble + n KOH étendue..... + 16,2× n
 II et III. Dissolution de C^2HCl^3O dans l'eau et réaction
 de la liqueur sur KHO dissoute.

ALCOOLATE DE CHLORAL.



C^2HCl^3O liquide + C^2H^6O liq. = $C^2HCl^3O.C^2H^6O$ crist., à 14°..	+ 14,4 ^{Cal}
Le composé liquide, vers 50°.....	+ 9,8
Le composé liquide, vers 105°.....	+ 8,5
C^2HCl^3O gaz + C^2H^6O gaz = $C^2HCl^3O.C^2H^6O$ gaz, vers le point d'ébullition	+ 1,6

B., A. [5], XXVII, 389; 1882.

Le dernier chiffre prouve l'existence de l'alcoolate de chloral gazeux, au moins en partie dissocié. Il donne lieu aux mêmes remarques que pour l'hydrate de chloral.

L'état de combinaison partielle de l'alcool et du chloral dans ce gaz a été vérifié par

RAMSAY et YOUNG, *Journal of Ch. Soc.*, XLIX, 685; 1885.

Chaleur de fusion : 4^{Cal}, 65.

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (50°-105°) : 98,5.

Chaleur de vaporisation : 22^{Cal}, 5. Même observation que pour l'hydrate de chloral.

Réactions mesurées :

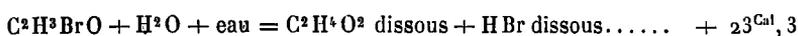
- I. $C^2HCl^3.C^2H^6O$ diss. + KOH dissoute
 = $CHKO^2$ diss. + C^2H^6O diss. + $CHCl^3$ diss..... + 13^{Cal}, 35
 II. Mêmes données que pour le chloral.
 III. Chaleur de dissolution, de fusion, de vaporisation, chaleurs
 spécifiques, etc.

<i>Dissolution</i> dans 25 parties d'eau, à 14°.....	0,0
Dissol. aqueuse de chloral + dissol. aqueuse d'alcool, à 14°.	0,0

ALDÉHYDE BROMÉ (BROMURE ACÉTIQUE).



$\text{C}^2 + \text{H}^3 + \text{Br}$ liquide + O = $\text{C}^2\text{H}^3\text{BrO}$ liquide.....	+ 53,9	^{Ca}
$\text{C}^2 + \text{H}^3 + \text{Br}$ gaz = $\text{C}^2\text{H}^3\text{BrO}$ liquide.....	+ 57,6	
$\text{C}^2\text{H}^4\text{O}$ liq. + Br^2 gaz = $\text{C}^2\text{H}^3\text{BrO}$ liq. + HBr gaz.....	+ 13,5	

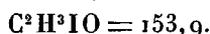
B. et Loug., *A.* [5], VI, 291; 1875.*Réaction mesurée :*

ALDÉHYDE TRIBROMÉ VÉRITABLE (BROMAL).

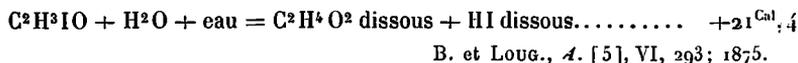
*Température de fusion* : +40°.*Chaleur de fusion* : 5^{Cal}, 0.BRUNER, *C. R.*, CXX, 914; 1895.

Quand l'hydrate de bromal a été récemment solidifié, sa dissolution dans la potasse dégage 4^{Cal} en plus.

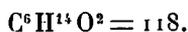
ALDÉHYDE IODÉ (IODURE ACÉTIQUE).



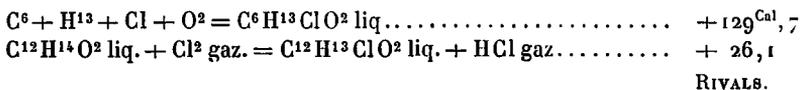
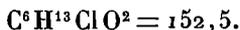
$\text{C}^2 + \text{H}^3 + \text{I}$ solide + O = $\text{C}^2\text{H}^3\text{IO}$ liquide.....	+ 40,4	^{Cal}
$\text{C}^2 + \text{H}^3 + \text{I}$ gaz + O = $\text{C}^2\text{H}^3\text{IO}$ liquide.....	+ 47,2	
$\text{C}^2\text{H}^4\text{O}$ liq. + I^2 gaz = $\text{C}^2\text{H}^3\text{IO}$ liq. + HI gaz.....	- 9,5	

Réaction mesurée :B. et Loug., *A.* [5], VI, 293; 1875.

ÉTHER DIÉTHYLIQUE (ACÉTAL).

*Combustion* : +923, 2.RIVALS, *C. R.*, CXXII, 1488; 1896.

ACÉTAL CHLORÉ.



Troisième section. — ALDÉHYDE PROPYLIQUE NORMAL.

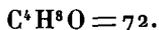


Dissolution : + 4^{Cal}, 0 environ.

B., A. [5], IX, 313; 1876.

Quatrième section. — ALDÉHYDES RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

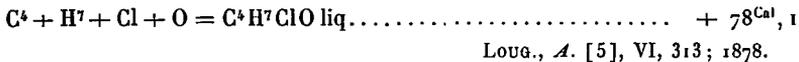
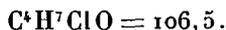
ALDÉHYDES BUTYLIQUES.



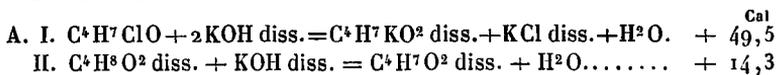
Plusieurs isomères. — Mémoire.

Dérivés chlorés.

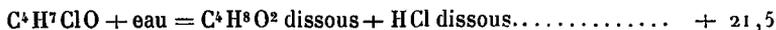
CHLORURE BUTYRIQUE NORMAL.



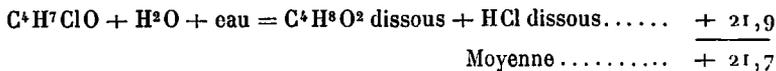
Réactions mesurées :



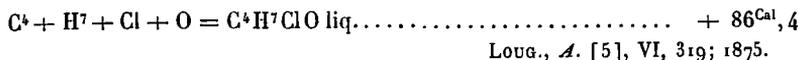
De là :



B. *Réaction directe* :



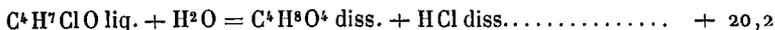
CHLORURE ISOBUTYRIQUE.



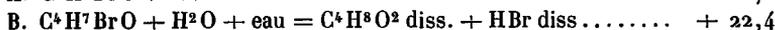
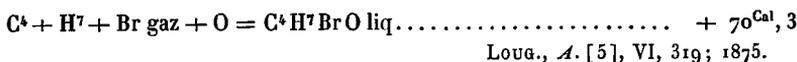
Réaction mesurée :



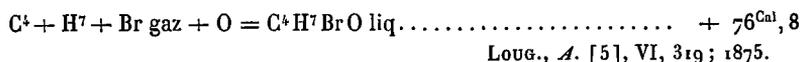
d'où :



BROMURE BUTYRIQUE NORMAL = 151.



BROMURE ISOBUTYRIQUE = 151.



Réactions mesurées :



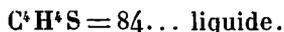
ALDÉHYDE CROTONIQUE.



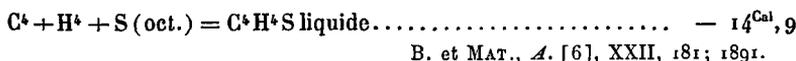
Combustion : +542, 3.

Loug., *C. R.*, C, 65; 1885.

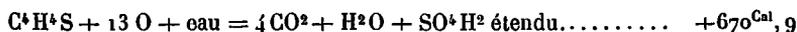
THIOPHÈNE.



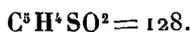
Fonction spéciale mal définie.



Combustion :



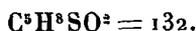
ACIDE THIOPHÉNOCARBONIQUE.



Combustion : +591, 9.

ST., *J. pr. Ch.*, XLIII, 7; 1890.

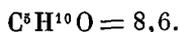
ACIDE TÉTRAHYDROTHIOPHÉNOCARBONIQUE.



Combustion : +700, 4.

ST.

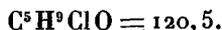
Cinquième section. — VALÉRAL.



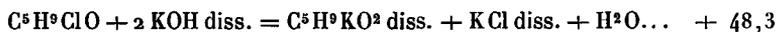
Combustion : +742, 2.

Loug., *A.* [5], XXIII, 388; 1881.

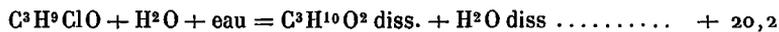
CHLORURE VALÉRIQUE (ACIDE DE LA VALÉRIANE).



Réaction mesurée :

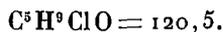


D'où l'on conclut :



Loug., *A.* [5], VI, 315; 1875.

CHLORURE VALÉRIQUE (ACIDE DE L'ALCOOL AMYLIQUE DE FERMENTATION).

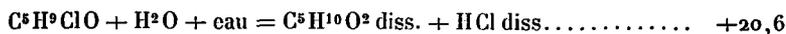


Loug., *A.* [5], VI, 315; 1875.

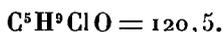
Réaction mesurée :



D'où :



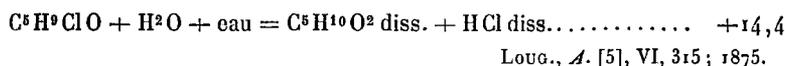
CHLORURE TRIMÉTHYLACÉTIQUE.



Réaction mesurée :



D'où l'on conclut :

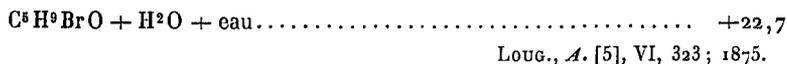


BROMURE VALÉRIQUE (ACIDE DE LA VALÉRIANE) = 165.

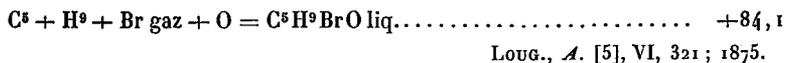
Réaction mesurée :



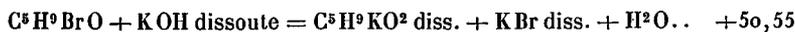
D'où l'on déduit :



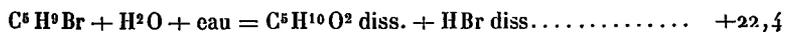
BROMURE VALÉRIQUE (DÉRIVÉ DE L'ALCOOL AMYLIQUE DE FORMATION).



Réactions mesurées :



D'où :

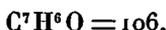


Sixième section. — ALDÉHYDES RENFERMANT
SIX ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Septième section. — ALDÉHYDES RENFERMANT
SEPT ATOMES DE CARBONE.

ALDÉHYDE BENZOÏQUE.



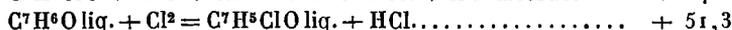
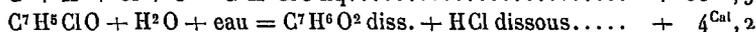
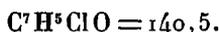
Combustion : +841,7.

ST., *J. pr. Ch.*, XXXVI, 3; 1887.



B., *A.* [6], VII, 174; 1886.

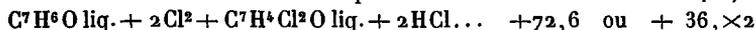
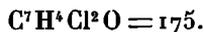
ALDÉHYDE BENZOÏQUE CHLORÉ (CHLORURE BENZOÏQUE).



RIVALS, *C. R.*, CXX, 1117; 1895.

Réaction mesurée : *Combustion.*

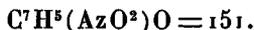
ALDÉHYDE BENZOÏQUE BICHLORÉ (CHLORURE ACIDE ORTHO).



RIVALS, *C. R.*, CXXII, 481; 1896.

Réaction mesurée : *Combustion.*

ALDÉHYDE BENZOÏQUE NITRÉ.



Combustion : +800,3.

MATIGNON et DELIGNY, *C. R.*, CXXI, 423; 1895.

Huitième section. — ALDÉHYDES RENFERMANT
HUIT ATOMES DE CARBONE.

ALDÉHYDE TOLUIQUE CHLORÉ (CHLORURE ACIDE-ORTHO).

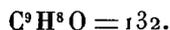


RIVALS, *C. R.*, CXX, 119; 1895.

Réaction mesurée : Combustion.

Neuvième section. — ALDÉHYDES RENFERMANT
NEUF ATOMES DE CARBONE.

ALDÉHYDE CINNAMIQUE.



Combustion : +1112,9.

ST., Z. ph. Ch., X, 414.



CHAPITRE II.

ALDÉHYDES POLYATOMIQUES.

GLYOXAL.

 $C^2H^2O^2 = 58$... solide.

$C^2H^2O^2 + H^2 + O^2 = C^2H^2O^2$ sol.....	+85 ^{Cal} , 2	dissous.....	+84,0 ^{Cal}
{ $C^2H^2O^2 + H^2O$ liquide = $C^2H^4O^3$ solide.....			+ 6, 1
{ $C^2H^2O^2 + H^2O$ solide = $C^2H^4O^3$ solide.....			+ 4, 8
Transformation du glyoxal en glycolide isomère.....			+ 5, 0

Fo., A. [6], III, 229; 1884.

Combustion : +172, 4.*Dissolution* : -1^{Cal}, 25.*Réactions mesurées* :

- I. $C^2H^2O^2$ sol. + 3 NaOH dissoute (en excès)
= $C^2H^3NaO^3$ diss. + 2 NaOH dissoute +18, 0
- II. $C^2H^4O^3$ dissous + 3 NaOH diss. +14, 6
- III. $C^2H^4O^3$ crist. + eau - 2, 76
- IV. Formation de $C^2H^4O^3$ et de H^2O par les éléments.

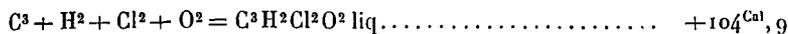
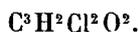
Dérivés.

Glyoxalsulfites :

Fo., A. [6], III, 232; 1884.

$C^2H^2O^2$ dissous + $Na^2O.S^2O^4$ dissous (méta-sulfite).....	+11, 0
$C^2H^2O^2$ dissous + 2 SO^2 dissous = acide glyoxalsulfureux dissous (action lente).....	+11, 2
{ $C^2H^2O^2$ solide + $Na^2O.S^2O^4$ solide + 2 H^2O solide = sel solide..	+11, 6
{ Id. id. + 2 H^2O liquide = sel solide.	+14, 2
{ $C^2H^2O^2$ solide + $K^2O.S^2O^4$ solide + H^2O solide = sel solide....	+14, 3
{ Id. id. + H^2O liquide = sel solide....	+15, 6
<i>Dissolution</i> : $C^2H^2O^2.Na^2O.S^2O^4.2H^2O$ + eau.....	- 9, 66
$C^2H^2O^2.K^2O.S^2O^4.H^2O$ + eau.....	-13, 42
$C^2H^2O^2.BaO.S^2O^4.3\frac{1}{2}H^2O$ + eau.....	- 8, 7

CHLORURE MALONIQUE.

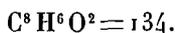


B., A. [6], XXIII, 556; 1891.

Réaction mesurée :



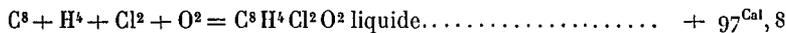
PHTALIDE.



Combustion : +884, 15.

RIVALS, C. R., CXX, 1218; 1895.

CHLORURE PHTALIQUE.



Réaction mesurée : Combustion.

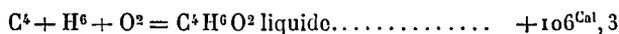
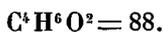
RIVALS, C. R., CXX, 1218; 1895.



CHAPITRE III.

ALDÉHYDES A FONCTION MIXTE (ALDÉHYDES ALCOOLS).

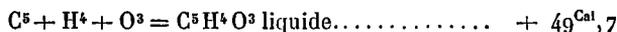
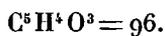
ALDÉHYDE OXYBUTYLIQUE (ALDOL).



Combustion : +546,9.

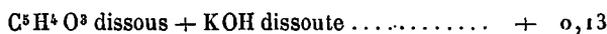
LOUG., *C. R.*, CI, 1063; 1885.

ALDÉHYDE PYROMUCIQUE (FURFUROL).

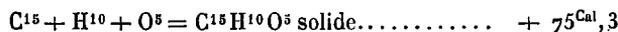


Combustion : +559,8.

B. et RIVALS, *A.* [7], VII, 35; 1896.



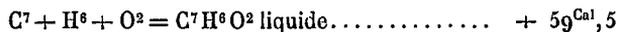
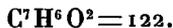
Anhydride polymérisé.



Combustion : +1684,2.

B. et RIVALS, *A.* [7], VII, 38; 1896.

ALDÉHYDE OXYBENZOÏQUE (ORTHO) OU ALDÉHYDE SALICYLIQUE.



Combustion : +807,6.

B. et RIVALS, *A.* [7], VII, 33; 1896.

Dissolution : +0,1 environ.

Neutralisation : $C^7H^6O^2$ dissous + Na OH dissoute. + 8^{Cal},0
 » + 2° Na OH diss. 0^{Cal},0
 B., A. [6], VII, 172; 1886.

ALDÉHYDE PARAOXYBENZOÏQUE.

$C^7H^6O^2 = 122$. . . cristallisé.

Dissolution : -4^{Cal},9.

Neutralisation : $C^7H^6O^2$ diss. + Na OH dissoute. . . . + 9^{Cal},1
 » + 2° Na OH diss. 0^{Cal},0
 B., Mémoire cité, p. 173.

ALDÉHYDE MÉTHYLPARAOXYBENZOÏQUE.

$C^8H^8O^2 = 136$.

$C^8H^8O^2 + Na OH$ dissoute. Chaleur insensible.

ALDÉHYDE MÉTHYLPROTOCATÉCHIQUE (VANILLINE).

$C^8H^8O^3 = 152$.

$C^8 + H^8 + O^2 = C^8H^8O^2$ crist. + 115^{Cal},7

Combustion : +914,7.

ST., Z. ph. Ch., X, 412.

$C^8H^8O^2$ dissous + Na OH dissoute. + 9^{Cal},3
 » + 2° Na OH dissout. 0^{Cal},0

B., A. [6], VII, 186; 1886.

Dissolution : -5^{Cal},20.

ALDÉHYDE MÉTHYLÉNOPROTOCATÉCHIQUE (PIPÉRONAL).

$C^8H^6O^3 = 150$.

$C^8 + H^6 + O^3 = C^8H^6O^3$ crist. + 90^{Cal},8

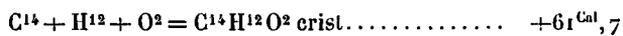
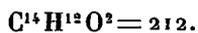
Combustion : +870,6.

ST.

$C^8H^6O^3$ dissous + Na OH dissoute. Chaleur nulle ou très petite.

B., A. [6], VII, 188; 1886.

BENZOÏNE (ALDÉHYDE DIBENZYLIQUE).



Combustion : +1672,5.

St.

Rappelons que la plupart des glucoses sont des aldéhydes-alcools.



ALDÉHYDES.

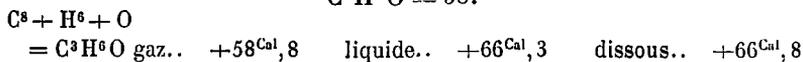
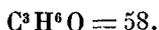
DEUXIÈME SOUS-DIVISION.

ACÉTONES.

CHAPITRE I.

ACÉTONES PROPREMENT DITS.

ACÉTONE (DIMÉTHYLÉE).



Combustion : +423,6.

F. et SILB., *A.* [3], XXXIV, 437; 1852.

Chaleur de vaporisation : 7^{Cal},5 (R.).

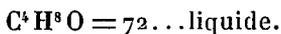
Chaleur spécifique moléculaire liquide : 29,4 + 0,046 *t* (R.).

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse : 17,45 + 0,0798 *t* (Wie).

Dissolution : +2^{Cal},5.

B., *A.* [5], IX, 313; 1876.

MÉTHYLÉTHYLACÉTONE.



Chaleur de vaporisation : 7^{Cal},45.

Loug., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

DIÉTHYLACÉTONE.



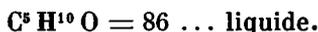
Combustion : +736,9.

Loug., *C. R.*, XCVIII, 94; 1884.

Chaleur de vaporisation : 7^{Cal},8.

Loug., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

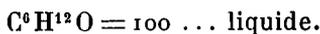
MÉTHYLISOPROPYLACÉTONE.



Chaleur de vaporisation : $7^{Cal}, 6$.

Loug., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

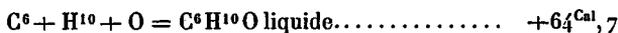
MÉTHYLBUTYLACÉTONE.



Chaleur de vaporisation : $8^{Cal}, 29$.

Loug.

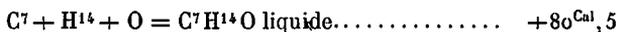
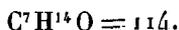
OXYDE MÉSITIQUE.



Combustion : $+846, 1$.

Loug., *C. R.*, C, 64; 1885.

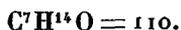
ŒNANTHOL.



Combustion : $+1062, 6$.

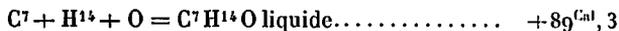
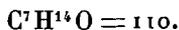
Loug., *A.* [5], XXI, 143; 1880.

DIISOPROPYLACÉTONE.



Combustion : $+1045, 7$.

DIPROPYLACÉTONE.



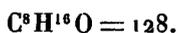
Combustion : $+1053, 8$.

Loug., *C. R.*, XCVIII, 95; 1884.

Chaleur de vaporisation : $8^{Cal}, 35$.

Loug., *C. R.*, CXXI, 557; 1895.

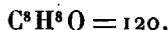
MÉTHYLHEXYLACÉTONE.



Combustion : +1211,8.

LOUG., C. R., CXXI, 557; 1895.

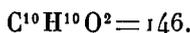
ACÉTOPHÉNONE.



Combustion : +988,5.

ST., Z. ph. Ch., X, 420.

BENZALACÉTONE.



Combustion : solide : +1258,1; liquide : +1262,5.

Chaleur de fusion : 4^{Cal}, 4 (?).

ST.

CARYOL.



Combustion : +1374,7.

ST., J. pr. Ch., XXXIV, 322; 1886.

BENZOPHÉNONE.



Combustion : +1558,1.

ST., Z. ph. Ch., X, 420.

Température de fusion : +48°.

Chaleur de fusion : 4^{Cal}, 4 (Bruner).

DIBENZALACÉTONE.



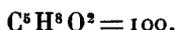
Combustion : +2089,0.

ST.

CHAPITRE II.

ACÉTONES A FONCTION COMPLEXE ET DÉRIVÉS.

ACÉTYLACÉTONE.



$\text{C}^5 + \text{H}^8 + \text{O}^2 = \text{C}^5\text{H}^8\text{O}^2$ liquide..... + 131^{Cal}, 2
 GUINGHANT, *C. R.*, CXXI, 355; 1895.

Combustion : +616,3.

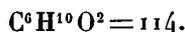
Dissolution : -0,4.

Neutralisation : $\text{C}^5\text{H}^8\text{O}^2$ diss. + KOH dissoute..... + 10,95
 A. COMBES, *Bull. Soc. Ch.* [2], XLIX, 910; 1888.

$\text{C}^5\text{H}^7\text{KO}^2$ solide + eau..... - 0,05

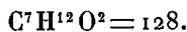
$2\text{C}^5\text{H}^8\text{O}^2$ diss. + CuO hydraté = composé préc... +20,7 ou + 10,3×2

MÉTHYLACÉTYLACÉTONE.



$\text{C}^6\text{H}^{10}\text{O}^2$ dissous + KOH dissoute..... + 10^{Cal}, 4
 COMBES.

ÉTHYLACÉTYLACÉTONE.



$\text{C}^7\text{H}^{12}\text{O}^2$ dissous + KOH dissoute..... + 9^{Cal}, 8

Certains glucoses sont des acétones alcools.

COMBES.

ALDÉHYDES.

TROISIÈME SOUS-DIVISION.

CAMPHRES.

CAMPBRE DES LAURINÉES.



CAMPBRE DEXTROGYRE.



Combustion : +1414,3.

St.

» +1413,7.

B., *A.* [6], XXVIII, 130; 1893.

CAMPBRE LÉVOGYRE.

Combustion : +1416,0.

Loug., *A.* [6], XVIII, 383; 1889.

Camphre inactif :

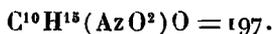
Combustion : +1414,2.

Loug., *A.* [6], XVIII, 383; 1889.

La chaleur de formation de ces trois isomères est la même, dans les limites d'erreurs des expériences.

Dérivés.

CAMPBRE NITRÉ.



Modification α .



Combustion : +1371,4.

B. et PET., *A.* [6], XX, 7; 1890.

Neutralisation :

Ce composé solide + Na OH dissoute + 7^{Cal}, 5

NITROCAMPHRE (PHÉNOL).

$C^{10}H^{15}(AzO^2)O = 197.$

$C^{10} + H^{15} + Az + O^3 = C^{10}H^{15}AzO^3$ crist. + 125^{Cal}, 2

Combustion : +1335,3.

Valeur déduite de la combustion de l'hydrate :

$C^{10}H^{15}(AzO^2)^2O.H^2O$ + 1334^{Cal}, 3

B. et PET., *A.* [6], XX, 19; 1890.

Dissolution : - 1^{Cal}, 8.

Hydrate. Dissolution : - 2^{Cal}, 8.

D'où résulte :

$C^{10}H^{15}(AzO^2)O + H^2O$ liquide + 1^{Cal}, 0

Neutralisation :

$\left\{ \begin{array}{l} C^{10}H^{15}(AzO^2)O \text{ solide} + NaOH \text{ dissoute} \dots + 10^{\text{Cal}}, 9 \\ C^{10}H^{15}(AzO^2)O \text{ dissous} + NaOH \text{ dissoute} \dots + 12^{\text{Cal}}, 7 \end{array} \right.$

La formation du nitrocamphre à fonction phénolique, depuis le camphre et l'acide azotique, surpasserait celle du camphre nitré proprement dit de +36^{Cal}, 1. Cette différence est si grande que l'on peut se demander si les deux corps sont réellement isomères.

CAMPBRE CYANÉ.

$C^{10}H^{15}CyO = 177.$

$C^{10} + H^{15} + Az + O = C^{10}H^{15}AzO$ crist. + 58^{Cal}, 5

Combustion : +1496,3.

B. et PET., *A.* [6], XX, 12; 1890.

$C^{11}H^{15}AzO$ sol. + NaOH en excès (dissous) . . . - 1, 2

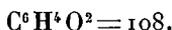


ALDÉHYDES.

QUATRIÈME SOUS-DIVISION.

QUINONS.

QUINON.



$\text{C}^6 + \text{H}^4 + \text{O}^2 = \text{C}^6\text{H}^4\text{O}^2$ cristallisé... +47^{Cal},0 dissous... +43^{Cal},0

Combustion : +654,6.

B. et Loug., *A.* [6], XIII, 333; 1889.

+659,0

B. et Rec., *A.* [6], XIII, 309; 1888.

Moyenne : +656,8

Dissolution : -4^{Cal},0.

B., *A.* [6], VII, 204; 1886.

$\text{C}^6\text{H}^4\text{O}^2$ cristallisé + NaOH diss..... +31,4

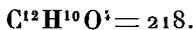
» + 2°NaOH diss..... + 2,7

Total. +34,1

B. et Wr., *A.* [6], VII, 112; 1886.

Ces chiffres varient un peu, de 32,6 à 34,1. Ils répondent à une transformation profonde. On a opéré dans une atmosphère d'azote.

QUINON VERT.



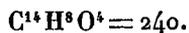
$\text{C}^6\text{H}^4\text{O}^2$ crist. + $\text{C}^6\text{H}^6\text{O}^2$ crist. = $\text{C}^6\text{H}^4\text{O}^2$. $\text{C}^6\text{H}^6\text{O}^2$ (quinon vert) crist. + 9^{Cal},1

$\text{C}^6\text{H}^4\text{O}^2$ diss. + $\text{C}^6\text{H}^6\text{O}^2$ (hydroquinon) diss. = composé dissous. + 0^{Cal},5

Les deux composants dissous forment le quinon vert cristallisé, en dégageant : +16,75.

B., *A.* [6], VII, 204; 1886.

ALIZARINE.



$C^{14}H^8O^4$ cristallisée + Na OH dissoute.....	+5,15
» + 2° Na OH.....	+0,65
	<u>+5,80</u>

B., A. [6], VII, 208; 1890.



QUATRIÈME DIVISION.

ACIDES.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

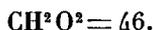
ACIDES A FONCTION SIMPLE.

CHAPITRE I.

ACIDES MONOBASIQUES.

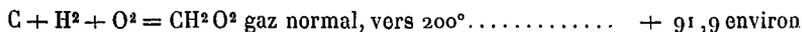
Première section. — ACIDES RENFERMANT UN ATOME DE CARBONE.

ACIDE FORMIQUE.



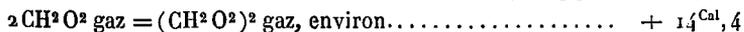
$\text{C} + \text{H}^2 + \text{O}^2 = \text{CH}^2\text{O}^2$ crist.....	+104,0
» liquide.....	+101,5
» dissous.....	+101,6
» gaz, vers 100".....	+ 96,7

Ce dernier renferme $(\text{CH}^2\text{O}^2)^2$ mélangé.



B., *A.* [6], XXVIII, 137; 1893.

B. et *MAT.*, *A.* [6], XXVII, 314; 1892.



Voir le présent Volume, page 130.

Combustion : $\text{CH}^2\text{O}^2 \text{ liq.} + \text{O} = \text{CO}^2 + \text{H}^2\text{O} : + 61^{\text{Cal}}, 7.$

Chaleur spécifique moléculaire moyenne, liquide : $25,4 (15^{\circ}\text{-}85^{\circ}).$

Chaleur de vaporisation : $4^{\text{Cal}}, 77.$

Ce nombre répond à un gaz renfermant des molécules polymérisées. — Voir plus loin Acide acétique.

Température de fusion : $+8^{\circ}, 6 \text{ (B.)}.$

Chaleur de fusion : $2^{\text{Cal}}, 42.$

Dissolution : $\text{CH}^2\text{O}^2 \text{ solide, à } 7^{\circ} + \text{eau} : -2, 35.$

» $\text{CH}^2\text{O}^2 \text{ liquide, à } 7^{\circ} : +0, 08.$

B., A. [5], IV, 82; 1875.

Formiates : Voir les Métaux.

Éthers.

ÉTHER MÉTHYLFORMIQUE.

$\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2 \text{ ou } \text{CH}^3 (\text{CH O}^2) = 60.$

$\text{C}^2 + \text{H}^4 + \text{O}^2 = \text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2 \text{ gaz} \dots\dots\dots$	Cal	+ 87,9
» $\text{liquide} \dots\dots\dots$		+ 94,8
» $\text{dissous} \dots\dots\dots$		+ 95,9

B. et Og., A. [5], XXIII, 204; 1881.

Combustion : $+238^{\text{Cal}}, 7 \text{ (gaz)}.$

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne ($13^{\circ}\text{-}29^{\circ}$) : $31, 0.$

Chaleur de vaporisation : $6^{\text{Cal}}, 9 \text{ (B. et Og.)}.$

Dissolution : $\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2 + \text{eau, à } 15^{\circ} : +1, 13.$

ÉTHER ÉTHYLFORMIQUE.

$\text{C}^3\text{H}^6\text{O}^2 \text{ ou } \text{C}^2\text{H}^5 (\text{CH O}^2) = 74.$

$\text{C}^3 + \text{H}^6 + \text{O}^2 = \text{C}^3\text{H}^6\text{O}^2 \text{ gaz} \dots\dots\dots$	Cal	+ 101,9
» $\text{liquide} \dots\dots\dots$		+ 109,3
» $\text{dissous} \dots\dots\dots$		+ 111,4

B. et Og., A. [5], XXIII, 208; 1881.

Combustion : $+388, 0 \text{ (gaz)}.$

Ce nombre semble trop faible.

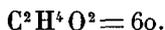
Chaleur spécifique moléculaire, moyenne ($14^{\circ}\text{-}49^{\circ}$) : $37, 7.$

Vaporisation : $7^{\text{Cal}}, 43.$

Dissolution, à $10^{\circ} : +2^{\text{Cal}}, 1.$

Deuxième section. — ACIDES RENFERMANT DEUX ATOMES DE CARBONE.

ACIDE ACÉTIQUE.

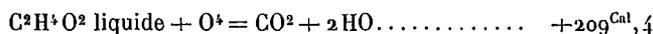


	Cal
$C^2 + H^2 + O^2 = C^2H^4O^2$ cristallisé.....	+119,7
» liquide	+117,2
» dissous.....	+117,6
» gaz, vers 120°.....	+112,1
» mélé de $(C^2H^4O^2)^2$.	
» gaz normal, vers 250°....	+107,3

B. et MAT., A. [6], XXVII, 318; 1892.

Voir le présent Volume, page 131.

Chaleur de combustion :



Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne : 27,6 (5°-20°)
(R.).

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne : 31,3 (26°-96°)
(B.).

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse (118°-240°) :
150,3 — 0,467 t.

Chaleur spécifique moléc. gazeuse, moyenne (260°-300°) : 28,5.

B. et OG., A. [5], XXX, 406; 1883.

Entre 118° et 260°, il se produit une transformation moléculaire de l'acide acétique, répondant au changement de densité de la vapeur. Celle-ci représente au début une molécule en grande partie doublée $(C^2H^4O^2)^2$. Mais elle est résolue en molécules simples, par l'élévation de température.



Chaleur de vaporisation, à 118° : 5^{Cal},09.

B. et OG., A. [5], XXX, 406; 1883.

Dissolution : $C^2H^4O^2$ + eau, en grande quantité.

$C^2H^4O^2$ liquide, vers 7°.....	+ 0,40	}
» à 23°.....	+ 0,24	
$C^2H^4O^2$ cristallisé, à 7°.....	— 2,13	

Les premières quantités d'eau ajoutées à l'acide acétique liquide produisent une absorption de chaleur, soit pour H²O additionnelle, à 22° : —0,14.

LUDEKING, *An. Wie.* [2], XXVII, 72; 1886.

Chaleur de fusion : 2^{Cal},53.

B., *A.* [5], IV, 94; 1875.

Acétates : Voir les Métaux.

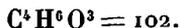
Sels acides cristallisés.

C ² H ⁴ O ² sol. + C ² H ³ NaO ² sol. = C ² H ⁴ O ² .C ² H ³ NaO ²	+	Cal 0,1 (B.)
2 C ² H ⁴ O ² sol. + C ² H ³ NaO ² sol. = 2 C ² H ⁴ O ² .C ² H ³ NaO ²	+	5,5

CHLORURE ACIDE.

Voir Aldéhyde, p. 521.

ANHYDRIDE.



C ⁴ + H ⁶ + O ³ = C ⁴ H ⁶ O ³ liq.....	+152 ^{Cal} ,3	gaz.....	Cal +145,6
C ⁴ H ⁶ O ³ liq. + H ² O liq. = 2 C ² H ⁴ O ² liq.....			+ 13,1
C ⁴ H ⁶ O ³ gaz + H ² O gaz = 2 C ² H ⁴ O ² gaz (vers 140°).....			+ 15,8
B. et LOUG., <i>A.</i> [5], VI, 294; 1875.			

Chaleur spécifique moléculaire, moyenne (+23° à +122°) : 22,2.

Chaleur de vaporisation : 6^{Cal},74.

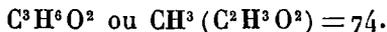
B., *A.* [5], XII, 534; 1877.

Chaleur de combustion : +431,9.

Réactions mesurées :

A. C ⁴ H ⁶ O ³ liq. + 2 NaOH étendue = 2 C ² H ³ NaO ² étendu + H ² O.	+	Cal 20,3
C ⁴ H ⁶ O ³ liq. + 2 KOH étendue = 2 C ² H ³ KO ² ét. + H ² O, à 22°.	+	20,7
B. C ⁴ H ⁶ O ³ + H ² O + eau = 2 C ² H ⁴ O ² ét. (act. directe; lente)..	+	13,9

ÉTHER MÉTHYLACÉTIQUE.



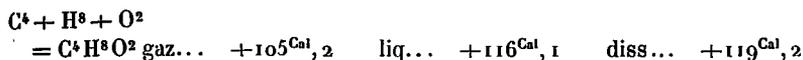
C ³ + H ⁶ + O ² = C ³ H ⁶ O ² liq.....	+	Cal 94,6
--	---	-------------

Chaleur de combustion : +395,3.

F. et SILB., *A.* [3], XXXIV, 441; 1852.

Chaleur de vaporisation : 6^{Cal},95 (Schiff).

ÉTHER ÉTHYLACÉTIQUE.



Combustion, liquide : +537, 1 (calculée).

Chaleur spécifique moléculaire, à -30° : 43, 8 (R.).

Id. à +60° : 51, 9.

Chaleur spécifique moléculaire gazeuse : 24, 1 + 0, 0765 t (Wie).

Chaleur de vaporisation : 10^{Cal}, 9 (R.).

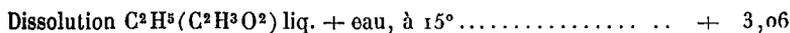
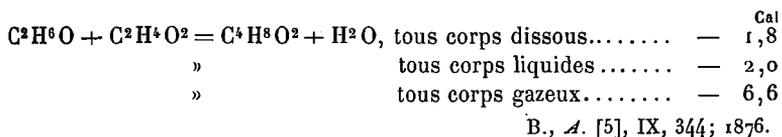
Réactions mesurées :

I et II. Réactions du chlorure acétique sur l'eau et sur l'alcool absolu.

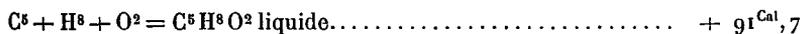
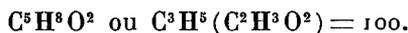
III et IV. Dissolution de HCl dans l'eau et dans l'alcool.

V. Dissolution de l'éther acétique dans l'alcool.

D'où l'on déduit :



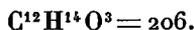
ÉTHER ALLYLACÉTIQUE.



Combustion : +655, 8.

Loug., A. [6], VIII, 132; 1886.

ÉTHER EUGÉNOLACÉTIQUE.



Combustion : +1498, 5.

ST., Z. ph. Ch., X, 420

ÉTHÉR ISOEUGÉNOLACÉTIQUE.



Combustion : + 1489, 0.

ST.

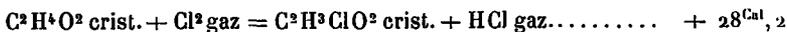
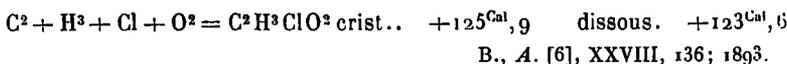
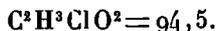
ÉTHÉR CÉTYLACÉTIQUE.



Combustion : + 2720, 3.

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 420.

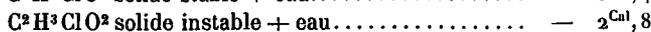
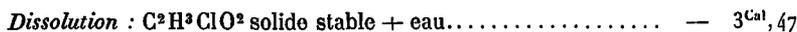
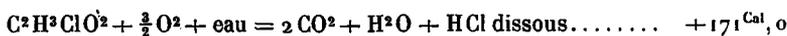
ACIDE ACÉTIQUE CHLORÉ.



Cet acide se présente sous deux états : l'un instable, fusible à 52°; l'autre stable, fusible à 63°. Le premier se change dans le second en dégageant : + 0^{Cal}, 65.

TANATAR, *J. Ch. Soc.* (Abstracts.), LXIV, [1], 624; 1893.

Combustion :

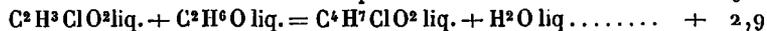


LOUG., *A.* [5], XVII, 252; 1879.

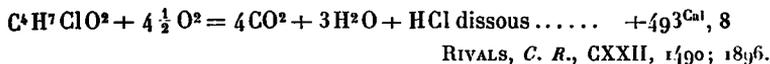


RIVALS, *C. R.*, CXXII, 617; 1896.

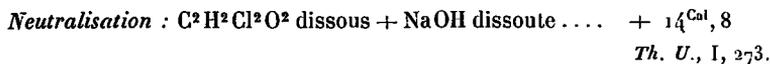
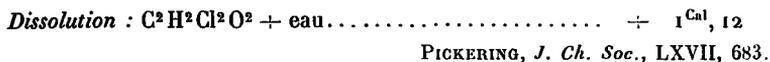
ÉTHÉR CHLORACÉTIQUE.



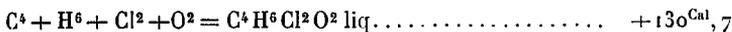
Combustion :



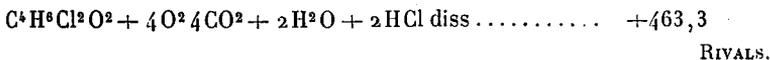
ACIDE ACÉTIQUE DICHLORÉ.



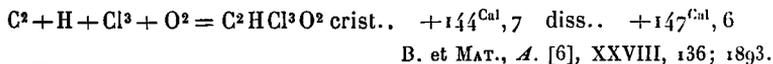
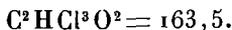
ÉTHER DICHLORACÉTIQUE.



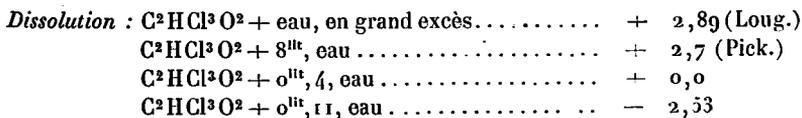
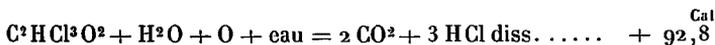
Combustion :



ACIDE ACÉTIQUE TRICHLORÉ.



Combustion :



Ainsi la dilution de la solution concentrée dégage beaucoup de chaleur. Ce dégagement varie en sens inverse de la distance moyenne des molécules.

$C^2HCl^3O^2$ dissous + NaOH dissoute.....	+ 14,06 ^{Cal}
	Loug., A. [5], XVII, 253; 1879.
» + KOH dissoute.....	+ 14,24
» + AzH ³ diss.....	+ 13,1 (Riv.)
<i>Dissolution</i> : $C^2NaCl^3O^2$ + eau.....	+ 1,74 (Loug.)

Formation du sel solide :



ÉTHER TRICHLORACÉTIQUE.



$C^4 + H^5 + Cl^3 + O^2 = C^4H^5Cl^3O^2$ liq.....	+ 147 ^{Cal} ,6
$C^2HCl^3O^2$ sol. + C^2H^6O liq. = $C^4H^5Cl^3O^2$ liq. + H^2O liq.	+ 2 ^{Cal} ,0

Réaction mesurée :

Action du chlorure acide sur l'alcool.

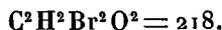
RIVALS.

ACIDE ACÉTIQUE BROMÉ.



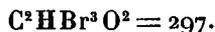
<i>Dissolution</i> : $C^2H^3BrO^2$ + eau.....	— 3 ^{Cal} ,06 (Pick.)
---	--------------------------------

ACIDE ACÉTIQUE BIBROMÉ.



<i>Dissolution</i> : $C^2H^2Br^2O^2$ + eau.....	+ 2 ^{Cal} ,8 (Pick.)
---	-------------------------------

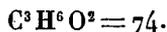
ACIDE ACÉTIQUE TRIBROMÉ.



<i>Dissolution</i> : $C^2HBr^3O^2$ + eau.....	+ 1 ^{Cal} ,12 (Pick.)
---	--------------------------------

Troisième section. — ACIDES RENFERMANT TROIS ATOMES DE CARBONE.

ACIDE PROPIONIQUE.



$C^3 + H^6 + O^2$ = $C^3H^6O^2$ gaz.	+ 112 ^{Cal} ,5	liq.	+ 122 ^{Cal} ,5	diss.	+ 123 ^{Cal} ,1
---	-------------------------	------	-------------------------	-------	-------------------------

Combustion : +367,4.

ST., *J. pr. Ch.*, L; 1894.

Chaleur de vaporisation : +10^{Cal},0.

SCHALL., *Ber. Ch. Ges. für* 1884; 2199.

Dissolution : C³H⁶O² + eau + 0^{Cal},62

MASSOL, *C. R.*, CXII, 1136; 1891.

Neutralisation : C³H⁶O² diss. + Na OH dissoute..... + 13^{Cal},5

Th. U., I, 271.

C³H⁶O² dissous + K OH dissoute..... + 13,0

TANATAR.

2 C³H⁶O² dissous + $\frac{1}{2}$ Ba O dissoute..... + 26,8

B., *A.* [5], VI, 327; 1875.

Dissolution des sels :

C³H⁵KO² + eau..... + 3,02

C³H⁵NaO² + eau..... + 3,05

MASSOL.

(C³H⁵O²)² Ba + eau..... + 6,87

B., *A.* [5], VI, 330; 1875.

Formation des sels solides :

C³H⁶O² liq. + KOH sol. = C³H⁵KO² sol. + H²O liq..... + 23,1

C³H⁶O² liq. + NaOH sol. = C³H⁵NaO² sol. + H²O liq..... + 20,9

2 C³H⁶O² liq. + Ba O.H²O sol.

= (C³H⁵O²)² Ba sol. + 2 H²O liq..... +31,4 ou + 15,7×2

ANHYDRIDE.

C⁶H¹⁰O³ = 130.

C⁶ + H¹⁰ + O³ = C⁶H¹⁰O³ liquide..... +163^{Cal},7

Combustion : +747,1.

LOUG., *C. R.*, CI; 1062; 1885.

ACIDE PROPIONIQUE BIBROMÉ.

C³H⁴Br²O² = 232.

TANATAR, *J. Ch. Soc.* (Abstracts.), LXIV, (1), 625; (2), 358; 1893.

Deux modifications : l'une β, fusible à 51°, instable ; l'autre α, fusible à 63°, stable. La première se change dans la seconde, en dégageant : +0^{Cal},5.

Dissolution : C³H⁴Br²O² α + eau, à 13°..... + 1,64

Cal

Neutralisation : C³H⁴Br²O² α diss. + KOH diss..... + 14,85

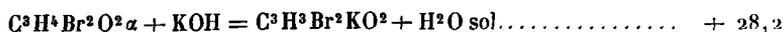
» C³H⁴Br²O² β diss. + KOH diss..... + 15,4

L'addition d'un excès d'acide α , dans les dissolutions très étendues de son sel K, est sans effet sensible.

Dissolution des sels α :

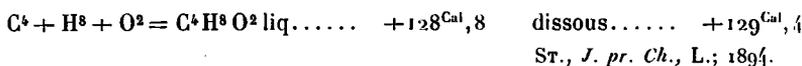
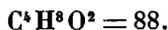
$C^3H^3Br^2KO^2 + \text{eau}$	+	Cal
		0,52
$C^3H^3Br^2KO^2.H^2O + \text{eau}$	-	2,9
$C^3H^3Br^2KO^2.C^3H^3Br^2O^2 \text{ crist.} + \text{eau}$	-	7,9

Formation du sel solide :



Quatrième section. — ACIDES RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE BUTYRIQUE NORMAL.



Température d'ébullition : +163°.

Combustion : +524,4.

Chaleur de fusion, à 0° : 2^{Cal}, 5.

GUILLOT, Thèse de l'Éc. de Ph. de Montpellier.

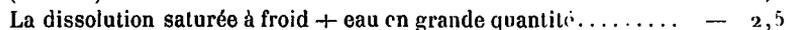
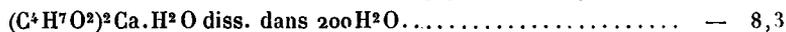


B., *A.* [5], VI, 327; 1875.

Dissolution des sels :

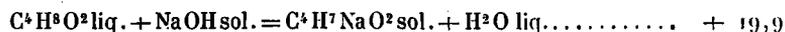


B., *A.* [5], VI, 430; 1875.

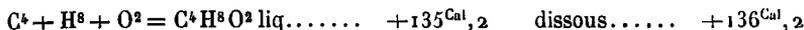
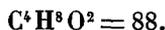


CHANCEL et PARMENTIER, *C. R.*, CIV, 474; 1887.

Formation du sel solide :

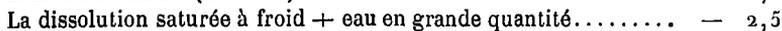
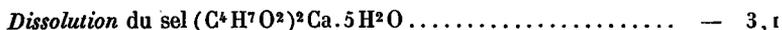
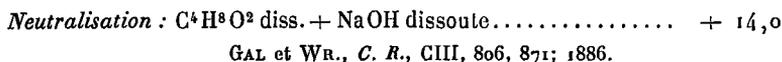


ACIDE ISOBUTYRIQUE.



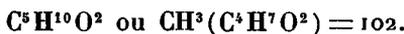
Combustion : +518.

LOUG., *A.* [6], XI, 223; 1887.



CHANCEL et PARMENTIER, *C. R.*, CIV, 474; 1887.

ÉTHER MÉTHYLBUTYRIQUE.



Combustion : +693, 4.

F. et SILB., *A.* [3], XXXIV, 441; 1852.

Chaleur de vaporisation : 7^{Cal}, 9.

SCHIFF, *Ann. de Lieb.*, CGXXXIV, 338; 1886.

ÉTHER ÉTHYLBUTYRIQUE.



Combustion : +851, 3.

LOUG., *A.* [6], VIII, 130; 1886.

Chaleur de vaporisation : 8^{Cal}, 3 (Schiff).

ÉTHER ÉTHYLISOBUTYRIQUE.



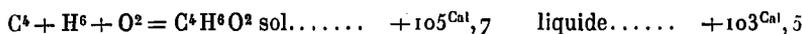
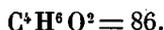
Combustion : +845, 7.

LOUG., *A.* [6], VIII, 131; 1886.

B. — II.

35

ACIDE CROTONIQUE.



Combustion : +478,5.

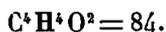
ST., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

Température de fusion : +67°,4.

Chaleur de fusion : 2^{Cal}, 2.

BRUNER.

ACIDE TÉTROLIQUE.



Combustion : +452,7.

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

Cinquième section. — ACIDES RENFERMANT CINQ ATOMES DE CARBONE.

$\text{C}^5\text{H}^{10}\text{O}^2 = 102$. Plusieurs isomères.

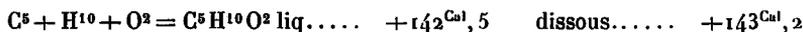
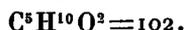
ACIDE NORMAL.



Combustion : +681,8.

ST., *J. pr. Ch.*, L; 1894.

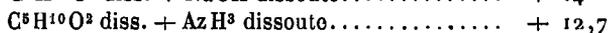
ACIDE VALÉRIQUE ORDINAIRE (ISO).



LOUG., *A.* [6], XI, 223; 1887.

Combustion : +674,0.

Dissolution : +0,7.



B., *A.* [5], VI, 328; 1875.

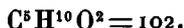
SELS.

{	$C^5H^9NaO^2 + \text{eau}, \text{à } 9^\circ$	+	^{Cal} 7,35
	$C^5H^9NaO^2 \cdot \frac{1}{2}H^2O$	+	4,20
	$C^5H^{10}O^2$ liquide + NaOH solide = $C^5H^9NaO^2$ sol. + H^2O liquide.....	+	17,2
	$C^5H^{10}O^2 \cdot AzH^3 + \text{eau}, \text{à } 11^\circ$	+	3,71
	$C^5 + H^{13} + Az + O^2 = C^5H^{10}O^2 \cdot AzH^3$ crist.....	+	173,2

Sel acide :

$3C^5H^{10}O^2 \cdot AzH^3 + \text{eau}$	—	0,1	B.
--	---	-----	----

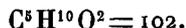
ACIDE ISOPROPYLACÉTIQUE.



$C^5H^{10}O^2$ liq. + eau, à 11°	+	1,17
$C^5H^{10}O^2$ dissous + NaOH dissoute.....	+	14,4

GAL. et WR., *C. R.*, CIII, 807; 1886.

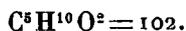
ACIDE DE LA VALÉRIANE.



$C^5H^{10}O^2$ dissous + AzH^3 dissoute.....	+	12,6
--	---	------

B., *A.* [5], VI, 328; 1875.

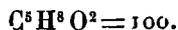
ACIDE TRIMÉTHYLACÉTIQUE.



$C^5H^{10}O^2$ crist. + eau, à 11°	+	0,34
<i>Neutralisation</i> : $C^5H^{10}O^2$ diss. + KOH dissoute .	+	13,6
$C^5H^9KO^2$ sol. + eau, à 16°	+	7,35
$C^5H^{10}O^2$ solide + KOH solide = $C^5H^9KO^2$ solide + H^2O solide.....	+	20,4

B., *A.* [5], IV, 98; 1875.

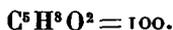
ACIDE ANGÉLIQUE.



$C^5 + H^8 + O^2 = C^5H^8O^2$ crist.....	+	112 ^{Cal} ,4
--	---	-----------------------

Combustion : +635, 1.St., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

ACIDE TIGLIQUE.



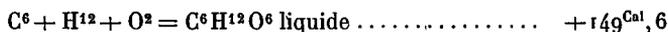
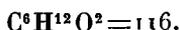
Combustion : +626, 6.

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

Sixième section. — ACIDES RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

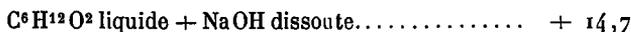
Acides hexyliques.

ACIDE CAPROÏQUE.



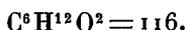
Combustion : +830, 2.

LOUG., *A.* [5], XXV, 140; 1882.



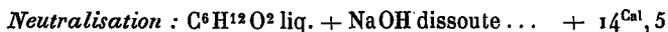
GAL et WR., *C. R.*, CIII, 806; 1886.

ACIDE ISOBUTYLACÉTIQUE.



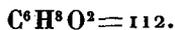
Combustion : +837, 5.

ST., *J. pr. Ch.*, L; 1894.



GAL. et WR.

ACIDE SORBIQUE.



Combustion : +728, 9.

OSSIPOFF.



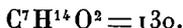
GAL. et WR.

Septième section. — ACIDES RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

Acides heptyliques.

Plusieurs isomères.

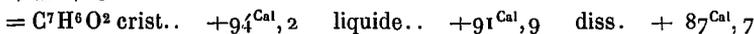
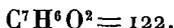
ACIDE ÉTHYLPROPYLACÉTIQUE.



Combustion : +994,7.

ST., *J. pr. Ch.*, L.; 1894.

ACIDE BENZOÏQUE.



Combustion :

+771,7 B. et LOUG., *A.* [6], XIII, 330; 1888.

+774,1 B. et REG., *A.* [6], XIII, 313; 1888.

Moyenne.... +772,9

Dissolution : —6^{Cal},5 environ.

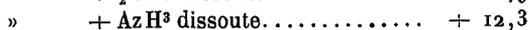
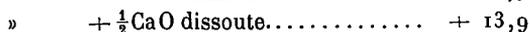
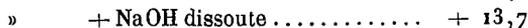
B., *A.* [4], XXIX, 346; 1873.

Chaleur de fusion : 2^{Cal},34.

Hess., *Annalen der Physik*, [2], XXXV, 425.



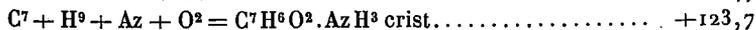
TIMOFÉÏEW., *C. R.*, CXII, 1138; 1891.



B., *A.* [4], XXIX, 347; 1873.

Sels :

Dissolution du sel.

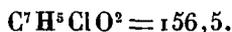


Formation des sels, tous corps solides :

$C^7H^6O^2 + KOH = C^7H^5KO^2 + H^2O$	+ 22,4	Cal
$C^7H^6O^2 + NaOH = C^7H^5NaO^2 + H^2O$	+ 17,5	
$2C^7H^6O^2 + CaO.H^2O = (C^7H^5O^2)_2Ca + 2H^2O$	+ 15,8 ou + 7,9 × 2	
$C^7H^6O^2 + AzH^3\text{ gaz} = C^7H^6O^2.AzH^3$	+ 17,3	
$C^7H^6O^2$ diss. dans l'alcool. absolu + C^2H^5NaO diss. dans l'alcool = $C^7H^5NaO^2$ diss. dans l'alcool + C^2H^6O	+ 6,45	

DEVENTER et REICHER.

ACIDE CHLOROBENZOÏQUE.



$C^7 + H^5 + Cl + O^2 = C^7H^5ClO^2$ crist.	+ 103,0	Cal
$C^7H^6O^2$ sol. + $Cl^2 = C^7H^5ClO^2$ sol. + HCl gaz.	+ 31,6	

RIVALS, C. R., CXXII, 480, 617; 1896.

Réactions mesurées. — Chaleur de combustion.

<i>Dissolution</i> : $C^7H^5ClO^2 + \text{eau}$	— 6,2	Cal
<i>Neutralisation</i> : $C^7H^5ClO^2$ diss. + KOH diss.	+ 15,5	
$C^2H^5ClO^2$ diss. + AzH^3 diss.	+ 13,1	
$C^7H^5ClKO^2. \frac{1}{2}H^2O + \text{eau}$	+ 0,36	

ACIDE NITROBENZOÏQUE.



$C^7 + H^5 + Az + O^4 = C^7H^5AzO^4$ crist.	+ 103 ^{Cal} , 2
--	--------------------------

Combustion : +729,4.*Réactions mesurées :*

$C^7H^6O^2$ crist. + AzO^3H liq. = $C^7H^5(AzO^2)O^2$ crist. + H^2O liq.	+ 36 ^{Cal} , 4
---	-------------------------

B., A. [5], IX, 324; 1876.

L'acide ainsi obtenu est un mélange de plusieurs isomères.

Acide ortho.

$C^7 + H^5 + Az + O^4 = C^7H^5AzO^4$ crist.	+ 102 ^{Cal} , 2
--	--------------------------

Combustion : +730,4.

MATIGNON et DELIGNY, C. R., CXXI, 423.

Dissolution : $-5^{\text{Cal}}, 33$.

<i>Neutralisation</i> : $\text{C}^7\text{H}^4\text{AzO}^4$ dissous + NaOH dissoute	+ $15,2^{\text{Cal}}$
$\text{C}^7\text{H}^4\text{NaAzO}^4 + \text{eau}$	+ $3,9$
$\text{C}^7\text{H}^5\text{AzO}^4 + \text{NaOH} = \text{C}^7\text{H}^4\text{NaAzO}^4 + \text{H}^2\text{O sol}$	+ $18,1$

ALEXEYEFF et WR., *B. S. Ch.* [3], II, 717.

Acide para.

$\text{C}^7 + \text{H}^5 + \text{Az} + \text{O}^4 = \text{C}^7\text{H}^5\text{AzO}^4$ crist	$103^{\text{Cal}}, 8$
---	-----------------------

Combustion : $+728, 8$.

MAT. et DELIGNY.

Dissolution de l'acide : $-8^{\text{Cal}}, 9$.

<i>Neutralisation</i> : $\text{C}^7\text{H}^5\text{AzO}^4$ dissous + NaOH dissoute	+ $15,35^{\text{Cal}}$
$\text{C}^7\text{H}^4\text{NaAzO}^4 + \text{eau}$	- $0,95$
$\text{C}^7\text{H}^5\text{AzO}^4 + \text{NaOH} = \text{C}^7\text{H}^4\text{NaAzO}^4 + \text{H}^2\text{O sol}$	+ $18,5$

ALEXEYEFF et WR., *B. S. Ch.* [3], II, 717.

Acide méta.

$\text{C}^7 + \text{H}^5 + \text{Az} + \text{O}^4 = \text{C}^7\text{H}^5\text{AzO}^4$ crist	+ $105^{\text{Cal}}, 6$
---	-------------------------

Combustion : $+727, 0$.

MAT. et DELIGNY.

Dissolution de l'acide : $-5^{\text{Cal}}, 6$.

LOUG., *A.* [5], XVII, 257.

<i>Neutralisation</i> : $\text{C}^7\text{H}^5\text{AzO}^4$ dissous + NaOH dissoute	+ $12^{\text{Cal}}, 8$
$\text{C}^7\text{H}^4\text{NaAzO}^4 + \text{eau}$	- $1, 1$
$\text{C}^7\text{H}^5\text{AzO}^4 + \text{NaOH} = \text{C}^7\text{H}^4\text{NaAzO}^4 + \text{H}^2\text{O sol}$	+ $19, 4$

ALEXEYEFF et WR., *B. S. Ch.* [3], II, 717.

ÉTHER MÉTHYLBENZOÏQUE.



$\text{C}^8 + \text{H}^8 + \text{O}^2 = \text{C}^8\text{H}^8\text{O}^2$ liq	+ $86^{\text{Cal}}, 8$
---	------------------------

Combustion : $+944, 0$.

ST., *J. pr. Ch.*, XXXVI, 4; 1887.

ÉTHER ÉTHYLBENZOÏQUE.

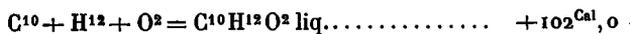


$\text{C}^9 + \text{H}^{10} + \text{O}^2 = \text{C}^9\text{H}^{10}\text{O}^2$ liq	+ $94^{\text{Cal}}, 4$
---	------------------------

Combustion : $+1099, 3$.

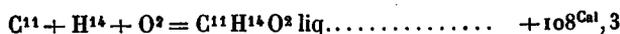
ST., etc., *J. pr. Ch.*, XXXVI, 5; 1887.

Éther propylbenzoïque.



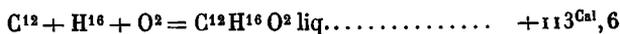
Combustion : +1255, 0. St.

Éther isobutylbenzoïque.



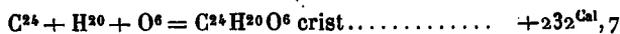
Combustion : +1412, 0. St.

Éther amybenzoïque.



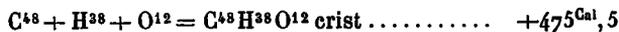
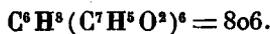
Combustion : +1570, 0. St.

tribenzoycine.



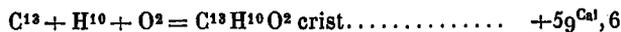
Combustion : +2720, 5. St.

Mannite hexabenoïque.



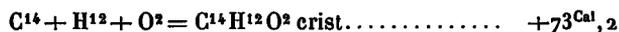
Combustion : +5361, 9. St.

Éther phénylbenzoïque.



Combustion : +1511, 3. St., Z. ph. Ch., X, 420.

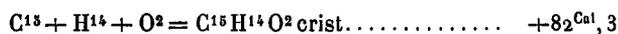
ÉTHÉR CRÉSYLBENZOÏQUE (PARA).



Combustion : +1661, 0.

St.

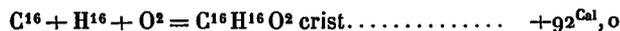
ÉTHÉR XYLÉNYLBENZOÏQUE (ORTHO).



Combustion : +1815, 2.

St.

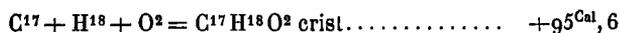
ÉTHÉR PSEUDOCUMÉNYLBENZOÏQUE.



Combustion : +1968, 8.

St.

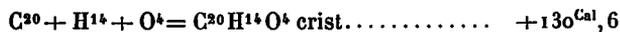
ÉTHÉR THYMYLBENZOÏQUE.



Combustion : +2128, 5.

St.

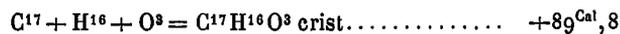
ÉTHÉR RÉSORCYLDIBENZOÏQUE.



Combustion : +2238, 4.

St.

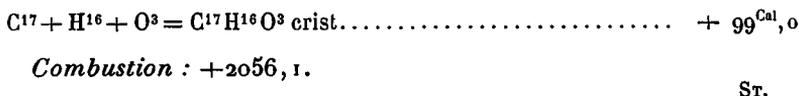
ÉTHÉR EUGÉNOLBENZOÏQUE.



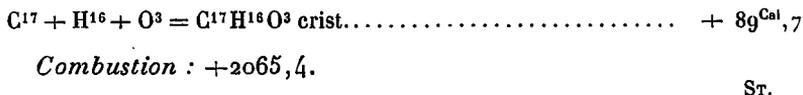
Combustion : +2065, 3.

St.

ÉTHER ISOEUGÉNOLBENZOÏQUE.



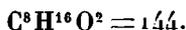
ÉTHER BÉTELPHÉNOL BENZOÏQUE.



Huitième section. — ACIDES RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

Acides octyliques.

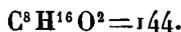
ACIDE CAPRYLIQUE.



Température de fusion : +16°.

Chaleur de fusion : 3^{Cal},3 (Guillot).

ACIDE DIPROPYLACÉTIQUE.



Chaleur de combustion : +1138,7.

LOUG., *A.* [6], XI, 221; 1887.

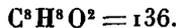
St. a donné en 1894 : +1151,5.

Les acides gras de cet ordre sont d'une purification très difficile.

Dissolution : +0^{Cal},16.

MASSOL, *A.* [7], L, p. 218; 1894.

ACIDE PHÉNYLACÉTIQUE.



Chaleur de combustion : +933,1.

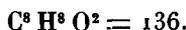
St., *J. pr. Ch.*, XL, 134; 1889.

Température de fusion : +74°,9.

Chaleur de fusion : 3^{Cal},45.

BRUNNER.

ACIDE TOLUIQUE.



$C^8 + H^8 + O^2 = C^8 H^8 O^2$ crist. (ortho).....	+101,0	Cal
» (para)	+101,3	
» (méta).....	+103,5	

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 133; 1889.

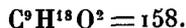
Chaleur de combustion :

Ortho.....	+929,4
Para.....	+927,4
Méta.....	+929,1

Neuvième section. — ACIDES RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

Acides nonyliques.

ACIDE HEPTYLACÉTIQUE (*pélargonique*).



Chaleur de combustion : +1287,4.

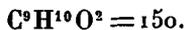
LOUG., *A.*, [6], XI, 221; 1887.

St. a donné en 1894 : +1309,5. Voir la remarque relative à l'acide $C^8 H^{16} O^2$, p. 553.

Température de fusion : +12°.

Chaleur de fusion : 3^{Cal},0 (Guillot).

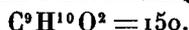
ACIDE MÉSITYLÉNIQUE (*diméthylbenzoïque*).



Combustion : +1085,2.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 135; 1889.

ACIDE HYDROCINNAMIQUE.



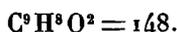
Chaleur de combustion : +1085,5.

ST.

Acides isomères.

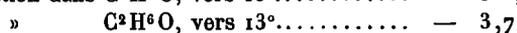


ACIDE CINNAMIQUE.



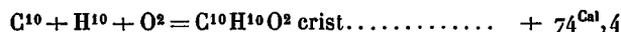
Chaleur de combustion : +1042,8.

OSSIPOFF, *A.* [6], XX, 377; 1890.



TIMOFEIEV, *C. R.*, CXII, 1138; 1891.

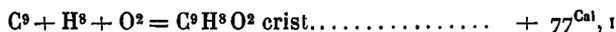
ÉTHER MÉTHYLCINNAMIQUE.



Chaleur de combustion : +1213,6.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 347; 1889.

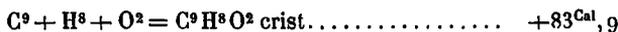
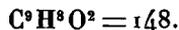
ACIDE ALLOCINNAMIQUE.



Chaleur de combustion : +1047,6.

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 418.

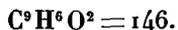
ACIDE ATROPIQUE.



Chaleur de combustion : +1044,8.

OSSIPOFF, *A.* [6], XX, 379; 1890.

ACIDE PHÉNYLPROPIOLIQUE.

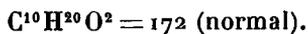


Chaleur de combustion : +1023,7.

ST., *Z. ph. Ch.*, VI, 346.

Dixième section. — ACIDES RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.

ACIDE CAPRIQUE.



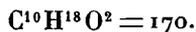
Température de fusion : +31°,3.

Chaleur de combustion : +1458,3.

ST., *Z. ph. Ch.*, L; 1894.

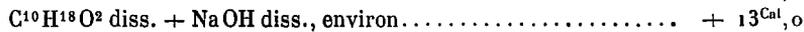
Chaleur de fusion : 3^{Cal},9 (Guillot).

ACIDE CAMPHOLIQUE.



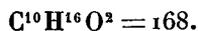
B. et RIVALS, *A.* [7], VII, 41; 1896.

Chaleur de combustion : +1409,2.



B., *A.* [7], VII, 51; 1896.

ACIDE CAMPHIQUE OU CAMPHOLÉNIQUE.

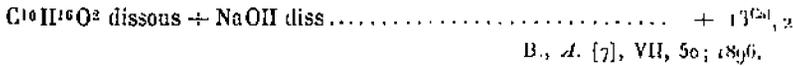


Chaleur de combustion : +1365,9.

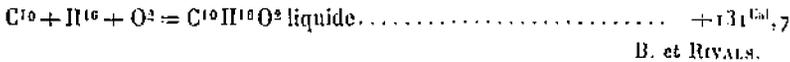
B. et RIVALS, *A.* [7], VII, 40; 1896.

Dissolution : -3^{Cal},2.

Neutralisation :

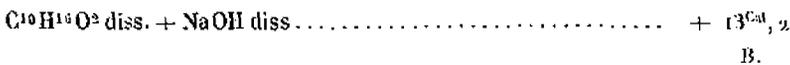


ACIDE ISOCAMPHIQUE.

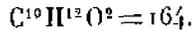


Chaleur de combustion : + 1363, 3

Neutralisation :



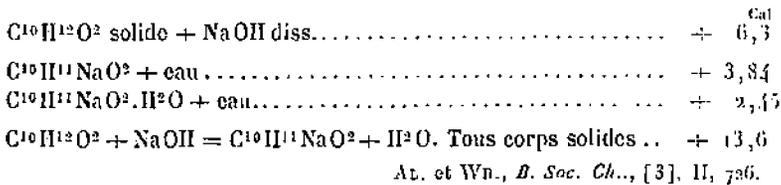
ACIDE CUMINIQUE (*isopropylbenzoïque*).



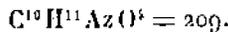
Chaleur de combustion : + 1239, 9.

B. et LOUG., *A.* [6], XIII, 331; 1888.

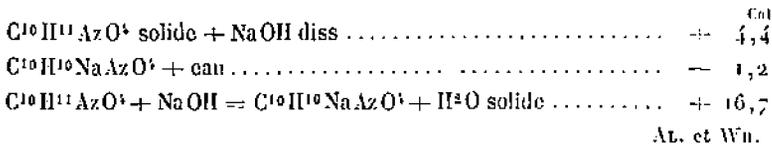
Neutralisation :



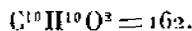
ACIDE NITROCUMINIQUE.



Neutralisation :



ACIDE ISOPHÉNYLCROTONIQUE.



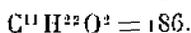
Chaleur de combustion : + 1196, 0.

St., *Z. ph. Ch.*, X, 418.

Température de fusion : + 86°.

Onzième section. — ACIDES RENFERMANT ONZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE UNDÉCYLIQUE.

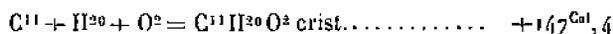
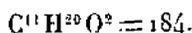


Chaleur de combustion : +1615,9.

Température de fusion : +28°.

ST., Z. ph. Ch., X, 416.

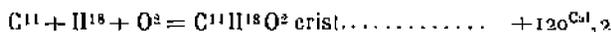
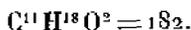
ACIDE UNDÉCYLÉNIQUE.



Combustion : +1580.

ST.

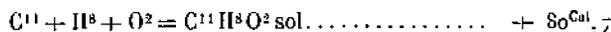
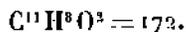
ACIDE UNDÉKOLIQUE.



Combustion : +1538,1.

ST.

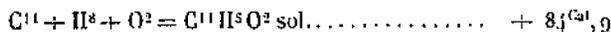
ACIDE NAPHTOÏQUE α .



Chaleur de combustion : +1232,6.

ST., J. pr. Ch., XL, 137; 1889.

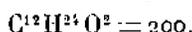
ACIDE NAPHTOÏQUE β .



Combustion : +1238,4.

Douzième section. — ACIDES RENFERMANT DOUZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE LAURIQUE.



Chaleur de combustion : + 1771, 8.

» + 1759, 7. *St., J. pr. Ch., XLII, 374; 1890.*

Louv., A. [6], XI, 222; 1887.

Voir la remarque de la page 553 sur la difficulté de purifier les acides gras.

Chaleur spécifique moléculaire solide, moyenne (0°-12°) : 91, 4.

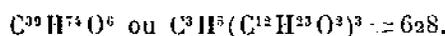
St., J. pr. Ch., XXXII, 80; 1885.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (53°-100°) : 105, 8.

Température de fusion : + 44°.

Chaleur de fusion : 5^{Cal}, 6 (Guillot).

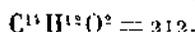
TRILAURINE.



Combustion : + 5707, 4.

Louv., A. [6], XI, 226; 1887.

ACIDE DIPHÉNYLACÉTIQUE.



Combustion : + 1652, 5.

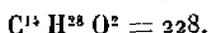
St.

Treizième section. — ACIDES RENFERMANT TREIZE ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Quatorzième section. — ACIDES RENFERMANT QUATORZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE MYRISTIQUE.



Chaleur de combustion : +2085,9.

ST., *J. pr. Ch.*, XLII, 437; 1890.

» +2061,7.

LOUG., *A.* [6], XI, 222; 1887.

Chaleur spécifique moléculaire solide, moyenne (0°-100°) : 101,2.

» » (0°-35°) : 110,0.

ST., *J. pr. Ch.*, XXXII, 80; 1885.

Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne (56°-100°) : 123,9.

Température de fusion : +53°, 8.

Chaleur de fusion : 10^{Cal}, 82 (?).

TRIMYRISTINE.



Combustion : +6601,9.

LOUG., *A.* [6], XI, 227; 1887.

Combustion : +6650,5.

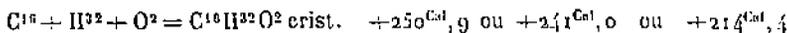
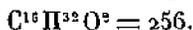
ST., *J. pr. Ch.*, XLII, 376; 1890.

Quinzième section. — ACIDES RENFERMANT QUINZE ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Seizième section. — ACIDES RENFERMANT SEIZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE PALMITIQUE (ancien *acide margarique* de Chevreul).



Chaleur de combustion : +2371,8.

» +2361,9. LOUG., *A.* [6], XI, 439; 1887.

» +2398,4. ST., *J. pr. Ch.*, XXXI, 219; 1885.

» +2398,4. ST., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

Température de fusion : +61°.

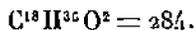
Chaleur de fusion : 7^{Cal},3 (Guillot).

Dix-septième section. — ACIDES RENFERMANT DIX-SEPT ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Dix-huitième section. — ACIDES RENFERMANT DIX-HUIT ATOMES DE CARBONE.

ACIDE STÉARIQUE.



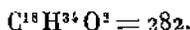
Combustion : +2677,8.

» +2711,8. ST., *J. pr. Ch.*, XXXI, 299; 1885.

» +2711,8. ST., *J. pr. Ch.*, XLIX, 109; 1893.

Température de fusion : +69°,2.

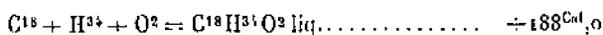
ACIDE ÉLAÏDIQUE.



Combustion : +2664,3.

ST.

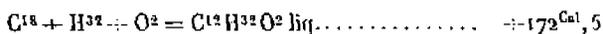
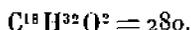
ACIDE OLÉIQUE, isomère.



Combustion : +2682.

St.

ACIDE STÉAROLIQUE.



Combustion : +2628,9.

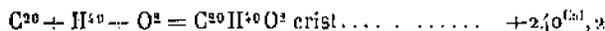
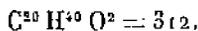
St., *Z. pr. Ch.*, X, 416.

Dix-neuvième section. — ACIDES RENFERMANT
DIX-NEUF ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Vingtième section. — ACIDES RENFERMANT VINGT ATOMES
DE CARBONE.

ACIDE ARACHIQUE.



Combustion : +3025,8.

Température de fusion : +75°.

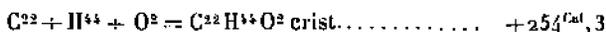
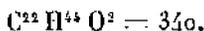
St., *J. pr. Ch.*, L, 1894.

Vingt et unième section. — ACIDES RENFERMANT
VINGT ET UN ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Vingt-deuxième section. — ACIDES RENFERMANT
VINGT-DEUX ATOMES DE CARBONE.

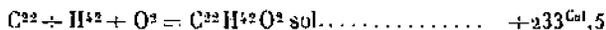
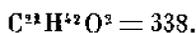
ACIDE BÉNÉNIQUE.



Combustion + 3338, 3.

ST., *J. pr. Ch.*, XLII, 369; 1890.

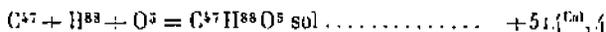
ACIDE BRASSIDIQUE.



Combustion : + 3290, 1.

ST., *J. pr. Ch.*, XLII, 369; 1890.

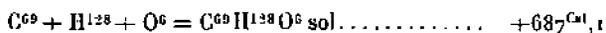
DIBRASSIDINE.



Combustion : + 6953, 7.

ST.

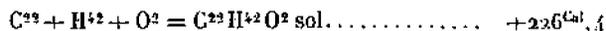
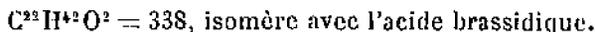
TRIBRASSIDINE.



Combustion : + 10236.

ST., *J. pr. Ch.*, XLII, 369; 1890.

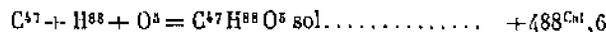
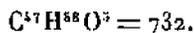
ACIDE ÉRUCIQUE.



Combustion : + 3297, 2.

ST., *J. pr. Ch.*, XLII, 369; 1890.

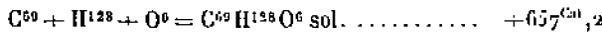
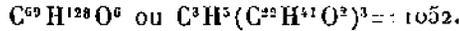
DITÉRUCINE.



Combustion : +16979,5.

ST.

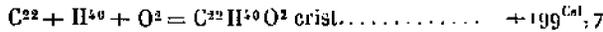
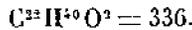
TRIÉRUCINE.



Combustion : +10265,5.

ST., *J. pr. Ch.*, XLII, 369; 1890.

ACIDE PÉNÉNOLIQUE.



Combustion : +3255,9.

ST., *J. pr. Ch.*, XLII, 369; 1890.

Chaleurs de combustion des corps gras naturels.

GRAISSES ANIMALES.

Pour 1^{er}, la composition est voisine de :

$$C = 0,765.$$

$$H = 0,120.$$

$$O = 0,115.$$

1^{er} dégage en brûlant : +9^{Cal},500.

La chaleur de combustion, calculée pour 1^{er} d'oléo-stéaro-palmitine, serait : +9^{Cal},500.

Formation par les éléments :

0⁸⁷,765 carbone + 0⁸⁷,120 hydrogène + 0⁸⁷,115 oxygène = 1⁸⁷,000 graisse, dégagent : 0^{Cal},6143.

BEURRE (1^{er}).

Combustion : +9^{Cal},231.

HUILES VÉGÉTALES (1^{er}).

Huile de lin.....	9,470	} moyenne 9 ^{Cal} ,520
Huile d'olives.....	9,510	
Huile de pavots.....	9,580	
Huile de navettes.....	9,690	

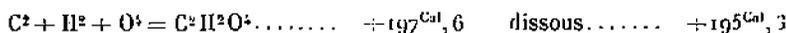
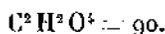
ST.

CHAPITRE II.

ACIDES BIBASIQUES A FONCTION SIMPLE.

Première section. — ACIDES RENFERMANT DEUX ATOMES DE CARBONE.

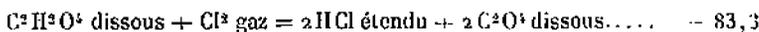
ACIDE OXALIQUE.



Combustion :

A. : +60,0; expériences faites par voie humide.

Réaction mesurée :



Le chlore a été pesé directement.

B., *A.* [5], V, 303; 1875.

B. : +60,2; expériences par voie sèche.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 202; 1889.

Voir aussi p. 132.

Neutralisation, voir p. 132.

<i>Dissolution dans l'eau</i>	Cal	
		2,29
	B., <i>A.</i> [5], IV, 108; 1875.	
» dans $n\text{CH}^3\text{O}$		0,87
» dans $n\text{C}^2\text{H}^6\text{O}$		1,27
» dans $n\text{C}^2\text{H}^8\text{O}$ (normal).....		1,88
	TIMOFEEV, <i>C. R.</i> , CXLII, 1138; 1891.	
<i>Hydrate : C²H²O⁴.2H²O dans l'eau</i>		8,19
	B., <i>A.</i> [5], IV, 108.	
» dans $n\text{CH}^3\text{O}$		5,2
» dans $n\text{C}^2\text{H}^6\text{O}$		5,6
» dans $n\text{C}^2\text{H}^8\text{O}$		6,6
	TIMOFEEV.	

OXALATES.

Voir les métaux.

ÉTHER DIMÉTHYLOXALIQUE.



$C^3 + H^6 + O^5$	
= $C^3H^6O^5$ crist. + 186 ^{Cal} ,0 liq. + 181 ^{Cal} ,0 diss.	+ 183,8 ^{Cal}
$C^2H^2O^4$ sol. + 2 C^2H^2O liq. = $C^3H^6O^5$ sol. + 2 H^2O liq.	- 1,6
$C^2H^2O^4$ dissous + 2 C^2H^2O étendu	
= $C^3H^6O^5$ dissous + 2 H^2O liquide.	- 2,34 ou - 1,17 × 2

Combustion : + 398,2; expériences par voie humide.

Réactions mesurées :

Décomposition par 2 NaOH étendue.	+ 28,5
	B., A. [5], IX, 34r; 1876.

Combustion : + 402,1; expériences par voie sèche.

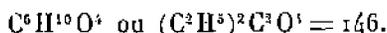
ST., J. pr. Ch., XL, 549; 1889.

Température de fusion : + 49°, 5.

Chaleur de fusion : 5^{Cal},0.

Dissolution : - 2^{Cal},24.

ÉTHER DIÉTHYLOXALIQUE.



$C^6 + H^{10} + O^5$	
= $C^6H^{10}O^5$ liq. + 195 ^{Cal} ,6 gaz. + 185 ^{Cal} ,0 diss.	+ 198,7 ^{Cal}
$C^2H^2O^4$ sol. + 2 C^2H^2O liq.	
= $C^6H^{10}O^5$ liq. + 2 H^2O liq.	- 3,79
$C^2H^2O^4$ dissous + 2 C^2H^2O diss.	
= $C^6H^{10}O^5$ diss. + 2 H^2O liq.	- 3,50 ou - 1,75 × 2
	B., A. [5], IX, 338; 1876.

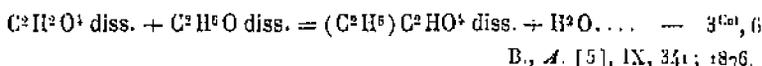
Combustion : + 715,2 (calculée).

Chaleur de vaporisation : 10^{Cal},6 (A.).

Réactions mesurées (voie humide) :

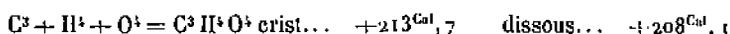
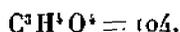
I. Dissolution de $C^6H^{10}O^5$ dans l'eau, à 15°.	+ 3,08 ^{Cal}
II. Dissolution de 2 C^2H^2O dans l'eau.	+ 5,08
III. $C^6H^{10}O^5$ diss. + 2 NaOH diss.	
= $C^2Na^2O^5$ diss. + 2 C^2H^2O diss.	+ 35,2 ou - 17,6 × 2

ACIDE ÉTHYLOXALIQUE.



Deuxième section. — ACIDES RENFERMANT TROIS ATOMES DE CARBONE.

ACIDE MALONIQUE.



Chaleur de combustion : + 207, 2.

LOUG., *A.* [6], XXIII, 195; 1891.

Dissolution : - 1^{Cal}, 5, vers 20°.

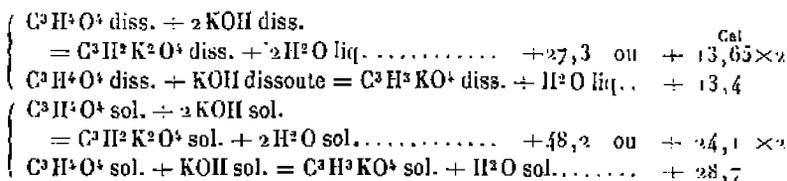
MASSOL, *A.* [7], I, 184; 1894.

SELS.

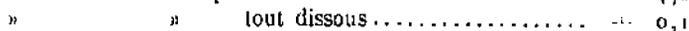
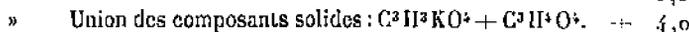
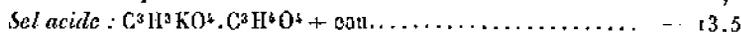
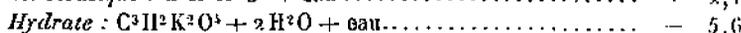
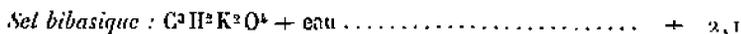
Potasse :

MASSOL, *A.* [7], I, 185; 1894.

Neutralisation :

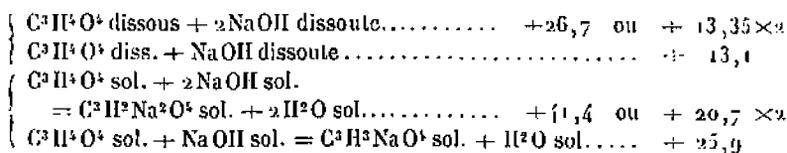


Dissolution :



Soude :

Neutralisation :



Dissolution :

<i>Sel bibasique</i> : $C^3H^2Na^2O^4 + \text{eau}$	+ 3,1	Cal
<i>Hydrate</i> : $C^3H^2Na^2O^4 \cdot H^2O + \text{eau}$	+ 1,5	
<i>Sel monobasique</i> : $C^3H^2NaO^4 + \text{eau}$	- 6,1	

Ammoniaque :

Neutralisation :

{	$C^3H^3O^4$ dissous + 2 Az H^3 dissoute.....	+25,0	ou	+12,5 × 2
	$C^3H^4O^4$ diss. + Az H^3 dissoute.....	- 12,1		

Dissolution :

{	$C^3H^3O^4$ sol. + 2 Az H^3 gaz = $C^3H^4O^4 \cdot 2$ Az H^3 sol.	+40,5	ou	+20,25 × 2
	$C^3H^3O^4$ sol. + Az H^3 gaz = $C^3H^4O^4 \cdot$ Az H^3 sol.....	+22,3		
	$C^3H^3O^4 \cdot 2$ Az H^3 + eau.....	- 2,5		
	$C^3H^3O^4 \cdot$ Az H^3 + eau.....	- 6,1		

Lithine :

Neutralisation :

			Tout solide.		
{	$C^3H^3O^4$ diss. + 2 Li OH dissoute.....	+ 25,5	+31,6	ou	+15,8 × 2
	$C^3H^3O^4$ diss. + Li OH dissoute.....	+12,7	+17,5		

Dissolution :

{	$C^3H^2Li^2O^4 + \text{eau}$	+ 3,5
	$C^3H^2LiO^4 + \text{eau}$	- 1,4

Chaux :

Neutralisation :

			Tout solide.
{	$C^3H^4O^4$ diss. + Ca O . H^2O dissoute	+27,1	+20,75
	$C^3H^4O^4$ diss. + $\frac{1}{2}$ (Ca O . H^2O) dissoute .	+13,5	

Hydrate : $C^3H^2CaO^4 + 2H^2O$ sol.
 = $C^3H^2CaO^4 \cdot 2H^2O$ + 5,0
 $C^3H^2CaO^4 + 4H^2O$ sol. = $C^3H^2CaO^4 \cdot 2H^2O$. +10,7

Ces nombres ont été calculés d'après la mesure de la chaleur de dissolution du sel anhydre et de ses hydrates, dans une dissolution d'acide malonique.

Baryte :

Neutralisation :

	Cal	Tout solide.
{ C ³ H ³ O ³ diss. + Ba O.H ² O diss. (précipité partiel)...	+30,1	+ 31 ^{Cal} , 3
{ " + $\frac{1}{2}$ (Ba O.H ² O).....	+13,5	
<i>Hydrate</i> : C ³ H ³ BaO ³ + H ² O sol. = C ³ H ³ BaO ³ .H ² O...	+ 0,3	
C ³ H ³ BaO ³ + 2H ² O sol. = C ³ H ³ BaO ³ .2H ² O.	+ 4,7	

Ces nombres ont été calculés d'après la chaleur de dissolution des sels dans les acides étendus. Le premier hydrate est stable à 140°.

Strontiane :

	Cal	Tout solide.
{ C ³ H ³ O ³ diss. + Sr O.H ² O dissoute	+26,9	+ 32 ^{Cal} , 1
{ C ³ H ³ O ³ diss. + $\frac{1}{2}$ (Sr O.H ² O) dissoute.....	+13,85	

Zinc :

{ C ³ H ³ O ³ dissous + ZnO précipité (précip. partiel)...	+13,0	+ 10,2
{ C ³ H ³ O ³ dissous + $\frac{1}{2}$ ZnO précipité.....	+ 6,7	

Argent :

C ³ H ³ O ³ sol. + Ag ² O sol. + H ² O sol. = C ³ H ³ Ag ² O ³ + 2H ² O sol.	+ 16,7
--	--------

Valeur calculée d'après la réaction suivante :

2AzO ³ Ag diss. + C ³ H ³ K ² O ³ diss.	
= C ³ H ³ Ag ² O ³ préc. + 2AzO ³ K diss	9,8
<i>Dissolution</i> : C ³ H ³ Ag ² O ³ + eau	9,8

ÉTHÉR DIMÉTHYLMALONIQUE.



C ⁵ + H ⁵ + O ³ = C ⁵ H ⁵ O ³ liq	+195 ^{Cal} , 0
---	-------------------------

Combustion : +552, 5.

GUINCHANT, *C. R.*, CXXI, 355; 1895.

ÉTHÉR DIÉTHYLMALONIQUE.

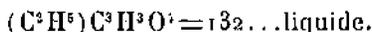


C ⁷ + H ¹² + O ³ = C ⁷ H ¹² O ³ liq	+213 ^{Cal} , 5
---	-------------------------

Combustion : +860, 6.

LOUG., *A.* [6], VIII, 142; 1886.

ACIDE ETHYLMALONIQUE.



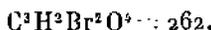
Neutralisation : Acide éthylmalonique dissous + KOH dissoute... $\frac{Cal}{+ 13,45}$
 $C^2H^5O^2$ liq. + KOH sol. = $C^2H^7KO^2$ sol. + H^2O liq. $\frac{+ 27,2}{}$
 MASSOL, A. [7], I, 197; 189f.

Dissolution de l'acide liquide : $\frac{-0^{cal},60}{}$.

Dissolution du sel $C^2H^7KO^2$ — $0,65$

Dérivés bromés.

ACIDE MALONIQUE DIBROMÉ.

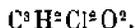


Neutralisation :

		Tout solide.
{	$C^2H^2Br^2O^2$ diss. + 2 KOH diss.	
	= $C^2K^2Br^2O^2$ diss. + 2 H^2O	$\frac{Cal}{-29,44} + 69,0$
{	$C^2H^2Br^2O^2$ diss. + KOH dissoute	
	= $C^2HKBr^2O^2$ diss. + H^2O	$-15,5 + 36,9$
<i>Dissolution</i> : $C^2H^2Br^2O^2$ + eau.....		$-2,02$
$C^2K^2Br^2O^2$ + eau.....		$-9,94$
$C^2HKBr^2O^2$ + eau.....		$-5,60$

MASSOL, A. [7], I, 200; 189f.

CHLORURE MALONIQUE.



$C^2 + H^2 + Cl^2 + O^2 = C^2H^2Cl^2O^2$ liq. $\frac{Cal}{-104,6}$

Réactions mesurées :

- A. $C^2H^2Cl^2O^2 + eau : C^2H^2Cl^2O^2 + 2H^2O + eau$
 = $C^2H^4O^2$ diss. + 2 HCl diss. $\frac{+ 44,5}{}$
 B. $C^2H^2Cl^2O^2 + 4 NaOH$ dissoute..... $\frac{+ 99,7}{}$

D'où :

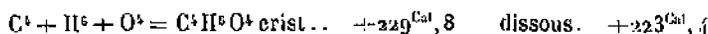
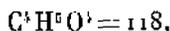
$C^2H^2Cl^2O^2 + 2H^2O + eau = C^2H^4O^2$ diss. + 2 HCl diss. $\frac{+ 44,2}{}$

Moyenne..... $\frac{+ 44,3}{}$

B., A. [6], XXIII, 566; 1891.

Troisième section. — ACIDES RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE SUCCINIQUE.



Chaleur de combustion : $+354,4.$

LAWL., *A.* [6], XXIII, 196; 1891.

Température de fusion : $+180^{\circ}.$

<i>Dissolution</i> , à 11°	—	$6,4^{Cal}$
$C^4H^6O^4 + nCH^2O$, vers 13°	—	$4,54$
$C^4H^6O^4 + nC^2H^2O$	—	$4,73$
$C^4H^6O^4 + nC^2H^2O$ (normal).....	—	$5,0$

TIMOFEEV, *C. R.*, CXII, 1138; 1891.

Sels.

Potasse.

Neutralisation :

$C^4H^6O^4$ diss. $+ 2 KOH$ diss. = $C^4H^4K^2O^4$ diss. $+ 2 H^2O$.	$+26,4^{Cal}$	Tout solide.
$C^4H^6O^4$ diss. $+ KOH$ diss. = $C^4H^5KO^4$ diss. $+ H^2O$..	$+13,6$	$-26,2^{Cal}, 2$

CHROUSTCHOFF, *A.* [5], XIX, 424; 1880.

Dissolution :

<i>Sel bibasique</i> : $C^4H^4K^2O^4 + eau$	$+ 0,2$
<i>Hydrate</i> : $C^4H^4K^2O^4.H^2O + eau$	$- 3,4$
<i>Sel monobasique</i> : $C^4H^5KO^4 + eau$	$-5,35$
$C^4H^5KHO^4.H^2O + eau$	$- 7,6$

MASSOL, *A.* [7], I, 224; 1894.

Soude.

Neutralisation :

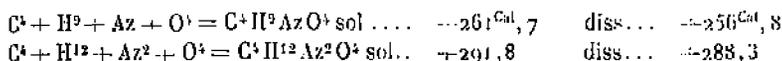
$C^4H^6O^4$ diss. $+ 2 NaOH$ diss. = $C^4H^4Na^2O^4$ diss. $+ 2 H^2O$	$+26,4$	$+39,8$
$C^4H^6O^4$ diss. $+ NaOH$ diss. = $C^4H^5NaO^4$ diss. $+ H^2O$..	$+13,6$	$+20,1$

CHROUSTCHOFF, *A.* [5], XIX, 424; 1880.

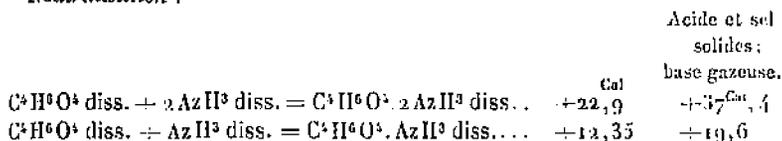
Dissolution :

<i>Sel bibasique</i> : $C^4H^4Na^2O^4 + eau$	$+ 2,4$
<i>Hydrate</i> : $C^4H^4Na^2O^4.6H^2O + eau$	$-11,0$
<i>Sel monobasique</i> : $C^4H^5NaHO^4 + eau$	$- 2,8$

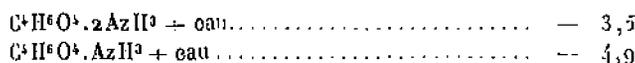
Ammoniaque.



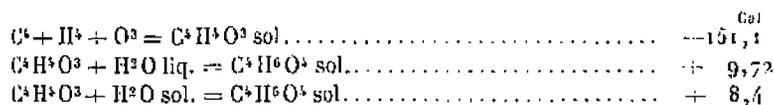
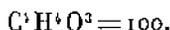
Neutralisation :



Dissolution :



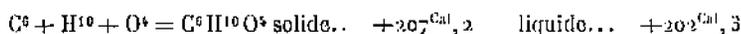
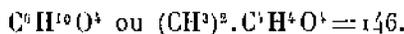
ANHYDRIDE SUCCINIQUE.



Ann., *A.* [5], XIX, 426; 1880.

Réactions mesurées. — Dissolution comparée de l'anhydride et de l'acide, dans un excès de KOH dissoute.

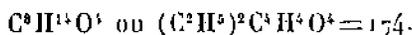
ÉTHÉR DIMÉTHYLSUCCINIQUE.



Combustion : +703, 6 solide ; +708, 5 liquide.

Str., *J. pr. Ch.*, XL, 350; 1889.

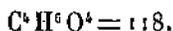
ÉTHÉR DIÉTHYLSUCCINIQUE.



Combustion : +1007, 7.

Loug., *A.* [6], VIII, 143; 1886.

ACIDE ISOSUCCINIQUE (MÉTHYLMALONIQUE).



Chaleur de combustion : +362,5.

Str., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

Température de fusion : +130°.

Dissolution : -4^{Cal},10 (Tauratar); -3^{Cal},42, à 6° (Massol).

Neutralisation :

MASSOL, *A.* [7], I, 202; 1894.

$\text{C}^5\text{H}^6\text{O}^4$ diss. + KOH diss.	+13,9
» 2° KOH diss.	+13,9
Total.	+27,8
$\text{C}^5\text{H}^6\text{O}^4$ diss. + NaOH diss.	+13,45
» 2° NaOH diss.	+12,9
Total.	+26,4

Formation des sels solides :

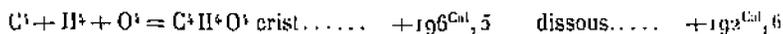
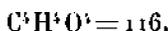
$\text{C}^5\text{H}^6\text{O}^4 + 2\text{KOH} = \text{C}^5\text{H}^5\text{K}^2\text{O}^4 \text{ sol.} + 2\text{H}^2\text{O sol.}$	+49,1	ou	+24,55 × 2
$\text{C}^5\text{H}^6\text{O}^4 + \text{KOH} = \text{C}^5\text{H}^5\text{K}\text{O}^4 \text{ sol.} + \text{H}^2\text{O sol.}$	+28,2		
$\text{C}^5\text{H}^6\text{O}^4 + 2\text{NaOH} = \text{C}^5\text{H}^5\text{Na}^2\text{O}^4 + 2\text{H}^2\text{O sol.}$	+40,5	ou	+20,25 × 2

Dissolution :

MASSOL, Mémoire cité.

$\text{C}^5\text{H}^5\text{K}^2\text{O}^4 + \text{eau}$	+3,12
$\text{C}^5\text{H}^5\text{K}\text{O}^4 \cdot \text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	+1,95
$\text{C}^5\text{H}^5\text{K}^2\text{O}^4 \cdot 2\text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	+1,41
$\text{C}^5\text{H}^5\text{K}\text{O}^4 + \text{eau}$	-3,76
$\text{C}^5\text{H}^5\text{K}\text{O}^4 \cdot \text{H}^2\text{O} + \text{eau}$	-4,56
$\text{C}^5\text{H}^5\text{Na}^2\text{O}^4 + \text{eau}$	+4,9

ACIDE FUMARIQUE.



Chaleur de combustion : +318,6.

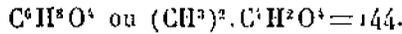
Locq., *A.* [6], XXIII, 186; 1891.

Dissolution : -3^{Cal},90.

$\text{C}^4\text{H}^4\text{O}^4$ dissous + NaOH diss.	+ 13,23
» 2° NaOH diss.	+ 13,37
Total.	+ 26,60

GAL. et WU., *C. R.*, CIII, 1019; 1886.

ÉTHER DIMÉTHYLFUMARIQUE.



Combustion : $+662,8.$

Oss., *A.* [6], XX, 386; 1890.

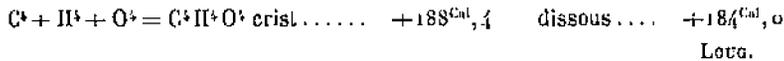
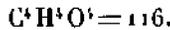
ÉTHER DIMÉTHYLMALÉIQUE (isomère).



Combustion : $+669,6.$

Oss.

ACIDE MALÉIQUE.



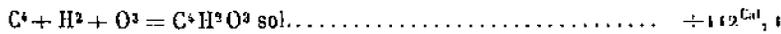
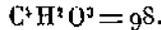
Chaleur de combustion : $+326,7.$

Dissolution : $-4^{Cal}, 44.$

<i>Neutralisation</i> : $C^4H^4O^4$ diss. + NaOH diss.	$+13,30$
" 2° NaOH diss.	$+13,32$
Total	$+26,62$

GAL. et WIL.

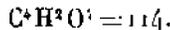
ANHYDRIDE MALÉIQUE.



Combustion : $+336,4.$

Oss., *A.* [6], XX, 386; 1890.

ACIDE ACÉTYLÉNO-DICARBONIQUE.

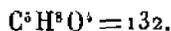


Combustion : $+306,2.$

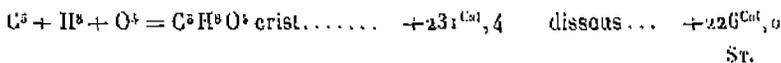
ST., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

Quatrième section. — ACIDES RENFERMANT CINQ ATOMES DE CARBONE.

Acides.



ACIDE GLUTARIQUE.



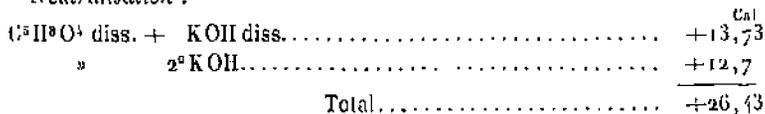
St.

Combustion : +516,1.

Température de fusion : +97°, 5.

Dissolution : -5^{Cal}, 4.

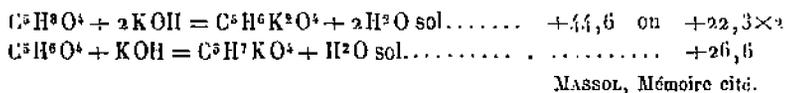
Neutralisation :



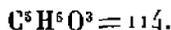
Dissolution :



Formation des sels solides :



ANHYDRIDE GLUTARIQUE.



Combustion : +528,2.

St.

ACIDE DIMÉTHYLMALONIQUE.



Température de fusion : +186°.

Combustion : +515,3.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 920; 1889.

ACIDE ÉTHYLMALONIQUE.

$C^5 + H^8 + O^3 = C^5H^8O^4$ crist..... +229^{Cal},6
Combustion : +517,9. St.
Température de fusion : +112°.

ACIDE MÉTHYLSUCCINIQUE OU PYROTARTRIQUE.

$C^5 + H^8 + O^3 = C^5H^8O^4$ crist..... +228^{Cal},4 dissous.... +223^{Cal},1
Combustion : 00,0. Loug.
Température de fusion : +112°.
Combustion : +519,4.
Dissolution : —5^{Cal},0 (Mass.). Loug., A. [6], XXIII, 197; 1891.

<i>Neutralisation</i> : $C^5H^8O^4$ diss. + KOH diss.....	+ 12,9
" 2° KOH diss.....	+ 13,6
Total.....	+ 26,5
$C^5H^8O^4$ diss. + NaOH diss.....	+ 13,2
" 2° NaOH diss.....	+ 12,5
Total.....	+ 25,7
$C^5H^8K^2O^4$ + eau.....	+ 4,6
{ $C^5H^7KO^4$ + eau	— 3,1
{ $C^5H^7KO^4.H^2O$ + eau.....	— 4,20

Formation des sels solides :
 $C^5H^8O^4 + 2 KOH = C^5H^6K^2O^4 + 2 H^2O$ sol..... +44,8 ou + 22,4×2
 $C^5H^8O^4 + KOH = C^5H^7KO^4 + H^2O$ sol..... + 24,6
MASSOL, Mémoire cité.

Acides.

$C^5H^6O^4 = 130.$

ACIDE ITAGONIQUE.

$C^5 + H^8 + O^4 = C^5H^6O^4$ crist..... +201^{Cal}

Combustion : +477,5.

Loug., A. [6], XXIII, 191; 1891.

B. — II.

37

ACIDE MÉSACONIQUE.



Combustion : +478,8.

Lecc.

ACIDE CITRAGONIQUE.



Combustion : +483,2.

Loug.

Dissolution :

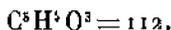


GAL. et WR., C. R., CIII, 1019; 1886.

Neutralisation :

	+ NaOH diss.	2* NaOH diss.	Somme.
Acide itaconique, $\text{C}^5\text{H}^6\text{O}^3$ diss.....	-12,8	+12,9 =	- 25,7 ^{Cal}
Acide mésaconique.....	+13,65	+13,6 =	+ 27,25
Acide citraconique.....	+13,8	+13,3 =	+ 27,1

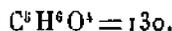
ANHYDRIDE ITACONIQUE.



Combustion : +481,8.

St.

ACIDES TRIMÉTHYLÉNOVICARBONQUES.



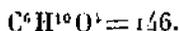
Combustion $\alpha\alpha$: +483,2.

Combustion $\alpha\beta$: +484,1.

ST., J. pr. Ch., XLV, 482; 1891.

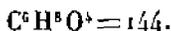
Cinquième section. — ACIDES RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

Acides.



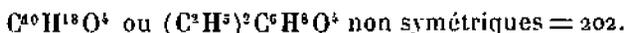
	Fusible à	Formation par éléments.	Combustion.
		Cal	
Adipique.....	+149	+241,9	+668,9
Méthyléthylmalonique.....	+118	-234,8	+676,0
		St., <i>J. pr. Ch.</i> , XLIX; 1894.	
Propyléthylmalonique.....	+84	+234,4	+676,4
Isopropyléthylmalonique.....	+87	+234,4	+676,4
Diméthylsuccinique symétrique.....	+83	+236,3	+674,5
» non symétrique α	+140	+238,8	+671,7
» d° para β	+195	+239,8	+671,0
Éthylsuccinique.....	+98	+238,3	+672,2
Méthylglutarique.....	+75,8	-239,7	+670,8
		St., <i>J. pr. Ch.</i> , XL, 210; 1889.	

ACIDE ALLYLMALONIQUE.



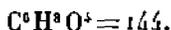
$C^6 + H^8 + O^4 = C^6H^8O^4$ crist.....	+203 ^{Cal} , 7
	St.
<i>Combustion</i> : +638, 1.	

ETHER DIÉTHYLIQUE DE L'ACIDE DIMÉTHYLSUCCINIQUE.



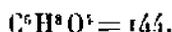
	α .	β .
$C^{10} + H^{18} + O^4 = C^{10}H^{18}O^4$	+265,8	+259,1
<i>Combustion</i>	+1298,2	+1304,9
	(<i>iss.</i> , <i>A.</i> [6], XX, 390; 1890.	

ACIDE TÉTRAMÉTHYLÉNOCARBONIQUE.



$C^6 + H^8 + O^4 = C^6H^8O^4$ solide α	+199 ^{Cal} , 4
	St.
<i>Combustion</i> : +642, 4.	

ACIDES HYDROXUCONIQUES.

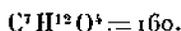


	$\alpha\beta.$	$\beta\gamma.$
$C^6 + H^8 + O^3 = C^6H^8O^3 \text{ sol.} \dots$	+212 ^{Cal} ,7	+212,4
<i>Combustion</i>	+629 ^{Cal} ,1	+629,4

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 416.

Sixième section. — ACIDES RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

ACIDE PINÉLIQUE.

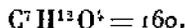


$C^7 + H^{12} + O^3 = C^7H^{12}O^3 \text{ crist.} \dots$	+245 ^{Cal} ,6
--	------------------------

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 215; 1889.

Combustion : +828,9.

ACIDE DIÉTHYLMALONIQUE.

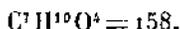


$C^7 + H^{12} + O^3 = C^7H^{12}O^3 \text{ crist.} \dots$	+241 ^{Cal} ,2
--	------------------------

ST., *J. pr. Ch.*, L, 1894.

Combustion : +832,9.

ACIDE TÉRACONIQUE.



$C^7 + H^{10} + O^3 = C^7H^{10}O^3 \text{ crist.} \dots$	+208 ^{Cal} ,7
--	------------------------

OSSIPOFF, *A.* [6], XX, 381; 1890.

Combustion : +796,4.

ACIDE PENTAMÉTHYLÉNODICARBOXYLIQUE = 158.

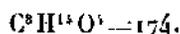
$C^7 + H^{10} + O^3 = C^7H^{10}O^3 \text{ crist.} \dots$	+229 ^{Cal} ,1
--	------------------------

ST., *J. pr. Ch.*, XLV, 475; 1891.

Combustion

Septième section. — ACIDES RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

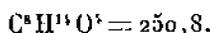
ACIDE SUBÉRIQUE.



$\text{C}^8 + \text{H}^{14} + \text{O}^4 = \text{C}^8\text{H}^{14}\text{O}^4$ crist.....	+ 247 ^{Cal} , 9
<i>Combustion</i>	+ 989 ^{Cal} , 5

LOUG., *A.* [6], XXIII, 199; 1891.

ACIDE DIMÉTHYLADIPIQUE SYMÉTRIQUE.



$\text{C}^8 + \text{H}^{14} + \text{O}^4 = \text{C}^8\text{H}^{14}\text{O}^4$ crist.....	+ 250 ^{Cal} , 8
<i>Combustion</i>	+ 986 ^{Cal} , 6

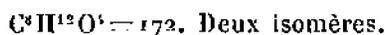
ST., *Z. ph. Ch.*, VI, 346.

ACIDE ÉTHYLPROPYLMALONIQUE.

$\text{C}^8 + \text{H}^{14} + \text{O}^4 = \text{C}^8\text{H}^{14}\text{O}^4$ crist.....	+ 247 ^{Cal} , 4
<i>Combustion</i>	+ 98 ^{Cal} , 9

ST.

ACIDE HEXAHYDROTÉRÉPHTALIQUE.



	Cis.	Fum.
$\text{C}^8 + \text{H}^{12} + \text{O}^4 = \text{C}^8\text{H}^{12}\text{O}^4$ sol..	+ 239 ^{Cal} , 8	+ 238 ^{Cal} , 9
<i>Combustion</i>	+ 928 ^{Cal} , 6	+ 929 ^{Cal} , 5

ST.

ÉTHER DIMÉTHYLIQUE DE L'ACIDE ISOMÈRE FUMAROÏDE.



$\text{C}^{10} + \text{H}^{16} + \text{O}^4 = \text{C}^{10}\text{H}^{16}\text{O}^4$ sol.....	+ 221 ^{Cal} , 1
<i>Combustion</i>	+ 1273 ^{Cal} , 9

ST.

ACIDE TÉTRAHYDROPH TALIQUE.

$C^8H^{10}O^2 = 170$. Deux isomères.

	Δ_1 .	Δ_2 .
$C^8 + H^{10} + O^2 = C^8H^{10}O^2$ sol.....	+216 ^{Cal} ,6	+ 217 ^{Cal} ,8
<i>Combustion</i>	-882 ^{Cal} ,8	+ 881 ^{Cal} ,6
		St.

ÉTHER DIMÉTHYLIQUE DE L'ACIDE Δ_1 .

$(CH^3)^2C^8H^8O^2 = 198$.

$C^{10} + H^{14} + O^2 = C^{10}H^{14}O^2$ sol.....	+ 199 ^{Cal} ,2
<i>Combustion</i>	-1226 ^{Cal} ,8
	St.

ACIDE DIHYDROPH TALIQUE.

$C^8H^8O^2 = 168$. Quatre isomères.

	Ortho.	$\Delta_{2,3}$.	$\Delta_{1-1}^{téré}$.	$\Delta_{1-3}^{téré}$.
$C^8 + H^8 + O^2 = C^8H^8O^2$ sol.....	+187 ^{Cal} ,3	+185 ^{Cal} ,0	+194 ^{Cal} ,3	+ 187 ^{Cal} ,7
<i>Combustion</i>	-843 ^{Cal} ,1	+845 ^{Cal} ,4	+836 ^{Cal} ,1	+ 842 ^{Cal} ,7
				St. <i>J. pr. Ch.</i> , XLIII, 538.

ÉTHER DIMÉTHYLIQUE DE L'ACIDE DIHYDROTÉRÉPH TALIQUE Δ_{1-1} .

$(CH^3)^2C^8H^6O^2 = 196$.

$C^{10} + H^{12} + O^2 = C^{10}H^{12}O^2$ sol.....	+ 175 ^{Cal} ,7
<i>Combustion</i>	+1181 ^{Cal} ,3
	St.

ACIDES PH TALIQUES.

$C^8H^6O^2 = 166$. Trois isomères.

	Ortho.		Méta.	Para.
$+H^6 + O^2 = C^8H^6O^2$ sol...	+189,8 ^{Cal}	diss. +184,6 ^{Cal}	sol. +192,6 ^{Cal}	sol. +190,7 ^{Cal}
				St. <i>J. pr. Ch.</i> , XL, 138; 188g.

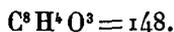
Loug. a trouvé +182^{Cal},4 pour l'acide ortho.

Loug., *A.* [6], XXIII, 225; 1891.

	Ortho.	Méta.	Para.
<i>Combustion</i>	+771,6 ou 779,0	+768,8	+770,9

Dissolution : $C^8H^6O^2$ ortho + eau : -4^{Cal},87 (Colson).

ANHYDRIDE PHTALIQUE (ORTHO).



$C^8 + H^4 + O^3 = C^8H^4O^3$ sol.....	+ 109 ^{Cal} , 4
<i>Combustion</i>	+ 783 ^{Cal} , 0

Loug., *A.* [6], XXIII, 216; 1891.

ÉTHERS DIMÉTHYLPHTALIQUES.



	Ortho.		Téré.	Méta.
	Cal	Cal	Cal	Ca
$C^{10} + H^{10} + O^4 = C^{10}H^{10}O^4$ sol.	+ 174,1	liq. + 167,6	sol. + 175,5	sol. + 176,7
<i>Combustion</i>	+ 1113,9	+ 1120,4	+ 1112,5	+ 1111,7

St. *J. pr. Ch.*, XL, 348; 1889; XLIII, 538; 1890.

PHTALATES.

COLSON, *A.* [6], VIII, 282; 1886.

Neutralisation de l'acide :

<i>Neutralisation</i> : $C^8H^6O^4$ (ortho) diss. + NaOH dissoute.....	+ 14,7
» + 2°NaOH dissoute.....	+ 12,6
Total : 2NaOH dissoute.....	+ 27,3
$C^8H^6O^4$ ortho solide diss. dans un excès NaOH étendue.....	+ 22,1
» méta.....	+ 17,4
» para.....	+ 16,3

Dissolution : $C^8H^4Na^2O^4 +$ eau :

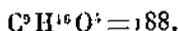
Sel ortho.....	+ 0,24
Sel méta.....	- 0,80
Sel para.....	- 0,60

Formation des sels solides :

$C^8H^6O^4 + 2NaOH = C^8H^4Na^2O^4 + 2H^2O$ solide ortho.....	+ 41,9
» méta.....	+ 40,4
» para.....	+ 39,1
$C^8H^4Ag^2O^4$ ortho (équat. semblable à la précédente).....	+ 12,0
» para.....	+ 13,2
» méta.....	+ 9,9
$C^8H^4Pb^2O^4$ ortho.....	+ 11,1
» para.....	+ 9,4
» méta.....	+ 8,2

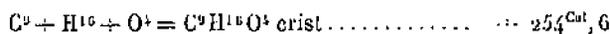
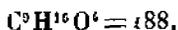
Huitième section. — ACIDES RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

ACIDE AZÉLAÏQUE.



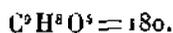
ST., *J. pr. Ch.*, XL, 216; 1889.

ACIDE DIPROPYLMALONIQUE.



ST., *J. pr. Ch.*, XLIX; 1894.

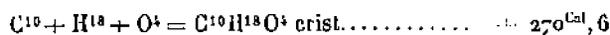
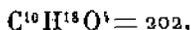
ACIDE UVITINIQUE (MÉSIDIQUE).



ST., *J. pr. Ch.*, XL, 139; 1889.

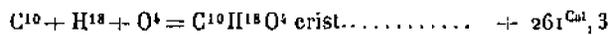
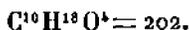
Neuvième section. — ACIDES RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.

ACIDE SÉBACIQUE.



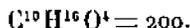
LOUG., *A.* [6], XXIII, 200; 1891.

ACIDE HEPTYLMALONIQUE.



ST., *J. pr. Ch.*, XLIX; 1894.

ACIDE CAMPHORIQUE.



	Droit.	Gauche.	Racémique.	Iso.
$C^{10} + H^{16} + O^4 = C^{10}H^{16}O^4$ crist.	+ 253 ^{Cal} , 2	+ 249 ^{Cal} , 2	+ 241 ^{Cal} , 5	+ 244 ^{Cal} , 1
<i>Combustion</i>	+ 1241, 8	+ 1245, 8	+ 1253, 5	+ 1250, 9

Louv., *A.* [6], XVIII, 384; 1889; XXIII, 221; 1891.

Dissolution :

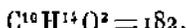
$C^{10}H^{16}O^4$ diss. + eau	—	0 ^{Cal} , 5 envir.
---	---	-----------------------------

Neutralisation :

$C^{10}H^{16}O^4$ (droit) diss. + NaOH diss., à 18°	+ 13, 57
" + 2NaOH diss	+ 12, 70
Total : 2NaOH dissoute	+ 26, 27

B., *A.* [6], VII, 198; 1886.

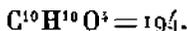
ANHYDRIDE CAMPHORIQUE.



$C^{10} + H^{14} + O^2 = C^{10}H^{14}O^2$ sol	+ 163 ^{Cal} , 8
<i>Combustion</i>	+ 1262 ^{Cal} , 1

Louv., *A.* [6], XXIII, 225; 1891.

ACIDE BENZYLALONIQUE.



$C^{10} + H^{10} + O^3 = C^{10}H^{10}O^3$ crist.	+ 220 ^{Cal} , 1
<i>Combustion</i>	+ 1085 ^{Cal} , 9

ST., *J. pr. Ch.*, XLIX, 128; 1894.

ACIDE BENZALMALONIQUE.

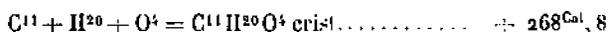
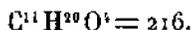


$C^{10} + H^8 + O^3 = C^{10}H^8O^3$ crist	+ 162 ^{Cal} , 2
<i>Combustion</i>	+ 1056 ^{Cal} , 8

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 418.

Dixième section. — ACIDES RENFERMANT ONZE ATOMES DE CARBONE.

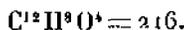
ACIDE OCTYLMALONIQUE.



ST., *J. pr. Ch.*, XLIX; 1894.

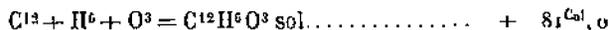
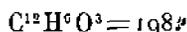
Onzième section. — ACIDES RENFERMANT DOUZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE NAPHTALIQUE.



LOUG., *A.* [6], XXIII, 227; 1891.

ANHYDRIDE NAPHTALIQUE.



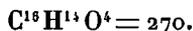
LOUG., *A.* [6], XXIII, 227; 1891.

**Douzième, treizième, quatorzième sections.
ACIDES RENFERMANT TREIZE, QUATORZE, QUINZE ATOMES DE CARBONE.**

Pour mémoire.

Quinzième section. — ACIDES RENFERMANT SEIZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE DIPHÉNYLSUCCINIQUE.



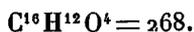
Plusieurs isomères.

	$\alpha + H^2O.$	$\alpha.$	$\alpha + C^2H^2O$ (acétone).		$\beta.$
$C^{16}+H^{14}+O^4$ = $C^{16}H^{14}O^4$	Cal + 142,7	Cal + 180,6	Cal + 243,8	Cal + 184,1	Cal ou + 168,1
<i>Combustion..</i>	+1849,1 (Oss.)	+1811,2 (St.)	+2237,9 (St.)	+1807,7 (St.)	ou +1823,7 (Oss.) Oss., <i>A.</i> [6], XX, 382; 1890.

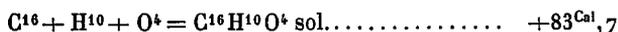
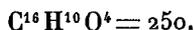
Résultats peu concordants.

ST., *Z. ph. Ch.*, VI, 348.

ACIDE DIPHÉNYLMALÉIQUE.



ANHYDRIDE DIPHÉNYLMALÉIQUE.



Combustion : +1770,1.

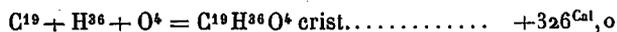
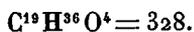
St.

Seizième et dix-septième sections. — ACIDES RENFERMANT DIX-SEPT ET DIX-HUIT ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

Dix-huitième section. — ACIDES RENFERMANT DIX-NEUF ATOMES DE CARBONE.

ACIDE CÉTYLMALONIQUE.



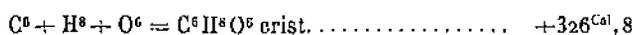
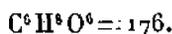
Combustion : +2707,0.

ST., *J. pr. Ch.*, XLIX; 1894.

CHAPITRE III.

ACIDES TRIBASIQUES A FONCTION SIMPLE.

ACIDE TRICARBALLYLIQUE.



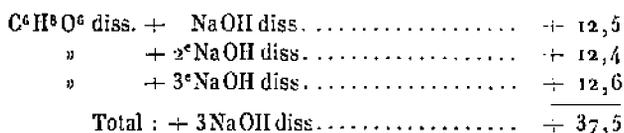
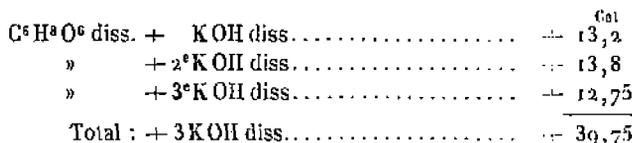
Combustion : +515,0.

Loug., *A.* [6], XXIII, 207; 1891.



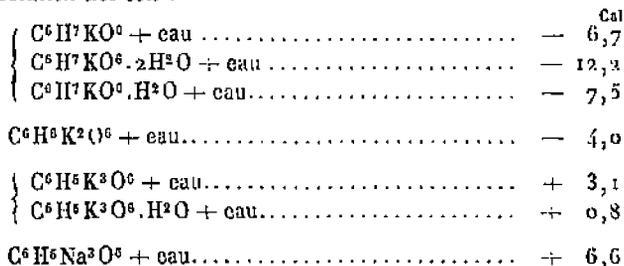
Massol, *A.* [7], I, 212; 1891.

SELS.

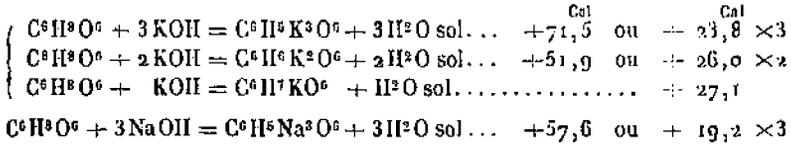


Massol, *A.* [7], I, 212; 1891.

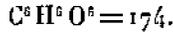
Dissolution des sels :



Formation des sels solides :

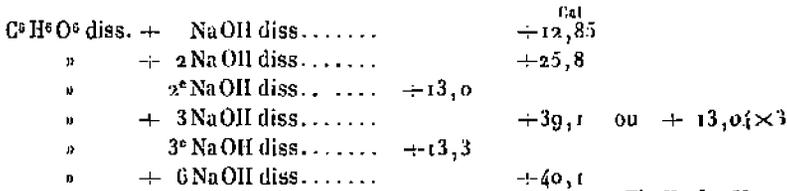


ACIDE ACONITIQUE.



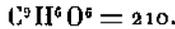
Combustion : +478,0.

Loug., *A.* [6], XXIII, 416; 1891.



Th. U., I, 283.

ACIDE TRIMÉSIQUE.



Combustion : +767,6.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 140; 1889.

ETHER TRIMÉTHYLTRIMÉSIQUE.



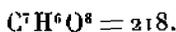
Combustion : +1292,5.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 351; 1889.

CHAPITRE IV.

ACIDES TÉTRABASIQUES A FONCTION SIMPLE.

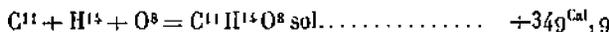
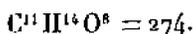
ACIDE TRIMÉTHYLÉNOTÉTROCARBONIQUE $\alpha\alpha\beta\beta$.



Combustion : +483, 0.

ST., *J. pr. Ch.*, XLV, 482; 1891.

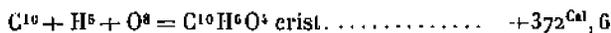
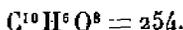
ÉTHER TÉTRAMÉTHYLIQUE DE CET ACIDE.



Combustion : +1170, 4.

ST.

ACIDE PYROMELLIQUE.



Combustion : +774, 4.

ST., *J. pr. Ch.*, XL; 1889.

ÉTHER TÉTRAMÉTHYLIQUE DE L'ACIDE TÉTRAMÉTHYLÉNOTÉTROCARBONIQUE.



Combustion : +1302, 2.

ST., *J. pr. Ch.*, XLV; 1891.

CHAPITRE V.

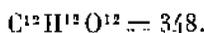
ACIDES PENTABASIQUES A FONCTION SIMPLE.

Pour mémoire.

CHAPITRE VI.

ACIDES HEXABASIQUES A FONCTION SIMPLE.

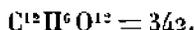
ACIDE HEXAHYDROMELLIQUE.



Combustion : +923,9.

ST., *J. pr. Ch.*, XLIII, 538; 1890.

ACIDE MELLIQUE.



Combustion : +788,2.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 143; 1889.



B., *A.* [6], VII, 195; 1886.

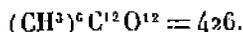
Neutralisation :

$\text{C}^{12}\text{H}^6\text{O}^{12}$ diss.	+ NaOH diss.	+14,64	}	+43,80	ou	+ 14,6×3
»	+ 2° NaOH diss.	+ 14,64				
»	+ 3° NaOH diss.	+ 14,52				
»	+ 4° NaOH diss.	+ 13,48				
»	+ 5° NaOH diss.	+ 12,72				
»	+ 6° NaOH diss.	+ 12,68				

Total : 6NaOH diss. +82,68 ou + 13,8×6

B., *A.* [6], VII, 195; 1886.

ÉTHER HEXAMÉTHYLMELLIQUE.



Combustion : +1825,6.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 353; 1889.

ACIDES.

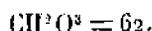
DEUXIÈME SOUS-DIVISION.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE OU MIXTE.

CHAPITRE I.

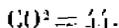
ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT UN ATOME DE CARBONE.

ACIDE CARBONIQUE.



Acide-alcool. Inconnu à l'état libre.

ANHYDRIDE.



Sels normaux : CHMO^2 .

Sels basiques (alcooates) : CM^2O^2 .

Voir CHIMIE MINÉRALE, p. 128 : Dérivé sulfuré ou sulfure de carbone, p. 165; Chlorure acide ou oxychlorure de carbone, p. 159; Éthers. Dérivés amidés : acide cyanique, p. 170; Acide sulfo-cyanique, p. 174; Chlorure et iodure de cyanogène, p. 168. CHIMIE ORGANIQUE : Dérivés alcooliques, p. 446, 450; Dérivés amidés, etc.

CHAPITRE II.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT DEUX ATOMES DE CARBONE.

ACIDE GLYCOLLIQUE.

 $C^2H^4O^3 = 76$... acide alcool. $C^2 + H^4 + O^3 = C^2H^4O^3$ crist.. +160^{Cal}, 3 dissous.. +157^{Cal}, 5*Chaleur de combustion* : +166, 3.Loug., *A.* [6], XXIII, 212; 1891.*Dissolution*, vers 10° : -2^{Cal}, 76.

SELS.

Fo., *A.* [6], III, 190; 1884.

	Neutralisation.	Formation du sel, tous corps solides.
	^{Cal}	
$C^2H^4O^3$ diss. + NaOH dissoute	+13,6	+24 ^{Cal} , 5
» KOH dissoute	+13,7	+26,4
» AzH^3 dissoute	+12,2	+21,5 (AzH^3 gaz)
2 $C^2H^4O^3$ diss. + CaO.H ² O dissoute .	+28,2 ou +14,5 × 2	+26,8 ou +13,4 × 2
» SrO.H ² O dissoute .	+28,0 ou +14,0 × 2	+36,0 ou +18,0 × 2
» BaO.H ² O dissoute .	+27,8 ou +13,9 × 2	+40,1 ou +20,0 × 2
» MgO.H ² O précip. .	+27,5 ou +13,7 × 2	+18,8 ou +9,4 × 2
» ZnO.H ² O précipité .	+20,8 ou +10,4 × 2	+14,0 ou +7,0 × 2
» CuO + H ² O	+15,2 ou +7,6 × 2	+12,6 ou +6,3 × 2
» PbO + H ² O	+15,1 ou +7,55 × 2	+16,6 ou +8,3 × 2

La formation de $C^2H^3NaO^2$ en présence de 13H²O, dégage. +14^{Cal}, 3 (p. 207 du Mém. cité)*Dissolution* :

$C^2H^3NaO^2$ + eau	-2,46	Sel. $\frac{1}{2}H^2O$ + eau	-3,5
$C^2H^3KO^2$ + eau	-1,64	Sel. $\frac{1}{2}H^2O$ + eau	-4,7
$C^2H^4O^3$. AzH^3 + eau	-3,23		
$(C^2H^3O^2)^2Ca$ + eau	-1,62	Sel. 3H ² O	-3,53
$(C^2H^3O^2)^2Ba$ + eau	-5,08	5H ² O	-7,80
$(C^2H^3O^2)^2Sr$ + eau	-1,20		
$(C^2H^3O^2)^2Mg$ + eau	-4,40	Sel. H ² O	-1,52
$(C^2H^3O^2)^2Zn$ + eau	-0,66	Sel. H ² O	-4,06
$(C^2H^3O^2)^2Cu$ + eau	-1,62		
$(C^2H^3O^2)^2Pb$ + eau	-5,74		

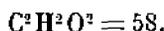
SELS BASIQUES.

$C^2H^3NaO^3$ diss. + NaOH diss.	+ 0,8	Cal
» + 2NaOH diss.	+ 1,0	
{ 10 $C^2H^3NaO^3$ diss. + NaOH diss.	+ 3,8	
{ En liqueur concentrée (22 H^2O)	+ 1,91	
<i>Sel solide :</i>		
$C^2H^3Na^2O^3$ + eau.	+ 9,2	
<i>Dissolution :</i>		
$C^2H^3Na^2O^3$. 2 H^2O + eau.	- 0,36	
$C^2H^3NaO^3$ + NaHO = $C^2H^3Na^2O^3$ + H^2O sol.	- 0,0	
$C^2H^3AmO^3$ diss. + Az H^3 diss.	+ 0,25	

SELS ACIDES.

{ $C^2H^3NaO^3$ diss. + $C^2H^3O^3$ diss.	- 0,20	
{ En liqueur concentrée (22 H^2O)	+ 0,46	
$C^2H^3NaO^3$ diss. + 2 $C^2H^3O^3$ diss.	+ 0,38	
$C^2H^3AmO^3$ diss. + $C^2H^3O^3$ diss.	- 0,21	
<i>Dissolution :</i> $C^2H^3NaO^3$. $C^2H^3O^3$ crist. + eau.	- 8,0	
<i>Sel solide :</i> $C^2H^3NaO^3$ sol. + $C^2H^3O^3$ sol.	+ 2,9	
$C^2H^3AmO^3$. $C^2H^3O^3$ + eau	- 9,7	
$C^2H^3AmO^3$ sol. + $C^2H^3O^3$ sol.	+ 3,9	

ANHYDRIDE (GLYCOLIDE).



$C^2 + H^2 + O^2 = C^2H^2O^2$ sol.	+ 90,2	Cal
		Fo.
$C^2H^2O^2$ sol. + H^2O liq.	+ 1,12	
$C^2H^2O^2$ sol. + H^2O sol.	- 0,31	

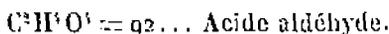
Combustion : + 167,4.

Réaction mesurée :

$C^2H^2O^2$ dissous dans NaOH dissoute, en proportion exacte	+ 12,0	
--	--------	--

Voir GLYOXAL, p. 522.

ACIDE GLYOXYLIQUE.



$C^2 + H^3 + O^3 = C^2H^3O^3$ crist	+ 201	Cal, 1	dissous.	+ 198	Cal, 6
$C^2 + H^2 + O^2 + H^2O$ sol.				+ 130	Cal, 8

B. et MAT., A. [6], XXVIII, 137, 139; 1893.

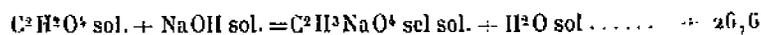
Combustion :

Dissolution : $-2^{Cal},50$, vers 11^o .

SELS.

FO., C. R., CL, 1495; 1885.

$C^2H^3O^3$ diss. + NaOH diss.	+ 13,23
» + 2° NaOH	+ 2,01
» + 3° NaOH	+ 0,6
Total : 3 NaOH diss.	+ 15,84

*Sels solides :*

CHAPITRE III.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT TROIS ATOMES DE CARBONE.

ACIDE LACTIQUE.

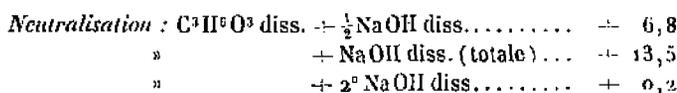
$C^3H^6O^3 = 90$. Acide alcool.



Combustion : +329,5.

Ce chiffre a été calculé d'après la combustion de son éther.

Louv., *A.* [6], XXIII, 210; 1891.



B., *A.* [4], XXIX, 325; 1875.

ETHER LACTIQUE.

$C^2H^5(C^3H^5O^3) = 118$.

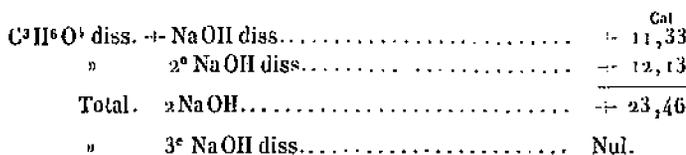


Combustion : +656,0.

Louv. *A.* [6], VIII, 136; 1886.

ACIDE GLYCÉRIQUE.

$C^3H^6O^4$. Acide bibasique-alcool.



GAL. et WR., *C. R.*, CIII, 1199; 1886.

ACIDE MÉSOXALIQUE.

$C^3H^2O^6 = 136$. Acide bibasique-aldéhyde.

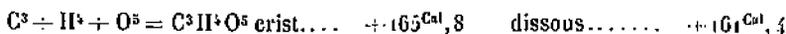


Combustion : + 128, 3.

MATIGNON, *A.* [6], XXVIII, 302; 1893.

ACIDE TARTRONIQUE.

$C^3H^4O^5 = 120$. Acide bibasique-alcool.



Combustion : + 255, 1.

MATIGNON, *A.* [6], XXVIII, 304; 1893.

Dissolution : - 3^{Cal}, 75.

MASSOL, *A.* [7], I, 177; 1894.

Neutralisation : $C^3H^4O^5$ diss. + NaOH diss. + 13,65^{Cal}
 » 2^e NaOH diss + 13,75^{Cal}
 Total : 2 NaOH diss + 27,4

$C^3H^4O^5$ diss. + KOH diss. + 13,8
 » 2^e KOH diss + 12,5
 Total : 2 KOH diss + 26,3

Dissolution : $C^3H^4KO^5$ + eau, vers 14° - 7,5
 $C^3H^4K^2O^5$ + eau - 4,75
 $C^3H^4Na^2O^5$ + eau, vers 10° - 3,0

Formation des sels solides :

$C^3H^4O^5 + 2 NaOH$ sol. = $C^3H^2Na^2O^5$ sol. + 2 H²O sol. - 48,9

{ $C^3H^4O^5$ sol. + 2 KOH = $C^3H^2K^2O^5$ sol. + 2 H²O sol. - 54,8

} $C^3H^4O^5 + KOH = C^3H^3KO^5 + H^2O$ sol. - 31,4

CHAPITRE IV.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE OXYISOBTYRIQUE.

$C^4H^8O^3 = 104$. Acide alcool.

$C^4 + 2H^8 + O^3 = C^4H^8O^3$ liq. +181,6^{Cal}, 2

Chaleur de combustion : +472,0.

LOUGÉ, *A.* [6], XXIII, 213; 1891.

ACIDE MALIQUE.

$C^4H^6O^5 = 134$. . . Acide bibasique-alcool.

MASSOL, *A.* [7], I, 178; 1894.

Dissolution : $C^4H^6O^5$ crist. + eau, à 15°. -- 3,3^{Cal}

Neutralisation : $C^4H^6O^5$ diss. + NaOH diss. -- 12,4

» 2° NaOH diss. -- 12,6

Total : 2 NaOH dissoute. -- 24,9

$C^4H^6O^5$ diss. + KOH diss. -- 13,4

» 2° KOH diss. -- 12,85

Total : 2 KOH diss. -- 26,25

Dissolution des sels :

{ $C^4H^5KO^5$ + eau. -- 5,8

{ $C^4H^5KO^5 \cdot H^2O$ + eau. -- 6,6

$C^4H^5K^2O^5$ + eau, vers 20°. -- 1,55

{ $C^4H^5NaO^5$ + eau, vers 21°. -- 1,66

{ $C^4H^5NaO^5 \cdot H^2O$ + eau, à 18°. -- 2,67

$C^4H^5Na^2O^5$ + eau, vers 21°. -- 1,58

Formation des sels solides :

{ $C^4H^6O^5 + 2KOH = C^4H^5K^2O^5 + 2H^2O$ sol. -- 47,0

{ $C^4H^6O^5 + KOH = C^4H^5KO^5 + H^2O$ sol. -- 29,6

{ $C^4H^6O^5 + 2NaOH = C^4H^5Na^2O^5 + 2H^2O$ sol. -- 41,9

{ $C^4H^6O^5 + NaOH = C^4H^5NaO^5 + H^2O$ sol. -- 21,9

ACIDE TARTRIQUE.

$C^2H^6O^6 = 150$. Acide bibasique-alcool.

$C^2 + H^2 + O^2 = C^2H^6O^6$ crist. (droit ou gauche).....	+302 ^{Cal} , 3
$C^2 + H^2 + O^2 = C^2H^6O^6$ (ac. racémique).....	+305 ^{Cal} , 5

Ossinoff, *A.* [6], XX, 388; 1890.

$C^2H^6O^6$ droit + $C^2H^6O^6$ gauche	
= $2C^2H^6O^6$ (ac. racémique).....	+4 ^{Cal} , 41 ou + 2,20×5

B. et Jura., *A.* [5], VI, 151; 1875.

Combustion :

Acide droit ou gauche.....	+281 ^{Cal} , 0
Acide racémique.....	+278 ^{Cal} , 7

Dissolution : — 3^{Cal}, 45.

Neutralisation :

B., *A.* [5], IV, 110; 1875, et *A.* [6], XXIII, 567; 1891.

$C^2H^6O^6$ diss. + KOH diss.....	+13,1
» + 2° KOH diss.....	+12,3
Total. 2 KOH diss.....	+25,4 ou + 12,7×2

$C^2H^6O^6$ diss. + NaOH diss.....	+12,7
» + 2° NaOH diss.....	+12,6
Total. 2 NaOH diss.....	+25,3

$C^2H^6O^6$ diss. + AzH ³ diss.....	+11,2
» + 2° AzH ³ diss.....	+11,6
Total. 2 AzH ³ diss.....	+22,8

$C^2H^6O^6$ diss. + CaO diss. = sel dissous.....	+26,9
» sel précipité.....	+28,7

$C^2H^3Na^2O^6$ diss. + 2AzO ³ Ag diss.	
= 2AzO ³ Na diss. + $C^2H^3Ag^2O^6$ pr..... d'abord	+ 1,1 puis + 4,5

d'où

$C^2H^6O^6$ diss. + Ag ² O	
= $C^2H^3Ag^2O^6$ précip. + H ² O.....	+ 9,5 à + 12,9

Dissolution des sels :

B., *A.* [5], IV, 110, 1875.

{ $C^2H^3K^2O^6 + eau$	— 3,56
	$C^2H^3K^2O^6 \cdot \frac{1}{2}H^2O + eau$
$C^2H^3KO^6 + eau$, vers 12°.....	— 11,6

Jo., *A.* [5], XXVI, 530; 1882.
GUNTZ, *A.* [6], XIII, 399; 1888.

	Cal
{ C ³ H ³ Na ² O ⁶ + eau.	— 1,12
{ C ³ H ³ Na ² O ⁶ .2H ² O + eau.	— 5,88
{ C ³ H ³ NaHO ⁶ + eau.	— 5,66
{ C ³ H ³ NaHO ⁶ .H ² O + eau.	— 8,54

B.

Sel double :

{ C ³ H ³ NaKO ⁶ + eau.	— 1,87
{ C ³ H ³ NaKO ⁶ .4H ² O + eau.	— 12,34

B.

Formation des sels solides :

{ C ³ H ⁶ O ⁶ + 2KOH = C ³ H ³ K ² O ⁶ + 2H ² O sol.	+53,2 ^{Cal} ou +26,6×2
{ C ³ H ⁶ O ⁶ + KHO ² sol. = C ³ H ³ KO ⁶ sol. + H ² O sol. . .	+34,1
{ C ³ H ⁶ O ⁶ + 2NaOH = C ³ H ³ Na ² O ⁶ + 2H ² O.	+45,8 ou +22,9×2
{ C ³ H ⁶ O ⁶ + NaOH = C ³ H ³ NaO ⁶ + H ² O.	+26,0
C ³ H ⁶ O ⁶ + KOH + NaOH = C ³ H ³ NaKO ⁶ + 2H ² O. . .	+49,6
C ³ H ⁶ O ⁶ + CaO.H ² O = C ³ H ³ CaO ⁶ pp. + 2HO sol. . .	+33,4

Les acides tartriques isomères.

Les acides tartriques droit, gauche et inactif sont réellement isomères : l'acide racémique possède un poids moléculaire double. Mais, pour plus de simplicité, je lui ai attribué ici, comme la plupart des auteurs, la même formule qu'aux autres.

Voici le résumé de l'étude thermique comparée des quatre acides :

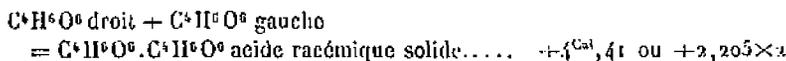
B. et JUNO., A. [5], IV, 147; 1875.

ACIDE TARTRIQUE.

Dissolution :

	Droit.	Gauche.		Racémiq.	Inactif.
	Cal	Cal		Cal	Cal
C ³ H ⁶ O ⁶ + eau, à 10°.	-3,27	-3,27	C ³ H ⁶ O ⁶ + eau	-5,42	-5,44
" à 21°.	-3,45	"	C ³ H ⁶ O ⁶ .H ² O + eau	-6,90	"

Le mélange des deux solutions d'acide droit et d'acide gauche, faites avec la même proportion d'eau, ne produit pas d'effet thermique sensible.



Sels des quatre acides :

L'un quelconque des quatre acides diss. + 2NaOH diss. + H²O. . . +12,7×2
B., *A.* [6], XXIII, 569; 1891.

C²H³Na²O⁶ droit dissous + C²H³Na²O⁶ gauche dissous : dissol. mêlées. Effet thermique insensible.

	Droit.	Gauche.	Racémiq.	Inactif.
C ² H ⁶ O ⁶ diss. + Ca O.H ² O diss. = C ² H ³ Ca O ⁶ + 2H ² O: sel diss.	+26,9	+26,9	"	"
» » » sel préc.	+28,7	+28,7	+32,3	+29,6

Réactions mesurées :

C²H³Na²O⁶ ($\frac{M}{12}$) + CaCl² ($\frac{M}{4}$) à 10°, 4; liqueurs mélangées sans formation de précipité +0,90 +0,92 " "

Puis précipité. +2,68 +2,60 + 6,2 = 1,0

C²H³Na²O⁶ diss. + 2AzO²Ag diss. +4,5 +4,6 + 5,6 "

La dissolution du paratartrate de soude et le mélange préalable des dissolutions des deux tartrates de soude droit et gauche, dans la même quantité d'eau, mélangées ensuite séparément avec une même solution de chlorure de calcium, produisent des effets thermiques identiques.

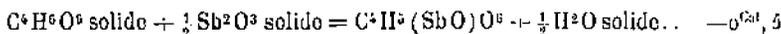
ÉTHER DIMÉTHYL-TARTRIQUE.



	Acide droit.	Acide racémique.
C ⁶ + H ¹⁰ + O ⁶ = C ⁶ H ¹⁰ O ⁶	+292 ^{Cal} , 6	+291 ^{Cal} , 6
Combustion.	+619 ^{Cal} , 2	+618 ^{Cal} , 2

Oss., *A.* [6], XX, 376; 1890.

TARTRATE D'ANTIMOINE.



(Acide subiotartrique?)

Réactions mesurées :

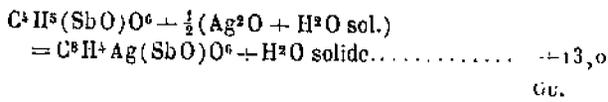
- I. C²H³(SbO)O⁶, séché à 100° + nHF étendu, vers 12° +8,0
GUNTZ, *A.* [6], XIII, 395; 1888.
- II. Dissolution de l'acide tartrique solide, mêlé avec $\frac{1}{2}$ Sb²O³, dans nHF étendu.

604 LIVRE III. — CHIMIE ORGANIQUE. — ACIDES. — DEUXIÈME SOUS-DIVISION.
 de KCl, d'une part ; de l'émétique de potasse et de BaCl², d'autre
 part.

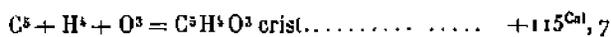
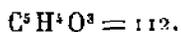
B. Réaction de SO³K² dissous sur l'émétique de baryte solide.

Ce sel forme un hydrate. Son union + H²O sol. + 2^{Ca}, 2

Émétique d'argent :



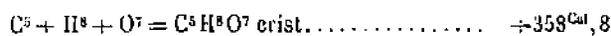
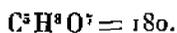
ACIDE PYROMUCIQUE.



Combustion : +493, 8.

B. et RIVALS, *A.*, [7], VII, 35; 1896.

ACIDE TRIOXYGLUTARIQUE.



Combustion : +388, 7.

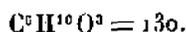
FOUQ., *C. R.*, CXIV, 933; 1892



CHAPITRE VI.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

ACIDE ÉTHYLACÉTOACÉTIQUE.



Combustion : + 753, 6.

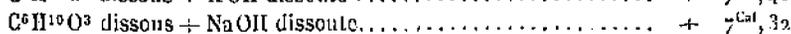
Loève. *C. R.*, XCI, 329; 1880.



Fo., *C. R.*, CXVIII, 1104; 1894.

Neutralisation :

A. COMBES, *R. Soc. Ch.* [2], XLIX, 911; 1888.

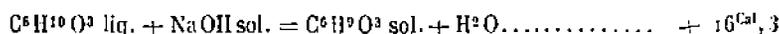


Dissolution des sels :

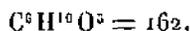


Fo., *C. R.*, CXVIII, 924; 1894.

d'où



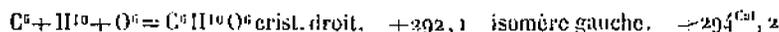
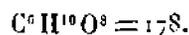
SACCHARINE : ANHYDRIDE (LACTONE).



Combustion : + 656, 9.

ST., *J. pr Ch.*, XLV, 312; 1892.

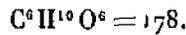
ANHYDRIDE DE L'ACIDE MANNONIQUE (LACTONE).



Combustion : droit, + 618, 7; isomère gauche, + 616, 6.

Foou., *C. R.*, CXIV, 921; 1892.

ANHYDRIDE DE L'ACIDE GULONIQUE GAUCHE (LACTONE).



$C^6 + H^{10} + O^6 = C^6H^{10}O^6$ crist. + 295^{Cal}, 8

Combustion : + 615, 0.

Foehn.

ACIDE MUCIQUE.

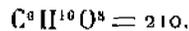


$C^6 + H^{10} + O^8 = C^6H^{10}O^8$ crist. + 426^{Cal}, 9

Combustion : + 483, 9.

Str., *Z. ph. Ch.*, X, 418.

ACIDE ALLOMUCIQUE.

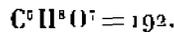


$C^6 + H^{10} + O^8 = C^6H^{10}O^8$ crist. + 416^{Cal}, 3

Combustion : + 494, 5.

Foehn., *C. R.*, CXIV, 921; 1892.

ACIDE CITRIQUE.



$C^6 + H^8 + O^7 = C^6H^8O^7$ crist. + 366^{Cal}, 9 dissous + 364^{Cal}, 8

Combustion : + 474, 9.

L., *A.* [6], XXIII, 204; 1891.

Dissolution : $C^6H^8O^7 + \text{eau}$ + 4^{Cal}, 10

» $C^6H^8O^7, H^2O + \text{eau}$ + 5^{Cal}, 18

CITRATES.

Citrates de soude.

Neutralisation :

$C^6H^8O^7$ diss.	+ $NaOH$ dissoute.	+ 12, 6	^{Cal}	
»	+ 2 ^e $NaOH$ dissoute.	+ 12, 8		
»	+ 2 $NaOH$ dissoute.	+ 25, 1		
»	+ 3 ^e $NaOH$ dissoute.	+ 13, 2		
»	+ 3 NaO dissoute . .	+ 38, 6		
»	+ 4 ^e NaO dissoute . .	+ 0, 8 excès;		
	dilution	- 0 ^{Cal} , 7		

Dissolution des sels :

$C^6H^7NaO^7 + \text{eau}$	—	Gal	6,35
$C^6H^6Na^2O^7 + \text{eau}$	—		1,22
$C^6H^5Na^3O^7 + \text{eau}$	+		5,27

Formation des sels solides :

$C^6H^8O^7 + NaOH = C^6H^7NaO^7 + H^2O \text{ sol.}$	+26,5
$C^6H^8O^7 + 2 NaOH = C^6H^6Na^2O^7 + 2 H^2O \text{ sol.}$	+45,2
$C^6H^8O^7 + 3 NaOH = C^6H^5Na^3O^7 + 3 H^2O \text{ sol.}$	+62,8

MASSOL, *A.* [7], I, 215; 1894.

Citrates de K :

		MASSOL.
$C^6H^8O^7$ dissous + KOH dissoute.....		Gal
» + 2° KOH dissoute.....		+12,7
» + 3° KOH dissoute.....		+12,7
» Total : + 3 KOH dissoute.....		+38,1
» + 4° KOH dissoute.....		+ 2,2

Dissolution :

$C^6H^7K^2O^7 + \text{eau}$	—	Gal	8,0
» $C^6H^6K^3O^7 + \text{eau}$	—		6,7
» $C^6H^5K^4O^7 + \text{eau}$	—		2,83

Formation du sel solide :

$C^6H^8O^7 + KOH = C^6H^7K^2O^7 + H^2O \text{ sol.}$	+30,6
$C^6H^8O^7 + 2 KOH = C^6H^6K^3O^7 + 2 H^2O \text{ sol.}$	+55,0
$C^6H^8O^7 + 3 KOH = C^6H^5K^4O^7 + 3 H^2O \text{ sol.}$	+73,4

Citrates de Am :

B. et LOUG., *A.* [5], IX, 18; 1876.

$C^6H^8O^7$ dissous + AzH ³ dissoute.....		Gal	+11,2
» + 2° AzH ³ dissoute.....			+11,2
» + 3° AzH ³ dissoute.....			+22,4
» + 4° AzH ³ dissoute.....			+11,6
» + 5° AzH ³ dissoute.....			+34,0
» + 6° et 5° AzH ³ dissoute.....			+ 0,2 en plus.

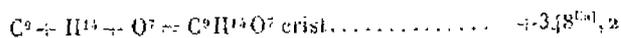
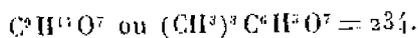
Citrates de Ba :

B. et LOUG., *A.* [5], IX, 18; 1876.

$2C^6H^8O^7$ dissous + BaO dissoute (tout dissous).....	+26,7	ou	Gal	+13,3 × 2
» + 2 BaO dissoute précipité.....	+55,4	ou		+13,3 × 2
» + 3 BaO dissoute précipité.....	+83,4	ou		+14,2 × 6
» + 4 BaO dissoute.....	+ 1,1 en plus.			

B. — II. 39

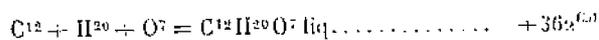
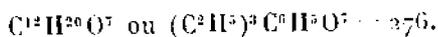
ÉTHER TRIMÉTHYLICITRIQUE.



Combustion : 983,5.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 351; 1889.

ÉTHER TRIÉTHYLICITRIQUE.



Combustion : — 1459,6.

LOC., *A.* [6], VIII, 138; 1886.



CHAPITRE VII.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

ACIDE TÉRÉBIQUE.

$C^7H^{10}O^3 = 158$... Monobasique.

$C^7 + H^{10} + O^3 = C^7H^{10}O^3$ crist. + 226^{Cal}, 3

Combustion : + 778, 6.

Oss., *A.* [6], XX, 380; 1890.

Ce composé fixe H^2O , en formant un acide bibasique.

Acides oxybenzoïques.

ACIDE SALICYLIQUE OU OXYBENZOÏQUE (ORTHO).

$C^7H^6O^3 = 138$.

$C^7 + H^6 + O^3 = C^7H^6O^3$ crist. + 132^{Cal}, 1 dissous... + 125^{Cal}, 7

Chaleur de combustion : + 735, 0.

B. et Rec., *A.* [6], XIII, 317; 1883.

Dissolution : $C^7H^6O^3 + \text{eau}$ — 6, 3^{Cal}

B. et Wa., *A.* [6], VII, 146; 1886.

$C^7H^6O^3 + nCH^2O$, vers 13° — 2, 51

» + nC^2H^6O — 2, 06

» + nC^3H^8O — 2, 56

TIMOFEEV, *C. R.*, CXII, 1138; 1891.

Neutralisation : $C^7H^6O^3$ diss. + NaOH dissoute + 12, 80

» + 2^eNaOH dissoute. + 0, 68

Total : + 2NaOH dissoute + 13, 68

» + 3^eNaOH dissoute 0, 0

B., *A.* [4], XXIX, 321; 1873.

Le second équivalent de soude dégage une quantité de chaleur notablement plus forte dans des liqueurs plus concentrées. En effet :

$C^7H^6O^3$ crist. + NaOH diss. (1 éq. = 2^{11}), à 10°	+	6^{cal} 6,56
» » » à 24°	+	5,3
Cette liqueur + 2^e NaOH (1 éq. = 2^{11}), à 24°	+	2,07
Dilution de la dernière liqueur par 4 volumes d'eau.....	-	2,0

B. et Wn., *A.* [6], VII, 145; 1886.

Les dissolutions des sels obtenus avec l'acide préalablement dissous sont ici 16 fois plus étendues qu'avec l'acide cristallisé.

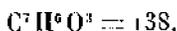
Dissolution du sel :

$C^7H^5NaO^3$ + eau.....	-	2^{cal} , 19
--------------------------	---	----------------

Formation du sel solide :

$C^7H^6O^3$ + NaOH = $C^7H^5NaO^3$ + H^2O sol.....	+	19^{cal} , 7
--	---	----------------

ACIDE PARAOXYBENZOÏQUE.



$C^7H^6O^3$ crist.....	-	138^{cal} , 1
dissous.....	+	132^{cal} , 5

St., *J. pr. Ch.*, XL, 150; 1889.

Chaleur de combustion : + 729,0.

Relation entre les acides isomères. — D'après la chaleur dégagée dans la transformation des deux acides oxybenzoïques précédents en phénol tribromé, la chaleur de formation de l'acide paraoxybenzoïque par les éléments surpasse de $+1^{cal}$, 2 celle de l'acide salicylique. Les chaleurs de combustion indiqueraient $+6^{cal}$, 0 : ce qui est probablement moins exact, à cause des limites d'erreur qui sont bien plus grandes dans la seconde évaluation.

B. et Wn., *A.* [6], VII, 167; 1886.

<i>Dissolution :</i> $C^7H^6O^3$ + eau.....	-	5^{cal} 5,78
$C^7H^6O^3.H^2O$ + eau.....	-	7,72

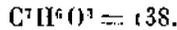
B. et Wn.

<i>Neutralisation :</i> $C^7H^6O^3$ diss. + NaOH diss., vers 13°	+	12,7
» + 2^e NaOH diss.....	+	8,8
Total : + 2NaOH diss.....	+	21,5

B. et Wn.

$C^7H^6O^3$ diss. + 3^e NaOH diss.....	+	9,7
Total.....	+	32,2

ACIDE MÉTAOXYBENZOÏQUE.



$C^7 + H^6 + O^3 = C^7H^6O^3$ crist. $+141^{Cal}, 2$ diss. $+135^{Cal}, 0$

Chaleur de combustion : $+725,9.$

St., *J. pr. Ch.*, XL, 130; 1889.

Dissolution : $C^7H^6O^3 + \text{eau}$ $+ 6,18$

Neutralisation : $C^7H^6O^3$ diss. $+ NaOH$ diss., vers 14°. $+ 13,0$

» $+ 2^e NaOH$ $+ 8,4$

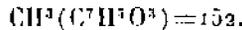
Total : $+ 2NaOH$ diss. $+ 21,4$

$C^7H^6O^3$ diss. $+ 3^e NaOH$ $+ 0,7$

Total. $+ 22,1$

B. et Wr., *A.* [6], VII, 158; 1886.

ÉTHER MÉTHYLSALICYLIQUE.



$C^8 + H^8 + O^3 = C^8H^8O^3$ liq. $+131^{Cal}, 6$

Combustion : $+898,8.$

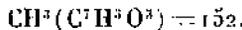
St., *J. pr. Ch.*, XXXVI, 361; 1887.

Neutralisation : $C^8H^8O^3$ liq. $+ NaOH$ diss., à 18°. $+ 4^{Cal}, 0$

» $+ 2^e NaOH$ diss. $+ 6^{Cal}, 2$ } $4; 2$

B., *A.* [6], VII, 183; 1886.

ÉTHER MÉTHYLPARAOXYBENZOÏQUE.



$C^8 + H^8 + O^3 = C^8H^8O^3$ crist. $+134^{Cal}, 4$

Combustion : $+896,0.$

St., *J. pr. Ch.*, XL, 341; 1889.

ÉTHER ÉTHYLSALICYLIQUE.



$C^9 + H^{10} + O^3 = C^9H^{10}O^3$ liq. $+142^{Cal}$

Combustion : $+1051,7.$

St., *J. pr. Ch.*, XXXVI, 365; 1887.

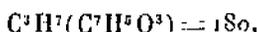
ÉTHÉR ÉTHYLPARAOXYBENZOÏQUE.



Combustion : + 1043, 3.

St.

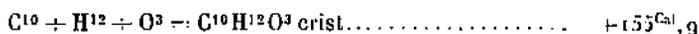
ÉTHÉR PROPYLSALICYLIQUE.



Combustion : + 1206, 6.

St. *J. pr. Ch.*, XXVI, 365; 1878.

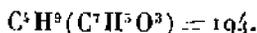
ÉTHÉR PROPYLPARAOXYBENZOÏQUE.



Combustion : + 1201, 1.

St.

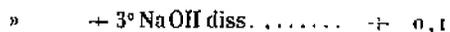
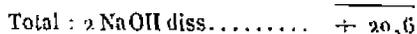
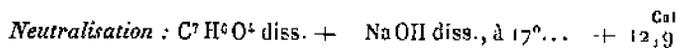
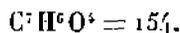
ÉTHÉR ISOBUTYLSALICYLIQUE.



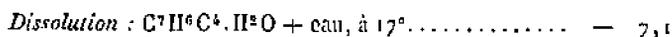
Combustion : + 1366, 3.

St.

ACIDE PROTOCATÉCHIQUE OU DIOXYBENZOÏQUE.



B., *A.* [6], VII, 175; 1886.



ACIDE β -RÉSORCYLIQUE.

$C^7H^6O^3 = 154$... Acide monobasique.

$C^7 + H^6 + O^3 = C^7H^6O^3$ crist..... $+190^{Cal}, 2$

Combustion : $+676,9$.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 132; 1889.

ACIDE GALLIQUE (TRIOXYBENZOÏQUE).

$C^7H^6O^5 = 170$... Acide monobasique.

$C^7 + H^6 + O^5 = C^7H^6O^5$ crist..... $+233^{Cal}, 0$

Combustion : $+631,1$.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 132; 1889.

Neutralisation :

$C^7H^6O^5$ diss. + NaOH diss. ... $+13,12$	^{Cal}	$+ KOH$ diss. + $13,17$	^{Cal}
» + 2 ^o NaOH diss. ... $+7,25$		+ 2 ^e KOH diss. + $7,07$	
» + 3 ^o NaOH diss. ... $+6,04$		+ 3 ^e KOH diss. + $6,23$	
» + 4 ^e NaOH diss. ... $+2,65$		+ 4 ^e KOH diss. + $3,01$	
» + 5 ^e NaOH diss. ... $+1,01$		+ 5 ^e KOH diss. + $0,52$	
Total..... $+30,07$		Total... $+30,00$	

B., *A.* [6], VII, 176; 1886.

Dissolution : $C^7H^6O^5 \cdot H^2O + eau$ $-7,1$

ÉTHÉR MÉTHYLGALLIQUE.

$C^8H^8O^3 = 184$.

$C^8 + H^8 + O^3 = C^8H^8O^3$ crist..... $+229^{Cal}, 1$

Combustion : $+801,3$.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 316; 1889.

ACIDE PYROGALLOLCARBONIQUE.

$C^7H^6O^5 = 170$... Acide monobasique.

$C^7 + H^6 + O^5 = C^7H^6O^5$ $+233^{Cal}, 4$

Combustion : $+633,7$.

ST., *J. pr. Ch.*, XL, 133; 1889.

ACIDE QUINIQUE.

$C^7H^{12}O^6 = 192$... Acide monobasique.

$C^7 + 11^{12} + O^6 = C^7H^{12}O^6$ crist..... $+2,40^{Cal}, 4$ dissous..... $+237^{Cal}, 0$

Combustion : $+833, 7$.

B. et Rec., *A.* [6], XIII, 342; 1888.

Dissolution, à 17° : $-3, 05$.

Neutralisation : $C^7H^{12}O^6$ diss. + KOH dissoute..... $+ 13^{Cal}, 4$
 + KOH excès. Rien de sensible.

B., *A.* [6], VII, 196; 1886.

ANHYDRIDE (LACTONE) DE L'ACIDE GLUCOHEPTONIQUE.

$C^7H^{12}O^7 = 208$.

$C^7 + 11^{12} + O^7 = C^7H^{12}O^7$ sol..... $+ 3,7^{Cal}, 5$

Combustion : $+726, 6$.

Fourn., *C. R.*, CXIV, 921; 1892.

ACIDE MÉCONIQUE.

$C^7H^8O^7 = 200$.

Dissolution : $C^7H^8O^7$ + eau..... $+ 9, 10^{Cal}$

Neutralisation : $C^7H^8O^7$ diss. + NaOH diss..... $+ 14, 4$
 » $+ 2^e$ NaOH diss..... $+ 13, 6$

Total : $+ 2$ NaOH diss..... $+ 28, 0$

» $+ 3^e$ NaOH diss..... $+ 8, 7$

Total : $+ 3$ NaOH diss..... $+ 37, 4$

» $+ 4^e$ NaOH diss..... $+ 0, 7$

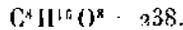
B. *A.* [6], VII, 199; 1886.



CHAPITRE VIII.

ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

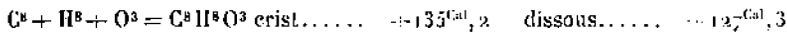
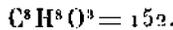
ANHYDRIDE (LACTONE) DE L'ACIDE GLUCOOCTONIQUE.



Combustion : +837, 2.

Foght, *C. R.*, CXIV, 921; 1891.

ACIDE ANISIQUE (MÉTHYLPARAOXYBENZOÏQUE).



Combustion : +895, 2.

St., *Z. f. ph. Ch.*, VI, 346.

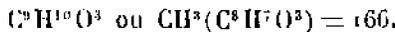
Dissolution : environ - 7^{cal}, 9.

Neutralisation :



B., *A.* [6], VII, 182; 1886.

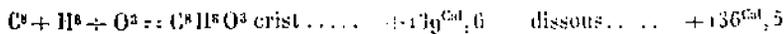
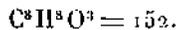
ÉTHER MÉTHYLANISIQUE.



Combustion : +1069, 3.

St., *J. pr. Ch.*, XL, 345; 1889.

ACIDE PHÉNYLGLYCOLIQUE (BENZYLALOPFORMIQUE).



Combustion : +890, 8.

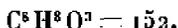
St.

Dissolution : $-3^{\text{Cal}}, 09$, à 18° .

Neutralisation : $\text{C}^8\text{H}^8\text{O}^3$ diss. + NaOH diss. $+ 13,62$
 $+ \frac{1}{2}\text{NaOH}$ diss. en excès $+ 0,24$
 Total $+ 13,86$

B., *A.* [6], VII, 185; 1886.

ACIDE PHÉNOXYLACÉTIQUE.

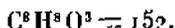


$\text{C}^8 + \text{H}^8 + \text{O}^3 = \text{C}^8\text{H}^8\text{O}^3$ crist. $+127^{\text{Cal}}, 4$

Combustion : $+903,0$.

St.

ACIDE ORTHOXVORTHOTOLUIQUE.

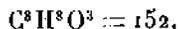


$\text{C}^8 + \text{H}^8 + \text{O}^3 = \text{C}^8\text{H}^8\text{O}^3$ crist. $+147^{\text{Cal}}, 0$

Combustion : $+883,4$.

St., *J. pr. Ch.*, XLIX, 1894.

ACIDE ORTHOXYMÉTATOLUIQUE (ORTHOCRÉOSOTIQUE).

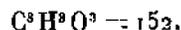


$\text{C}^8 + \text{H}^8 + \text{O}^3 = \text{C}^8\text{H}^8\text{O}^3$ crist. $+151^{\text{Cal}}, 1$

Combustion : $+879,3$.

St.

ACIDE ORTHOXYMÉTATOLUIQUE DISSYMMÉTRIQUE (PARACRÉOSOTIQUE).

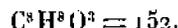


$\text{C}^8 + \text{H}^8 + \text{O}^3 = \text{C}^8\text{H}^8\text{O}^3$ crist. $+150^{\text{Cal}}, 3$

Combustion : $+880,1$.

St.

ACIDE ORTHOXYPARATOLUIQUE (MÉTACRÉOSOTIQUE).

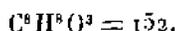


$\text{C}^8 + \text{H}^8 + \text{O}^3 = \text{C}^8\text{H}^8\text{O}^3$ crist. $+152^{\text{Cal}}, 0$

Combustion : $+878,4$.

St.

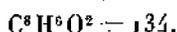
ACIDE ORTHOXYMÉTHYLBENZOÏQUE.



Combustion : +887, 8.

St.

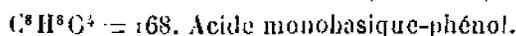
ANHYDRIDE (PUTALIDE).



Combustion : +884, 7.

St.

ACIDE MÉTHYLPROTÉGATÉCHIQUE (VANILLIQUE).

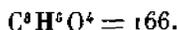


Dissolution, à 14° : $-5^{\text{cal}}, 16.$

<i>Neutralisation</i> :	$C^8H^8O^1$ diss.	+	NaOH diss.	+	^{Cal} 12,64	}	+22,38
	" "		2 ^e NaOH diss.	+	9,74		
	" "		3 ^e NaOH diss.	+	1,37		
				Total.....	+	23,75		

B., A. [6], VII, 187; 1886.

ACIDE PIPÉRONYLIQUE (MÉTHYLÈNPROTÉGATÉCHIQUE).



Dissolution : $-9^{\text{cal}}, 1$ environ.

<i>Neutralisation</i> :	$C^8H^6O^4$ sol.	+	NaOH diss.	+	^{Cal} 3,9
	" "		2 ^e NaOH diss.	+	0,3
				Total.....	+	4,2

CHAPITRE IX.

ACIDES MIXTES RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

ACIDE VÉRATRIQUE.



Dissolution : — 6^{ca}, 1 environ.

$\text{C}^9\text{H}^{10}\text{O}^3$ crist. + NaOH diss	+6,9
» 2 ^e NaOH diss	0,0

B. J. [6], VII, 190; 1886.

CHAPITRE X.

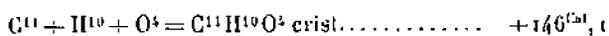
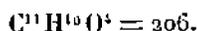
ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT DIX ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

CHAPITRE XI.

ACIDES A FONCTION COMPLETE RENFERMANT ONZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE PHÉNYLPARACONIQUE.



Combustion : + 1196, 2.

ST., Z., ph. Ch., X, 420.

Hydrate : $C^{11}H^{10}O^2 \cdot \frac{1}{2}H^2O = 210, 5.$

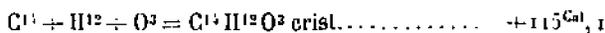
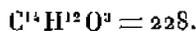
Combustion : + 1194, 9.

ST.

CHAPITRE XIII.

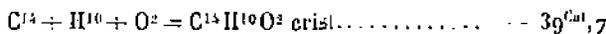
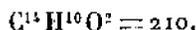
ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT TREIZE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE BENZILIQUE OU DIPHÉNYLACÉTIQUE.

*Chaleur de combustion* : +1619, 1.

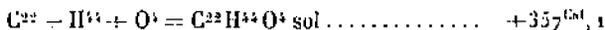
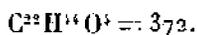
St.

BENZILE : ANHYDRIDE (LACTONE).

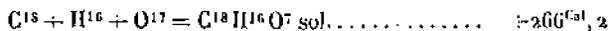
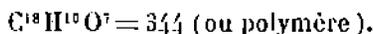
*Combustion* : +1625, 5.

St.

ACIDE DIOXYBÉNÉNIQUE.

*Chaleur de combustion* : +3235, 5.St. *J. pr. Ch.*, XLII, 382; 1890.

ACIDE HEMIQUE.

*Combustion* : +1983, 2.B. et AN., *A.* [6], XXV, 410.

Ces nombres se rapportent à un acide récemment séparé par les

acides étendus de sa combinaison avec la potasse. Mais cet acide ne tarde pas à se dissocier partiellement, dès la température ordinaire, en perdant un tiers de son eau d'hydratation. En raison de cette circonstance, le corps brûlé réellement était mêlé d'anhydride et répondait à la formule



Réactions mesurées :

I. *Combustion de ce composé*..... +5964^{Cal}, 2

c'est-à-dire pour 1^{gr} :

Formation par les éléments..... — 6^{Cal}, 7312

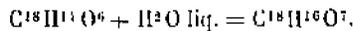
Combustion + 5^{Cal}, 8862

II. *Hydratation :*

$2C^{18}H^{16}O^7.C^{18}H^{13}O^6 + H^2O \text{ liq.} = 3C^{18}H^{16}O^7$, dégage + 14^{Cal}, 7

B. et Ax., Mémoire cité.

nombre que l'on peut regarder comme applicable à la réaction



Cette transformation a lieu par l'action directe de l'eau. Elle est surtout rapide et complète en présence d'un alcali, qui se combine simultanément avec l'acide humique.

On tire de là :

Anhydride.

$C^{18} + H^{13} + O^3 = C^{18}H^{13}O^6$ (acide desséché à 110°)..... + 182^{Cal}, 5

Neutralisation :

$C^{18}H^{16}O^7 \text{ sol.} + KOH \text{ diss.} = \text{sel insoluble}$ — 13^{Cal}, 1

$C^{18}H^{16}O^7 \text{ sol.} + 3KOH \text{ diss.} = \text{sel insoluble}$ — 19^{Cal}, 1

En opérant sur le corps mêlé d'anhydride : $2C^{18}H^{16}O^7.C^{18}H^{13}O^6$, la réaction de la potasse fournit en plus la chaleur d'hydratation de ce dernier, soit + 14^{Cal}, 7 pour un poids égal à 1014^{gr}.

Le sel monopotassique n'est pas décomposé par l'action de l'eau froide, même au bout de quelques heures.

Le sel tripotassique est séparable en alcali libre et sel monopotassique, par l'action prolongée de l'eau froide, employée en très grande masse.

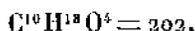


CHAPITRE XIV.

APPENDICE.

Éthers spéciaux.

Éther diéthyl-diméthylsuccinique symétrique



Éléments : +234^{Cal}, 6.

Combustion : +1329, 4.

St.

Éther tétraméthyl-dimalonique.



Éléments : +380^{Cal}, 3.

Combustion : +1045, 7.

St., Z. ph. Ch., X, 420.

Éther tétraméthyl-méthylendimalonique.

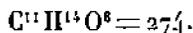


Éléments : +387^{Cal}, 1.

Combustion : +1202, 2.

St.

Éther tétraméthyl-triméthylentétracarbonique.



Éléments : +349^{Cal}, 9.

Combustion : +1170, 4.

St., J. pr. Ch., XLV, 484; 1891.

Éther diméthylcollididicarbonique.

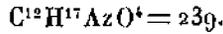


Éléments : +188^{Cal}, 1.

Combustion : +1461, 0.

St., Z. ph. Ch., X, 420.

ÉTHÉR DIMÉTHYLDIHYDROCOLLIDINIQUE.

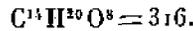


Éléments : +199^{Cal}, 9.

Combustion : +1517, 9.

St.

ÉTHÉR TÉTRÉTHYL-DICARDINOTÉTRACARBONIQUE.



Éléments : +381^{Cal}, 3.

Combustion : +1628, 8.

St.

ÉTHÉR TÉTRÉTHYL-ACÉTYLÉNOTÉTRACARBONIQUE.

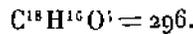


Éléments : +417^{Cal}, 3.

Combustion : +1661, 9.

St.

ÉTHÉR DIMÉTHYLDIPHÉNYLMALÉIQUE.

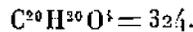


Éléments : +136^{Cal}, 2.

Combustion : +2113, 2.

St.

ÉTHÉR ÉTHYL-β-TRUXILLIQUE.

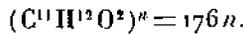


Éléments : +173^{Cal}, 1.

Combustion : +2422, 9.

St.

POLYMÈRE DE L'ÉTHÉR CINNAMIQUE.



Éléments : +104^{Cal}, 4 × n.

Combustion : +1346, 9 × n.

St.

ÉTHÉR MÉTHYLCYANACÉTIQUE.

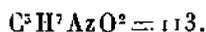


Éléments : +77^{Cal}, 8.

Combustion : +471, 9.

GUINCHANT, C. R., CXXI, 355; 1895.

ÉTHÉR ÉTHYLCYANACÉTIQUE.



Éléments : +83^{Cal}, 3.

Combustion : +629, 7.

GUINCHANT, *C. R.*, CXXI, 355.

ÉTHÉR MÉTHYLCÉTYLCYANACÉTIQUE.

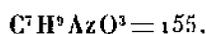


Éléments : +122^{Cal}, 0.

Combustion : +683, 3.

GUINCHANT.

ÉTHÉR ÉTHYLCÉTYLCYANACÉTIQUE.

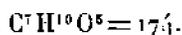


Éléments : +133^{Cal}, 6.

Combustion : +837, 0.

GUINCHANT.

ÉTHÉR DIMÉTHYLCÉTYLMALONIQUE.

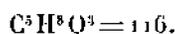


Éléments : +251^{Cal}, 9.

Combustion : +753, 2.

GUINCHANT.

ÉTHÉR MÉTHYLCÉTYLACÉTIQUE.

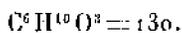


Éléments : +153^{Cal}, 5.

Combustion : +594, 0.

GUINCHANT.

ÉTHÉR ACÉTYLACÉTIQUE.

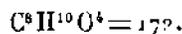


Éléments : +157^{Cal}, 2.

Combustion : +753, 6.

GUINCHANT.

ÉTHÉR MACÉTYLACÉTIQUE.



Éléments : +196^{Cal}, 0.

Combustion : +972, 4.

GUINCHANT.



CINQUIÈME DIVISION.

COMPOSÉS AZOTÉS.

PREMIÈRE SOUS-DIVISION.

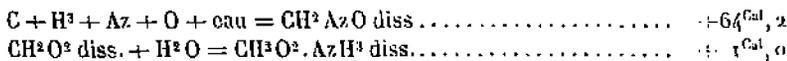
AMIDES DES ACIDES A FONCTION SIMPLE.

CHAPITRE I.

AMIDES PROPREMENT DITS.

Première section. — AMIDES DES ACIDES MONOBASIQUES.

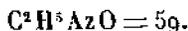
AMIDE FORMIQUE.



B.

Réaction mesurée. — Action de HCl concentré sur l'amide.

AMIDE ACÉTIQUE.

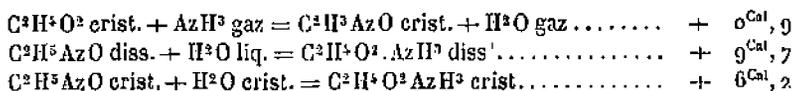


Combustion : +288, 1.

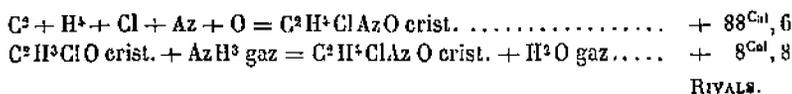
B. et Foucault, *A.* [6], XXII, 18; 1861.

Dissolution, à 14° : — 1^{Cal}, 85.

Dissolution dans l'alcool, à 24° : — 3, 6 (Speyers).

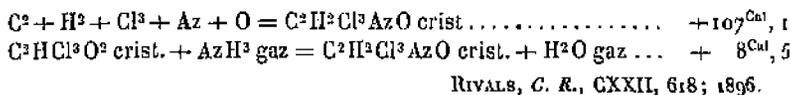


AMIDE ACÉTIQUE CHLORÉ.



Réaction mesurée : Combustion.

AMIDE ACÉTIQUE TRICHLORÉ.



Réaction mesurée : Combustion.

AMIDE PROPIONIQUE.

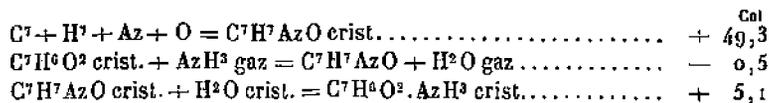


Combustion : + 436, 0.

B. et Fo., A. [6], XXII, 20; 1891.

Dissolution, à 14°, 6 : — 1, 0

AMIDE BENZOÏQUE.

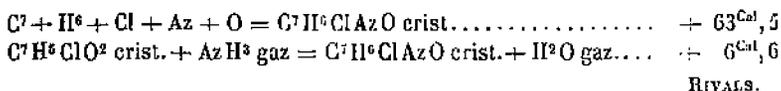


B. et Fo., A. [6], XXII, 20; 1891.

Combustion : + 852, 3.

Dissolution dans nC²H⁶O, à 24° : — 4^{Cal}, 2 (Speyers).

AMIDE BENZOÏQUE CHLORÉ.

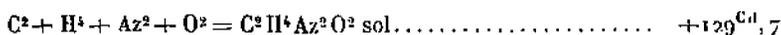
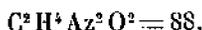


RIVALS.

Réaction mesurée : Combustion.

Deuxième section. — AMIDES DES ACIDES BIBASIQUES.

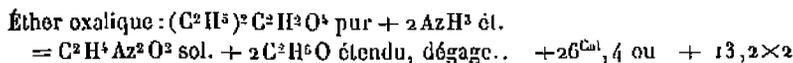
AMIDE OXALIQUE.



Combustion : + 196,9.

B., A. [5], IX, 348; 1876.

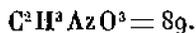
Réaction mesurée :



Donc



ACIDE OXAMIQUE.

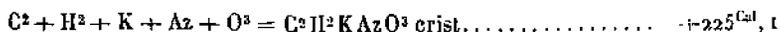


Combustion : + 128,8.

MAT., A. [6], XXVIII, 116; 1893.

Dissolution, à 12° : - 7^{Cal}, 0.

Sel K : C²H³KAzO³.



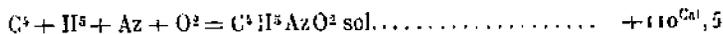
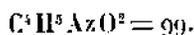
Dissolution : - 7^{Cal}, 4.



MAT.

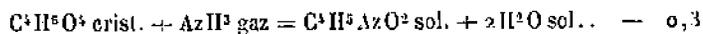


SUCGINIMIDE.



Combustion : $+439, 2.$

B. et Fourn., *A.* [6], XXII, 21; 1881.



Dissolution, à 22° : $-4^{\text{cal}}, 3.$

Dissolution dans nC²H⁶O : $-5, 5$ (Speyers).

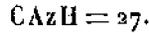


CHAPITRE II.

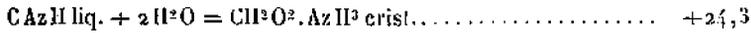
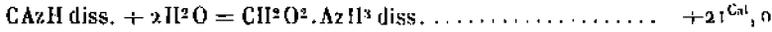
NITRILES.

Première section. — NITRILES DES ACIDES MONOBASIQUES.

NITRILE FORMIQUE. (*Acide cyanhydrique.*)

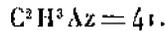


Voir ce Volume, p. 168, 174.



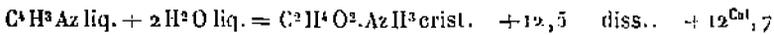
NITRILE ACÉTIQUE.

(*Éther méthylcyanhydrique, cyanure de méthyle.*)



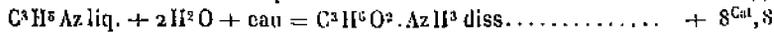
B. et PET., *A.* [6], XVIII, 108; 1889.

Combustion : +291,65.



Voir ce Volume, p. 397.

NITRILE PROPIONIQUE. (*Éther cyanhydrique, cyanure d'éthyle.*)



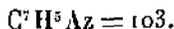
B. et PET., *A.* [6], XVIII, 112; 1889.

Chaleur spécifique moléculaire élémentaire, liquide, à -30° : 23,8; à 0° : 27,4; à $+90^{\circ}$: 40,5 (R.).

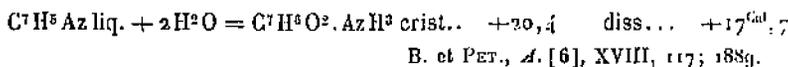
Chaleur spécifique moléculaire; gazeuse, moyenne (116°-121°) :
23,4 (R.).

Combustion : +446,7.

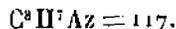
NITRILE BENZOÏQUE. (*Cyanure de phényle.*)



Combustion : +865,9.



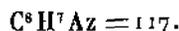
NITRILE PHÉNYLACÉTIQUE. (*Cyanure de benzyle.*)



Combustion : +1023,8.

B. et PET., A. [6], XVIII, 124; 188g.

NITRILE TOLUIQUE (ORTHO).

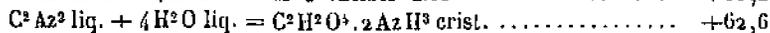
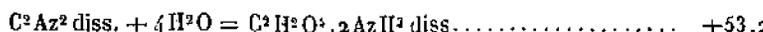
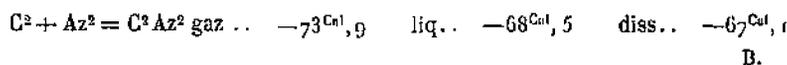
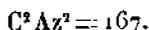


Combustion : +1030,7.

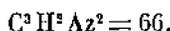
B. et PET.

Deuxième section. — NITRILES DES ACIDES BIBASIQUES.

NITRILE OXALIQUE. (*Cyanogène.*)

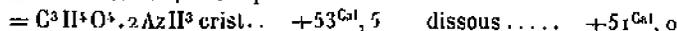
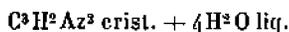


NITRILE MALONIQUE.

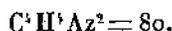


Combustion : +395,1.

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 128; 1889.

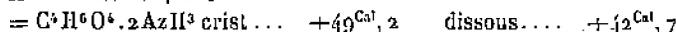
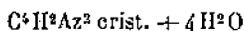


NITRILE SUCCINIQUE.

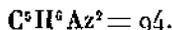


Combustion : +545,0.

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 131; 1889.



NITRILE GLUTARIQUE.



Combustion : +699,8.

B. et PET., *A.* [6], XVIII, 135; 1889.

Les chaleurs de formation des amides, imides et nitriles de l'acide carbonique et des dérivés amidés des acides à fonction complexe seront données plus loin, après les alcools.

TRIMÉTHYLAMINE.



$C^3 + H^9 + Az$
 $= C^3H^9Az$ gaz. $+1^{Cal}, 6$ liquide. $+5^{Cal}, 6$ dissoute. $+14^{Cal}, 3$

Combustion : $+592,0.$

B., A. [5], XXIII, 246; 188).

Dissolution C^3H^9 gaz dans 272 H^2O , à 9°. $+12,9$
 " dans 3,6 H^2O , à 19°. $+9,0$
 " dans 12 H^2O , à 20°. $+11,5$
 " dans 27 H^2O , à 22°. $+12,5$

B.

C^3H^9Az liq. + eau. $+8,75$

COLSON, A. [6], XIX, 413.

Neutralisation : C^3H^9Az dissoute + HCl diss. $+8,9$
 " + $C^2H^5O^2$ diss. $+8,3$
 " + $\frac{1}{2}SO^2H^2$ diss. $+10,9$
 " + CO^2 diss. (26^{H^2}) $+4,4$

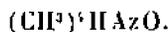
C^3H^9Az dissoute + $\frac{1}{2}C^2H^2O^2$ dissous. $+9,6$

Chlorhydrate :

$C^3H^9Az.HCl$, dissolution à 18°. $-0,5$
 C^3H^9Az gaz + $HCl = C^3H^9Az.HCl$ solide. $+39,8$

Entre l'ammoniaque et la triméthylamine, en présence de HCl dissous, il y a partage.

HYDRATE DE TÉTRAMÉTHYLAMMONIUM.

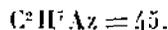


Neutralisation : $(CH^3)^4N^1AzO$ diss. + $\frac{1}{2}SO^2H^2$ diss. $+15,5$
 " + HCl diss. $+13,75$

Th. C., I, 392.

Dérivés éthyliques.

ÉTHYLAMINE.



$C^2 + H^7 + Az$
 $= C^2H^7Az$ gaz. $+20^{Cal}, 4$ liquide. $+27^{Cal}, 0$ dissous. $+33^{Cal}, 3$

Combustion : +409,7... gaz.

B., *A.* [5], XXIII, 244; 1891.

Dissolution C²H⁷Az gazeux, à 19°..... +12,91^{Cal}
 » liquide, à 19°..... + 6,33
 B.

Chaleur de vaporisation : 6^{Cal}, 58.

II. GAUTIER, *Thèse de Pharm.*, 1888.

Neutralisation : C²H⁷Az diss. $\frac{1}{7}$ + HCl diss., à 19°..... +13,2^{Cal}
 » + C²H⁵O² diss..... +12,9
 » + $\frac{1}{2}$ SO³H² diss..... +15,2
 B.

Dissolution : C²H⁷Az.HCl + eau..... — 2,23
 H. GAUTIER.

DIÉTHYLAMINE.

C⁴H¹¹Az = 73.

C⁴ + H¹¹ + Az
 = C⁴H¹¹Az gaz. +32^{Cal},3 liquide. +39^{Cal},8 dissous. +48^{Cal},0

Combustion : +716,9 (liq.).

Combustion : +724,4 (gaz) (Muller).

Dissolution : C⁴H¹¹Az liquide + eau..... + 8,22

Neutralisation : C⁴H¹¹Az diss. + HCl dissous..... +12,4
 C⁴H¹¹Az.HCl + eau..... — 1,49

II. GAUTIER.

TRIÉTHYLAMINE.

C⁶H¹⁵Az = 101.

C⁶ + H¹⁵ + Az
 = C⁶H¹⁵Az gaz. +36^{Cal},2 liquide.. +45^{Cal},0 dissous.. +55^{Cal},0

Combustion : +1038,3 (liq.).

Combustion : +1047,1 (gaz) (Muller).

Dissolution : C⁶H¹⁵Az liquide + eau..... +10,01

Neutralisation : C⁶H¹⁵Az diss. + HCl dissous..... + 9,64
 C⁶H¹⁵Az.HCl + eau..... — 0,53

II. GAUTIER.

Dérivés propyliques.

PROPYLAMINE.



Dissolution : C^3H^9Az liquide + eau..... + 6^{Cal}, 15
Neutralisation : C^3H^9Az diss. + HCl dissous..... + 13^{Cal}, 85
 COLSON, *A.* [6], XIX, 413; 1890.

DIPROPYLAMINE.



Dissolution : $C^6H^{15}Az$ liquido + eau..... + 7^{Cal}, 55
Neutralisation : $C^6H^{15}Az$ liq. + 1,5 HCl dissous..... + 13,45
 COLSON, *A.* [6], XIX, 412; 1890.

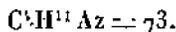
ALLYLAMINE.



Dissolution : C^3H^7Az liq. + eau..... + 4,68
Neutralisation : C^3H^7Az diss. + HCl diss..... + 13,46
 H. GAUTIER, *Thèse de Pharm.*, 1888.

Dérivés butyliques.

ISOBUTYLAMINE.



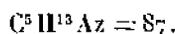
Dissolution : $C^4H^{11}Az$ liq. + eau..... + 6,00
Neutralisation : $C^4H^{11}Az$ diss. + HCl diss..... + 13,95
 COLSON, *A.* [6], XIX, 413; 1896.

DISOBUTYLAMINE.



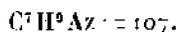
Dissolution : $C^8H^{19}Az$ liq. + eau..... + 7,05
Neutralisation : $C^8H^{19}Az$ diss. + HCl diss..... + 13,15
 $C^8H^{19}Az$ diss. + $\frac{1}{2}C^2H^2O^2$ diss. = sel solide..... + 16,4
 COLSON, *A.* [6], XIX, 413; 1896

AMYLAMINE.



$C^5 + H^{13} + Az = C^5H^{13}Az$ gaz.	+43 ^{Cal} ,6	liquide.	+52 ^{Cal} ,4
		dissous.	+57 ^{Cal} ,4
<i>Combustion</i> liquide : +867,6.			MULLER.
» gazeuse : +876,4.			
<i>Dissolution</i> : $C^5H^{13}Az$ liq. + eau.			+ 5,05 ^{Cal}
<i>Neutralisation</i> : $C^5H^{13}Az$ diss. + HCl diss.			+13,7
» $\frac{1}{2}CO_2$ diss.			+ 8,2
» CO_2 diss.			+ 9,7
$C^5H^{13}Az.HCl$ + eau.			+ 1,37
			H. GAUTIER.

BENZYLAMINE.



$C^7 + H^9 + Az = C^7H^9Az$ liq.	+2 ^{Cal} ,0	dissous.	+ 1 ^{Cal} ,6
<i>Combustion</i> : +968,6.			PET., A. [6], XVIII, 199; 1889.
<i>Dissolution</i> : C^7H^9Az liquide + eau.			+ 2,56
<i>Neutralisation</i> : C^7H^9Az diss. + HCl diss.			+12,9
$C^7H^9Az.HCl$ + eau.			- 3,83
			H. GAUTIER.

Deuxième section. — AMINES DÉRIVÉES DES PHÉNOLS.

ANILINE.



$C^6 + H^7 + Az = C^6H^7Az$ gaz.	-19 ^{Cal} ,8	liquide.	-11 ^{Cal} ,2
		dissous.	-11 ^{Cal} ,4
<i>Combustion</i> : +818,5.			PETIT, A. [6], XVIII, 149; 1889.
<i>Chaleur spécifique liquide moléculaire moyenne</i> (12°-150°) : 43,2.			
<i>Chaleur de vaporisation</i> : 8 ^{Cal} ,6.			

Dissolution :

$C^6H^7Az + eau; \text{ à } t^0 \dots\dots\dots$	$(t - 11^0, 9) \times -$	$\frac{Cal}{0,0447}$
» à $15^0, 9 \dots\dots\dots$	»	$- 0,18$
» à $24^0, 2 \dots\dots\dots$	»	$- 0,55$

B., A. [6], XXI, 358; 1890.

Neutralisation :

$C^6H^7Az \text{ diss. } (\frac{1}{2}) + HCl \text{ diss. } (\frac{1}{2}) \dots\dots\dots$	$+ 7,44$
LUCAS, A. [5], XVII, 231; 1879.	
» $+ 2^0 HCl \text{ diss.} \dots\dots\dots$	$+ 0,9$
VIGNON, C. R., CVI, 1733; 1888.	

$C^6H^7Az \text{ diss. } + AzO^3H \text{ diss. } (\frac{1}{2}) \dots\dots\dots$	$+ 7,45$
» liq. $+ C^2H^3O^2 \text{ liq. (les deux corps purs)} \dots\dots\dots$	$+ 1,53$
» diss. $+ C^2H^3O^2 \text{ diss.} \dots\dots\dots$	$+ 3,8$
$C^2H^3O^2 . C^6H^7Az \text{ diss. } (\frac{1}{2}) + C^2H^3O^2 \text{ diss. } (\frac{1}{2}) \dots\dots\dots$	$+ 1,41$
$C^2H^3O^2 . C^6H^7Az \text{ diss. } + C^6H^7Az \text{ diss.} \dots\dots\dots$	$+ 1,0$
B., A. [6], XXI, 366; 1890.	

$C^6H^7Az \text{ diss. } + C^2H^3O^3 \text{ diss. } (\frac{1}{2}) \text{ (sel acide)} \dots\dots\dots$	$+ 7,66$
$C^6H^7Az \text{ diss. } + \frac{1}{2} SO^3H^2 \text{ diss.} \dots\dots\dots$	$+ 9,21$
» $+ 2^0 \frac{1}{2} SO^3H^2 \text{ diss.} \dots\dots\dots$	$- 0,81$
Total : $+ SO^3H^2 \text{ diss.} \dots\dots\dots$	$+ 8,4$
B., A. [6], XXI, 359; 1890.	

» $+ \frac{1}{2} CrO^3 \text{ diss.} \dots\dots\dots$	$+ 7,2$
GIRARD et LHOÏE, C. R., CVIII, 239, 1889.	

$C^7H^6O^2 \text{ crist. } + C^6H^7Az \text{ liq. } = C^3H^7Az . C^7H^6O^2 \dots\dots\dots$	$+ 2,7$
$C^7H^6O^2 \text{ diss. } + C^6H^7Az \text{ diss. } = \text{sel dissous} \dots\dots\dots$	$+ 5,0$
B., A. [6], XXI, 369, 1890.	

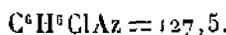
Dissolution :

$C^6H^7Az . HCl + eau \dots\dots\dots$	$- 2,73$
$C^6H^7Az . AzO^3H + eau \dots\dots\dots$	$- 6,73$
$(C^6H^7Az)^3 SO^3H^2 + eau \dots\dots\dots$	$- 4,63$
B., A. [6], XXI, 387, 1890.	

$C^6H^7Az \text{ gaz } + SO^3H^2 \text{ crist. } = C^6H^7Az . SO^3H^2 \dots + 57,8 \text{ ou } + 28,9 \times 2$

L'aniline combinée aux acides, avec formation de sels dissous, éprouve un déplacement total, ou sensiblement, par NaOH dissoute et par AzH^3 dissoute (voir aussi la PYRIDINE, p. 646-647).

ANILINE CHLORÉE.

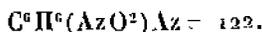


Plusieurs isomères.

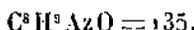
	Ortho. liq.	Méta. liq.	Para. sol.
<i>Dissolution</i> : $\text{C}^6\text{H}^5\text{ClAz} + \text{O}$	—0,56	—0,83	—5,11
<i>Neutralisation</i> : $\text{C}^6\text{H}^5\text{ClAz}$ diss. + HCl diss.....	+6,27	+6,61	+7,2
<i>Dissolution</i> du sel $\text{C}^6\text{H}^5\text{ClAz.HCl} + 6^{\text{th}}$ d'eau...	—4,38	—3,93	—3,49
<i>Dilution</i> de la dissolution du chlorhydrate de 4^{th} à 16^{th}	—0,73	—0,60	—0,37

Loug., *A.* [5], XVII, 238; 1879.*Température de fusion* : +69°.*Chaleur de fusion* : 4^{cal} , 7 (Bruner).

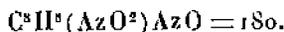
ANILINE NITRÉE.

*Dissolution* : $\text{C}^6\text{H}^5(\text{AzO}^2)\text{Az}$ (para) crist. + eau..... — 3^{cal} , 74*Neutralisation* : $\text{C}^6\text{H}^5(\text{AzO}^2)\text{Az}$ diss. + HCl diss..... + 1^{cal} , 81Loug., *A.* [5], XVII, 248; 1879.

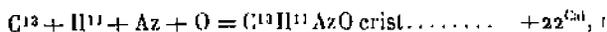
ANILIDE ACÉTIQUE.

 $\text{C}^8 + \text{H}^9 + \text{Az} + \text{O} = \text{C}^8\text{H}^9\text{AzO}$ crist..... + 52^{cal} , 1*Combustion* : +1016, 8.B. et Foch., *A.* [6], XXII, 23; 1891.*Dissolution* étendue dans $n\text{CH}^3\text{O}$ à 24° — 4^{cal} , 5" $n\text{C}^2\text{H}^6\text{O}$ — 4, 2" $n\text{CHCl}^3$ — 4, 4SEYER, *J. Am. Ch. Soc.*, XVIII, février 1896.

NITRANILIDE ACÉTIQUE.

 $\text{C}^8 + \text{H}^9 + \text{Az}^2 + \text{O}^2 = \text{C}^8\text{H}^9\text{Az}^2\text{O}^2$ crist..... + 61^{cal} , 5*Combustion* : +968, 9.MATIONGON ET DELIGNY, *C. R.*, CXXI, 423; 1895.

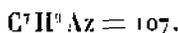
ANILIDE BENZOÏQUE.



Combustion : +1583,7.

B. et FOURN., *A.* [6], XXII, 23; 1891.

MÉTHYLANILINE.



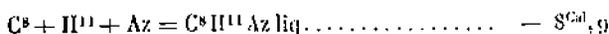
Combustion : +974,0.

PETIT.

	$C^7H^9Az \text{ liq.} + HCl \text{ diss.} \dots \dots \dots$	Gal	+ 6,9
	" + 2 ^e $HCl \text{ diss.} \dots \dots \dots$		+ 1,3
	$C^7H^9Az \text{ liq.} + \frac{1}{2} SO^3H^2 \text{ diss.} \dots \dots \dots$		+ 8,1
	" + 2 ^e $\frac{1}{2} SO^3H^2 \text{ diss.} \dots \dots \dots$		+ 0,9
	Total : + 2 $SO^3H^2 \text{ diss.} \dots \dots \dots$		+ 9,0

VIGNON, *C. R.*, GVI, 1723; 1888.

DIMÉTHYLANILINE.



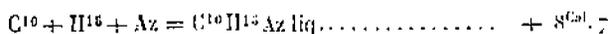
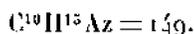
Combustion : +1142,9.

ST.

	$C^8H^{11}Az \text{ liq.} + HCl \text{ diss.} \dots \dots \dots$	+ 6,8	
	" + 2 ^e $HCl \text{ diss.} \dots \dots \dots$	+ 0,7	
	$C^8H^{11}Az \text{ liq.} + \frac{1}{2} SO^3H^2 \text{ diss.} \dots \dots \dots$	+ 7,6	
	" + 2 ^e $\frac{1}{2} SO^3H^2 \text{ diss.} \dots \dots \dots$	+ 0,7	
	Total : + 2 $SO^3H^2 \text{ diss.} \dots \dots \dots$		+ 8,3

VIGNON, *C. R.*, GVI, 1723; 1888.

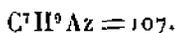
DIÉTHYLANILINE.



Combustion : +1451,8.

ST.

TOLUIDINES.



Pusieurs isomères.

	Ortho.		Méta.		Para.
$7 + H^9 + Az = C^7H^9Az$ liq.	+ 5 ^{cal} , 9	liq.	+ 5 ^{cal} , 1	sol.	+ 11 ^{cal} , 6
Combustion : C^7H^9Az liq.	+ 964 ^{cal} , 7	liq.	+ 965 ^{cal} , 6	sol.	+ 958 ^{cal} , 8

PETIT, *A.* [6], XVIII, 152; 1889.

Dissolution : C^7H^9Az (para) + eau — 4^{cal}, 5

Température de fusion : + 38°, 9.

Chaleur de fusion : 4^{cal}, 20.

BATTELLI, *A. Phys. Beibl.*, XI, 233.

Neutralisation : C^7H^9Az (para) diss. + HCl diss. + 7^{cal}, 62

Th., I, 410.

C^7H^9Az (para) sol. + HCl gaz = $C^7H^9Az.HCl$ sol. + 23, 65

Dissolution : $C^7H^9Az.HCl$ (para) + eau — 3, 25

La benzylamine et la méthylaniline sont métamères avec les trois toluidines.

NAPHTYLAMINE.

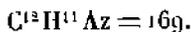


Température de fusion : + 43°, 4.

Chaleur de fusion : 2^{cal}, 77.

BATTELLI, *A. Phys. Beibl.*, XI, 233.

DIPHÉNYLAMINE.



$C^{12} + H^{11} + Az = C^{12}H^{11}Az$ sol. — 25^{cal}, 8

Combustion : + 1536, 9.

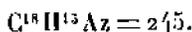
St.

Température de fusion : + 51°.

Chaleur de fusion : — 3^{cal}, 58.

BATTELLI, *A. Phys. Beibl.*, XI, 233.

TRIPHÉNYLAMINE.



$C^{18} + H^{13} + Az = C^{18}H^{13}Az$ sol. + 54^{cal}, 4

Combustion : + 2269, 0.

St.

Troisième section. -- AMINES DES ALCOOLS DIATOMIQUES.

ÉTHYLÈNE DIAMINE.

$C^2H^4, 2AzH^2$... base diacide.

<i>Dissolution</i> : $C^2H^4Az^2$ liq. + eau.....	+ $\overset{Cal}{7,6}$
<i>Neutralisation</i> : $C^2H^4Az^2$ diss. + HCl diss.....	+ 12,5
" + 2 ^e HCl diss.....	+ 11,0
Total.....	<u>+ 23,5</u>

Dissolution : $C^2H^4, 2AzH^2, 2HCl$ + eau..... — 7,55

A. COLSON et DARZENS, *C. R.*, CXVIII, 250; 1894.

D'après ces nombres, cet alcali possède deux fonctions basiques inégales.

PHÉNYLÈNE DIAMINE.

$C^6H^8Az^2 = 108$.

VIGNON, *C. R.*, CVI, 1671, 1888; CIX, 477, 1889.

	Ortho. crisl.	Méta. crisl.	Para. crisl.
<i>Dissolution</i> : $C^6H^8Az^2$ + eau.....	$\overset{Cal}{}$	$\overset{Cal}{- 3,2}$	$\overset{Cal}{- 3,8}$
" $C^6H^8Az^2, 2H^2O$ + eau...	"	"	-- 7,4

Neutralisation :

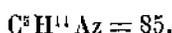
$C^6H^8Az^2$ diss. + HCl diss.....	+ 7,0	+ 7,0	+ 8,8
" + 2 ^e HCl diss.....	+ 3,1	+ 4,7	+ 5,9
" + 2HCl diss.....	<u>+ 10,1</u>	<u>+ 11,7</u>	<u>+ 14,7</u>
" + $\frac{1}{2}SO^3H^2$ diss.....	"	+ 8,3	+ 9,6
" + 2 ^e $\frac{1}{2}SO^3H^2$ diss.....	"	<u>+ 5,9</u>	<u>+ 10,0</u>
" + SO^3H^2 diss.....	"	<u>+ 14,2</u>	<u>+ 19,6</u>
" + $C^2H^4O^2$ diss.....	"	+ 4,4	+ 7,2
" + 2 ^e $C^2H^4O^2$ diss.....	"	<u>+ 1,6</u>	<u>+ 1,3</u>
" + 2 $C^2H^4O^2$ diss.....	"	<u>+ 6,0</u>	<u>+ 8,1</u>
" + $\frac{1}{2}C^2H^4O^3$ diss.....	"	+ 6,6	+ 8,8
" + 2 ^e $\frac{1}{2}C^2H^4O^3$ diss.....	"	<u>+ 2,0</u>	<u>+ 13,4</u>
" + $C^2H^4O^3$ diss.....	"	<u>+ 8,6</u>	<u>+ 22,2</u>

$C^6H^8Az^2, 3HCl, 5H^2O$ (ortho) crisl. + eau..... — $8^{Cal}, 2$

Ces alcalis possèdent deux fonctions basiques, dont l'inégalité est moindre que pour l'éthylène diamine, particulièrement pour l'alcali para.

Quatrième section. — **ALCALIS DÉRIVÉS D'ALDÉHYDES**
ou **CONGÉNÈRES.**

PIPÉRIDINE.



Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne : 45,3 (12°-31°).

COLSON, *A.* [6], XIX, 407; 1890.

<i>Dissolution</i> : $C^5H^{11}Az$ liq. + eau, vers 20°, g.	+ 6 ^{Cal} , 46
» $C^5H^{11}Az$ + $1\frac{1}{2}H^2O$ liq.	+ 1,6
» " + $3H^2O$ liq.	+ 2,3
» " + $9H^2O$ liq.	+ 3,5

B. *A.* [6], XXI, 375; 1890.

Ces résultats indiquent la formation d'un hydrate.

<i>Neutralisation</i> : $C^5H^{11}Az$ diss. + HCl diss.	+ 13 ^{Cal} , 32
» $C^5H^{11}Az$ diss. + $\frac{1}{2}SO^3H^2$ diss., à 24° ...	+ 14,3
» " + $2^o\frac{1}{2}SO^3H^2$ diss.	+ 1,2
» " + SO^3H^2 diss.	+ 15,5



La pipéridine dissoute partage HCl déjà combiné avec AzH^2 .

Elle est déplacée, dans ses combinaisons avec les acides, par NaOH dissoute et par CaO dissoute.

PYRIDINE.



Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne : 33,0 (14°-35°).

COLSON, *A.* [6], XIX, 407; 1890.

<i>Dissolution</i> : C^5H^5Az liq. + eau, vers 22°	+ 2,12 ^{Cal}
<i>Neutralisation</i> : C^5H^5Az diss. + HCl diss.	+ 5,10
C^5H^5Az diss. + $\frac{1}{2}SO^3H^2$ diss.	+ 7,1
» + $2^o\frac{1}{2}SO^3H^2$ diss.	- 0,9
Total : + SO^3H^2 diss.	+ 6,2

B., *A.* [6], XXI, 381; 1890.

La pyridine fournit des indices de partage des acides avec l'ammoniaque dans les sels pyridiques dissous, l'ammoniaque s'emparant presque entièrement de l'acide, à équivalents égaux des deux bases.

Elle donne lieu à un partage très notable des acides avec l'aniline, dans les sels dissous de ces deux bases, avec prépondérance notable de la pyridine.

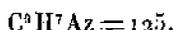
B.

La pyridine forme un hydrate stable : C^5H^5Az, H^2O .

Ce composé subsiste, même sous forme gazeuse, à 100° et à 180°, à l'état de dissociation partielle.

L. HENRI, *Bull. Ac. roy. Belgique*, août 1894.

QUINOLEÏNE.

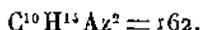


C^9H^7Az liquide + excès HCl étendu +6^{Cal}, 8

COLSON, *A.* [6], XIX, 411; 1890.

Cinquième section. — ALCALIS DIVERS.

NICOTINE.



Chaleur spécifique moléculaire liquide, moyenne: 68,0 (13°-43°).

COLSON.

Dissolution :

$C^{10}H^{14}Az^2$ diss. + $\frac{1}{2}$ HCl diss. . . + 8^{Cal},05 HCl plus ét., vers 15°. +7^{Cal},20

» 2° HCl diss. . . + 3,47

Total : 2 HCl diss. . . 11,52

» + 3° et 4° HCl dis. + 0,54

COLSON, *A.* [6], XIX, 409; 1890.

$C^{10}H^{14}Az^2$ diss. + $\frac{1}{2}$ SO^3H^2 diss. + 9,54

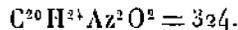
» + 2° $\frac{1}{2}$ SO^3H^2 dis. + 3,92

Somme. . . +13,46

Il résulte de ces nombres que la nicotine possède deux fonctions basiques différentes.

$C^{10}H^{14}Az^2, 2 HCl$ + eau +6^{Cal}, 56

QUININE.

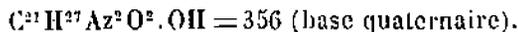
*Neutralisation :*

{	$\text{C}^{20}\text{H}^{24}\text{Az}^2\text{O}^2$ pp. + $\text{SO}^3\text{H}^2\text{ét.}$ = sel neutre dissous.....	+15,5 ^{Cal}
	Quinine séchée à 100° + excès SO^3H^2	+18,7
	Q SO^3H^2 .6 H^2O = 530 dissous dans SO^3H^2 (1 ^h 10).....	- 6,7
	Une 2 ^e moléc. Q, en s'unissant au sulf. neutre diss., dégage.	+ 5,0 env.

Ainsi, la quinine possède deux basicités différentes.

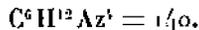
COLSON et DARZENS, *C. R.*, CXVIII, 250; 1894.

HYDRATE DE MÉTHYLQUININE.

*Neutralisation :*

Alcali dissous + HCl dissous.....	+10,8
	<i>Th. U.</i> , I, 405.

HEXAMÉTHYLÉNÉTÉTRAMINE.



$\text{C}^6 + \text{H}^{12} + \text{Az}^4 = \text{C}^6\text{H}^{12}\text{Az}^4$ crist.....	+26 ^{Cal} , 7	diss.....	-21 ^{Cal} , 9
	<i>DELÉPINE, C. R.</i> , CXXIII, 888; 1896.		

Combustion : +1006^{Cal}, 5.

Dissolution :

$\text{C}^6\text{H}^{12}\text{Az}^4 + \text{eau}$	+ 4 ^{Cal} , 8
---	------------------------

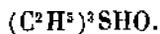
Neutralisation :

$\text{C}^6\text{H}^{12}\text{Az}^4$ diss.

+ $\frac{1}{2}$ HCl diss.	+1,13	$\frac{1}{2}$ AzO^3H diss.	+1,15	$\frac{1}{2}$ $\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ diss.	+0,53	$\frac{1}{2}$ SO^3H^2 diss.	+2,11 ^{Cal}
+ HCl diss.	+2,13	1 AzO^3H diss.	+2,19	1 $\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ diss.	+0,81	$\frac{1}{2}$ SO^3H^2 diss.	+4,10
+ 2HCl diss.	+2,32	2 AzO^3H diss.	+2,37	2 $\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^2$ diss.	+1,06	1 SO^3H^2 diss.	+3,51

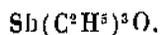
<i>Dissolution :</i> $\text{C}^6\text{H}^{12}\text{Az}^4$.HCl + eau, vers 15°.....	- 3 ^{Cal} , 94
$\text{C}^6\text{H}^{12}\text{Az}^4$. AzO^3H + eau.....	- 5,50
$\text{C}^6\text{H}^{12}\text{Az}^4$.2 AzO^3H + eau.....	-14,3
$(\text{C}^6\text{H}^{12}\text{Az}^4)^2\text{SO}^3\text{H}^2$ + eau.....	+ 1,82
$\text{C}^6\text{H}^{12}\text{Az}^4$. SO^3H^2 + eau.....	- 1,60
$\text{C}^6\text{H}^{12}\text{Az}^4$. SO^3H^2 . H^2O + eau.....	- 4,71

HYDRATE DE TRIÉTHYLSULFINE.

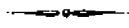


<i>Neutralisation</i> : Alkali dissous + HCl diss.	+ 13,7 ^{Cal}
" + $\frac{1}{2}\text{SO}^4\text{H}^2$ diss.	+ 15,4
<i>Dissolution</i> : $(\text{C}^2\text{H}^5)^3\text{SI}$ + eau.	— 5,75
	<i>Th. U., I, 400.</i>

OXYDE DE TRIÉTHYLSTIBINE.



<i>Neutralisation</i> : Alkali dissous + SO^4H^2 diss.	+ 3 ^{Cal} , 65
" + 2 III diss.	+ 0,83
	<i>Th. U., I, 406.</i>



TROISIÈME SOUS-DIVISION.

AMIDES ET AMINES DES ACIDES ALCOOLS.

CHAPITRE I.

AMIDES ET AMINES DE L'ACIDE CARBONIQUE. — URÉIDES.

Dérivés de l'acide carbonique.

CH^2O^3 .

ACIDE CARBAMIQUE.

$\text{CO}^2\text{AzH}^3 = 61$.

$(\text{CH}^2\text{O}^3 + \text{AzH}^3 - \text{H}^2\text{O})$.

Pour mémoire.

CARBAMATE D'AMMONIAQUE.

$\text{CO}^2\text{Az}^2\text{H}^6 = 78$.

$(\text{CO}^2\text{AzH}^3 \cdot \text{AzH}^3)$.

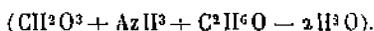
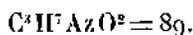
$\text{C} + \text{O}^2 + \text{Az}^2 + \text{H}^6 = \text{CO}^2\text{Az}^2\text{H}^6 \text{ solide} \dots\dots + 158^{\text{Cal}}, 0$

Chaleur de combustion : +49, 0.

Réaction mesurée :

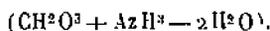
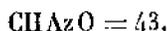
$\text{CO}^2 + 2\text{AzH}^3 \text{ (gaz)} \dots\dots\dots + 39^{\text{Cal}}, 3$

RAABE, *J. B. für* 1882; 124.

ÉTHÉR CARBAMIQUE (*Uréthane*).

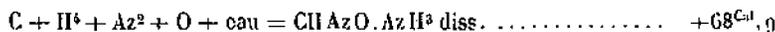
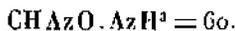
<i>Dissolution</i> :	$\text{C}^2\text{H}^7\text{AzO}^2$ crist. + eau, à 23°	— 3 ^{Cal} , 8
»	dans $n\text{CH}^4\text{O}$, à 24°	— 4,35
»	dans $n\text{C}^2\text{H}^6\text{O}$	— 4,7
»	dans $n\text{C}^2\text{H}^8\text{O}$	— 6,05
»	dans $n\text{CHCl}^3$	— 4,6
»	dans $n\text{C}^2\text{H}^8$	— 6,4

SREYERS, *J. Am. Ch. Soc.*, XVIII; 1896.

ACIDE CARBIMIDIQUE (*Acide cyanique*).

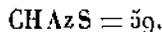
Sur cet acide et ses sels, voir p. 170.

SULFOCYANATE D'AMMONIAQUE.



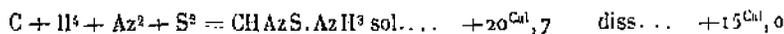
Voir p. 171.

ACIDE CYANIQUE SULFURÉ.



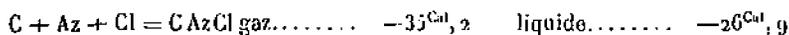
Voir p. 174.

SULFOCYANATE D'AMMONIAQUE.



Voir p. 175.

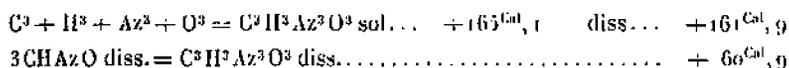
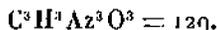
CHLORURE CYANIQUE.



Voir page 169.

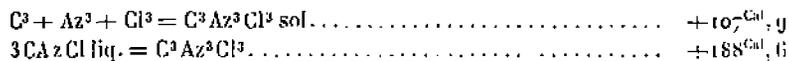
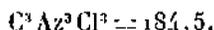
Dérivés condensés de l'acide carbonique.

ACIDE TRICARBINIDIQUE (*Acide cyanurique*).



Sur cet acide et ses sels, voir p. 172.

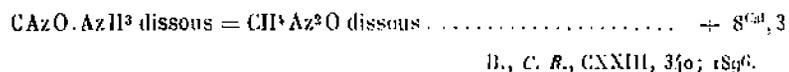
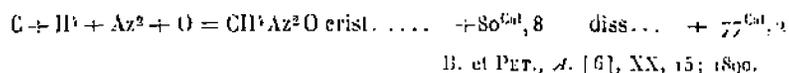
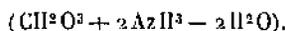
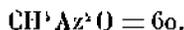
CHLORURE CYANURIQUE.



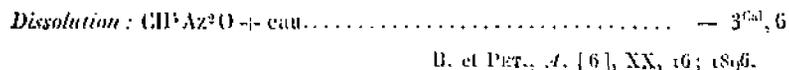
LEMOULT, inédit.

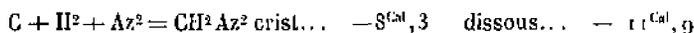
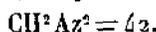
Série de l'urée.

URÉE.



Combustion : + 151, 5.



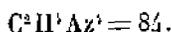
CYANAMIDE (*Anhydride uréique*).

Voir p. 172.

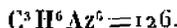


LEMOULT, *C. R.*, CXXIII, 55g; 1896.

DICYANAMIDE.

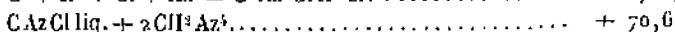
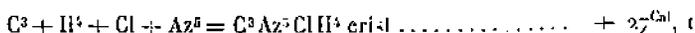
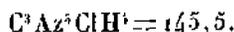


LEMOULT.

TRICYANAMIDE (*cyanuramide*).

LEMOULT.

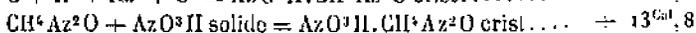
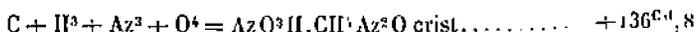
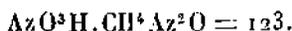
CHLOROCYANAMIDE.



LEMOULT.

Sels d'urée.

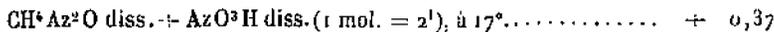
AZOTATE D'URÉE.



Dissolution :



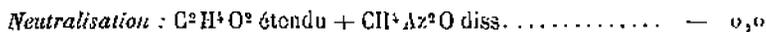
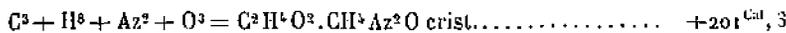
Neutralisation :



Avec un acide très étendu.

MAT., A. [6], XXVIII, 77; 1893.

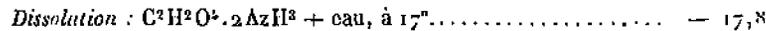
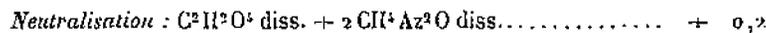
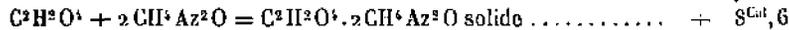
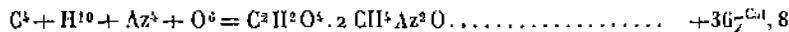
ACÉTATE D'URÉE.



MAT., A. [6], XXVIII, 98; 1893.

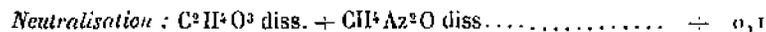
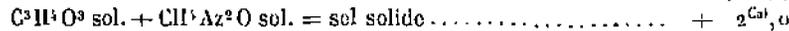
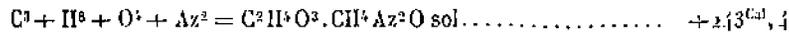


OXALATE D'URÉE.

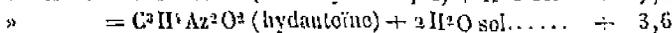
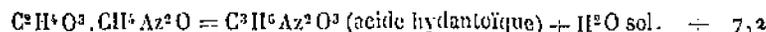
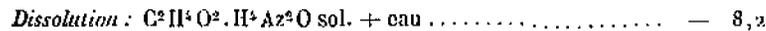


MAT., A. [6], XXVIII, 118; 1893.

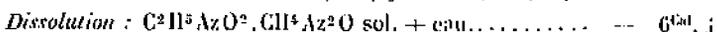
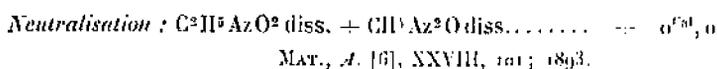
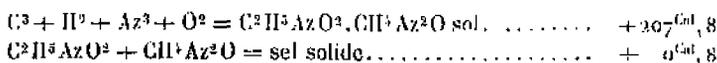
GLYCOLATE D'URÉE.



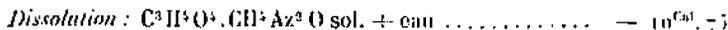
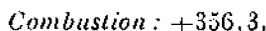
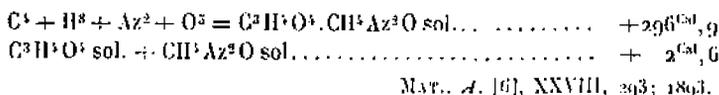
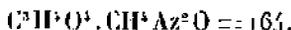
MAT., A. [6], XXVIII, 101.



AMIDOACÉTATE OU OXYACÉTAMATE D'URÉE.

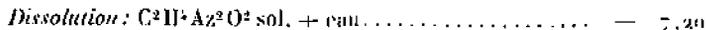
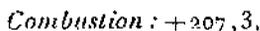
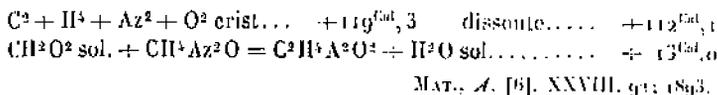
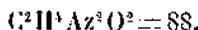


MALONATE ACIDE D'URÉE.

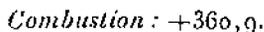
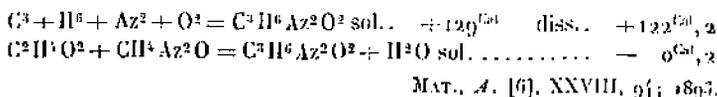
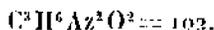


Uréides (Amides de l'urée).

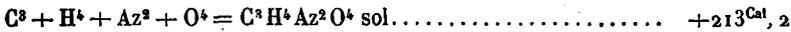
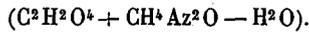
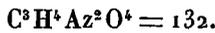
FORMYLURÉE.



ACÉTYLURÉE.



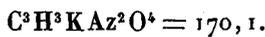
ACIDE OXALURÉIQUE.



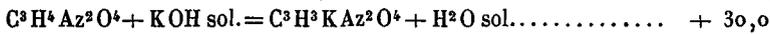
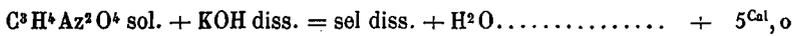
MAT., A. [6], XXVIII, 112; 1893.

Combustion : +207,7.

Sel K.

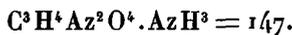


Formation par les éléments : Sel crist. +277^{Cal}, 2.



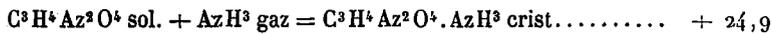
MAT.

Sel Am.



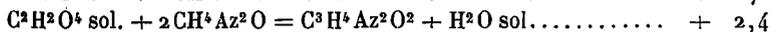
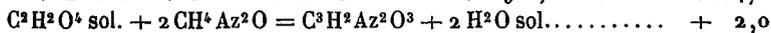
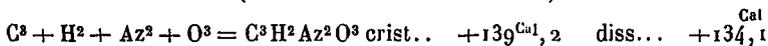
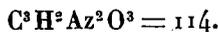
Formation par les éléments : Sel crist. +249^{Cal}.

Combustion : +275, 2.



MAT.

IMIDE OXALURÉIQUE (*Acide parabanique*).

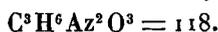


Combustion : +212,7.



MAT., A. [6], XXVIII, 111; 1893.

ACIDE GLYCOLURÉIQUE (*Acide hydantoïque*).



B. — II.

42

Combustion : +308,4.

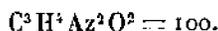
MAT., A. [6], XXVIII, 103; 1893.

Neutralisation : $C^3H^6Az^2O^3$ sol. + KOH dissoute..... + 6^{Cal}, 8

» diss. + KOH diss., environ..... + 13,3

Dissolution : $C^3H^6Az^2O^3$ + eau, environ..... — 6,5

IMIDE GLYCOLURÉIQUE OU GLYCOLYLURÉE (*Hydantoïne*).



$C^2 + H^3 + Az^2 + O^2 = C^2H^3Az^2O^2$ sol..... + 109^{Cal}, 0

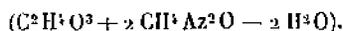
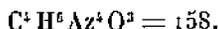
Combustion : +311,9.

Dissolution : $C^2H^3Az^2O^2$ + eau..... — 6^{Cal}, 1

MAT., A. [6], XXVIII, 99; 1893.

Hydantoïne + H^2O sol. = ac. hydantoïque..... + 2,2

DIGRÈME GLYOXYLIQUE (*Allantoïne*).



$C^4 + H^6 + Az^4 + O^3 = C^4H^6Az^4O^3$ crist. + 170^{Cal}, 4 dissous.. + 162^{Cal}, 6

$C^2H^3O^2$ sol. + 2 $CH^3Az^2O = C^4H^6Az^4O^3 + 3H^2O$ sol..... + 18^{Cal}, 5

MAT., A. [6], XXVIII, 105; 1893.

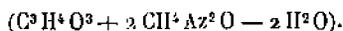
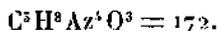
Combustion : +413,8.

Dissolution : $C^4H^6Az^4O^3$ + eau..... — 7,5

Neutralisation : $C^4H^6Az^4O^3$ diss. + KOH diss.

= sel K diss. + H^2O + 5,2

DIGRÈME PYRUVIQUE (*pyruvate* ou *méthylallantoïne*).

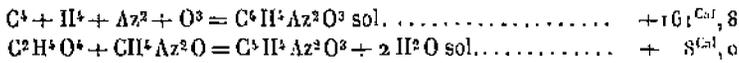
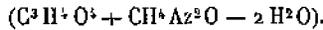
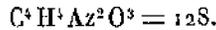


$C^3 + H^3 + Az^4 + O^3 = C^3H^3Az^4O^3$ sol..... + 180^{Cal}, 6

Combustion : +566,9.

MAT., A. [6], XXVIII, 109; 1893.

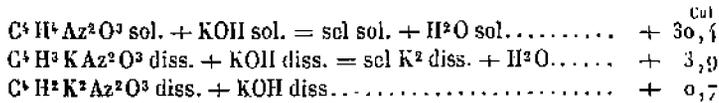
IMIDE MALONYLURÉIQUE (*Acide barbiturique*).



Combustion : + 353, 4.

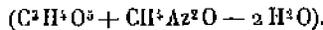
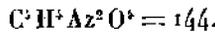
MAT., A. [6], XXVIII, 292; 1893.

Sel.

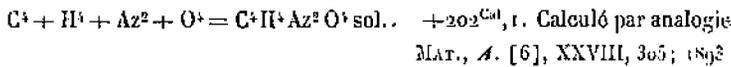


MAT., A. [6], XXVIII, 297; 1893.

IMIDE TARTRONURÉIQUE (*Acide dialurique*).



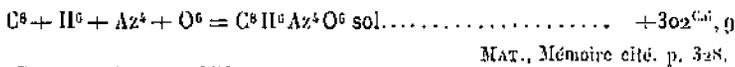
Pour mémoire.



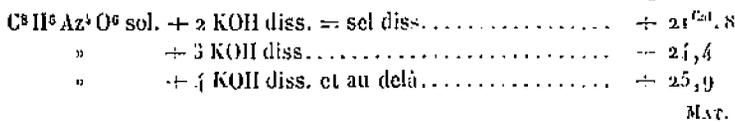
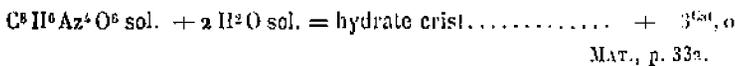
ACIDE HYDRILIQUE.



(*Acide barbiturique* + *Acide dialurique* — $H^2 O$.)

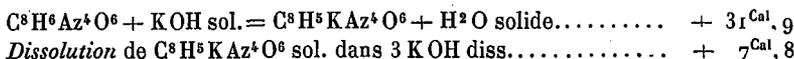


Combustion : + 658, 5.

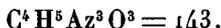


Il résulte de ces nombres que ce composé possède trois fonctions acides inégales.

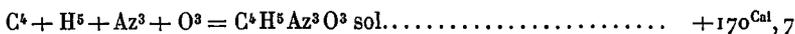
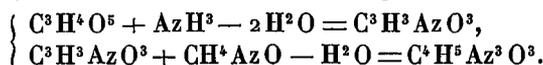
Les sels K et K² sont cristallisés.



URÉIDE TARTRONIMIDIQUE (*Uramile*).

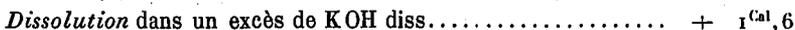


(Combinaison d'imide tartronique et d'urée.)

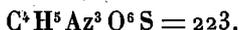


Combustion : +379.

MAT., A. [6], XXVIII, 307; 1893.



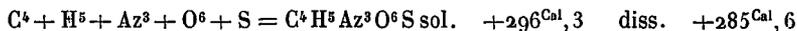
ACIDE THIONURIQUE.



Acide sulfamique dérivé de l'uramile.



Ce corps renferme en plus $1\frac{1}{2}\text{H}^2\text{O}$, dont on n'a pas tenu compte dans le calcul de sa chaleur de formation.

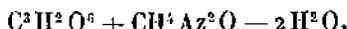
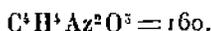


Calculé d'après la combustion du sel ammoniacal.

MAT., A. [6], XXVIII, 314; 1893.

	Cal
<i>Dissolution</i> : C ⁴ H ⁵ Az ³ O ⁶ S. 1½H ² O + eau.....	— 10,7
{ Acide dissous + KOH diss. = sel dissous.....	+ 13,8
» + 2KOH diss. = sel dissous.....	+ 27,5
{ Acide dissous + NaOH diss. = sel dissous.....	+ 13,8
» + 2NaOH diss. = sel dissous.....	+ 27,6
{ Acide dissous + AzH ³ diss. = sel dissous.....	+ 12,7
» + 2AzH ³ diss. = sel dissous.....	+ 25,1
<i>Dissolution</i> : C ⁴ H ³ K ² Az ³ O ⁶ S.H ² O + eau.....	16,6
» C ⁴ H ³ Na ² Az ³ O ⁶ S + eau.....	— 6,4
» C ⁴ H ⁴ AmAz ³ O ⁶ S + eau.....	— 11,2
» C ⁴ H ³ Am ² Az ³ O ⁶ S.H ² O (diss. dans l'ac. thionurique).	— 14,2

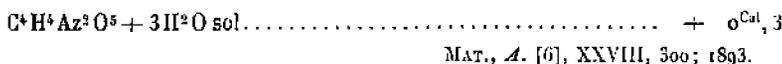
IMIDE MÉSOXALURÉIQUE. (*Alloxane.*)



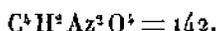
Combustion : +276, 5.



D'où :



NITRILE MÉSOXALURÉIQUE. (*Alloxane anhydre.*)



Combustion : +284, 8.

Réaction mesurée :

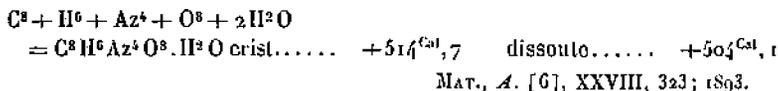
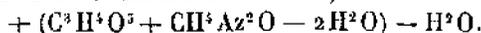
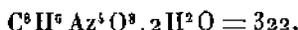


D'où



ALLOXANTINE.

(*Combinaison de nitrile mésoxaluréique et de nitrile tartronuréique.*)



Combustion : +584, 7.



MUREXIDE. (*Sel de l'acide amidé de l'alloxantine.*)

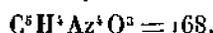


MAT., A. [6], XXVIII, 346; 1893.

Formation par les éléments : +393^{Cal}, 7.

Combustion : +736, 7.

ACIDE URIQUE. (*Nitrile diurétique de l'acide trioxyacrylique ?*)



MAT., A. [6], XXVIII, 350; 1893.

Combustion : +461, 4.

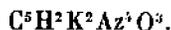
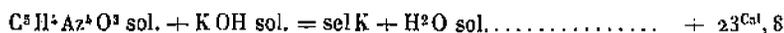
La transformation de l'acide floconneux précipité en acide cristallisé absorbe —0,8; ce qui semblerait indiquer que le premier est constitué par un hydrate dissociable.

URATES.

Sels K.

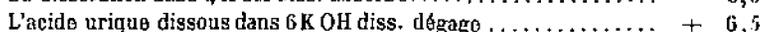


Formation par les éléments : +207^{Cal}; dissous, +198^{Cal}, 6.

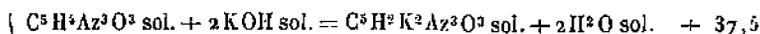


Formation par les éléments : +256^{Cal}, 2.

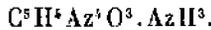
L'eau décompose ce sel en KOH dissoute + sel acide.



Formation des sels solides :

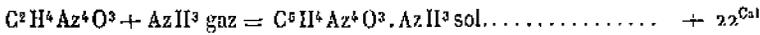


{	$C^5H^2Na^2Az^4O^3.H^2O + H^2O \text{ sol.}$	
	Formation depuis $C^5H^2Az^4O^3 \text{ sol.} + 2NaOH \text{ sol.}$	+ 27 ^{Cal} , 2
{	$C^5H^3NaAz^4O^3.\frac{1}{2}H^2O$	
	Formation depuis $C^5H^3Az^4O^3 \text{ sol.} + NaOH \text{ sol.} + \frac{1}{2}H^2O \text{ sol.}$	+ 21,6
{	$C^6H^4Az^4O^3 + NaOH \text{ sol.} = C^6H^3NaAz^4O^3 + H^2O \text{ sol.}$	+ 17,7
	$C^6H^3NaAz^4O^3 + NaHO \text{ sol.} = C^6H^2Na^2Az^4O^3 + H^2O \text{ sol.}$	+ 10,0



Formation par les éléments : +183^{Cal}.

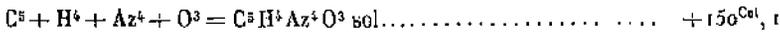
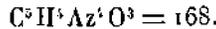
Combustion : +530.



Les urates monobasiques doivent être regardés comme les sels normaux.

Mat.

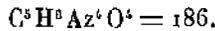
ACIDE ISOURIQUE (*Cyanuramide*).



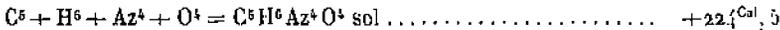
Combustion : +459,4.

Mat., A. [6], XXVIII, 376; 1893.

ACIDE PSEUDOURIQUE. (*Acide uramido-barbiturique*.)



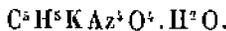
C'est l'hydrate du précédent.



Combustion : +454.

Mat., A. [6], XXVIII, 373; 1893.

Sel K.

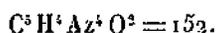


Dissolution : Ce sol + eau — 6^{Cal}, 9

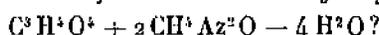
$C^5H^6Az^4O^4 \text{ solide} + KOH \text{ diss.} = \text{sel dissous.}$ + 14,7

$C^5H^6Az^4O^4 \text{ sol.} + KOH \text{ sol.} = C^5H^5Az^4O^4.H^2O$ + 34,1

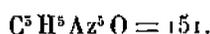
XANTHINE.



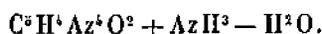
(Nitrile diurétique de l'acide dioxyacrylique.)



GUANINE.



Amide de la xanthine.

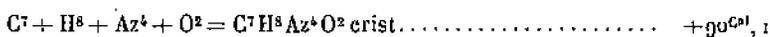
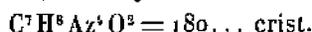


Combustion : +586,6.

ST., J. pr. Ch., XLIV, 390; 1891.

THÉOBROMINE.

(Diméthylxanthine).

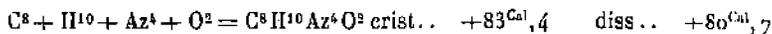
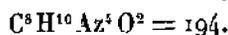


Combustion : +846.

MAT., A. [6], XXVIII, 380; 1893.

CAFÉINE.

Méthylthéobromine ou triméthylxanthine.

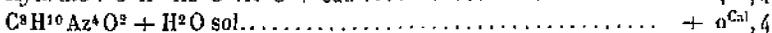


Combustion : +1016,0.

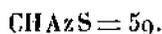


MAT., A. [6], XXVIII, 380; 1893.

Dans KOH dissoute, même chaleur : ce qui montre qu'il ne se forme pas de composé stable.

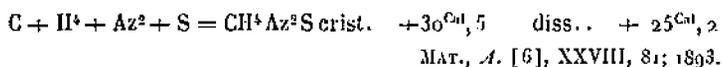
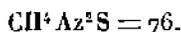


ACIDE CARBIMIQUE SULFURÉ. (*Acide sulfocyanique.*)



Pour cet acide et ses sels, voir p. 174, 651 et *Métaux*.

URÉE SULFURÉE.



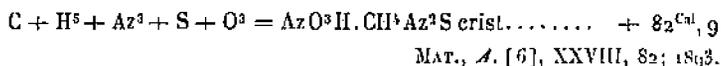
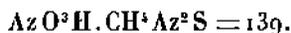
D'après la chaleur de combustion : +342,8 (avec formation de SO^2H^2 étendu).

CHAzS. AzH ³ = CH ² Az ² S crist. (urée)	+ 9 ^{Cal} , 8
CHAzS. AzH ³ = CH ² Az ² S diss.....	+ 9, 8
<i>Dissolution</i> : CH ² Az ² S + eau, à 10°.....	- 5, 33

Neutralisation :

CH ² Az ² S diss. + AzO ³ H diss., à 11°.....	+ 0, 02
CH ² Az ² S diss. + KOH étendu, à 11°.....	+ 0, 00

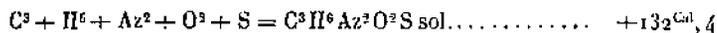
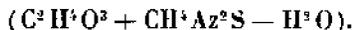
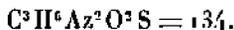
AZOTATE D'URÉE SULFURÉE.



Neutralisation :

CH ² Az ² S + AzO ³ H sol., dégage.....	+ 9 ^{Cal} , 8
" " liq., dégage.....	+ 10 ^{Cal} , 4

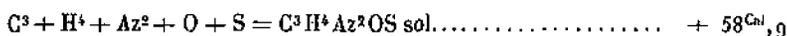
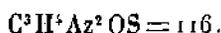
ACIDE GLYCOLURÉIQUE SULFURÉ. (*Acide hydantoïque sulfuré.*)



Combustion : +498,5 (avec formation de SO^3H^2 étendu).

MAT., A. [6], XXVIII, 388; 1893.

IMIDE GLYCOLURÉIQUE SULFURÉ. (*Hydantoïne sulfurée.*)

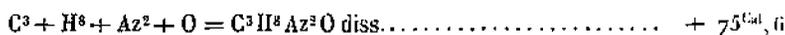
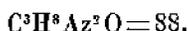


Combustion : +503,0.

MAT., même Mémoire, 387.

Éthers de l'urée.

DIMÉTHYLURÉE.



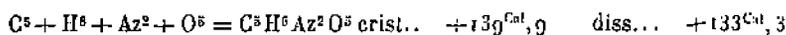
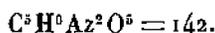
Combustion : diméthylurée dissoute, +489,3.

MAT., A. [6], XXVIII, 125; 1893.

Réaction mesurée : Action de la potasse sur le composé suivant.

ACIDE DIMÉTHYLPARADANIQUE.

(*Cholestrophane, dérivé de la diméthylurée.*)

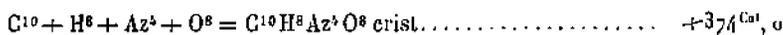


Combustion : +538,6.



MAT., A. [6], XXVIII, 123; 1893.

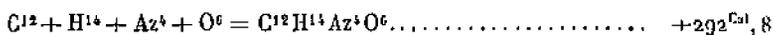
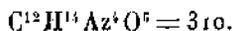
TÉTRAMÉTHYLALLOXANTINE. (*Acide amalique.*)



Combustion : +1240,6.

MAT., Mémoire cité, p. 327.

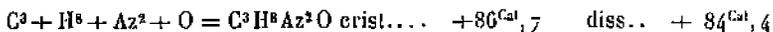
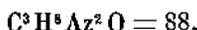
ACIDE TÉTRAMÉTHYLHYDURILIQUE. (*Acide désoxyamalgue.*)



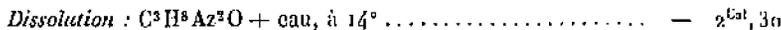
Combustion : +1321, 8.

MAT., A. [6], XXVIII, 341; 1893.

ÉTHYLURÉE.

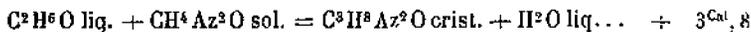


Combustion : +472, 2.

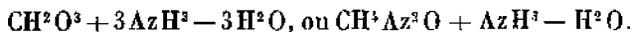
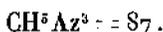


MAT., A. [6], XXVIII, 79; 1893.

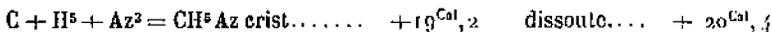
Neutralisation :



GUANIDINE.



Base puissante.



Combustion : +247, 6.

MAT., A. [6], XXVIII, 85; 1893.

Réactions mesurées :

I. Combustion de l'azotate.

II. $CH^5Az \cdot \frac{1}{2}H^2O + \text{eau}$ (valeur appliquée plus haut à la base anhydro) $\dots \dots \dots + 1^{Cal}, 25$

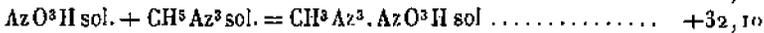
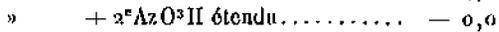
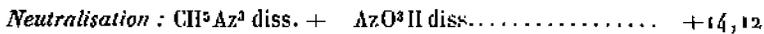
III. Neutralisation par AzO^2H étendu.

IV. Dissolution de l'azotate.

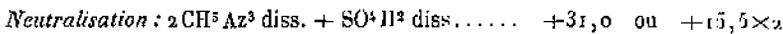
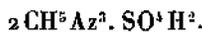
AZOTATE DE GUANIDINE.



Combustion : +207,8.



SULFATE.

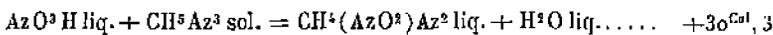


MAT., A. [6], XXVIII, 86; 1893.

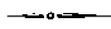
GUANIDINE NITRÉE.



Combustion : +210,3.



MAT., A. [6], XXVIII, 510; 1893.



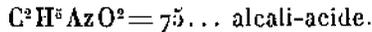
CHAPITRE II.

AMIDES ET AMINES DES ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT DEUX ATOMES DE CARBONE.

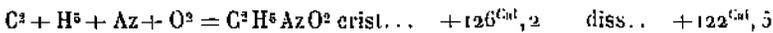
Dérivés alcalins de l'acide glycollique ou oxycacétique.

GLYCOLLAMINE.

(*Glycocolle, acide amidoacétique ou oxycacétamique.*)



$\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^3 + \text{AzH}^3 - \text{H}^2\text{O}$. (Substitution amidée dans la fonction alcoolique.)



Combustion : + 234,9.

B. et AN., *A.* [6], XXII, 8; 1891.

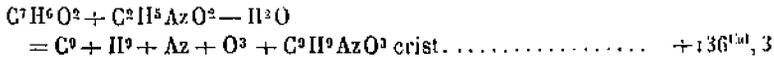
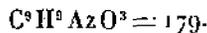
Dissolution : $\text{C}^2\text{H}^5\text{AzO}^2 + \text{eau} \dots \dots \dots - 3^{\text{Cal}}, 58$
Loug.

$\text{C}^2\text{H}^5\text{AzO}^2 \text{ diss.} + \text{HCl diss.} \dots \dots \dots + 1^{\text{Cal}}, 0$
" + NaOH diss. $\dots \dots \dots + 3, 0$

Loug., *A.* [5], XVII, 254; 1879.

ACIDE HIPPURIQUE.

(*Amide de l'acide benzoïque et de la glycollamine.*)



Combustion : + 1012,9.

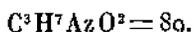
B. et AN., *A.* [6], XXII, 14; 1891.

Neutralisation :



B. et MAR., *A.* [6], XXVII, 303; 1892

GLYCOLMÉTHYLAMINE (*sarcosine*).



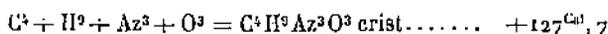
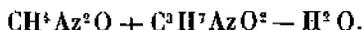
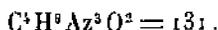
$\text{C}^2\text{H}^5\text{O}^3 + \text{CH}^3\text{Az} - \text{H}^2\text{O}$. (Substitution amidée dans la fonction alcoolique.



Combustion : +401, 2.

ST., *J. pr. Ch.*, XLIV, 389; 1891.

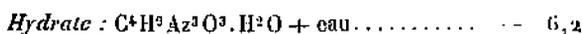
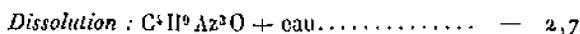
URÉIDE GLYCOLMÉTHYLAMINÉ (*créatine*).



Combustion :



ST., *J. pr. Ch.*, XLIV, 390; 1891.



ACIDE DIGLYCOLAMIDIQUE.

(*Amide glycollique de la glycollamine.*)



Combustion : +396, 3.

ST., *J. pr. Ch.*, XLIX, 484; 1893.

NITRILE DIGLYCOLAMIDIQUE.

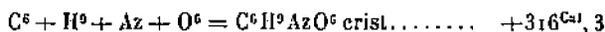
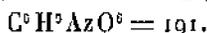


Combustion : +590, 8.

ST., *J. pr. Ch.*, XLIX, 498; 1893.

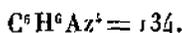
ACIDE TRIGLYCOLAMIDIQUE.

(*Amide diglycollique de la glycollamine.*)



Combustion : +560,0.

NITRILE TRIGLYCOLAMIDIQUE.



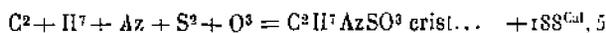
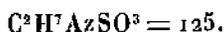
Combustion : +846,2.

ST., *J. pr. Ch.*, XLIX, 498; 1893.

Voir les dérivés glycoluriques, p. 656.

« les dérivés glyoxyliques, p. 656.

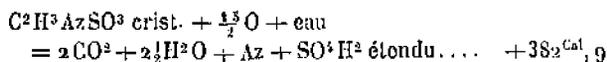
TAURINE. (*Amide de l'acide iséthionique.*)



B., *A.* [6], XXVIII, 173; 1893.

B., et MAT., *A.* [6], XXII, 181; 1891.

Combustion :

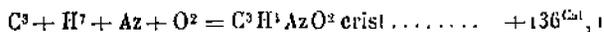


CHAPITRE III.

AMIDES ET AMINES DES ACIDES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT TROIS ATOMES DE CARBONE.

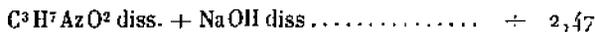
Dérivés des acides oxypropioniques (lactiques).

ALANINE.



Combustion : +389,2.

B. et AN., *A.* [6], XXII, 8; 1891.



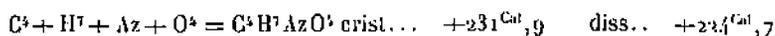
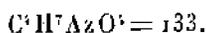
LOUG., *A.* [5], XVII, 255; 1879.

Voir les dérivés de l'urée, pyruviques, maloniques, tartroniques, mésoxaliques, trioxyacryliques, p. 657-660.

CHAPITRE IV.

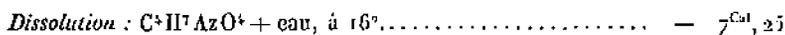
AMIDES ET AMINES DES ACIDES MIXTES A FONCTION COMPLEXE RENFERMANT QUATRE ATOMES DE CARBONE.

ACIDE ASPARTIQUE.

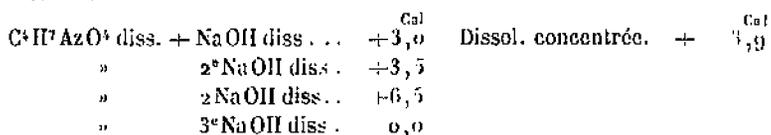


Combustion : +386,8.

B. et AN., A. [6], XXII, 12; 1891.

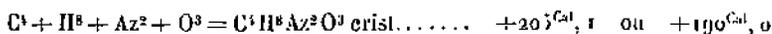
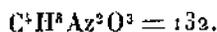


Neutralisation :



B., A. [6], XXIII, 564; 1891.

ASPARAGINE.



Combustion : +448,1.

B. et AND., A. [6], XXII, 10; 1891.

" +463,2.

St.

CHAPITRE V.

AMIDES ET AMINES DÉRIVÉS DES ACIDES A FONCTION COMPLEXE
RENFERMANT CINQ ATOMES DE CARBONE.

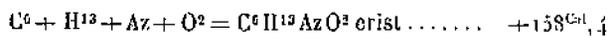
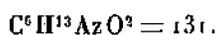
Pour mémoire.

CHAPITRE VI.

AMIDES ET AMINES DES ACIDES A FONCTION COMPLEXE
RENFERMANT SIX ATOMES DE CARBONE.

Dérivés des acides oxyhexyliques.

LEUCINE.



Combustion : +855,9.

B. et AN., A. [6], XXII, 9; 189t.

CHAPITRE VII.

AMIDES ET AMINES DÉRIVÉS DES ACIDES A FONCTION COMPLEXE
RENFERMANT SEPT ATOMES DE CARBONE.

Dérivés des acides oxybenzoïques.

OXYBENZAMINES (*Acides amidobenzoïques*).



Fonction acide-alcool.

Dissolution :

{	$\text{C}^7\text{H}^7\text{AzO}^2$ (ortho) + eau	Ca) ~ 4,34
	" (para)	~ 5,39
	" (méta)	~ 4,16

Louv., *A.* [5], XVII, 260; 1889. — At. et Wa., *B. S. Ch.* [3], II, 725; 1889.

Neutralisation :

{	$\text{C}^7\text{H}^7\text{AzO}^2$ (méta) dissous + NaOH diss.....	+ 9,3
	$\text{C}^7\text{H}^7\text{AzO}^2$ (ortho) diss. + NaOH diss.....	+ 10,5
	$\text{C}^7\text{H}^7\text{AzO}^2$ (para) diss. + NaOH diss.....	+ 12,1

Dissolution des sels :

{	$\text{C}^7\text{H}^6\text{NaAzO}^2$ (méta) + eau	+ 1,4
	$\text{C}^7\text{H}^6\text{NaAzO}^2$ (ortho) + eau	+ 0,35
	$\text{C}^7\text{H}^6\text{NaAzO}^2$ (para) + eau	+ 1,9

Combinaisons acides :

$\text{C}^7\text{H}^7\text{AzO}^2$ (méta) dissous + HCl dissous.....	+ 2,75
$\text{C}^7\text{H}^7\text{AzO}^2 \cdot \text{HCl}$ + eau	~ 7,0

Louv.

CHAPITRE VIII.

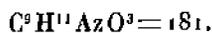
AMIDES ET AMINES DES ACIDES A FONCTION MIXTE
RENFERMANT HUIT ATOMES DE CARBONE.

Pour mémoire.

CHAPITRE IX.

AMIDES ET AMINES DES ACIDES A FONCTION MIXTE
RENFERMANT NEUF ATOMES DE CARBONE.

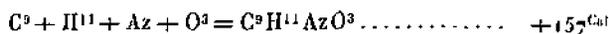
TYROSINE.



Amine de l'acide hydrocoumarique (para).



Substitution amidée dans la fonction alcoolique.



Combustion : +107^r, 2.

B. et AN., A. [6], XXII, 1^{er}; 1891.

QUATRIÈME SOUS-DIVISION.

COMPOSÉS AZOÏQUES.

CHAPITRE I.

DÉRIVÉS DE L'HYDROXYLAMINE AzH^3O .

Non étudiés jusqu'ici, sauf le suivant :

OPIANOXINE (*anhydride*).

$C^{10}H^9AzO^4 = 207$.

$C^{10} + H^9 + Az + O^4 = C^{10}H^9AzO^4$ crist. + 101^{Cal}, 3

Combustion : +1152, 2.

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 418.

CHAPITRE II.

DÉRIVÉS DE L'HYDRAZINE AzH OU $AzH.H^2O$ (voir p. 70).

PHÉNYLHYDRAZINE.



$C^6 + H^8 + Az^2$
 $= C^6H^8Az^2 \dots + 36^{Cal}$ liquide... $+ 38^{Cal}, 6$ solide... $+ 36^{Cal}, 5$
 PETIT, A. [6], XVIII, 168; 1889.

Combustion : $+ 805, 8$.*Chaleur de fusion* : $2, 65$.

B., A. [7], IV, 126; 1895.

Dissolution : $C^6H^8Az^2$ liq. + eau, à 21° $+ 0, 51$ ^{Cal}*Hydrate* : $2C^6H^8Az^2.H^2O$ crist. + eau..... $- 7, 40$ *Chaleur de fusion de l'hydrate*..... $8, 04$ $2C^6H^8Az^2$ liq. + H^2O liq. = $2C^6H^8Az^2.H^2O$ crist..... $+ 8, 41$ $2C^6H^8Az^2$ crist. + H^2O crist. = $2C^6H^8Az^2.H^2O$ crist..... $+ 1, 55$

B. A. [7], IV, 126; 1895.

Neutralisation : $C^6H^8Az^2$ dissouto + HCl diss., à 15° $+ 8, 2$ " $+ \frac{1}{3}SO^3H^2$ dissous, à 21° $+ 9, 40$ " $+ SO^3H^2$ dissous, à 21° $+ 8, 8$ " $+ C^2H^3O^2$ diss., à 22° $+ 5, 1$ " $+ 2C^2H^3O^2$ diss..... $+ 6, 4$

B.

Un excès de base dissoute, mise en présence de l'acétate neutre, dégage un peu de chaleur.

 $C^6H^8Az^2$ dissouto $+ \frac{1}{2}CO^2$ dissous..... $+ 2^{Cal}, 4$ " $+ CO^2$ dissous..... $+ 3, 1$

Ce sel est dissocié graduellement par l'eau.

B., A. [7], IV, 129; 1895.

 $C^6H^8Az^2.HCl$ (dissolution)..... $- 5, 96$

PETIT, A. [6], XVIII, 169; 1889.

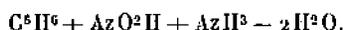
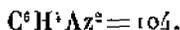
CHAPITRE III.

DÉRIVÉS MIXTES, C'EST-A-DIRE DÉRIVÉS DE DEUX COMPOSÉS AZOTÉS ASSOCIÉS DANS UNE SEULE MOLÉCULE.

Première section.

DÉRIVÉS DE L'ACIDE AZOTEUX ET DE L'AMMONIAQUE.

DIAZOENZOL.

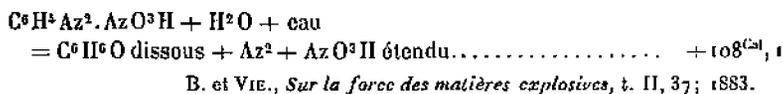


AZOTATE DE DIAZOENZOL.



$\text{C}^6 + \text{H}^5 + \text{Az}^2 + \text{O}^3 = \text{C}^6\text{H}^5\text{Az}^2.\text{AzO}^3\text{H}$ crist.....	—	155,6 ^{Cal}
$\text{C}^6 + \text{H}^5 + \text{Az}^2 + \text{AzO}^3\text{H}$ liquido.....	—	89,0
» + AzO^3H gaz.....	—	81,8

Combustion : +782,9.

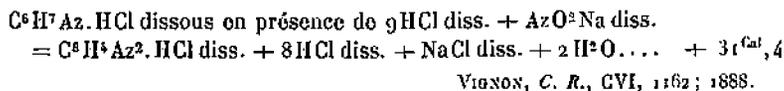


CHLORHYDRATE DE DIAZOENZOL.

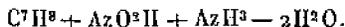


$\text{C}^6 + \text{H}^5 + \text{Az}^2 + \text{Cl} + \text{eau} = \text{C}^6\text{H}^5\text{Az}^2.\text{HCl}$ diss.....	—	155 ^{Cal} , 4
$\text{C}^6 + \text{H}^5 + \text{Az}^2 + \text{HCl}$ diss. = $\text{C}^6\text{H}^5\text{Az}^2.\text{HCl}$ diss.....	—	84 ^{Cal} , 8

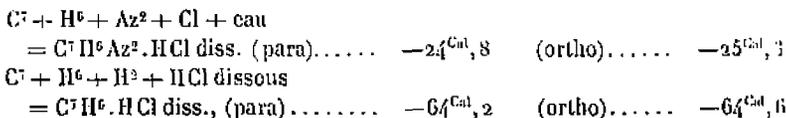
Réaction mesurée :



DIAZOTOLUOL.



CHLORHYDRATE.



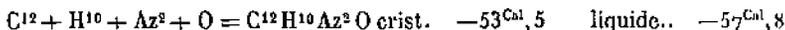
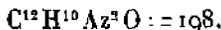
Réaction mesurée (similaire à la précédente) : para +33,1 ; ortho +33,6.

VIGNON.

Les chiffres relatifs au composé ortho sont calculés en admettant, pour le chlorhydrate d'orthotoluidine dissous, les mêmes valeurs que pour le chlorhydrate du composé para.

**Deuxième section. — DEUX MOLÉCULES ORGANIQUES
IDENTIQUES ASSOCIÉES A DEUX COMPOSÉS AZOTÉS
DIFFÉRENTS ET COMBINÉES ENTRE ELLES.**

AZOXYBENZOL.



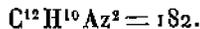
Combustion : +1530,1.

PETIT, A. [6], XVIII, 161; 1889.

Température de fusion : +66°.

Chaleur de fusion : 4,3 (Bruner).

AZOBENZOL.



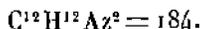
Combustion : +1555,8.

PETIT, A. [6], XVIII, 162; 1889.

Température de fusion : +69°.

Chaleur de fusion : 5,1 (Bruner).

HYDRAZOBENZOL.



Combustion : +1599,1.

PETIT, *A.* [6], XVIII, 163; 1889.

L'hydrazobenzol solide + HCl diss. en excès se change en sel de diamidodiphényle dissous, en dégageant par molécule : +46^{Cal},9.

Diamidodiphényles (Alcalis).

BENZIDINE.

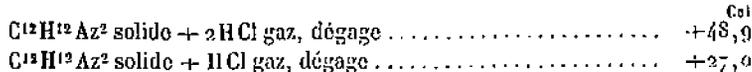


L'hydrazobenzol changé en benzidine dégage +38^{Cal},9.

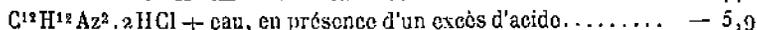
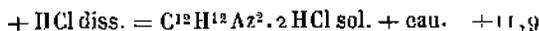
Combustion : +1560,9.

PETIT, *A.* [6], XVIII, 170; 1889.

Neutralisation :



D'où :



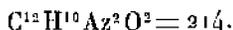
DIPHÉNYLINE.



Combustion : +1562,7.

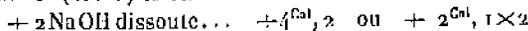
PETIT, *A.* [6], XVIII, 172; 1889.

AZOPHÉNOLS.



ALEXEYEFF et WERNER, *B. S. Ch.*, [3], II, 719; 1889.

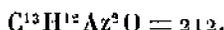
Neutralisation : $C^{12}H^{10}Az^2O^2$ (ortho) crist.



Neutralisation : $C^{12}H^{10}Az^2O^2$ (para) crist.

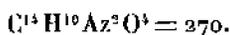


PHÉNOLAZOTOLUÈNE.



Neutralisation : $C^{13}H^{12}Az^2O$ crist. + NaOH dissoute + 2,3

ACIDES AZOBENZOÏQUES.



ALEXEYEFF et WERNER.

Acide para :

Neutralisation : $C^{14}H^{10}Az^2O^3$ solide + 2 NaOH dissoute + 12,7

Dissolution : $C^{14}H^8Na^2Az^2O^3$ solide + eau + 1,8

$C^{14}H^{10}Az^2O^3 + 2NaOH \text{ sol.} = C^{14}H^8Na^2Az^2O^3 + 2H^2O \text{ sol.} \dots + 36,7$

Acide méta :

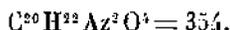
Neutralisation : $C^{14}H^{10}Az^2O^3$ solide + 2 NaOH dissoute + 13,1

Dissolution : $C^{14}H^8Na^2Az^2O^3$ solide + eau + 4,4

$C^{14}H^6Na^2Az^2O^3 + H^2O + \text{eau} \dots \dots \dots + 1,4$

$C^{14}H^{10}Az^2O^3 + 2NaOH \text{ sol.} = C^{14}H^8Na^2Az^2O^3 + 2H^2O \text{ sol.} \dots + 30,9$

ACIDE AZOCUMINIQUE.



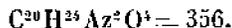
ALEXEYEFF et WERNER.

Neutralisation : $C^{20}H^{22}Az^2O^3$ solide + 2 NaOH dissoute + 12,7

Dissolution : Sol + eau + 6,9

$C^{20}H^{22}Az^2O^3 + 2NaOH \text{ sol.} = C^{20}H^{20}Na^2Az^2O^3 + 2H^2O \text{ sol.} \dots + 28,0$

ACIDE HYDRAZOCUMINIQUE.



ALEXEYEFF et WERNER.

Neutralisation : $C^{20}H^{25}Az^2O^3$ solide + 2 NaOH dissoute + 16,9

Dissolution : Sol + eau + 10,3

$C^{20}H^{25}Az^2O^3 + 2NaOH \text{ sol.} = C^{20}H^{23}Na^2Az^2O^3 + 2H^2O \text{ sol.} \dots + 28,5$



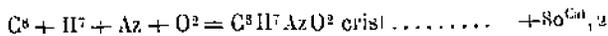
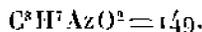
CINQUIÈME SOUS-DIVISION.

COMPOSÉS AZOTÉS DIVERS.

CHAPITRE I.

SÉRIE DE L'INDIGO.

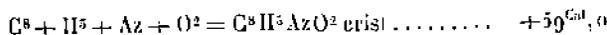
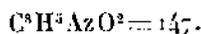
DIOXINDOL.



Combustion : +915,7.

D'ALADERN, *C. B.*, CXVI, 1457; 1893.

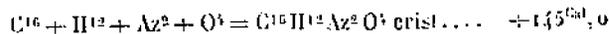
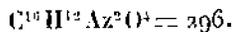
ISATINE.



Combustion : +867,8.

D'ALADERN.

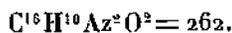
ISATHINE.



Combustion : +1777,8.

D'ALADERN.

INDIGOTINE.



Combustion : +1812,6.

D'ALADERN, *C. R.*, CXVI, 1457; 1893.

PHÉNYLPYRROL.



Combustion : +1284,1.

ST., *Z. ph. Ch.*, X, 422.



CHAPITRE II.

DÉRIVÉS CYANÉS.

CYANOGENE.

Voir p. 167.

ACIDE CYANHYDRIQUE.

Voir p. 168.

CYANURES.

Voir les MÉTAUX.

CYANAMIDE.

Voir p. 172 et 652.

DICYANAMIDE, TRICYANAMIDE.

Voir p. 653.

ACIDE CYANIQUE.

Voir p. 170, 651.

URÉE.

Voir p. 652.

ACIDE SULFOCYANIQUE.

Voir p. 174, 651, 663.

CHLORURE CYANIQUE.

Voir p. 169 et 651.

ACIDE CYANURIQUE.

Voir p. 172.

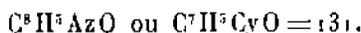
CHLORURE CYANURIQUE.

Voir p. 653.

ÉTERS CYANHYDRIQUES, NITRILES.

Voir p. 396, 406, etc.

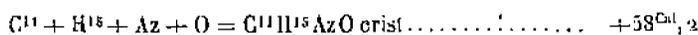
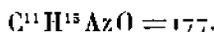
CYANURE DE BENZOÏLE.



Combustion : +940,7.

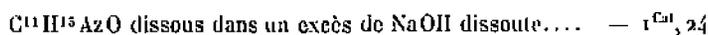
GUINCHANT, *C. R.*, CXXII, 943; 1896.

CAMPHRE CYANÉ.

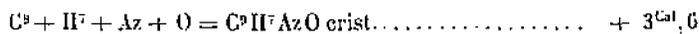


Combustion : +1496,3.

B. et PET., *J.* [6], XX, 12; 1890.



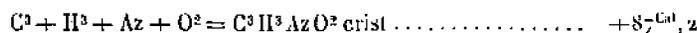
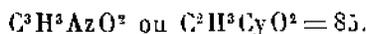
CYANACÉTOPHÉNONE.



Combustion : +1086,1.

GUINCHANT.

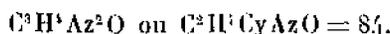
ACIDE CYANACÉTIQUE.



Combustion : +299,0.

GUINCHANT, *C. R.*, CXXII, 943; 1896.

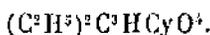
AMIDE CYANACÉTIQUE.



Combustion : +376,4.

GUINCHANT.

ÉTHER СЯНОМАЛОНИС.



Neutralisation : $(C^2H^5)^2C^3HCyO^4 + NaOH$ dissoute..... +15,2
 » + $\frac{1}{2} BaO$ diss..... +15,0
 HALLER et GUNTZ, C. R., CVI, 1473; 1888.

Dissolution : $(C^2H^5)^2C^3NaCyO^4 + eau$ — 2,6
 $[(C^2H^5)^2C^3CyO^4]^2Ba + eau$ + 2,4
 $[(C^2H^5)^2C^3CyO^4]^2.4H^2O + eau$ — 4,9

ÉTHER АСÉТЫЛСЯНАСÉТИС.



Cet éther précipité de son sel Na, se transforme, en dégageant... + 1,75
 Cet éther récemment préc., avant la transformation, + NaOH diss.. +10,6
 Cet éther dissous dans l'alcool à 71 pour 100 + NaOH dissoute
 dans l'alcool..... +12,15

ÉTHER BENZOYLСЯНАСÉТИС.



Cet éther précipité de son sel Na se transforme, en dégageant.... + 3,6
 Cet éther récemment préc., avant la transformation, + NaOH diss. +11,4
 Cet éther dissous dans l'alcool + NaOH dissoute dans l'alcool..... +11,8

Donc :

Le changement de l'éther précipité en éther cristallisé dégage..... + 7,8
Dissolution : Sol Na + eau..... — 2,75

HALLER et GUNTZ.

CHAPITRE III.

ALBUMINOIDES.

ALBUMINE.

Le corps sur lequel nous avons opéré offrait la composition suivante :

	(séché à 100°).
C.....	51,8
H.....	7,0
Az.....	15,4
S.....	1,6
O.....	24,15
	<hr/> 100,00

Cendres en plus.

Combustion. 1^{er} dégage à pression constante : 5690^{cal},6; le soufre étant changé en acide sulfurique étendu. On a dès lors :

Pour 1 ^{er} de carbone de l'albumine.....	10 ^{Cal} ,9910
Pour la formule C ⁷² H ¹¹² Az ¹⁸ SO ²²	9 ^{Cal} ,4670

Formation de l'albumine par les éléments : C, H, Az, S, O.

1 ^{er} d'albumine dégage.....	0 ^{Cal} ,871
Le poids d'albumine contenant 1 ^{er} de carbone dégage.....	1 ^{Cal} ,689
Le poids d'albumine représenté par la formule ci-dessus.....	1,460 ^{Cal}

COMPOSÉS ALBUMINOÏDES.

	Combustion à pression constante.		Formation par les éléments.	
	1 ^{er} de matière.	Poids de matière contenant 1 ^{er} de carbone.	1 ^{er} de matière.	Poids de matière contenant 1 ^{er} de carbone.
	Cal	Cal	Cal	Cal
Albumine d'œuf.....	5,6906	10,991	0,871	1,689
Fibrine du sang.....	5,5324	10,820	0,918	1,796
Chair musculaire dé- graissée.....	5,7314	10,671	1,137	2,117
Hémoglobine.....	5,9148	10,677	1,066	1,931
Osséine.....	5,414	10,806	0,951	1,901
Caséine (lait).....	5,6292	11,080	0,9275	1,825
Chondrine.....	5,3458	10,544	1,226	2,409
Vitelline.....	5,7841	11,166	1,055	2,037
{ Jaune d'œuf renfer- mant Az = 7 cent... }	8,1242	12,052	0,828	1,228
Fibrine végétale.....	5,8365	10,807	0,970	1,806
Gluten brut.....	5,9918	10,878	0,9994	1,795
Colle de poisson.....	5,242	10,800	0,991	2,026
Fibroïne (soie).....	5,097	10,599	0,890	1,848
Laine.....	5,5673	11,099	0,928	1,819
{ Chitine renfermant Az = 7,7 cent. }	4,655	9,943	1,263	2,697
{ Tunicine (ascidies) ren- fermant Az = 1,9 cent. }	4,1468	8,978	1,741	3,822

B. et AND., *A.* [6], XXII, 25; 1891.

M. Stohmann (*J. pr. Ch.*, XLIV, 353 et suivantes) a obtenu des nombres en général très concordants avec les précédents, lorsqu'on les rapporte au même poids de carbone: ce qui est essentiel, le degré de dessiccation n'étant pas toujours le même pour les différents auteurs et les matières rapportées à l'unité de poids n'étant pas dès lors comparables.

C'est là une observation capitale dans toutes les questions relatives au pouvoir calorifique et nutritif des aliments et à la chaleur animale. En effet, les mots *viande, pain, fromage, etc.*, n'ont aucune signification précise, si l'on n'en définit en même temps la composition élémentaire, l'état de dessiccation et la dose de cendres.

Les nombres suivants ont été déterminés spécialement par M. Stohmann.

	Combustion.	
	1 ^{er} de matière.	Poids de matière contenant 1 ^{er} de carbone.
	Cal	Cal
Fibrine du sang.....	5,6371	10,650
Conglutine.....	5,4790	10,790
Hémoglobine.....	5,8851	10,757
Blanc d'œuf de Harnaek.....	5,5530	10,934
Albumine cristallisée.....	5,6720	10,804
Chair musculaire dégraissée...	5,6409	10,884
Peptone.....	5,2988	10,576
Légumine.....	5,7931	10,885
Fibrine végétale.....	5,9416	10,925
Vitelline.....	5,7451	11,128
Caséine.....	5,8673	10,861
Syntonine.....	5,9078	11,014
Albumine du sérum.....	5,9178	10,971
Élastine.....	5,9613	»

Données relatives à la chaleur animale.

On peut admettre que la valeur moyenne de la chaleur de combustion des albuminoïdes est, pour 1^{er} de matière: 5^{cal},691 et, pour un poids de cette matière renfermant 1^{er} de carbone: 10^{cal},870.

Dans la production de la chaleur animale, l'élimination de l'azote n'a pas lieu, en général, en nature et par combustion totale des albuminoïdes, mais sous la forme de divers composés azotés, dont l'urée constitue la partie principale. On doit donc rapporter les calculs à ce mode de combustion. Il donne lieu à une déperdition moyenne des 16 centièmes de la chaleur de combustion totale des albuminoïdes. Les valeurs ainsi calculées se trouvent dans le Mémoire suivant.

B. et AN., A. [6], XXII, 17 et 48; 1891.

D'après les nombres donnés dans le présent Volume (p. 473, 477 à 483), la combustion des hydrates de carbone dégage, pour un poids de matière renfermant 1^{er} de carbone, en moyenne: 9^{cal},470; c'est-à-dire un excès supérieur d'un cinquième environ à la chaleur de combustion du carbone élémentaire; excès dont

on ne tenait pas compte dans les anciens calculs relatifs à la chaleur animale.

D'après les nombres donnés (p. 564), la combustion des corps gras alimentaires dégage en moyenne, pour 1^{er} de matière : 9^{cal},500; celle du beurre : 9^{cal},200. Pour un poids de matières grasses renfermant 1^{er} de carbone, on aurait 12^{cal},500. Ces matières présentent donc à cet égard un excès considérable sur les hydrates de carbone et sur les albuminoïdes, excès dû à la présence d'un excès d'hydrogène dans les corps gras.

Voici encore quelques données fondamentales :

Le sang, en absorbant O ² gazeux (32 ^{er}), dégage.....	+15 ^{cal} , 19
» CO gazeux (28 ^{er}), dégage.....	+18 ^{cal} , 66
	B., A. [6], XX, 180; 1890.

La chaleur spécifique du sang de mouton, ayant pour densité 1,057 à 9°, a été trouvée, pour 1^{er} : 0,872. En général :

p étant le poids de l'eau contenue dans 1 partie de sang,

p' le poids de la matière solide;

La chaleur spécifique d'un semblable sang est approximativement : $p + 0,4 p'$. (B.).

Les principes généraux de Thermo-chimie, qui président aux réactions chimiques, susceptibles de développer de la chaleur dans les êtres vivants, ont été longtemps inconnus et, même aujourd'hui, sont mal compris par divers physiologistes. On en trouvera un exposé méthodique dans mon *Essai de Mécanique chimique*, t. I, p. 89 à 101.

TABLEAUX THERMOCHIMIQUES.

CHIMIE MINÉRALE.

MÉTALLOIDES.

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ			
				gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
I. COMPOSÉS HYDROGÉNÉS.							
<i>Éléments monovalents.</i>							
{ Acide chlorhydrique.....	H + Cl.....	HCl.....	36,5	+22,0	"	"	+39,4
{ Acide chlorhydrique vers 2000°	H + Cl.....	HCl.....	36,5	+26,0	"	"	"
Perchlorure d'hydrogène.....	HCl conc. + Cl ²	HCl ³	107,5	"	"	"	+ 9,6
Chlorobromure d'hydrogène ...	HCl conc. + Br ² gaz.	HClBr ²	196,5	"	"	"	+ 9,3
Chloroiodure d'hydrogène.....	HCl conc. + I ² gaz.....	HClI ²	290,5	"	"	"	+14,8
{ Acide bromhydrique	H + Br liq.....	HBr.....	81	+ 8,6	"	"	+28,6
{ "	H + Br gaz	HBr.....	81	+12,3	"	"	+32,3
Perbromure d'hydrogène.....	HBr conc. + Br ² gaz	HBr ³	241	"	"	"	+ 9,4
{ Acide iodhydrique.....	H + I sol.....	HI.....	128	- 6,4	"	"	+13,2
{ "	H + I gaz.....	HI.....	128	+ 0,4	"	"	+20,0
Periodure d'hydrogène.....	HI étendu + I ² gaz.....	HI ³	382	"	"	"	+13,6
Acide fluorhydrique.....	H + F.....	HF.....	20	+38,5	+45,7	"	+50,3
<i>Éléments bivalents.</i>							
{ Eau.....	H ² + O.....	H ² O.....	18	+58,3	+69,0 (à 0°)	+70,4	+69,0
{ Eau vers 2000°.....	H ² + O.....	H ² O.....	18	+50,6	"	"	"
{ Eau vers 4000°.....	H ² + O.....	H ² O.....	18	+37,1	"	"	"
	H ² + O ²	H ² O ²	34	"	"	"	+47,3
Bioxyde d'hydrogène.....	H ² O + O.....	H ² O ²	34	"	"	"	-21,7

Acide sélénhydrique.....	$H^2 + Se$ (métall.).....	$H^2 Se$	81	-25,1	"	"	-15,8
Acide tellurhydrique.....	$H^2 + Te$ (crist.).....	$H^2 Te$	128	-34,9	"	"	"
<i>Éléments trivalents.</i>							
Ammoniaque.....	$Az + H^3$	AzH^3	17	+12,2	+16,6	"	+21,0
Oxyammoniaque.....	$(Az + H^3 + O)$	$(AzH^3O$ ou $AzH.H^2O)$	33	"	"	+27,6	+23,8
	$(Az + H + H^2O)$	"	"	"	"	"	-45,2
{ Hydrazine.....	$(Az + H^2)^2$	Az^2H^4	32	"	"	"	-1,7
{ Hydrate d'hydrazine.....	$Az^2 + H^6 + O$	Az^2H^6O	50	"	+67,3	"	+69,2
Acide azothydrique.....	$Az^3 + H$	Az^3H	43	"	"	"	-55,2
Hydrogène phosphoré gazeux..	$H^3 + P$	PH^3	34	+4,9	"	"	"
Hydrogène phosphoré solide..	$H + P^2$	P^2H	63	"	"	+8,9	"
Bromh. d'hydr. phosphoré.....	$PH^3 + HBr$	PH^4Br	115	"	"	+23,0	"
Iodh. d'hydr. phosphoré.....	$PH^3 + HI$	PH^4I	162	"	"	+24,2	"
Hydrogène arsénié gazeux....	$H^3 + As$ (crist.).....	AsH^3	78	-44,2	"	"	"
Hydrogène antimonié.....	$Sb + H^3$	SbH^3	125	-86,8	"	"	"
<i>Éléments quadrivalents.</i>							
Protohydure de carbone ou acétylène.....	$(C[\text{diamant}] + H)^2$	$(CH)^2$	26 ou 13×2	+29,03 $\times 2$ ou -58,1	"	"	"
Bihydure (Éthylène).....	$(C + H^2)^2$	$(CH^2)^2$	28 ou 14×2	-7,3 $\times 2$ ou -14,6	"	"	"
Trihydure (Méthyle).....	$(C + H^3)^2$	$(CH^3)^2$	30 ou 15×2	+11,65 $\times 2$ ou +23,3	"	"	"
Quadrihyd. (Formène).....	$C + H^4$	CH^4	16	+18,9	"	"	"
Hydrogène silicé.....	Si (crist.) + H^4	SiH^4	32	-6,7	"	"	"

Formation des combinaisons chimiques, les composants et les composés étant pris dans leur état actuel, à +15°.
Métalloïdes (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ			
				gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
II. COMPOSÉS OXYGÉNÉS.							
Ozone	3 O	O ³	48	-30,7	"	"	"
<i>Éléments monovalents.</i>							
Acide hypochloreux: anhydride.	Cl ² + O	Cl ² O	87	-15,1	"	"	-5,7
» » normal	Cl + O + H	ClOH	52,5	"	"	"	+31,65
	Cl ² + O + H ² O	2 ClOH	105	"	"	"	-5,7
Acide chlorique normal	Cl + O ³ + H	ClO ³ H	84,5	"	"	"	+22,0
	Cl ² + O ³ + H ² O	2 ClO ³ H	169	"	"	"	-25,0
Acide perchlorique normal	Cl + O ⁴ + H	ClO ⁴ H	100,5	"	"	+18,8	+39,1
	Cl ² + O ⁴ + H ² O	2 ClO ⁴ H	201	"	"	-31,4	+9,2
Acide hypobromeux normal	Br liq. + O + H	BrOH	97	"	"	"	+29,1
	Br gaz	BrOH	"	"	"	"	+32,8
	Br ² liq. + O + H ² O	2 BrOH	194	"	"	"	-10,8
	Br ² gaz	"	"	"	"	"	-3,4
	Br liq. + O ³ + H	BrO ³ H	129	"	"	"	+12,5
Acide bromique normal	Br gaz	"	"	"	"	"	+16,2
	Br ² liq. + O ³ + H ² O	2 BrO ³ H	258	"	"	"	-44,0
	Br ² gaz	"	"	"	"	"	-36,6
Acide hypoiodéux	I ² sol. + O + H ² O	2 IOH	288	"	"	"	9,0
	I ² O ²	I ² O ²	334	"	"	+48,0	+48,0

Acide iodique normal.....	I^2 sol. + O^3 + H^2O	$2 IO^3H$	352	+ 46,4
	I^2 gaz.....	+ 60,0
	$I^2 O^3$ sol. + H^2O sol.....	+ 2,18
	I sol. + O^4 + H	IO^4H	192	+ 53,5
Acide periodique normal.....	I gaz.....	+ 60,3
	I^2 sol. + O^1 + H^2O	$2 IO^4H$	384	+ 38,0
	I gaz.....	+ 51,6
<i>Éléments bivalents.</i>									
Acide sulfureux : anhydride...	S oct. + O^2	SO^2	64	+ 69,3	+ 74,7	+ 77,6
	S oct. + O^3	SO^3	80	+ 92,0	+ 103,8	+ 141,1
Acide sulfurique : anhydride ..	SO^2 + O	+ 22,6	+ 34,4	+ 71,7
	S + O^4 + H^2	SO^4H^2	98	+ 192,2	+ 193,1	+ 210,1
» » normal....	S + O^3 + H^2O	+ 123,2	+ 124,1
	SO^2 dissous + O + H^2O ..	SO^4H^2	+ 64,1
	SO^3 sol. + H^2O solide.....	SO^4H^2	+ 19,0
Acide hyposulfurique normal...	S^2 + O^6 + H^2	$S^2O^6H^2$	162	+ 277,0
	S^2 + O^5 + H^2O	$S^2O^5.H^2O$	162	+ 208,0
	S^2 + O^8 + H^2	$S^2O^8H^2$	194	+ 316,4
Acide persulfurique normal....	S^2 + O^7 + H^2O	$S^2O^7.H^2O$	194	+ 247,4
	$2 SO^4H^2$ étendu + O	- 34,8
Acide hyposulfureux normal...	S^2 + O^3 + H^2	$S^2O^3H^2$	114	+ 141,7
	S^2 + O^2 + H^2O	+ 72,7
Acide hydrosulfureux normal..	S^2 + O^4 + H^2	$S^2O^4H^2$	130	+ 156,1
	S^2 + O^3 + H^2O	+ 86,1
Acide trithionique.....	S^3 + O^6 + H^2	$S^3O^6H^2$	194	+ 272,9
	S^2 + O^5 + H^2O	+ 203,9
Acide tétrathionique.....	S^4 + O^6 + H^2	$S^4O^6H^2$	226	+ 261,2
	S^4 + O^5 + H^2O	+ 192,2
Acide pentathionique.....	S^5 + O^6 + H^2	$S^5O^6H^2$	258	+ 266,3
	S^5 + O^5 + H^2O	+ 197,3

Formation des combinaisons chimiques, les composants et les composés étant pris dans leur état actuel, à +15°.
Métalloïdes (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ			
				gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
II. COMPOSÉS OXYGÉNÉS.							
<i>Éléments bivalents (suite).</i>							
Acide sélénieux.....	Se (mét.) + O ²	SeO ²	111 " "	+52,4	.. + 51,5
Acide sélénique.....	Se (mét.) + O ⁴ + H ²	SeO ⁴ H ²	145 "	+125,3	+129,3	.. +142,6
	Se + O ³ + H ² O.....	SeO ³ .H ² O.....	" "	+ 56,8	+ 60,3	.. + 73,6
Acide tellureux.....	Te (état ?) + O ² + eau.....	TeO ² hydraté..	159 " "	+78,3 "
Acide tellurique	Te (?) + O ⁴ + H ²	TeO ⁴ H ²	193 " " "	.. +168,5
	Te (?) + O ³ + H ² O.....	TeO ³ .H ² O.....	" " " "	.. + 99,5
<i>Éléments trivalents.</i>							
Oxyde azoteux (protoxyde) ...	Az ² + O	Az ² O.....	44 -20,6	.. -18,8 "	.. - 14,4
Acide hypoazoteux	Az ² + O ² + H ²	Az ² O ² H ²	62 " " "	.. + 4,4
	Az ² + O + H ² O..... "	" " " "	ou +2,2×2
Oxyde azotique (bioxyde)....	Az + O.....	AzO.....	30 -21,6 " " "
	Az ² + O ³	Az ² O ³	76 -21,4 " " "
Acide azoteux (trioxyde).....	Az + O ² + H.....	AzO ² H.....	47 " " "	.. + 30,3
	Az ² + O ³ + H ² O	2 AzO ² H.....	47 × 2 " " "	.. - 8,4
Tétraoxyde d'azote (acide hypo-azotique).....	Az + O ²	AzO ²	46 - 1,7	.. + 2,6 " "
	Az ² + O.....	AzO ² (vers 200°).....	" - 7,9 " " "

Acide azotique normal.....	}	Az O + O ² + H.....	"	63	+56,0	+41,0	+42,2	+40,0
		Az O ² + O + H.....	"	"	+36,1	+43,3	+63,8	+70,4
		Az ² O ⁵ + H ² O.....	2 Az O ³ H.....	63 × 2	+10,6	+10,6	+4,0	"
		2 Az O ² + O + H ² O....	"	"	+4,8	+19,3	(toutliq.)	+33,6
		Az ² O ³ gaz + O ² + H ² O.	"	"	"	+35,6	(toutsol.)	+50,0
		2 Az O + O ³ + H ² O....	"	"	"	+57,4	"	+71,8 ou
		(Az O ² H dissous + O....	Az O ³ H.....	63	"	"	"	+35,9×2
Az ² O ² H ² dissous + O ⁴ .	2 Az O ³ H.....	63 × 2	"	"	"	+18,4		
							+93,2 ou	
							+46,6×2	
Acide hypophosphoreux (pro- toxyde) normal.....	}	P + O ² + H ³	PO ² H ³	66	"	+141,8	+144,1	+143,9
		P ² + O + 3 H ² O.....	2 PO ² H ³	66 × 2	"	+76,6	+81,2	+80,8 ou
Acide phosphoreux (trioxyde) normal.....	}	P + O ³ + H ³	PO ³ H ³	82	"	+225,7	+228,9	+228,8
		P ² + O ³ + 3 H ² O.....	2 PO ³ H ³	82 × 2	"	+244,6	+250,8	+250,6 ou
Acide pyrophosphoreux.....	}	(P ² + O ⁵ + H ⁴	P ² O ⁵ H ⁴	146	"	"	"	+383,7
		(2 PO ³ H ³ diss. — H ² O....	"	"	"	"	"	— 4,9
Acide phosphorique : anhydride (pentoxyde).....	}	P ² + O ⁵	P ² O ⁵	142	"	"	+365,2 ⁽¹⁾	+400,9 ⁽²⁾
		P + O ⁴ + H ³	PO ⁴ H ³	98	"	+301,6	+304,1	+306,75
Acide normal.....	}	P ² + O ⁵ + 3 H ² O.....	2 PO ⁴ H ³	196	"	+396,1	+401,7	+406,5 ou
								+203,2×2
Acide arsénieux : anhydride (trioxyde).....		As ² crist. + O ³	As ² O ³ opaque..	198	"	"	+156,4	+148,9
Acide arsénique : anhydride (pentoxyde).....		As ² crist. + O ⁵	As ² O ⁵	230	"	"	+219,0	+225,0

(1) Mélange de deux états, l'un cristallisé, l'autre pulvéulent et polymérisé.

(2) Dissolution d'acide métaphosphorique.

Formation des combinaisons chimiques, les composants et les composés étant pris dans leur état actuel, à +15°.
Métalloïdes (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ			
				gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
II. COMPOSÉS OXYGÉNÉS.							
<i>Éléments trivalents (suite).</i>							
Acide arsénique normal.....	As + O ⁴ + H ³	AsO ⁴ H ³	142	+216,4	.. +216,0
	As ² + O ⁵ + 3H ² O.....	2 AsO ⁴ H ³	142×2	+225,8	.. +225,0
	As ² O ⁵ + 3H ² O liq.....	2 AsO ⁴ H ³	+ 6,8	.. + 6,0
	As ² O ³ opaque + O ²	As ² O ⁵	230	+ 62,8	.. + 68,8
	As ² O ³ opaque + O ² + 3H ² O.....	2 AsO ⁴ H ³	142×2	+ 69,4	.. + 68,6
	As ² O ³ dissous + O ² + 3H ² O..... + 76,1
Oxyde d'antimoine.....	Sb ² + O ³	Sb ² O ³ prism.....	292	+166,9	.. "
Acide antimonique.....	Sb ² + O ⁵ + 4H ² O.....	Sb ² O ⁵ .4H ² O.....	324+72	+231,2	.. "
Oxyde de bismuth.....	Bi ² + O ³	Bi ² O ³ sol.....	464	+139,2	.. >
Acide borique : anhydride.....	B ² amorphe + O ³	B ² O ³	70	+272,6	.. +279,9
Acide normal.....	B ² O ³ + 3H ² O liq.....	B ² O ⁶ H ⁶	124	+ 16,8	.. + 7,2
<i>Éléments quadrivalents.</i>							
Acide silicique.....	Si crist. + O ² + eau.....	SiO ² hydraté.....	60	+179,6	.. "
Protoxyde d'étain.....	Su + O.....	SuO.....	134,1	+ 70,7	.. "
.....	SuO hydraté.....	+ 67,8	.. "
.....	SuO ²	150,1	+141,8	.. "

Acide carbonique.....	{	C diam. + O ²	CO ²	44	}	+ 94,31	}	}	+ 99,91
		C graphite + O ²	" ".....	"		+ 94,81			+ 100,41
		C amorphe + O ²	" ".....	"		+ 97,65			+ 103,25
		CO + O.....	CO ²	"		+ 68,3			+ 73,9
		CO + O.....	CO ² (vers 3000°)	"		+ 37,0			"
		CO + O.....	CO ² (vers 4500°)	"		+ 28,0			"
Acide formique.....	{	C diam. + H ² + O ²	CH ² O ²	46	}	+96,7 (v. 100°)	}	}	+101,6
		" ".....	CH ² O ² (v. 200°)	"		+ 91,9			"
		2 CH ² O ²	C ² H ⁴ O ⁴	92		+14,4 gazeux.			"
		CO + H ² O.....	CH ² O ²	"		+ 6,4			+ 6,5
Acide acétique.....	{	C ² diam. + H ⁴ + O ²	C ² H ⁴ O ²	60	}	+112,1 (v. 120°)	}	}	+117,6
		" ".....	C ² H ⁴ O ² (v. 250°)	"		+ 107,3			"
		C ² diam. + 2 H ² O.....	" ".....	"		"			- 20,8
		2 C ² H ⁴ O ²	C ⁴ H ⁸ O ⁴	120		+ 14,4			"
Acide oxalique.....	{	C ² diam. + H ² + O ⁴	C ² H ² O ⁴	90	}	"	}	}	+197,6
		C ² diam. + O ² + H ² O.....	" ".....	"		"			+124,3
Oxyde graphitique, fonte.....	{	C ²⁸ (graphite) + H ⁸ + O ¹²	C ²⁸ H ⁸ O ¹²	}	Formules empiriques.	"	}	}	+412,7
" " plombagine.		C ²⁸ (graphite) + H ¹⁰ + O ¹⁵ + $\frac{4}{3}$ H ² O..	C ²⁸ H ¹⁰ O ¹⁵ . $\frac{4}{3}$ H ² O			"			+365,6
" " électrique..		C ²⁸ (graph.) + H ¹⁰ + O ¹⁹ ..	C ²⁸ H ¹⁰ O ¹⁹			"			+397,0
Oxyde pyrographitique, fonte..		C ⁴⁶ (graph.) + H ⁶ + O ⁵ ..	C ⁴⁶ H ⁶ O ⁵			"			+ 89,0
" " plombag.		C ⁴⁴ (graph.) + H ⁶ + O ⁶ ..	C ⁴⁴ H ⁶ O ⁶			"			+222,1
Oxyde graphitique, fonte.....	{	Union des éléments rapportée à un poids de carbone = 12.	" ".....	"	}	"	}	}	+ 13,9
" " plombagine.			" ".....	"		"			+ 12,5
" " électrique..			" ".....	"		"			+ 13,7
Oxyde pyrographitique, fonte..			" ".....	"		"			+ 4,5
" " plombag.			" ".....	"		"			+ 1,4

Formation des combinaisons chimiques, les composants et les composés étant pris dans leur état actuel, à +15°.
Métalloïdes (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ			
				gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
III. COMPOSÉS DES ÉLÉMENTS HALOGÈNES.							
<i>Éléments monovalents.</i>							
Chlorure de brome	Cl + Br liq.	BrCl	115,5	+ 0,7
	Cl + Br gaz.	+ 4,4
Protochlorure d'iode	Cl + I sol.	ICl	162,5	+ 6,8
	Cl + I gaz.	+ 13,6
Trichlorure d'iode	Cl ³ + I sol.	ICl ³	233,5	+ 21,5
	Cl ³ + I gaz.	+ 28,3
Bromure d'iode	Br liq. + I sol.	IBr	207	+ 2,5
	Br gaz + I gaz.	+ 13,0
<i>Éléments bivalents.</i>							
Chlorure de soufre	S ² oct. + Cl ²	S ² Cl ²	135	+ 10,9	+ 17,6
	S ² + Br ² liq.	S ² Br ²	224	+ 2,0
Bromure de soufre	S ² + Br ² gaz.	+ 9,4
	S ² + I ² sol.	S ² I ²	318	0,0
Iodure de soufre	S ² + I ² gaz.	+ 13,6
	Chlorure de thionyle	S + O + Cl ²	SO Cl ²	119	+ 40,9	+ 47,4
Chlorure de sulfuryle	S + O ² + Cl ²	SO ² Cl ²	135	+ 82,8	+ 89,9
	S + O ³ + II + Cl	SO ³ II Cl	116,5	+ 127,4	+ 140,2
Chlorhydrate sulfurique	S O ³ sol. + II Cl	+ 1,55	+ 14,35
	S O ³ gaz + H Cl	+ 13,35	+ 26,2
Chlorure de pyrosulfuryle	S ² + O ⁵ + Cl ²	S ² O ⁵ Cl ²	225	+ 29,4

Chlorure de tellure.....	Te (état?) + Cl ⁴	Te Cl ⁴	269	"	"	+ 77,4	"
<i>Éléments trivalents.</i>							
Chlorure phosphoreux.....	P + Cl ³	P Cl ³	137,5	+69,7	+ 76,6	"	"
Perchlorure de phosphore.....	P + Cl ⁵	P Cl ⁵	208,5	"	"	+109,2	"
	P Cl ³ + Cl ²	"	"	"	"	+ 32,6	"
Oxychlorure.....	P + Cl ³ + O.....	P Cl ³ O.....	153,5	"	+143,9	"	"
	P Cl ³ + O.....	"	"	"	+ 66,3	"	"
Bromure phosphoreux.....	P + Br ³ liq.....	P Br ³	271	"	+ 44,8	"	"
	P + Br ³ gaz.....	"	"	"	+ 55,9	"	"
Perbromure.....	P + Br ⁵ liq.....	P Br ⁵	431	"	"	+ 59,0	"
	P + Br ⁵ gaz.....	"	"	"	"	+ 77,5	"
	P Br ³ + Br ² liq.....	"	"	"	"	+ 14,2	"
Oxybromure.....	P Br ³ + Br ² gaz.....	"	"	"	"	+ 21,6	"
	P + Br ³ liq. + O.....	P Br ³ O.....	303	"	"	+105,8	"
	P + Br ³ gaz + O.....	"	"	"	"	+126,9	"
Triiodure de phosphore.....	P Br ³ + O.....	"	"	"	"	+ 61,0	"
	P + I ³ sol.....	PI ³	412	"	"	+ 10,9	"
	P + I ³ gaz.....	"	"	"	"	+ 31,3	"
Biiodure.....	P ² I ⁴ + I ² sol.....	2 PI ²	412×2	"	"	+ 2,0	"
	P ² + I ⁴ sol.....	P ² I ⁴	470	"	"	+ 19,8	"
	P ² + I ⁴ gaz.....	"	"	"	"	+ 47,0	"
Chlorure d'arsenic.....	As crist. + Cl ³	As Cl ³	181,5	"	+ 71,3	"	"
Bromure d'arsenic.....	As crist. + Br ³ liq.....	As Br ³	315	"	"	+ 45,5	"
	As crist. + Br ³ gaz.....	"	"	"	"	+ 56,8	"
Iodure d'arsenic.....	As crist. + I ³ sol.....	As I ³	456	"	"	+ 13,5	"
	As crist. + I ³ gaz.....	"	"	"	"	+ 33,9	"
Protochlorure d'antimoine.....	Sb + Cl ³	Sb Cl ³	228,5	"	"	+ 91,4	"
Perchlorure.....	Sb + Cl ⁵	Sb Cl ⁵	299,5	"	+104,9	"	"
	Sb Cl ³ + Cl ²	"	"	"	+ 13,5	"	"

B. — II.

45

CHIMIE MINÉRALE. — MÉTALLOÏDES.

705

Formation des combinaisons chimiques, les composants et les composés étant pris dans leur état actuel, à +15°.
Métalloïdes (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ			
				gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
III. COMPOSÉS DES ÉLÉMENTS HALOGENÈS.							
<i>Éléments trivalents (suite).</i>							
Oxychlorure.....	$Sb^2 + O^2 + Cl^2$	$Sb^2 Cl^2 O^2$	347	+179,6
Autre oxychlorure	$Sb^4 + O^5 + Cl^2$	$Sb^4 Cl^2 O^5$	639	+350,0
Bromure d'antimoine.....	$Sb + Br^3$ liq.....	$Sb Br^3$	362	+ 61,4
	$Sb + Br^3$ gaz.....	+ 72,5
Iodure d'antimoine.....	$Sb + I^3$ sol.....	$Sb I^3$	503	+ 28,8
	$Sb + I^3$ gaz.....	+ 49,2
Fluorure d'antimoine.....	$Sb + F^3$	$Sb F^3$	179	+141,0
Chlorure de bismuth.....	$Bi + Cl^3$	$Bi Cl^3$	314,5	+ 90,6
Oxychlorure.....	$Bi + O + Cl$	$Bi O Cl$ hydraté.....	259,5	+ 88,6
Chlorure de bore.....	B amorphe + Cl^3	$B Cl^3$	117,5	+ 89,1	+ 93,4
Bromure de bore.....	B amorphe + Br^3 liq.....	$B Br^3$	251	+ 43,2
	B amorphe + Br^3 gaz.....	+ 54,3
Fluorure de bore.....	B amorphe + F^3	$B F^3$	68	+234,8
Acide fluoborique.....	$B + F^4 + H$	$B F^3 \cdot HF$	88	+307,6
	$B F^3$ gaz + HF gaz.....	+ 34,8
<i>Éléments quadrivalents.</i>							
Chlorure de silicium.....	Si crist. + Cl^4	$Si Cl^4$	170	+121,8	+128,1
Bromure.....	Si crist. + Br^4 liq.....	$Si Br^4$	348	+ 71,0
	Si crist. + Br^4 gaz.....	+ 88,8

Fluorure.....	Si crist. + I ^g gaz.....	+ 33,9
	Si crist. + F ⁴	Si F ⁴	104	+ 239,8
Acide fluosilicique.....	Si crist. + H ² + 6 F + eau.	Si F ⁴ . 2 HF.....	184	+ 374,4	}
	Si F ⁴ + 2 HF gaz + eau.....	+ 57,6	
Chlorure stanneux.....	Sn + Cl ²	Sn Cl ²	189,1	+ 80,9	+ 81,3	}
	Sn + Cl ⁴	Sn Cl ⁴	260,1	+ 122,2	+ 129,8	+ 158,3	
Chlorure stannique.....	Sn Cl ² + Cl ²	+ 48,9	+ 77,0	}
	Sn Cl ⁴ + 2 K Cl.....	Sn Cl ⁴ . 2 K Cl.....	409,3	+ 22,65	+ 19,25	
Bromure stanneux.....	Sn + Br ² liq.....	Sn Br ²	278,1	+ 61,5	+ 59,9	}
	Sn + Br ² gaz.....	+ 68,9	+ 67,3	
Bromure stannique.....	Sn + Br ⁴ liq.....	Sn Br ⁴	438,1	+ 94,9	+ 98,0	+ 114,6
	Sn + Br ⁴ gaz.....	+ 109,7	+ 112,8	+ 129,4
	Sn Br ² + Br ² liq.....	+ 33,4	+ 36,5	+ 54,7
	Sn Br ² + Br ² gaz.....	+ 40,8	+ 43,9	+ 62,1
Perchlorure de carbone (forme quadrichloré).....	C diam. + Cl ⁴	C Cl ⁴	154	+ 68,5	+ 75,7
	C ² diam. + Cl ⁶	C ² Cl ⁶	237	+ 107,4
Bichlorure (éthylène perchloré). Bis-chlorure polymérisé (benzine perchlorée).....	C ² diam. + Cl ⁴	C ² Cl ⁴	166	+ 45,5
	3 (C ² + Cl ²).....	C ⁶ Cl ⁶	285	+ 85,6 ou
Oxychlorure.....	C diam. + O + Cl ²	CO Cl ²	99	+ 44,1
	CO + Cl ²	+ 18,0

IV. COMPOSÉS SULFURÉS.

Sulfure d'azote.....	Az + S.....	Az S.....	46	- 31,9
Séléniure d'azote.....	Az + Se.....	Az Se.....	93	- 42,3
Sulfure d'antimoine amorphe ou crist.....	Sb ² + S ³	Sb ² S ³	340	+ 34,4
	Sb ⁴ + S ⁵ + Cl ²	Sb ⁴ Cl ² S ⁵	715	+ 391,1

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ			
				gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
IV. COMPOSÉS SULFURÉS (suite).							
Sulfure de bore.....	B ² amorphe + S ³	B ² S ³	118 " "	+ 37,9 "
Sulfure de silicium.....	Si crist. + S ²	SiS ²	92 " "	+ 10,4 "
Sulfure de carbone.....	C diam. + S ²	CS ²	76 - 25,4 - 19,0 " "
V. COMPOSÉS DE L'AZOTE ET DU CARBONE.							
Cyanogène.....	2 (C diam. + Az).....	(CAz) ² ou C ² Az ² ..	52 - 73,9 - 68,5 " - 67,1
Acide cyanhydrique.....	C + Az + H.....	CAzH.....	27 - 30,5 - 24,8 " - 24,4
	Cy + H.....	CyH.....	" + 6,45 + 12,2 " + 12,6
Chlorure de cyanogène.....	C + Az + Cl.....	CAzCl.....	61,5 - 35,2 - 26,9 " "
	Cy + Cl.....	CyCl.....	" + 1,75 + 10,0 " "
Iodure de cyanogène.....	C + Az + I sol.....	CAzI.....	153 " " - 39,2 - 42,0
	C + Az + I gaz.....	" ..	" " " - 32,4 - 35,2
	Cy + I gaz.....	CyI.....	" " " + 4,55 + 1,75
Acide cyanique.....	C diam. + Az + II + O.....	CAzHO.....	43 " " " + 37,0
	Cy + H + O.....	" ..	" " " " + 74,0
	CyH diss. + O.....	" ..	" " " " + 61,4
Cyanate de potassium.....	C diam. + Az + K + O.....	CAzKO.....	81,1 " " + 102,5 + 97,3
	Cy + K + O.....	CyKO.....	" " " + 139,5 + 134,3
	CyK + O.....	" ..	" " " + 72,4 "
	CyK dissous + O.....	" ..	" " " " + 70,2

Cyanamide.....	C + Az ² + H ²	CAz ² H ²	42	"	"	"	- 8,3	- 11,9
	C diam. + Az + H + S...	CAzHS.....	59	"	"	"	"	- 18,5
Acide sulfocyanique.....	Cy + H + S.....	"	"	"	"	"	"	+ 18,5
	CyH dissous + S.....	"	"	"	"	"	"	+ 5,9
Sulfocyanate de potassium.....	C diam. + Az + K + S...	CAzKS.....	97,1	"	"	"	+ 49,8	+ 43,7
	Cy + K + S.....	CyKS.....	"	"	"	"	+ 86,7	+ 80,6
	CyK + S.....	"	"	"	"	"	+ 20,1	"
	CyK dissous + S.....	"	"	"	"	"	"	+ 23,0
Acide cyanurique.....	C ³ + Az ³ + H ³ + O ³	C ³ Az ³ H ³ O ³	129	"	"	"	+ 165,1	+ 161,9
	3 CAzHO.....	"	"	"	"	"	"	+ 50,9
Cyanurate tripotassique.....	C ³ + Az ³ + K ³ + O ³	C ³ Az ³ K ³ O ³	243,3	"	"	"	"	+ 319,2
	3 CAzKO diss.....	"	"	"	"	"	"	+ 27,3
Dicyanamide.....	C ² + Az ⁴ + H ⁴	C ² Az ⁴ Az ⁴	84	"	"	"	- 1,9	"
	2 CAz ² H ²	"	"	"	"	"	+ 14,7	"
Tricyanamide.....	C ³ + Az ⁶ + H ⁶	C ³ Az ⁶ H ⁶	126	"	"	"	+ 21,9	"
	3 CAz ² H ²	"	"	"	"	"	+ 46,5	"
Chlorure cyanurique.....	C ³ + Az ³ + Cl ³	C ³ Az ³ Cl ³	184,5	"	"	"	+ 86,1	"

MÉTAUX. — COMPOSÉS BINAIRES.

Formation des oxydes métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ	
			solide.	dissous.
Potasse.....	$K^2 + O$	94,2	+ 98,2	+165,3
	$K^2 + O - H^2O$	112,2	+140,2	+165,2
	$K + H + O$	56,1	+104,6	+117,1
Soude.....	$Na^2 + O$	62	+100,9	+155,9
	$Na^2 + O + H^2O$	80	+136,4	+155,9
	$Na + H + O$	40	+102,7	+112,5
Lithine.....	$Li^2 + O$	30	+141,2	+167,2
	$Li^2 + O + H^2O$	48	+155,6	+167,2
	$Li + H + O$	24	+112,3	+118,1
Rubidine.....	$Rb^2 + O$	186,8	+ 95,5	+165,4
	$Rb^2 + O + H^2O$	204,8	.. " ..	+165,4
	$Rb + H + O$	102,4	.. " ..	+117,3
Ammoniaque.....	$Az^2 + H^2 + O$	52	.. " ..	+111,9
	$Az + H^3 + H^2O$	35	+ 88,8 (liq.)	+ 21,0
	$Az + H^3 + O$			+ 90,0
Chaux.....	$Ca + O$	56	+131,5	+149,6
	$Ca + O + H^2O$	74	+146,6	+149,6
	$Ca + H^2 + O^2$	74	+215,6	+218,6
Strontiane.....	$Sr + O$	103,5	+131,2	+158,4
	$Sr + O + H^2O$	121,5	+148,3	+158,4
	$Sr + H^2 + O^2$	121,5	+217,3	+227,4
Baryte.....	$Ba + O$	153,1	.. A ..	$\lambda + 28,1$
	$Ba + O + H^2O$	171,1	A + 17,8	$\lambda + 28,1$
	$Ba + H^2 + O^2$	171,1	A + 86,8	$\lambda + 97,1$
Bioxyde de baryum.....	$BaO + O$	169,1	+ 12,1	.. " ..
Id. et eau.....	$BaO^2 + H^2O$	187,1	+ 2,8	.. " ..
Id. et eau oxygénée.....	$BaO^2 + H^2O^2$	203,1	+ 10,2	.. " ..
Magnésic.....	$Mg + O$	40	+143,4	.. " ..
	$Mg + O + n H^2O$ " ..	+148,8	.. " ..
	$Mg + H^2 + O^2$	58	+217,8	.. " ..
Protoxyde de manganèse (anh.)..	$Mn + O$	71	+ 90,9	.. " ..
Id. (hydraté).....	$Mn + O + n H^2O$ " ..	+ 95,5	.. " ..
Bioxydo Id. (naturel).....	$Mn + O^2$	87	+125,3	.. " ..
Oxyde intermédiaire (anhydre).....	$Mn^2 + O^4$	229	+338,0	.. " ..
Acide permanganique (dissous).....	$Mn^2 + O^3 + H^2O$	240	.. " ..	+187,1 env.
	$Mn^2 + O^3 + H$			+256,1

Formation des oxydes métalliques (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ		
			solide.	dissous.	
Acide chromique.....	Cr^2O^3 hydr. (x) + O^2	100,1 x 3	+ 16,4	+ 14,5	
Protoxyde de fer.....	Fe + O anhydre.....	73	+ 65,7 "	
	» (hydraté).....	+ 68,9 "	
Peroxyde de fer (hydraté).....	$\text{Fe}^2 + \text{O}^2$ (hydraté).....	160	+ 193,1 ou "	
	» (calciné à 1000°).....	+ 64,4 x 3 "	
	» (calciné à 400°).....	+ 195,6 "	
	+ 197,7 "	
Oxyde magnétique (anhydre).....	$\text{Fe}^3 + \text{O}^2$	232	+ 270,8 ou "	
	+ 67,7 x 4 "	
Oxyde magnétique (anhydre).....	FeO hydr. + Fe^2O^3 hydr.....	+ 8,7 "	
	FeO anh. + Fe^2O^3 anhy. (1000°).....	+ 9,4 "	
Oxyde de nickel (hydraté).....	Ni + O.....	74,8	+ 61,5 "	
Oxyde de cobalt (hydraté).....	Co + O.....	74,7	+ 64,1 "	
Sesquioxyde de cobalt (hydraté).....	$\text{Co}^2 + \text{O}^2$	165,4	+ 152,1 ou "	
.....	+ 50,7 x 3 "	
Oxyde de zinc { anhydre.....	Zn + O.....	81	+ 84,8 "	
	hydraté.....	Zn + O + n H ² O.....	+ 83,5 "
Oxyde de cadmium (hydraté).....	Cd + O.....	138	+ 66,3 "	
Protoxyde de cuivre.....	$\text{Cu}^2 + \text{O}$	142,6	+ 43,8 "	
Bioxyde de cuivre.....	Cu + O.....	79,3	+ 39,7 "	
	Cu + O (basse temp.).....	+ 37,7 "	
Alumine (hydraté).....	$\text{Al}^2 + \text{O}^2 + n \text{H}^2\text{O}$	102	+ 393,0 ou "	
.....	+ 131 x 3 "	
Oxyde de plomb (anhydre).....	Pb + O.....	231,9	+ 50,8 "	
Bioxyde de plomb.....	$\text{Pb} + \text{O}^2$	237,9	+ 63,4 "	
Oxyde de thallium { anhydre.....	$\text{Tl}^2 + \text{O}$	424	+ 42,8	+ 39,7	
	hydraté.....	$\text{Tl}^2 + \text{O} + \text{H}^2\text{O}$	442	+ 45,8	+ 39,6
	$\text{Tl} + \text{H} + \text{O}$	221	+ 57,4	+ 54,3
Peroxyde de thallium (hydraté).....	$\text{Tl}^2 + \text{O}^2 + n \text{H}^2\text{O}$	436	+ 87,6 "	
Oxyde mercurieux (précip.).....	$\text{Hg}^2 + \text{O}$	416	+ 22,2 "	

Formation des oxydes métalliques (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ	
			solide.	dissous.
Bioxyde de merc. (jaune ou rouge).	Hg+O	216 ..	+ 21,5	"
Oxyde d'argent.....	Ag ² +O.....	231,8 ..	+ 7,0	"
Sesquioxyde d'argent.....	Ag ³ +O ³	479,6 ..	+ 21,0	"
Protoxyde de platine.....	Pt+O.....	210,9 ..	+ 17,9 (?)	"
Prot. de palladium (hydraté)...	Pd+O.....	122,5 ..	+ 21,0	"
Bioxyde de palladium (hydraté).	Pd+O ²	138,5 ..	+ 29,1	"

Formation des chlorures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ	
			solide.	dissous.
Chlorure de potassium.....	K + Cl.....	74,6	+105,7	+101,2
Id. de sodium.....	Na + Cl.....	58,5	+ 97,0	+ 95,6
Id. de lithium.....	Li + Cl.....	49,5	+ 93,0	-102,3
Id. d'ammonium.....	Az + H ⁺ + Cl.....	53,5	+ 76,8	+ 72,8
Id. de calcium.....	Ca + Cl ²	111,0	+169,0	+187,4
Id. de strontium.....	Sr + Cl ²	138,5	+184,7	+195,8
Id. de baryum.....	Ba + Cl ²	208,1	A + 63,7	A + 65,6
Id. de magnésium.....	Mg + Cl ²	95	+151,2	+187,1
Id. de manganèse.....	Mn + Cl ²	126	+112,6	+128,6
Chlorhyd. de perchlorure.....	Mn Cl ² diss. dans n HCl conc. + Cl ²	" "	"	+ 9,2
Sesquichlorure de chrome.....	2 Cr Cl ² + Cl ²	317,2	+ 78,8	+150,6 viol. } -131,8 vert }
Id. id.	2 Cr Cl ² diss. + Cl ²	" "	"	+113,4 viol. } + 94,6 vert }
Id. id.	Cr ² Cl ⁶ vert dissous. Changé en chl. gris dissous.....	317,2	"	+ 18,8
Id. id.	Cr ² Cl ⁶ 13 HO cr. gris Changé en chl. isom. cris.....	" "	+ 5,1	"
Oxychlorure de chrome.....	2 Cr Cl ² diss. + O.....	262,2	"	+100,4
Chlorure de fer.....	Fe + Cl ²	127	+ 82,2	+100,1
Id. de fer (per).....	Fe ² + Cl ⁶	325	+192,3 ou + 64,1 × 3	+255,7 ou } + 85,2 × 3 }
Id. de nickel.....	Ni + Cl ²	129,8	+ 74,7	+ 93,9
Id. de cobalt.....	Co + Cl ²	129,7	+ 76,7	+ 95,0
Id. de zinc.....	Zn + Cl ²	136	+ 97,4	+113,0
Id. de cadmium.....	Cd + Cl ²	183	+ 93,7	+ 96,4
Chlorhydrate.....	Cd Cl ² + 2 HCl gaz + 7 K ² O liq.....	" "	+ 40,2	"
Chlorure de cuivre (proto).....	Cu + Cl.....	98,3	+ 35,4	"
Id. de cuivre (bi).....	Cu + Cl ²	133,8	+ 51,4	+ 62,5
Id. d'aluminium.....	Al ³ + Cl ⁶	267	+323,6 ou +107,9 × 3	+476,2 ou } +158,7 × 3 }

Formation des chlorures métalliques (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ	
			solide.	dissous.
Chlorure de plomb.....	Pb + Cl ²	277,9	+ 83,9	+ 77,9
Chlorure de thallium.....	Tl + Cl.....	239,5	+ 48,6	+ 38,4
Chlorure de mercure (proto)....	Hg + Cl.....	235,5	+ 31,3 "
Id. de mercure (bi).....	Hg + Cl ²	271	+ 33,3	+ 50,5
Chlorh. de chl. Hg.....	Hg Cl ² d. + 2 H Cl d.....	135,5 + 736,7 "	+ 1,0
Chlorure d'argent.....	Ag + Cl.....	143,4	+ 39,0 "
Id. id. (proto).....	Ag ² + Cl.....	251,3	+ 39,5 "
Chlorure d'or (per).....	Au + Cl ³	303,5	+ 22,8	+ 27,3
Protochlorure de platine et de potassium.....	Pt + Cl ² + 2 K Cl.....	415,1	+ 45,8	+ 33,6
Bichlorure de platine.....	Pt + Cl ⁴	336,9	+ 60,2	+ 79,8
Chlorhydrate de chl. de platine..	Pt + Cl ⁴ + 2 HCl diss	409,9 "	+ 84,3
Chlorure palladeux.....	Pd + Cl ²	177,5	+ 40,5 "
Bichlorure de palladium et de potassium.....	Pd + Cl ⁴ + 2 K Cl.....	397,7	+ 77,1 "

Formation des bromures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.			
			En gazeux.		En liquide.	
			Sel solide.	Sel dissous.	Sel solide.	Sel dissous.
Bromure de potassium...	$K + Br$	119,1	+ 99,3	+ 94,1	+ 95,6	+ 90,4
Tribromure de potassium..	$K Br + Br^2$	379,1	+ 10,3	" "	+ 2,9	+2,5 à +2,7 (K Br. diss.)
Bromure de sodium.....	$Na + Br$	103	+ 89,8	+ 89,5	+ 86,1	+ 85,8
Bromhydr. de brom. de sod.	$H Br + m Na Br$	21 + 103 m	+ 10,8	" "	" "	" "
Bromure de lithium.....	$Li + Br$	87	+ 83,9	+ 95,2	+ 80,2	+ 91,5
Id. d'ammonium.....	$Az + H^1 + Br$..	98	+ 70,1	+ 65,7	+ 66,4	+ 62,0
Id. de calcium.....	$Ca + Br^2$	200	+148,7	+173,2	+141,3	+165,8
Id. de strontium.....	$Sr + Br^2$	247,5	+165,5	+181,6	+158,1	+174,2
Bromure de baryum.....	$Ba + Br^2$	297,1	A+ 46,6	A+ 51,6	A+ 39,2	A+ 44,2
Perbromure de baryum...	$Ba Br^2$ diss.+Br ¹	617,1	" "	+ 19,6	" "	+ 4,8
Bromure de magnésium.....	$Mg + Br^2$	184	+128,7	+172,0	+121,3	+164,6
Bromure de manganèse...	$Mn + Br^2$	215	" "	+114,4	" "	+107,0
Sesqui-.....	$Mn + Br^3$	295	" "	" "	" "	+109,0
Bromure ferreux.....	$Fe + Br^2$	216	" "	+ 85,9	" "	+ 78,5
Id. ferrique.....	$Fe^2 + Br^6$	592	" "	+212,1	" "	+190,9
Bromure de cobalt.....	$Co + Br^2$	218,7	" "	+ 80,8	" "	+ 73,4
Id. de nickel.....	$Ni + Br^2$	218,8	" "	+ 79,7	" "	+ 72,3
Id. de zinc.....	$Zn + Br^2$	235	+ 83,4	+ 98,8	+ 76,0	+ 91,4
Id. de cadmium.....	$Cd + Br^2$	372	+ 80,2	+ 79,8	+ 76,5	+ 76,1
Id. cuivrique.....	$Cu + Br^2$	233,3	+ 40,1	+ 48,3	+ 32,7	+ 40,9
Id. d'aluminium.....	$Al^3 + Br^6$	534	+265,9	+436,8	+243,9	+414,6
			ou			
Id. de plomb.....	$Pb + Br^2$	366,9	122 × 3	145,6 × 2	81,3 × 3	138,2 × 3
Bromure de thallium (proto).	$Tl + Br$	284	+ 73,7	+ 63,7	+ 66,3	+ 56,3
Id. de thallium (per.).	$Tl + Br^3$	444	+ 45,1	" "	+ 41,4	" "
Bromure mercureux.....	$Hg^2 + Br$	280	" "	" "	+ 24,0	" "
Id. mercurique.....	$Hg + Br^2$	360	+ 48,0	+ 44,6	+ 40,6	+ 37,2
Bromhydrato de brom. de mercure.....	$Hg Br^2$ diss. + 4 HBr diss.)	"	" "	" "	" "	+ 6,4

Formation des bromures métalliques (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.			
			En gazeux.		En liquide.	
			Sel solide.	Sel dissous.	Sel solide.	Sel dissous.
Bromure d'argent amorphe.	Ag + Br.....	187,9	+ 23,7		+ 20,0	
			puis .. " ..		puis .. " ..	
			+ 27,1		+ 23,4	
Id. d'argent cristallisé.	" .. " ..	" ..	+ 27,1		+ 23,4	
			+ 27,1		+ 23,4	
Bromure aurique.....	Au + Br ³	437	+ 20,5	+ 16,7	+ 9,4	+ 5,6
Bromure de Pt et K (proto).	Pt + Br ² + 2KBr	593,1	+ 42,2	+ 31,4	+ 31,6	+ 20,8
Id. id. (bi-)	Pt + Br ⁴	514,9	+ 57,3	+ 67,1	+ 42,4	+ 52,3
Bromure palladeux.....	Pd + Br ²	266,5	+ 32,8	" ..	+ 24,0	" ..

Formation des iodures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.			
			I GAZÉUX.		I SOLIDE.	
			Sel solide.	Sel dissous.	Sel solide.	Sel dissous.
Iodure de potassium.....	K + I	166,1	+ 87,0	+ 81,8	+ 80,2	+ 75,0
Triiodure.....	KI + I ²	420,1	+ 13,6	.. "	.. 0,0	-0,8 à -0,3
Iodure de sodium.....	Na + I	150	+ 75,9	+ 77,2	+ 69,1	+ 70,4
Triiodure.....	NaI + I ²	404	.. "	.. "	.. "	-0,8 (NaI diss. conc.)
Iodure de lithium.....	Li + I	134	+ 68,0	+ 82,9	+ 61,2	+ 76,1
Id. d'ammonium.....	Az + 11' + I	145	+ 57,0	+ 53,4	+ 50,2	+ 46,6
Id. de calcium.....	Ca + I ²	294	+ 120,9	+ 148,6	+ 107,3	+ 135,0
Id. de baryum.....	Ba + I ²	391,1	A + 16,3	A + 26,6	A + 2,7	A + 13,0
Id. de strontium.....	Sr + I ²	341,5	+ 136,5	+ 157,0	+ 122,9	+ 143,4
Id. de magnésium.....	Mg + I ²	278	+ 97,6	+ 147,4	+ 84,0	+ 133,8
Id. de manganèse.....	Mn + I ²	369	.. "	+ 89,8	.. "	+ 76,2
Id. ferreux.....	Fe + I ²	310	.. "	+ 61,3	.. "	+ 47,7
Id. ferrique.....	Fe ³ + I ²	874	.. "	+ 139,1	.. "	+ 98,5
Id. de cobalt.....	Co + I ²	312,7	.. "	+ 54,3	.. "	+ 40,7
Id. de nickel.....	Ni + I ²	312,8	.. "	+ 55,1	.. "	+ 41,5
Id. de zinc.....	Zn + I ²	319	+ 62,9	+ 74,2	+ 49,3	+ 60,6
Id. de cadmium.....	Cd + I ²	366	+ 62,5	+ 61,5	+ 48,9	+ 47,9
Id. d'aluminium.....	Al ³ + I ²	816,0	+ 181,4 ou + 60,8 × 3	+ 559,4 ou + 119,8 × 3	+ 140,6 ou + 46,9 × 3	+ 318,6 ou + 101,2 × 3
Id. de plomb.....	Pb + I ²	460,9	+ 53,4	.. "	+ 39,8	.. "
Id. de thallium.....	Tl + I	331	+ 37,0	.. "	+ 30,4	.. "
Id. cuivreux.....	Cu + I	190,3	+ 23,7	.. "	+ 16, ⁹	.. "
Id. mercuréux (vert)....	Hg + I	327	+ 21,1	.. "	+ 14,3	.. "
Id. mercurique rouge....	Hg + I ²	454	+ 38,8	.. "	+ 25,2	.. "
Iodure mercurique jaune....	.. "	.. "	+ 35,8	.. "	+ 23,2	.. "

Formation des iodures métalliques (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.			
			I GAZEX.		I SOLUÉ.	
			Sel solide.	Sel dissous.	Sel solide.	Sel dissous.
Iodure d'argent amorphe..	Ag + I.....	334,9	+ 15,6	.. " ..	+ 8,6	.. " ..
			puis		puis	
Id. d'argent cristallisé.	.. " " ..	+ 21,0	.. " ..	+ 14,3	.. " ..
			+ 31,0		+ 14,2	
Iodure platinique	Pt + I ⁴	703,9	+ 43,6	.. " ..	+ 17,4	.. " ..
Id. palladeux (précipité).	Pd + I ²	360,5	+ 27,0	.. " ..	+ 13,4	.. " ..

Formation des fluorures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			LE COMPOSÉ	
			solide.	dissous.
Fluorure de potassium.....	K + F.....	58,1	+118,1	+115,5
	KF + HF gaz.....	78,1	+ 21,1	+ 15,1
Fluorhydrate.....	KF diss. + HF diss.....	"	"	— 0,3
	KF + 2 HF gaz.....	98,1	+ 35,2	+ 27,1
Fluosilicate.....	KF + 3 HF.....	118,1	+ 47,1	+ 38,5
Fluorure de sodium.....	Si F ⁴ + 3 KF.....	220,1	+ 52,8	"
Fluorure de sodium.....	Na + F.....	42	+110,7	+110,1
	NaF + HF gaz.....	62	+ 17,1	+ 10,9
Fluorhydrate.....	Corps dissous.....	"	"	— 0,3
Fluosilicate.....	Si F ⁴ + 2 NaF.....	188	+ 35,4	"
Fluorure de lithium.....	Li + F.....	26	"	+115,8
Fluosilicate.....	Si F ⁴ + 2 Li F.....	156	+ 25,2	+ 27,0
Fluorure d'ammonium.....	Az + H ¹ + F.....	37	+ 88,0	+ 83,5
Fluosilicate.....	Si F ⁴ + 2 Am F.....	178	+ 35,4	+ 27,0
Fluorure de calcium.....	Cu + F ²	78	+218,4 pr.	"
Fluorure de strontium.....	Sr + F ²	125,5	+225,8 pr.	"
Fluorure de baryum.....	Ba + F ²	175,1	Λ + 95,5 pr.	Λ + 93,4
Fluorure de magnésium.....	Mg + F ²	62	+210,7 pr.	"
Fluorure de manganèse.....	Mn + F ²	93	"	+155,5
Fluorure ferreux.....	Fe + F ²	94	"	+127,1
Fluorure ferrique.....	Fe ² + F ³	226	"	+335,1 an +111,7 X 3
Fluorure de cobalt.....	Co + F ²	96,7	"	+122,3
Fluorure de nickel.....	Ni + F ²	95,8	"	+120,8
Fluorure de zinc.....	Zn + F ²	103	"	+140,0
Fluorure de cadmium.....	Cd + F ²	150	"	+123,5
Fluorure cuivrique.....	Cu + F ²	101,3	"	+ 89,6
Fluorure d'aluminium.....	Al ² + F ³	168	"	+558
Fluorure du plomb.....	Pb + F ²	244,59	+107,6 pr.	"
Fluorure de thallium.....	Tl + F.....	223	"	+ 52,0
Fluorure d'argent.....	Ag + F.....	126,59	+ 23,9	+ 20,6
	Id. id. (proto).....	Ag ² + F.....	234,8	+ 23,9

Formation des cyanures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ	
			solide.	dissous.
Cyanure de potassium.	K + C + Az	65,1	+ 30,1	+ 27,2
	K + Cy	"	+ 67,1	+ 64,2
Cyanure de sodium.	(Na + C + Az)	49	+ 23,6	+ 22,4
	Na + Cy	"	+ 59,5	+ 59,0
Cyanure d'ammonium.	(Az + H ⁴ + C + Az)	44	+ 3,3	- 2,1
	Az + H ⁴ + Cy	"	+ 39,2	+ 34,8
Cyanure de calcium.	Ca + C ² + Az ²	92	"	+ 28,4
	Ca + Cy ²	"	"	+ 112,2
Cyanure de strontium.	Sr + C ² + Az ²	139,5	"	+ 47,0
	Sr + Cy ²	"	"	+ 120,9
Cyanure de baryum.	Ba + C ² + Az ²	189,1	A - 85,1	A - 83,3
	Ba + Cy ²	"	A - 11,2	A - 9,1
Ac. ferrocyanhydrique.	Fe + H ⁴ + C ⁶ + Az ⁶	216	- 122,0	- 121,6
	Fe + H ⁴ + Cy ⁶	"	+ 99,7	+ 100,4
	(Fe + Cy ²) + 4 H Cy liq.	"	+ 40,9	+ 51,3
	" + 4 H Cy gaz.	"	+ 63,7	"
	" + 4 H Cy diss.	"	"	+ 49,7
Ferrocyanure K.	Fe + K ¹ + C ⁶ + Az ⁶	368,4	+ 137,2	+ 135,2
	Fe + K ¹ + Cy ⁶	"	+ 358,9	+ 346,9
	(Fe + Cy ²) + 4 K Cy sol.	"	+ 90,5	+ 78,5
	" + 4 K Cy diss.	"	"	+ 90,1
Ferrocyanure ferrique. (bleu de Prusse).	Fe ³ + C ¹⁸ + Az ¹⁸	860	- 317,0	préc. hydr.
	Fe ³ + Cy ¹⁸ = (Cy ⁶ Fe) ³ Fe ⁴	"	+ 348,1	"
Ac. ferricyanhydrique.	2 Fe + 6 H + 12 C + 12 Az	430	"	- 241,0
	2 Fe + 6 H + 12 Cy	"	"	+ 148,5
	(Fe ² + Cy ⁶) + 6 H Cy diss.	"	"	+ 72,9
Ferricyanure K.	2 Fe + 6 K + 12 C + 12 Az	658,6	+ 109,5	+ 80,7
	2 Fe + 6 K + 12 Cy	"	+ 552,1	+ 521,1
	(Fe ² + Cy ⁶) + 6 K Cy sol.	"	+ 150,3	"
	" + 6 K Cy diss.	"	"	+ 138,9
Cyanure de zinc.	Zn + C ² + Az ²	117	- 27,9 (pr.)	"
	Zn + Cy ²	"	+ 56,0	"
Cyanure de cadmium.	Cd + C ² + Az ²	164	- 35,2 (pr.)	"
	Cd + Cy ²	"	+ 37,7	"
Cyanure de mercure.	Hg + C ² + Az ²	252	- 62,5	- 65,5
	Hg + Cy ²	"	+ 11,4	+ 8,4
Cyanure d'argent.	Ag + C + Az	133,9	- 31,0	"
	Ag + Cy	"	+ 3,0	"
Cyanure de palladium.	Pd + C ² + Az ²	158,5	- 52,6	"
	Pd + Cy ²	"	+ 21,3	"

Formation des sulfures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ	
			solide.	dissous.
Sulfure de potassium.....	$K^2 + S$	110,2	+ 103,5	+ 113,5
Polysulfure.....	$K^2 + S^4$	206,2	+ 118,6	+ 119,4
	$K^2 S + S^4$	"	+ 15,1	"
Sulfhydrate.....	$K + S + H$	72,1	+ 64,5	+ 65,3
	$K^2 S + H^2 S$	72,1 × 2	+ 20,7	+ 7,7 ⁽¹⁾
Sulfure de sodium.....	$Na^2 + S$	78	+ 89,3	+ 104,3
	$Na^2 + S^2$	110	"	+ 105,2
	$Na^2 + S^4$	142	"	+ 107,0
Polysulfure.....	$Na^2 + S^4$	174	+ 99,0	+ 108,8
	$Na^2 S + S^4$	"	+ 9,7	+ 4,5
	$Na + S + H$	56	+ 56,3	+ 60,7
Sulfhydrate.....	$Na^2 S + H^2 S$	56 × 1	+ 18,5	+ 7,6 ⁽¹⁾
		ou	9,2 × 2	
Sulfure de lithium.....	$Li^2 S$	46	"	+ 115,4
Sulfure d'ammonium.....	$(Az + H^1)^2 + S$	68	"	+ 57,7
Sulfhydrate d'ammonium.....	$Az + H^2 + S$	51	+ 40,0	+ 36,7
Bisulfure d'ammonium.....	$Az + H^1 + S^2$	82	+ 34,5	+ 30,4
Autre sulfure d'aumon.....	$Az^2 + H^4 + S^2$	196	+ 69,4	"
Tétrasulfure.....	$Az + H^1 + S^4$	146	+ 34,8	"
Sulfure de calcium.....	$Ca + S$	72	+ 90,8	+ 97,1
Sulfure de strontium.....	$Sr + S$	119,5	+ 99,3	+ 106,7
Sulfure de baryum.....	$Ba + S$	169,1	A - 30,9	A - 23,6
Sulfure de magnésium.....	$Mg + S$	56	+ 79,4	"
Sulfure de manganèse.....	$Mn + S$	87	+ 45,6 (pr.)	"
Sulfure de fer.....	$Fe + S$	84	+ 24,0 (pr.)	"
Sulfure de cobalt.....	$Co + S$	99,7	+ 21,9 (pr.)	"
Sulfure de nickel.....	$Ni + S$	90,8	+ 19,5 (pr.)	"
Sulfure de zinc.....	$Zn + S$	97	+ 43,0 (pr.)	"

(1) Composants dissous.

Formation des sulfures métalliques (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ	
			solide.	dissous.
Sulfure de cadmium.....	Cd + S	144	+ 34,4 (pr.)	"
Sulfure cuivreux.....	Cu ² + S.....	158,6	+ 20,3 (?)	"
Sulfure cuivrique	Cu + S	95,3	+ 10,1 (pr.)	"
Sulfure de plomb	Pb + S	238,9	+ 20,3 (pr.)	"
Sulfure de thallium.....	Tl ² + S.....	440	+ 21,7 (pr.)	"
Sulfure de mercure noir..			+ 10,6	"
Sulfure de mercure rouge (cinabre).....	Hg + S.....	232	+ 10,9	"
Sulfure d'argent	Ag ² + S	247,8	+ 3,0 (pr.)	"

Formation des sélénures (sélénium métallique).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ	
			solide.	dissous.
Sélénure de potassium.....	$K^2 + Se$	157,2	+79,6	+87,9
Séléhydrate.....	$K + H + Se$	119,1	"	+39,5
Sélénure de sodium.....	$Na^2 + Se$	131	+60,0	+78,6
Séléhydrate.....	$Na + Se + H$	103	"	+35,3
Sélénure de lithium.....	$Li^2 + Se$	93	+83,0	+93,7
Séléhydrate d'ammonium.....	$Az + H^5 + Se$	98	+17,8	+12,8
Sélénure de calcium.....	$Ca + Se$	119	+58,0	"
Sélénure de strontium.....	$Sr + Se$	166,5	+67,0	"
Sélénure de baryum.....	$Ba + Se$	216,1	-63,5	"
Sélénure de manganèse.....	$Mn + Se$	134	+21,6 crist.	"
			+22,4 préc.	"
Sélénure de fer.....	$Fe + Se$	135	+16,0 crist.	"
			+15,2 préc.	"
Sélénure de cobalt.....	$Co + Se$	137,7	+13,9 préc.	"
			+ 9,9 crist.	"
Sélénure de nickel.....	$Ni + Se$	137,8	+ 9,9 crist.	"
			+14,7 préc.	"
Id. de zinc.....	$Zn + Se$	144	+29,6 crist.	"
			+30,3 préc.	"
Id. de cadmium.....	$Cd + Se$	191	+14,3 crist.	"
			+23,7 préc.	"
Id. cuivreux.....	$Cu^2 + Se$	205,6	+ 8,0 crist.	"
Id. cuivrique.....	$Cu + Se$	142,3	+17,3 préc.	"
Id. de plomb.....	$Pb + Se$	285,9	+17,0 préc.	"
			+14,3 crist.	"
Id. de thallium.....	$Tl^2 + Se$	487	+ 8,3 crist.	"
			+13,4 préc.	"
Id. de mercure.....	$Hg + Se$	279	+ 6,3 préc.	"
Id. d'argent.....	$Ag^2 + Se$	294,8	+ 2,0 préc.	"

(1) Composants dissous.

Formation des tellurures (tellure cristallisé).

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR dégagée.
Tellure de zinc.....	Te + Zn.....	192	+ 51,0
Tellure de cadmium.....	Te + Cd.....	239	+ 16,6
Tellure cuivreux.....	Te + Cu ²	253,6	+ 8,4
Tellure de plomb.....	Te + Pb.....	333,9	+ 6,2
Tellure de thallium.....	Te + Tl ²	535	+ 10,6

Formation des carbures métalliques.

NOMS.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR dégagée.
Carbure de sodium (acétylène)..	C ² + Na ²	70	- 9,8
Carbure de calcium (acétylène).	C ² + Ca.....	64	- 7,25
Carbure de manganèse.....	C + Mn ³	177	+ 9,9

Amalgames et alliages.

FORMULE du composé.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE par l'union des éléments.		
		MERCURE.		AMALGAME dissous dans Hg.
		solide.	liquide.	
Hg ¹² K cristallisé.....	2439	+27,9	+34,6	+25,6
Hg ⁴ K solide.....	839	+27,5	+29,7	"
Hg ⁶ Na cristallisé.....	1223	+18,5	+31,9	+19,0
Hg ¹ Na solide.....	823	+19,0	+21,1	"
Hg ¹ Na ⁴ solide	1492	+57,2 ou 14,3×4	+61,1 ou 15,3×4	"

FORMULE du composé.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE par l'union des éléments : métaux.	
		solides.	liquides.
		Na ² K liquide.....	85,1
NaK liquide.....	62,1	+ 3,2	+ 4,3
NaK ² liquide.....	101,2	+ 8,3	+10,2
NaK ³ liquide.....	140,3	+10,2	+12,7

Hydrures et azotures.

FORMULES.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE par l'union des éléments.
LiH sol.....	8	+ 17,5
Pt ³⁰ H ²	5849	+ 33,9
Pt ³⁰ H ³	5850	+ 42,0
AzLi ³	35	+ 37,3
Az ² Hg ²	442	-144,6
AzH ² Na.....	39	+ 33,5
{ AzH ² Na.....	40	+ 17,4
{ AzH ³ gaz + Na sol.....	"	+ 5,2
{ AzH ² K.....	561	+ 18,5
{ AzH ³ Kgaz + K sol.....	"	+ 6,3

FORMATION DES OXYSELS PAR LES ÉLÉMENTS.

Oxysels du chlore.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
HYPOCHLORITES.				
ClOK.....	Cl + O + K.....	90,6 "	+ 80,35
	KCl + O.....	" "	- 11,85 (1)
ClONa.....	Cl + O + Na.....	74,5 "	+ 84,7
	NaCl + O.....	" "	- 11,9 (1)
Cl ² O ² Ba.....	Cl ² + O ² + Ba.....	240,1 "	A + 41,8
	BaCl ² + O ²	" "	- 23,8
CHLORATES.				
ClO ³ K.....	Cl + O ³ + K.....	122,6 + 93,8	+ 83,8
	KCl + O ³	" - 11,9	- 17,4 (1)
ClO ³ Na.....	Cl + O ³ + Na.....	106,5 + 84,8	+ 79,3
	NaCl + O ³	" - 13,1	- 17,4 (1)
Cl ² O ⁶ Ba.....	Cl ² + O ⁶ + Ba.....	304,1 A + 37,8	A + 31,1
	BaCl ² + O ⁶	"	ou ($\frac{1}{2}A + 18,9$) × 2 "
Cl ² O ⁶ Cu.....	Cl ² + O ⁶ + Cu.....	230,3 "	+ 28,6
	CuCl ² + O ⁶	" "	- 33,5 (1)
PERCHLORATES.				
ClO ⁴ K.....	Cl + O ⁴ + K.....	138,6 + 113,5	+ 101,4
	KCl + O ⁴	" + 7,8	+ 0,3 (1)
	ClO ³ K + O.....	" + 19,7 "
ClO ⁴ Na.....	ClO ⁴ + Na.....	122,5 + 100,3	+ 96,8
	NaCl + O ⁴	" + 2,4	+ 0,2 (1)
Cl ² O ⁸ Ba.....	Cl ² + O ⁸ + Ba.....	336,1 A + 68	A + 66,2
	BaCl ² + O ⁸	"	ou ($\frac{1}{2}A + 34$) × 2 "
		 + 4,3	+ 1,3 (1)

(1) Chlorure dissous.

Oxydes du brome.

FORMULE.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
HYPOBROMITES.				
Br OK	Br liq. + O + K.....	135,1 "	+ 86,8
	Br gaz.....	" "	+ 90,5
Br ² O ² Ba.....	K Br + O.....	" "	- 3,6 (1)
	Br liq. + O + K.....	329,1 "	A + 35
	Ba Br ² + O.....	" "	- 9,2 (1)
BROMATES.				
BrO ³ K.....	Br liq. + O ³ + K.....	167,1 + 84,3	+ 74,4
	Br gaz.....	" + 88,0	+ 78,1
	K Br + O ³	" - 11,3	- 10,0 (1)
(1) Bromure dissous.				

Oxydes de l'iode.

FORMULE.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sol solide.	Sol dissous.
IODATES.				
IO ³ K.....	I sol. + O ³ + K.....	214,1	+126,1	+120,1
	I gaz.....	"	+132,9	+126,9
	KI + O ³	"	+45,9	-45,5 (1)
PERIODATES.				
IO ⁴ K.....	I sol. + O ⁴ + K.....	230,1	"	+107,7
	I gaz.....	"	"	+114,5
	KI + O ⁴	"	"	+32,7 (1)
I ² O ⁷ . 2K ² O.....	IO ³ K + O.....	"	"	-12,4 (2)
	I ² sol. + O ⁷ + K ⁴	"	"	+423,6
	I ² gaz.....	554,4	"	+437,2

(1) Iodure dissous. — (2) Iodate dissous.

Oxydes du soufre.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
SULFATES.				
SO ⁴ K ²	S + O ⁴ + K ²	174,2	+344,3	+337,7
	SO ³ K ² + O.....	"	+ 71,1	+ 63,1 (1)
	K ² S + O ⁴	"	+240,8	+224,2 (2)
SO ⁴ KII.....	(S + O ⁴ + K + II.....	136,8	+276,1	+272,0
	KIIS + O ⁴	"	+211,6	+207,6 (2)
S ² O ⁴ K ² (pyrosulf.)...	S ² + O ⁴ + K ²	254,2	+474,2	"
	S ² O ² K ² + O.....	"	+ 60,9	"
	S ² O ² K ² + O ²	"	+104,0	"
	S ² O ² K ² + O ⁴	"	+202,0	"
	K ² S ² + O ⁴	"	+366 env.	"
SO ⁴ Na ²	S + O ⁴ + Na ²	142	+328,1	+328,5
	SO ³ Na ² + O.....	"	+ 66,7	"
	Na ² S + O ⁴	"	+238,8	+224,2 (2)
SO ⁴ NaH.....	(S + O ⁴ + Na + H.....	120	+269,1	+268,3
	NaHS + O ⁴	"	+212,8	+207,6 (3)
SO ⁴ Li ²	S + O ⁴ + Li ²	110	+333,5	+339,6
	LiS + O ⁴	"	+250,5	+235,9 (3)
SO ⁴ Am ²	S + O ⁴ + Az ² + H ²	132	+283,5	+281,1
	SO ³ Am ² + O.....	"	+ 68,0	"
SO ⁴ AmH.....	(S + O ⁴ + Az + H ²	115	+244,6	+245,1
	AmHS + O ⁴	"	+204,6	+208,4 (3)
SO ⁴ Ca.....	S + O ⁴ + Ca.....	136	+317,4	+321,8
	CaS + O ⁴	"	+226,6	+224,7 (4)
SO ⁴ Sr.....	(S + O ⁴ + Sr.....	184,5	+330,2	"
	SrS + O ⁴	"	+230,9	"

(1) Sulfite dissous.
(2) Sulfure dissous.
(3) Sulphhydrate dissous.
(4) Sulfure dissous.

Oxyels du soufre (suite).

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE	
			Sel solide.	Sel dissous.
SULFATES (suite).				
SO ⁴ Ba.....	S + O ¹ + Ba.....	233,1	A + 206	"
	BaS + O ¹	"	+236,9	"
SO ⁴ Mg.....	S + O ¹ + Mg.....	120	+300,9	+321,1
	MgS + O ¹	"	+221,5	"
SO ⁴ Mn.....	S + O ¹ + Mn.....	151	+249,4	+263,2
	MnS + O ¹	"	+203,8	+217,6
SO ⁴ Fe.....	S + O ¹ + Fe.....	152	"	+234,9
	FeS + O ¹	"	"	+210,9
3SO ³ .Fe ² O ³	S ² + O ¹² + Fe ²	400	"	+650,5 (ou +216,8×3)
SO ⁴ Co.....	S + O ¹ + Co.....	154,7	"	+228,9
	CoS + O ¹	"	"	+207,0
SO ⁴ Ni ²	S + O ¹ + Ni.....	154,8	"	+228,7
	NiS + O ¹	"	"	+209,3
SO ⁴ Zn.....	S + O ¹ + Zn.....	161	+239,6	+248,0
	ZnS + O ¹	"	+186,6	+205,0
SO ⁴ Cd.....	S + O ¹ + Cd.....	208	+219,9	+231,6
	CdS + O ¹	"	+185,5	+197,2
SO ⁴ Cu.....	S + O ¹ + Cu.....	159,3	+181,7	+197,5
	CuS + O ¹	"	+171,6	+187,4
3SO ³ .Al ² O ³	S ² + O ¹² + Al ²	342	"	+879,7
SO ⁴ Pb.....	S + O ¹ + Pb.....	302,9	+215,7	"
	PbS + O ¹	"	+195,4	"
SO ⁴ Tl ²	S + O ¹ + Tl ²	504	+221,8	+213,5
	Tl ² S + O ¹	"	+200,1	+191,8
SO ⁴ Hg.....	S + O ¹ + Hg.....	296	+165,1	"
	HgS + O ¹	"	+154,6	"
SO ⁴ Hg ²	S + O ¹ + Hg ²	496	+175,0	"
SO ⁴ Ag ²	S + O ¹ + Ag ²	311,8	+167,1	+162,6
	Ag ² S + O ¹	"	+164,1	+159,6

Oxydes du soufre (suite).

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
HYPOSULFATES.				
S ² O ⁶ K ²	S ² + O ⁶ + K ²	338,2	+413,3	+400,3
	S ² O ³ K ² + O ³	"	+141,1	+133,1 (1)
S ² O ⁶ Na ²	S ² O ³ K ² + O.....	"	+43,1	+41,5 (2)
	S ² + O ⁶ + Na ²	306	+396,7	+391,3
S ² O ⁶ Mn.....	S ² O ³ Na ² + O ³	"	+140,4	"
	S ² O ³ Na ² + O.....	"	+49,3	"
	S ² + O ⁶ + Mn.....	215	"	+325,9
PERSULFATES.				
S ² O ⁸ K ²	S ² + O ⁸ + K ²	270,2	+454,5	+440,0
	S ² O ³ K ² + O ⁵	"	+182,3	"
	S ² O ³ K ² + O ³	"	+84,3	"
	S ² O ⁶ K ² + O ²	"	+41,2	"
S ² O ⁸ Am ²	S ² O ³ K ² + O.....	"	-19,7	"
	S ² + O ⁸ + Az ² + H ⁴	226	+392,9	+383,2
S ² O ⁸ Ba.....	S ² + O ⁸ + Ba.....	327,1	"	+303,1
SULFITES.				
SO ³ K ²	S + O ³ + K ²	158,2	+273,2	+274,6
	K ² S + O ³	"	+169,7	+161,1
SO ³ KH.....	S + O ³ + K + H.....	120,1	"	+211,3
S ² O ⁵ K ² (pyro.).....	S ² + O ⁵ + K ²	222,2	+370,2	+358,8
SO ³ Na ²	S + O ³ + Na ²	126	+261,4	+263,9
	Na ² S + O ³	"	+172,1	+159,0 (3)
S ² O ⁵ Na ² (pyro.).....	S ² + O ⁵ + Na ²	190	+347,4	+342,6
SO ³ Am ²	S + O ³ + Az ² + H ⁴	148	+215,5	+214,0
S ² O ⁵ Am ² (pyro.).....	S ² + O ⁵ + Az ² + H ⁴	212	+302,1	+295,8
SO ³ Mg.....	S + O ³ + Mg.....	104	+282,0	"

(1) Hyposulfite dissous. — (2) Hyposulfate dissous. — (3) Sulfure dissous.

Oxydes du soufre (suite).

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
HYPOSULFITES.				
$S^2O^3K^2$	$S^2 + O^3 + K^2$	190,2	+272,2	+267,2
	$SO^2K^2 + S$	"	- 1,0	"
$S^2O^3Na^2$	$S^2 + O^3 + Na^2$	158	+256,3	+258,0
	$SO^2Na^2 + S$	"	- 5,1	"
S^2O^3Pb	$S^2 + O^3 + Pb$	318,9	+145,6	"
TRITHIONATES.				
$S^3O^6K^2$	$S^3 + O^6 + K^2$	270,2	+409,7	+396,7
	$S^2O^6K^2 + S$	"	- 3,6	- 3,6 (1)
$S^3O^6Na^2$	$S^3 + O^6 + Na^2$	238	"	+387,5
TÉTRATHIONATES.				
$S^4O^8K^2$	$S^4 + O^8 + K^2$	302,2	+398,1	+385,1
	$S^2O^8K^2 + S^2$	"	- 15,2	- 15,2 (1)
	$S^3O^8K^2 + S$	"	- 11,6	"
$S^4O^8Na^2$	$K^2S^4 + O^8$	"	+179,5	"
	$S^4 + O^8 + Na^2$	270	"	+375,8
PENTATHIONATES.				
$S^5O^{10}K^2$	$S^5 + O^{10} + K^2$	334,2	"	+390,1

(1) Hyposulfate dissous.

Oxydes du sélénium (sélénium métallique).

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
SÉLÉNITES.				
$\text{Se O}^3 \text{Na}^2$	$\text{Se} + \text{O}^3 + \text{Na}^2$	173 "	+234,5
SÉLÉNIATES.				
$\text{Se O}^4 \text{Na}^2$	$\text{Se} + \text{O}^4 + \text{Na}^2$	189 "	+260
$\text{Se O}^4 \text{NaH}$	$\text{Se} + \text{O}^4 + \text{Na} + \text{H}$..	167 "	+200,9

Oxyels de l'azote.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
HYPOAZOTITES.				
$Az^2 O^2 K^2$	$Az^2 + O^2 + K^2$	138,2 "	+116,2
$Az^2 O^2 Ag^2$	$Az^2 + O^2 + Ag^2$	276,8 - 34,4 "
AZOTITES.				
$Az O^2 K$	$Az + O^2 + K$	85,1 "	+ 88,9
$Az O^2 Am$	$Az^2 + O^2 + H^4$	64 + 65,6	+ 60,3
$Az^2 O^1 Ba$	$Az^2 + O^1 + Ba$	229,1 A + 46,2	A + 40,7
$Az O^2 Ag$	$Az + O^2 + Ag$	153,9 ($\frac{1}{2} A + 23,1$) $\times 2$ "
AZOTATES.				
$Az O^3 K$	$Az + O^3 + K$	101,1 +119,0	+110,7
	$Az O^2 K + O$	" "	+ 21,8
$Az O^3 Na$	$Az + O^3 + Na$	85 +110,7	+106,0
$Az O^3 Li$	$Az + O^3 + Li$	69 +111,4	+111,7
$Az O^3 Am$	$Az^2 + O^3 + H^4$	80 + 88,6	+ 82,4
	$Az O^2 Am + O$	" + 23,6	+ 23,2 (1)
$Az^2 O^6 Ca$	$Az^2 + O^6 + Ca$	164 +202	+206,0
		 +101 $\times 2$ "
$Az^2 O^6 Sr$	$Az^2 + O^6 + Sr$	211,5 +219,9	+214,8
		 +100 $\times 2$ "
$Az^2 O^6 Ba$	$Az^2 + O^6 + Ba$	261,1 A + 93,8	A + 84,5
			ou ($\frac{1}{2} A + 46,9$) $\times 2$ "
	$Az^2 O^1 Ba + O^2$	" + 47,6	+ 43,8 (1)
			ou + 23,8 $\times 2$	ou + 21,9 $\times 2$
$Az^2 O^6 Mg$	$Az^2 + O^6 + Mg$	148 "	+204,9
$Az^2 O^6 Mn$	$Az^2 + O^6 + Mn$	179 "	+146,7
$Az^2 O^6 Fe$	$Az^2 + O^6 + Fe$	175 "	+119,0
$3 Az^2 O^6 Fe^2 O^8$	$3 Az^2 + 3 O^6 + Fe^2$	484 "	+314,3

(1) Azotite dissous.

Oxydes de l'azote (suite).

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
AZOTATES (suite).				
Az ² O ⁶ Co.....	Az ² + O ⁶ + Co.....	182,7 "	+ 113,8
Az ² O ⁶ Ni.....	Az ² + O ⁶ + Ni.....	182,8 "	+ 112,6
Az ² O ⁶ Zn.....	Az ² + O ⁶ + Zn.....	189 "	+ 131,7
Az ² O ⁶ Cd.....	Az ² + O ⁶ + Cd.....	236 "	+ 115,5
Az ² O ⁶ Cu.....	Az ² + O ⁶ + Cu.....	187,3 "	+ 81,3
Az ² O ⁶ Pb.....	Az ² + O ⁶ + Pb.....	330,9	+ 105,4	+ 97,3
AzO ³ Tl.....	Az + O ³ + Tl.....	266	+ 58,1	+ 48,1
Az ² O ⁶ Hg.....	Az ² + O ⁶ + Hg.....	324 " "
Az ² O ⁶ Hg ²	Az ² + O ⁶ + Hg ² + $\frac{1}{2}$ H ² O liq.....	524	+ 57,5 "
AzO ³ Ag.....	Az + O ³ + Ag.....	169,9	+ 28,7	+ 23,0
	$\frac{1}{2}$ Az ² O ⁶ Ag ² + O ²	+ 17,4 "
		+ 45,2 "

Oxysels du phosphore.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
HYPOPHOSPHITES.				
$\text{PO}^2\text{Na II}^2$	$\text{P} + \text{O}^2 + \text{Na} + \text{II}^2$..	88 " +201,6
$\text{P}^2\text{O}^1\text{Ba II}^1$	$\text{P}^2 + \text{O}^1 + \text{Ba} + \text{II}^1$..	267,1 "	A +277,8
PHOSPHITES.				
$\text{PO}^3\text{Na}^2\text{H}$	$\text{P} + \text{O}^3 + \text{Na}^2 + \text{H}$..	126 +353,4 +344,3
$\text{PO}^3\text{Na II}^2$	$\text{P} + \text{O}^3 + \text{Na} + \text{II}^2$..	104 +286,4 +287,1
PYROPHOSPHITES.				
$\text{P}^2\text{O}^2\text{Na}^2\text{II}^2$	$\text{P}^2 + \text{O}^2 + \text{Na}^2 + \text{II}^2$..	190 +599 +599,3
PHOSPHATES.				
PO^1K^3	$\text{P} + \text{O}^1 + \text{K}^3$	192,3 " +483,6
$\text{PO}^1\text{K}^2\text{II}$	$\text{P} + \text{O}^1 + \text{K}^2 + \text{II}$..	152,2 " +429,3
PO^1KH^2	$\text{P} + \text{O}^1 + \text{K} + \text{II}^2$..	116,1 +374,4 +369,55
PO^1Na^3	$\text{P} + \text{O}^1 + \text{Na}^3$	164 +432,4 +469,8
$\text{PO}^1\text{Na}^2\text{II}$	$\text{P} + \text{O}^1 + \text{Na}^2 + \text{II}$..	142 +414,9 +420,0
$\text{PO}^1\text{Na II}^2$	$\text{PO}^3\text{Na}^2\text{II} + \text{O}$	" + 61,5 "
$\text{PO}^1\text{Na II}^2$	$\text{P} + \text{O}^1 + \text{Na} + \text{II}^2$..	120 " +365,0
PO^1Am^3	$\text{P} + \text{O}^1 + \text{Az}^3 + \text{II}^2$..	149 " +463
$\text{PO}^1\text{Am}^2\text{II}$	$\text{P} + \text{O}^1 + \text{Az}^2 + \text{II}^2$..	132 " +375 ou +371,5
$\text{PO}^1\text{Am II}^2$	$\text{P} + \text{O}^1 + \text{Az} + \text{II}^2$..	115 " (selon les états)
$\text{P}^2\text{O}^4\text{Ca}^3$	$\text{P}^2 + \text{O}^4 + \text{Ca}^3$	310 ..	+913,6 à +919,2 "
$\text{P}^2\text{O}^4\text{Sr}^3$	$\text{P}^2 + \text{O}^4 + \text{Sr}^3$	452,5 ..	(456,8 à 459,6) × 2 "
			+943,2 à +947,0 "
			(471,6 à 473,5) × 2 "

Oxydes du phosphore.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
PHOSPHATES (suite).				
$P^2O^5 Ba^2$	$P^2 + O^4 + Ba^2$	601,3	$\left. \begin{array}{l} 3A + 551,5 \\ 2A + 275,7 \times 2 \end{array} \right\}$	$\left. \begin{array}{l} \text{col-} \\ \text{loidal} \end{array} \right\}$
		"	$\left. \begin{array}{l} 3A + 568,9 \\ 2A + 284,4 \times 2 \end{array} \right\}$	$\left. \begin{array}{l} \text{crist.} \\ \text{crist.} \end{array} \right\}$
$P^2O^5 Mg^2$	$P^2 + O^4 + Mg^2$	161	$\left. \begin{array}{l} +910,6 \\ +155,3 \times 2 \end{array} \right\}$	$\left. \begin{array}{l} \\ \text{coll.} \end{array} \right\}$
$P^2O^5 Mg^2 H^2$	$P^2 + O^4 + Mg^2 + H^2$	240	$\left. \begin{array}{l} +827,2 \\ +898,8 \end{array} \right\}$	$\left. \begin{array}{l} \\ \text{coll.} \end{array} \right\}$
$P^2O^5 Mg^2 (AzH^3)^2$	$P^2 + O^4 + Mg^2 + Az^2 + H^2$	274	$\left. \begin{array}{l} +737,5 \\ +368,7 \times 2 \end{array} \right\}$	$\left. \begin{array}{l} \\ \text{coll.} \end{array} \right\}$
$P^2O^5 Mn^2$	$P^2 + O^4 + Mn^2$	355	$\left. \begin{array}{l} +737,5 \\ +368,7 \times 2 \end{array} \right\}$	$\left. \begin{array}{l} \\ \text{coll.} \end{array} \right\}$

Borates et silicates.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
BORATES.				
$B^2O^3 Na^2$	$B^2 + O^3 + Na^2$	202	$\left. \begin{array}{l} +718,1 \\ \end{array} \right\}$	$\left. \begin{array}{l} \\ +758,3 \end{array} \right\}$
SILICATES (en admettant pour Si + O ² la valeur relative à l'hydrate).				
$SiO^2 Ca$	Si crist. + O ² + Ca...	116	$\left. \begin{array}{l} +344,4 \text{ anh.} \\ \end{array} \right\}$	$\left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\}$
$SiO^2 Fe$	Si crist. + O ² + Fe...	131	$\left. \begin{array}{l} +254,6 \text{ anh.} \\ \end{array} \right\}$	$\left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\}$
$SiO^2 Mn$	Si crist. + O ² + Mn...	131	$\left. \begin{array}{l} +275,9 \text{ anh.} \\ \end{array} \right\}$	$\left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\}$

Oxydes de l'arsenic.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
ARSÉNIATES.				
AsO ⁴ K ³	As + O ⁴ + K ³	236,3	+396,2
AsO ⁴ K ² II.....	As + O ⁴ + K ² + II.....	196,9	+339,8
AsO ⁴ KII ²	As + O ⁴ + K + II ²	160,1	+284,0	+279,1
AsO ⁴ Na ³	As + O ⁴ + Na ³	208	+382,4
AsO ⁴ Na ² II.....	As + O ⁴ + Na ² + II.....	186	+330,6
AsO ⁴ NaII ²	As + O ⁴ + Na + II ²	164	+274,5
As ² O ⁶ Ca ³	As ² + O ⁶ + Ca ³	398	+732,8 ou +366,4×2
As ² O ⁶ Sr ³	As ² + O ⁶ + Sr ³	540,5	+761 ou +380,6×2
As ² O ⁶ Ba ³	As ² + O ⁶ + Ba ³	689,3	3A+495,8
As ² O ⁶ Mg ³	As ² + O ⁶ + Mg ³	350	+712,6 ou +356,3×2 } crist.
ARSÉNITES.				
As ² O ⁴ Na ²	As ² + O ⁴ + Na ²	260	+318,7

Oxydes du carbone.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
CARBONATES.				
{ CO ² K ²	C + O ² + K ²	138,2	+278,8	+285,3
{ CO ² KH.....	C + O ² + K + H.....	100,1	+233,3	+228,0
{ CO ² Na ²	C + O ² + Na ²	106	+270,8	+276,4
{ CO ² NaH.....	C + O ² + Na + H.....	84	+227,0	+222,7
{ CO ² Am ²	C + O ² + Az ² + H ⁶	96	"	+221,6
{ CO ² .2 AzH ³	C + O ² + Az ² + H ⁶	78	+158	"
{ CO ² AmH.....	C + O ² + Az + H ³	79	+205,3	+199,0
CO ² Ca.....	C + O ² + Ca.....	100	+269,1 préc.	"
			+270,5 spath.	"
			+270,8 arrag.	"
CO ² Sr.....	C + O ² + Sr.....	147,5	+278,1 amorphe	"
			+279,2 crist.	"
CO ² Ba.....	C + O ² + Ba.....	197,1	A + 149,6 crist.	"
			A + 149,1 amorphe	"
CO ² Mg.....	C + O ² + Mg.....	84	+266,6 préc.	"
CO ² Mn.....	C + O ² + Mn.....	115	+208,6 crist.	"
			+207,0 amorphe	"
			+212,7 naturel	"
CO ² Fe.....	C + O ² + Fe.....	116	+178,8 préc.	"
CO ² Zn.....	C + O ² + Zn.....	125	+184,5 crist.	"
			+194,2 préc.	"
CO ² Cd.....	C + O ² + Cd.....	172	+179,9 préc.	"
CO ² Cu.....	C + O ² + Cu.....	123,3	+142,8 préc.	"
CO ² Pb.....	C + O ² + Pb.....	266,9	+166,7 crist.	"
CO ² Ag ²	C + O ² + Ag ²	275,8	+117 préc.	"
			à +120,5 état final	"

Oxysels du carbone.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
FORMIATES.				
CHKO ²	C + H + K + O ²	84,1	+164,0	+163,1
	CO + KHO.....	"	+ 33,3	"
CHNaO ²	C + H + Na + O ²	68	+159	+158,5
	CO + NaHO.....	"	+ 30,2	"
CHAmO ²	C + H ² + Az + O ²	63	+137,5	+134,6
(CHO ²) ₂ Ca.....	C ² + H ² + Ca + O ⁴	130	+309,5	+310,2
			ou +154,7 × 2	"
(CHO ²) ₂ Sr.....	C ² + H ² + Sr + O ⁴	177,5	+318,2	+318,8
			ou +159,1 × 2	"
(CHO ²) ₂ Ba.....	C ² + H ² + Ba + O ⁴	227,1	A + 191,6	A + 189,2
			ou $\frac{1}{2}$ A + 95,8	"
(CHO ²) ₂ Mn.....	C ² + H ² + Mn + O ⁴	145	+144,8	+149,1
			ou + 72,4 × 2	"
(CHO ²) ₂ Zn.....	C ² + H ² + Zn + O ⁴	155	+235,7	+239,7
			ou +117,8 × 2	"
(CHO ²) ₂ Cu.....	C ² + H ² + Cu + O ⁴	153,3	+184,6	+185,1
			ou + 92,7 × 2	"
(CHO ²) ₂ Pb.....	C ² + H ² + Pb + O ⁴	296,9	+207,6	+200,6
			ou +103,8 × 2	"

Oxyseis du carbone.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
ACÉTATES.				
$C^2H^3KO^2$	$C^2 + H^2 + K + O^2$..	98,1	+175,7	+170,0
$C^2H^3NaO^2$	$C^2 + H^2 + Na + O^2$..	82	+170,3	+174,4
$C^2H^3AmO^2$	$C^2 + H^2 + Az + O^2$..	77	+150,3	+150,5
$(C^2H^3O^2)^2Ca$	$C^4 + H^4 + Ca + O^4$..	158	+335,0 ou +167,5 × 2	+342,6 " "
$(C^2H^3O^2)^2Sr$	$C^4 + H^4 + Sr + O^4$..	265,5	+345,6 ou +172,8 × 2	+351,3 " "
$(C^2H^3O^2)^2Ba$	$C^4 + H^4 + Ba + O^4$..	255,1	A + 215,9 ou $\frac{1}{2}A + 108,0 \times 2$	A + 221,1 " "
$(C^2H^3O^2)^2Mn$	$C^4 + H^4 + Mn + O^4$..	173	+153,4 ou + 76,7 × 2	+165,7 " "
$(C^2H^3O^2)^2Fe$	$C^4 + H^4 + Fe + O^4$..	174	"	+137,3
$3C^2H^3O^2 \cdot Fe^2O^3$	$3C^4 + 3H^4 + Fe^2 + 3O^4$	466	"	+718,7
$(C^2H^3O^2)^2Co$	$C^4 + H^4 + Co + O^4$..	176,7	"	+219,4
$(C^2H^3O^2)^2Zn$	$C^4 + H^4 + Zn + O^4$..	183	+267,4 ou +133,7 × 2	+277,3 " "
$(C^2H^3O^2)^2Cu$	$C^4 + H^4 + Cu + O^4$..	181,3	+213,9 ou +107 × 2	+216,3 " "
$(C^2H^3O^2)^2Pb$	$C^4 + H^4 + Pb + O^4$..	324,9	+231,1 ou +115,5 × 2	+232,5 " "
$(C^2H^3O^2)^2Hg$	$C^4 + H^4 + Hg + O^4$..	318	+196,9 ou + 98,4 × 2	+193,1 " "
$(C^2H^3O^2)^2Hg^2$	$C^4 + H^4 + Hg^2 + O^4$..	518	+202,1 ou +101,0	" "
$C^2H^3O^2 \cdot Ag$	$C^2 + H^2 + Ag + O^2$..	166,9	+ 95,6	+ 91,3

Oxydes du carbone.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
OXALATES.				
$C^2K^2O^4$	$C^2 + K^2 + O^4$	162,2	+324,7	+330
C^2KHO^4	$C^2 + K + H + O^4$	138,1	+266,9	+257,3
$C^2Na^2O^4$	$C^2 + Na^2 + O^4$	134	+315	+310,7
C^2NaHO^4	$C^2 + Na + H + O^4$	112	+258,2	+252,6
$C^2Am^2O^4$	$C^2 + Az^2 + H^2 + O^4$	124	+279,1	+262,1
C^2CaO^4	$C^2 + Ca + O^4$	128	+312,9 préc.	"
C^2SrO^4	$C^2 + Sr + O^4$	175,5	+319,9 préc.	"
C^2BaO^4	$C^2 + Ba + O^4$	225,1	+187,8	"
C^2MnO^4	$C^2 + Mn + O^4$	143	+250,5 préc.	+250,5
$(C^2O^2)^2.Fe^2O^3$	$3C^2 + Fe^2 + 3O^4$	376	"	+606,8
C^2ZnO^4	$C^2 + Zn + O^4$	153	+234,8 préc.	"
C^2PbO^4	$C^2 + Pb + O^4$	294,9	+205,3 préc.	"
C^2HgO^4	$C^2 + Hg + O^4$	288	+161,9	"
$C^2Ag^2O^4$	$C^2 + Ag^2 + O^4$	303,8	+153,7	"
CYANATES.				
$CAzKO$	$Cy + Az + K + O$	81,1	+102,5	+ 97,3
	$Cy + K + O$	"	+139,5	+134,3
	$Cy + K + O$	"	+ 72,4	+ 70,1 ⁽¹⁾
$CAzNaO$	$C + Az + Na + O$	49	+101,7	+ 95,9
	$Cy + Na + O$	"	+ 64,7	+ 59,9
	$Cy + Na + O$	"	+ 79,1	+ 74,8 ⁽¹⁾
$CAzAmO$	$C + Az^2 + K^2 + O$	60	"	+ 68,9
	$Cy + Az + H^2 + O$	"	"	+105,9
	$Cy + Am + O$	"	"	+ 71 ⁽¹⁾
$CAzAgO$	$C + Az + Ag + O$	119,9	+ 23,1	"
	$Cy + Ag + O$	"	+ 60,1	"
	$Cy + Ag + O$	"	+ 51,1	"

(1) Cyanure dissous.

Oxydes et sulfosels du carbone.

FORMULES.	COMPOSANTS.	POIDS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Sel solide.	Sel dissous.
CYANURATES.				
$C^3 Az^3 K^3 O^3$	$C^3 + Az^3 + K^3 + O^3$..	243,3 "	+319,2
$C^3 Az^3 K^2 H O^3$	$C^3 + Az^3 + K^2 + H + O^3$	205,2	+262,9	+254,3
$C^3 Az^3 K H^2 O^3$	$C^3 + Az^3 + K + H^2 + O^3$	167,1	+227,4	+218,8
$C^3 Az^3 Na^3 O^3$	$C^3 + Az^3 + Na^3 + O^3$..	195	+306,7	+301,8
$C^3 Az^3 Na^2 H O^3$	$C^3 + Az^3 + Na^2 + H + O^3$	173	+261,8	+260,0
$C^3 Az^3 Na H^2 O^3$	$C^3 + Az^3 + Na + H^2 + O^3$	151	+217,1	+216,6
$C^3 Az^3 Am^3 O^3$	$C^3 + Az^3 + H^3 + O^3$..	180 "	+188,9
$C^3 Az^3 Am^2 H O^3$	$C^3 + Az^3 + H^2 + O^3$..	163 "	+211,5
$C^3 Az^3 Am H^2 O^3$	$C^3 + Az^3 + H + O^3$..	146 "	+233,5
SULFOCYANATES.				
C Az KS.....	C + Az + K + S.....	97,1	+ 49,7	+ 43,6
	Cy + K + S..... "	+ 86,7	+ 80,6
	Cy K + S..... "	+ 19,6	+ 16,4 (1)
C Az Na S.....	C + Az + Na + S.....	81 "	+ 39,2
	Cy + Na + S..... " "	+ 76,2
C Az Am S.....	C + Az ² + H ¹ + S.....	76	+ 30,7	+ 15,0
	Cy + Az + H ¹ + S..... "	+ 57,7	+ 52,0
	Cy Am + S..... "	+ 18,4	+ 17,1 (1)
(C Az S) ² Pb.....	C ² + Az ² + Pb + S ² ..	306,9	+ 6,1 "
	Cy ² + Pb + S ² "	+ 43,1 "
(C Az S) ² Hg.....	C ² + Az ² + Hg + S ² ..	316	- 50,2 "
	Cy ² + Hg + S ² "	+ 23,2 "
	Cy ² Hg + S ² "	+ 12,3 "
C Az S Ag.....	C + Az + Ag + S.....	165,9	- 21,9	préc. "
	Cy + Ag + S..... "	+ 15,1 "
	Cy Ag + S..... "	+ 12,1 "

(1) Cyanure dissous.

Isomérisie. — États allotropiques des éléments.

NOMS.	ÉLÉMENTS.	ÉTATS ALLOTROPIQUES.	CHALEUR DÉGAGÉE.		
			L'état allotropique étant :		
			gazeux.	liquide.	solide.
Oxygène...	3O changé en.....	O ³ (Oz ³ : ozone) = 48.....	-30,7	"	"
Soufre.....	S = 32 octaédrique, ou normal, changé en.....	Soufre prismatique.....	"	"	0,15
		Soufre amorphe inso- luble (obtenu par trempé).....	"	"	0,0
		Soufre amorphe soluble.....	"	"	-0,16
		Soufre mou.....	"	"	-0,8; variable
Sélénium.....	Se = 79, métallique changé en.....	Se ³ gaz, à 448°.....	"	"	"
		Se amorphe ou vitreux.....	"	"	-5,7
Tellure.....	Te = 127, cristallisé changé en.....	Se ³ gaz.....	"	"	"
		Te amorphe.....	"	"	-34,3
Phosphore.....	P = 31.....	Phosphore rouge, états multiples, formés les uns avec dégagement de chaleur, les autres avec absorption.	"	"	"
Arsenic.....	As = 75, cristallisé changé en As amorphe.....	Il existe plusieurs états amorphes de l'arsenic.	"	"	-1,0
Bore.....	B = 11. — États multiples.....		"	"	"
Silicium.....	Si = 28, cristallisé changé en Si amorphe.....		"	"	-6,9
Carbone.....	C = 12. — Les états solides de cet élément sont polymérisés. Carbone diamant changé en graphite. " en carbone amorphe. Graphite en carbone amorphe.....	La transformation du carbone actuel en carbone gazeux, monomère, absorberait une quantité de chaleur supérieure à.....	"	"	-0,50
		et même à.....	"	"	-3,34
			"	"	-2,84
			"	"	-34,0
Manganèse.....	Mn = 55. — Le métal extrait de son amalgame à basse température changé en Mn fondu.....	Le même métal chauffé préalablement au rouge sombre et changé en Mn fondu.....	"	"	-44,1
			"	"	+3,5
Or.....	États isomériques de l'or (<i>voir</i> t. II, p. 377, 379).		"	"	+3,1
Platine.....	États isomériques du platine (<i>voir</i> t. II, p. 382).		"	"	"

Isomérisie. — Corps composés.

NOMS.	FORMULE de l'état initial.	POIDS.	ÉTAT FINAL.	CHALEUR DÉGAGÉE.			
				Le composé final étant :			
				gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
Bihydrure de carbone.....	(CH ²) ²	14×2	(CH ²) ³ propylène.....	+ 5,2	"	"	"
Protohydrure de carbone.	(CH) ²	13×2	{(CH) ⁴ benzine.....	+16 ²	"	"	"
			{(CH) ⁸ styrolène.....	+208 env.	"	"	"
Peroxyde d'azote.....	AzO ²	46	2 AzO ²	+ 12,8	"	"	"
Anhydride phosphorique.	P ² O ³ cristallisé.....	142	n P ² O ³ pulvérulent.....	"	"	6,6	"
Anhydride arsénieux.....	As ² O ³ crist. prismatique..	198	As ² O ³ vitreux.....	"	"	1,2	"
			As ² O ³ opaque.....	"	"	1,2	"
Oxyde d'antimoine.....	Sb ² O ³ prismatiq. ou amorphe	292	Sb ² O ³ octaédrique.....	"	"	1,2	"
Sulfure d'antimoine.....	Sb ² S ³ précipité rouge.....	340	Sb ² S ³ noir crist.....	"	"	0,0	"
Acide silicique.....	États cristal. et amorphes.	60	"	"	"	"	"
Acide formique.....	CH ² O ² gaz.....	46	2 CH ² O ² gaz.....	+14,4 env.	"	"	"
Acide acétique.....	C ² H ³ O ² gaz.....	60	2 C ² H ³ O ² gaz.....	+14,4	"	"	"
Chlorure cyanique.....	C Az Cl gaz.....	61,5	C ³ Az ³ Cl ³	"	"	86,1	"
Acide cyanique.....	C Az H ³ dissous.....	43	C ³ Az ³ H ³ O ³	"	"	"	+50,9
Cyanate potassique.....	C Az KO dissous.....	81,1	C ³ Az ³ K ³ O ³	"	"	"	+37,1
Cyanate sodique.....	C Az NaO dissous.....	55	C ³ Az ³ Na ³ O ³	"	"	1,0	+10,8
Cyanate ammoniac.....	C Az AmO dissous.....	60	C ³ Az ³ Am ³ O ³	"	"	"	+17,0
Cyanate ammoniac.....	"	"	Urée.....	"	"	"	+ 8,3
Sulfocyanate ammoniac.....	C Az Am S.....	76	Urée sulfurée.....	"	"	9,8	+ 9,8 (1)
Cyanamide.....	C Az ² H ²	42	{2 C Az ² H ²	"	"	14,7	"
			{3 C Az ² H ²	"	"	46,5	"

(1) État dissous.

Isomérisie. — Corps composés (suite).

NOMS.	FORMULE de l'état initial.	POIDS.	ÉTAT FINAL.	CHALEUR DÉGAGÉE.			
				Le composé final étant :			
				gazeux.	liquide.	solide.	dissous.
Carbonate de chaux.....	CO ² Ca amorphe.....	100	CO ² Ca crist. spath. » arragonite.....	+ 1,4 + 1,7
Phosphate de chaux.....	P ² O ⁵ Ca ³ gélatineux.....	310	états divers.....	varie de 0 à 5,6	..
Phosphate de strontiane..	P ² O ⁵ Sr ³ gélatineux.....	451,5	états divers.....	varie de 0 à 3,8	..
Carbonate de strontiane..	CO ² Sr amorphe.....	157,5	CO ² Sr cristallisé.....	+ 1,1	..
Phosphate de baryte.....	P ² O ⁵ Ba ³ amorphe.....	601,2	P ² O ⁵ Ba ³ crist.....	+ 17,1	..
Carbonate de manganèse..	CO ² Mn amorphe.....	115	CO ² Mn crist.....	+ 1,6	..
Oxyde de chrome hydraté.	Cr ² O ³ x n H ² O.....	152,2	Cr ² O ³ + n H ² O.....	- 1,2	..
			Cr ² O ³ + n H ² O.....
			Cr ² O ³ modifié par les alcalis	+ 3,8	..
Chlorure chromique.....	Cr ² Cl ⁶ . 3 H ² O crist. vert.....	..	Cr ² Cl ⁶ . 3 H ² O crist. vert.....	- 5,2	..
			» dissous (vert).....	» diss. (violet).....	+ 18,8
Bromure chromique.....	Cr ² Cl ⁶ . 12 H ² O crist. vert.....	..	Cr ² Br ⁶ . 12 H ² O crist. bleu.....	- 4,3	+ 23,0
			» dissous.....	» dissous.....	..
Sulfate chromique vert..	Cr ² O ³ . 3 SO ³ . 8 H ² O solide.....	..	Cr ² O ³ . 3 SO ³ . 16 H ² O violet.....
			» dissous.....	» dissous.....	+ 23,15
Séléniure Mn.....	Se Mn amorphe ou crist. (2)	- 0,8
» Fe.....	Se Fe	+ 0,8
» Co.....	Se Co	- 4,0
» Ni.....	Se Ni	- 4,8
» Zn.....	Se Zn	- 0,7
» TP ²	Se TP ²	- 6,1
» Cd.....	Se Cd	- 9,4
» Pb.....	Se Pb	+ 2,7

(1) α saturé n(OCl); β saturé (HCl). (2) La différence entre les deux réactions indiquées laisse dans ces chiffres, relatifs aux séléniures, en partie incertains.

746 TABLEAUX THERMOCHEMIIQUES.

Oxyde de zinc hydraté en ZnO anhydre.....	+1,3
Oxyde de cuivre anhydre, obtenu à basse température, en CuO calciné.	+2,0
Oxyde ferrique soluble dans les acides, Fe^2O^3 , en oxyde colloïdal...	»
Alumine soluble dans les acides, Al^2O^3 , changée en alumine colloïdale	»
Oxyde de mercure jaune, HgO , changé en oxyde rouge.....	0,0
Iodure mercurique jaune, HgI^2 , en HgI^2 rouge.....	+3,0
Chlorure mercurique, $HgCl^2$, fondu en $HgCl^2$ crist.....	+0,8
Bromure mercurique, $HgBr^2$, fondu en $HgBr^2$ crist.....	+0,6
Chloroiodure mercurique, $HgCl^2HgI^2$, récemment fondu, changé avec le temps.....	+6,4
Sulfure mercurique, HgS , noir en cinabre rouge.....	+0,3
Bromure d'argent, $AgBr$, précipité. État initial changé dans l'état final. (Ce dernier répond au même chiffre que l'état cristallisé).	+3,4
Iodure d'argent, AgI . De l'état initial à l'état final.....	+5,6
(Ce dernier répondant à l'état cristallisé hexagonal).	
AgI hexagonal changé en cubique.....	-1,5
Carbonate d'argent, CO^2Ag : état initial changé en état final.....	>3,5

Hydrates.

NOMS.	COMPOSANTS.	COMPOSÉS.	CHALEUR DÉGAGÉE.
ANHYDRIDES.			
Anh. iodique.....	I^2O^5 crist. + H^2O solide.....	$2 IO^3 H$ crist.....	+ 2,3
Anh. sulfurique.....	SO^3 sol. + H^2O sol.....	$SO^3 H^2$ sol.....	+ 18,9
Anh. pyrosulfurique.....	SO^3 sol. + $SO^3 H^2$ liq.....	$S^2O^7 H^2$ liq.....	+ 9,9
	$S^2O^7 H^2$ liq. + H^2O liq.....	$2 SO^3 H^2$ liq.....	+ 18,5
Pyrosulfate.....	$S^2O^7 K^2$ + H^2O sol.....	$2 SO^3 KH$	+ 8,6
Anh. azotique.....	Az^2O^5 sol. + H^2O sol.....	$2 AzO^3 H$ crist.....	+ 7,7
	Az^2O^5 liq. + H^2O liq.....	$2 AzO^3 H$ liq.....	+ 10,6
	Az^2O^5 gaz + H^2O gaz.....	$2 AzO^3 H$ gaz.....	+ 10,6
Ac. pyrophosphoreux.....	$P^2O^5 H^2$ dissous + H^2O liq.....	$2 PO^3 H^3$ dissous.....	+ 1,9
Pyrophosphite.....	$P^2O^5 Na^2 H^2$ + H^2O sol.....	$2 PO^3 Na H^2$	+ 3,5
Anh. phosphorique.....	P^2O^5 + $2 H^2O$ liq. + eau.....	$P^2O^5 H^2$ (ac. métaq. diss.) (mélange d'autres hydrates)	+ 35,6
Anh. arsénique.....	As^2O^5 solide + $3 H^2O$ sol.....	$2 AsO^3 H^3$ solide.....	+ 2,6
Anh. borique.....	B^2O^3 solide + $3 H^2O$ sol.....	$B^2O^6 H^6$ crist.....	+ 17,3
Anh. formique.....	CO gaz + H^2O liq.....	CH^2O^2 liq.....	+ 6,7
	CO gaz + H^2O gaz à 100^0	CH^2O^2 gaz (mêlé de $C^2 H^2 O^2$)	+ 12,5
	" " " à 200^0	CH^2O^2 gaz.....	+ 16,0
Oxyde de potassium.....	K^2O solide + H^2O sol.....	$2 KOH$ solide.....	+ 40,6
Oxyde de sodium.....	Na^2O sol. + H^2O sol.....	$2 NaOH$ solide.....	+ 37,0
Oxyde de lithium.....	Li^2O sol. + H^2O sol.....	".....	+ 11,0
Oxyde de thallium.....	Tl^2O + H^2O sol.....	".....	+ 1,8
Oxyde de calcium.....	CaO + H^2O sol.....	CaO, H^2O	+ 13,7
Oxyde de strontium.....	SrO + H^2O sol.....	".....	+ 13,7
Oxyde de baryum.....	BaO + H^2O sol.....	".....	+ 16,7
Oxyde de magnésium.....	MgO + eau liq.....	MgO hydraté.....	+ 5,7

Observation. — On admet que la solidification d'une molécule d'eau H^2O , à $+15^0$, dégagerait : +100,295 [L. II, p. 35].

Hydrates.

COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE, LE COMPOSÉ	
	crystallisé.	liquide.
HYDRATES DES GAZ.		
Cl ² gaz + 5 H ² O liq.	+14,3	"
» + 5 H ² O solide, à 0°.	+ 7,1	"
HCl + 2 H ² O liq.	+14,1	+11,6
HCl + 6,5 H ² O liq.	"	+16,5
HBr + 2 H ² O liq.	+16,9	+13,9
HBr + 4,5 H ² O liq.	"	+17,5
HI + 3 H ² O liq.	"	+15,6
HI + 4,5 H ² O liq.	"	+17,0
AzH ³ + H ² O liq.	"	+ 7,56
Az ² O gaz + 6 H ² O liquide.	+14,6	"
» + 6 H ² O solide, à 0°.	+ 6,0	"
CO ² gaz + 6 H ² O liq.	+15,0	"
» 6 H ² O solide, à 0°.	+ 6,4	"
HYDRATES DES OXACIDES.		
ClO ² H liq. + H ² O liq.	+13,6	+ 8,6
ClO ² H liq. + 2 H ² O liq.	"	+15,0
SO ³ H ² sol. + H ² O solide.	+ 7,5	"
SO ³ H ² liquide + H ² O liquide.	"	+ 6,1
C ² Az ² H ³ O ³ sol. + H ² O liq.	+ 3,7	"
AzO ² H liq. + 2 H ² O liquide.	"	+ 3,3

Hydrates.

HYDRATES SECONDAIRES DES BASES. (Eau solide.)		HYDRATES DE SULFURES ET ANALOGUES. (Eau solide.)	
{ KOH solide + H ² O.....	+ 7,6	{ K ² S ⁴ + $\frac{1}{2}$ H ² O.....	+ 1,7
{ KOH solide + 2H ² O.....	+ 12,8	{ K ² S + 5H ² O.....	+ 8,7
NaOH solide + H ² O.....	+ 1,9	{ K ² S + 2H ² O.....	+ 3,6
SrO, H ² O + 8H ² O.....	+ 14,3	{ Na ² S + $4\frac{1}{2}$ H ² O.....	+ 14,1
BaO, H ² O + 8H ² O.....	+ 13,9	{ Na ² S + 5H ² O.....	+ 15,1
		{ Na ² S + 9H ² O.....	+ 20,6
BaO ² + 10H ² O.....	+ 5,3	{ Na ² Se + $4\frac{1}{2}$ H ² O.....	+ 10,7
BaO ² + H ² O ²	+ 8,9	{ Na ² Se + 9H ² O.....	+ 17,6
		{ Na ² Se + 16H ² O.....	+ 19,9

Hydrates salins.

CHLORURES ET SELS HALOÏDES.			
(Eau solide.)			
KF + 2 H ² O.....	+ 2,0	CoCl ² + 6 H ² O.....	+ 13,4
NaBr + 2 H ² O.....	+ 1,55	NiCl ² + 6 H ² O.....	+ 12,6
NaI + 2 H ² O.....	+ 2,7	{ CdCl ² + H ² O.....	+ 1,4
{ NaCy + $\frac{1}{2}$ H ² O.....	- 0,15	{ CdCl ² + 2 H ² O.....	+ 3,0
{ NaCy + 2 H ² O.....	+ 1,3		
CaCl ² + 6 H ² O.....	+ 14,0	CdBr ² + 4 H ² O.....	+ 2,5
CaBr ² + 6 H ² O.....	+ 17,8	CuCl ² + 2 H ² O.....	+ 4,3
CaI ² + 8 H ² O.....	+ 17,3	SnCl ² + 2 H ² O.....	+ 3,0
		SnCl ⁴ .2KCl + H ² O.....	+ 8,7
SrCl ² + 6 H ² O.....	+ 10,6	PbI ² .2KI + 2 H ² O.....	+ 2,0
SrBr ² + 6 H ² O.....	+ 15,5	3PbI ² .4KI + 6 H ² O.....	+ 4,6
SrI ² + 7 H ² O.....	+ 15,9		
		HgCl ² .2KCl + H ² O.....	+ 0,3
BaCl ² + 2 H ² O.....	+ 4,6	HgCl ² .KCl + H ² O.....	+ 0,5
BaBr ² + 2 H ² O.....	+ 6,5	3HgCl ² .4KCl + 3 H ² O.....	+ 1,7
BaI ² + 7 H ² O.....	+ 8,1	HgBr ² .KBr + H ² O.....	+ 2,0
{ BaCy ² + H ² O.....	+ 2,6	HgI ² .KI + H ² O.....	- 1,1
{ BaCy ² + 2 H ² O.....	+ 1,8	HgCy ² .KI + $\frac{1}{2}$ H ² O.....	+ 0,1
		AgF + 2 H ² O.....	+ 2,3
MgCl ² + 6 H ² O.....	+ 24,9	AuCl ³ + 2 H ² O.....	+ 3,2
CrCl ² + 4 H ² O.....	+ 11,4	PtCl ⁴ + 5 H ² O.....	+ 14,9
MnCl ² + 4 H ² O.....	+ 9,3	PtCl ⁴ .2NaCl + 6 H ² O.....	+ 11,3
{ FeCl ² + H ² O.....	+ 6,9		
{ FeCl ² + 2 H ² O.....	+ 12,0		
{ Fe ³ Cl ³ + 5 H ² O.....	+ 14,9		
{ Fe ³ Cl ³ + 12 H ² O.....	+ 36,5		
Cy ⁴ FeK ⁴ + 3 H ² O.....	+ 1,0		

CHLORATES ET ANALOGUES.		SULFATES.	
$\text{Cl}^{\text{O}}\text{Ba} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 3,5$	$\text{SO}^1\text{Na}^2 + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$- 0,1$
$\text{Cl}^{\text{O}}\text{Ba} + 3\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 3,7$	$\text{SO}^1\text{Na}^2 + 10\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 5,6$
$\text{Az}^2\text{O}^1\text{Ba} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 1,6$	$\text{SO}^1\text{Am}^2 + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$- 1,0$
$\text{Az}^2\text{O}^6\text{Ca} + 4\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$- 6,4$	$\text{SO}^1\text{Li}^2 + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 1,4$
$\text{Az}^2\text{O}^6\text{Sr} + 4\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 2,0$	$\text{SO}^1\text{Ca} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 2,1$
PHOSPHATES ET CONGÉNÈRES.		$\text{SO}^1\text{Mg} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 5,5$
$\left\{ \begin{array}{l} \text{PO}^1\text{Na}^2\text{H} + 7\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots \\ \quad \quad \quad + 12\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots \end{array} \right.$	$\left. \begin{array}{l} \div 7,0 \\ \div 12,5 \end{array} \right\}$	$\text{SO}^1\text{Mg} + 3\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 11,9$
$\text{P}^2\text{O}^1\text{Na}^4 + 10\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 10,6$	$\quad \quad \quad + 6\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 14,7$ (3)
$\text{PO}^3\text{NaH}^2 + \frac{5}{2}\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 2,9$	$\text{SO}^1\text{Mg} + 7\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 13,7$
$\text{PO}^3\text{Na}^2\text{H} + 5\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 7,2$	$\text{SO}^1\text{Mg}, \text{SO}^1\text{K}^2 + 6\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 7,6$
BORATES.		$\text{SO}^1\text{Mn} + 4\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 6,6$
$\text{B}^1\text{O}^1\text{Na}^2 + 10\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 21,2$	$\text{SO}^1\text{Mn} + 5\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 7,3$
HYPOSULFITES ET CONGÉNÈRES.		$\text{SO}^1\text{Mn}, \text{SO}^1\text{Na} + 2\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 7,4$
$\text{S}^2\text{O}^3\text{K} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$- 0,1$	$\text{SO}^1\text{Zn} + 7\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 13,6$
$\text{S}^2\text{O}^3\text{Na} + 5\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 6,8$	$\text{SO}^1\text{Cd} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 3,4$
$\text{SO}^3\text{K}^2 + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$- 1,0$	$\text{SO}^1\text{Cd} + \frac{1}{2}\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 4,5$
$\text{SO}^3\text{Na}^2 + 7\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 4,6$	$\text{SO}^1\text{Cu} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 5,3$
$\text{S}^2\text{O}^6\text{Na}^2 + 2\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 3,7$	$\text{SO}^1\text{Cu} + 5\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 12,0$
		$\text{SO}^1\text{Cu}, \text{SO}^1\text{K}^2 + 6\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 15,2$
		$\text{SO}^1\text{Zn}, \text{SO}^1\text{K}^2 + 6\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 12,0$
		$3\text{SO}^1, \text{Al}^2\text{O}^3, 6\text{H}^2\text{O} + 12\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 32,2$
		CHROMATES.	
		$\left\{ \begin{array}{l} \text{Cr}^{\text{O}}\text{Na}^2 + 4\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots \\ \text{Cr}^{\text{O}}\text{Na}^2 + 10\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots \end{array} \right.$	$\left. \begin{array}{l} \div 4,6 \\ \div 5,0 \end{array} \right\}$
		CARBONATES.	
		$\text{CO}^2\text{K}^2 + 2\frac{1}{2}\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 5,1$
		$\text{CO}^2\text{Na}^2 + 10\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 8,8$
FORMIATES.		ACÉTATES.	
$(\text{CHO}^2)^2\text{Sr} + 2\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 3,5$	$\text{C}^2\text{H}^3\text{NaO}^2 + 3\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 4,8$
$(\text{CHO}^2)^2\text{Mn} + 2\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 4,6$	$(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Sr} + \frac{1}{2}\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$- 0,4$
$(\text{CHO}^2)^2\text{Zn} + 2\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 3,7$	$(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Ca} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 0,3$
$(\text{CHO}^2)^2\text{Cu} + 4\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 1,1$	$(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Ba} + 3\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 2,1$
		$(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Mn} + 4\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 5,5$
		$(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Zn} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 1,5$
		$\quad \quad \quad + 2\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 4,0$
		$(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Cu} + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 0,3$
		$(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2\text{Pb} + 3\text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 3,0$
		OXALATES.	
		$\text{C}^2\text{K}^2\text{O}^1 + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 15$
		$\text{C}^2\text{Na}^2\text{O}^1 + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 2,4$
		$\text{C}^2\text{Am}^2\text{O}^1 + \text{H}^2\text{O} \dots\dots\dots$	$\div 27$

Sels acides.

HYDRACIDES.			
CHLORHYDRATES ET ANALOGUES.	CHLORHYDRATES ET ANALOGUES (suite).		
HBr gaz + n NaBr solide.....	+10,8	{ PtCl ⁴ diss. + 2 HCl diss.	+ 5,2
{ HF + KF.....	+21,1	{ PtCl ⁴ sol. + 2 HCl diss.	+24,8
{ 2 HF + KF.....	+35,2	{ PtBr ⁴ sol. + 2 HBr diss.	+18,3
{ 3 HF + KF.....	+47,1	{ » diss.....	+ 8,4
HF + Na F.....	+17,1	PtCl ² sol. + 2 HCl diss.	+ 4,5
CdCl ² + 2 HCl + 7 H ² O sol.....	+31,1	FLUOSILICATES.	
PbI ² + HI + 5 H ² O sol.....	+16,8	SiF ⁴ + 2 KF.....	+52,8
3 AgI + HI + 7 H ² O sol.....	+12,5	SiF ⁴ + 2 NaF.....	+35,4
HgCl ² diss. + 2 HCl diss.	+ 1,0	SiF ⁴ + 2 LiF.....	+25,2
HgBr ² diss. + 4 HBr diss. (selon dil.)	+ 5,4 à + 6,4	SiF ⁴ + 2 AmF.....	+35,4
HgI ² crist. rouge + 4 HI diss.....	+ 5,6	SULPHYDRATES ET ANALOGUES.	
AuCl ³ diss. + HCl diss.....	+ 4,6	H ² S + K ² S = 2 KHS.....	+13,1
AuBr ³ diss. + HBr diss.....	+ 7,7	H ² Se + K ² Se = 2 KHSe.....	»
		H ² S + Na ² S = 2 NaHS.....	+18,5
OXACIDES.			
ACIDES MONOBASIQUES.	ACIDES BIBASIQUES.—Composés d'anhydrides (suite).		
IO ³ H + IO ³ K = I ² O ⁶ KH.....	+ 3,3	{ SO ³ Na ² + SO ² gaz.....	+16,7
{ C ² H ⁴ O ² sol. + C ² H ³ NaO ²	+ 0,1	{ Tout dissous.....	+ 2,7
{ 2 C ² H ³ O ² + C ² H ³ NaO ²	+ 5,5	{ SO ³ Am ² + SO ² gaz.....	+17,3
2C ² H ⁴ O ² diss. + (C ² H ³ O ²) ² Hg diss.		{ Tout dissous.....	+ 3,2
= sel dissous.....	+ 1,1	{ SO ⁴ K ² + SO ³ gaz = S ² O ⁷ K ²	+37,9
3AzO ³ H + 3AzO ³ .Fe ² O ³ , tout diss.....	+ 2,7	{ Id. sol.....	+26,1
ACIDES BIBASIQUES.—Composés d'anhydrides.		{ CrO ⁴ K ² + CrO ³	+15,0
{ SO ³ K ² + SO ² gaz = S ² O ⁵ K ²	+27,7	{ Tout dissous.....	+ 1,4
{ Tout dissous.....	+ 6,6	{ CrO ⁴ Am ² + CrO ³	+10,3
		{ Tout dissous.....	+ 1,8

Sels acides (suite).

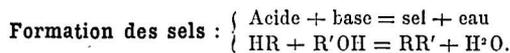
ACIDES BIBASIQUES. — SULFATES.		OXALATES.			
{	SO ⁴ K ² + SO ⁴ H ² sol. +15,0	{	C ² K ² O ⁴ + C ² H ² O ⁴ = 2 C ² HKO ⁴ . ..	+11,5
	Acide et sels dissous.....	ou 7,5 × 2		Tout dissous.....	- 0,7
{	SO ⁴ Na ² + SO ⁴ H ² sol. +17,0	{	C ² Na ² O ⁴ + C ² H ² O ⁴ = 2 C ² HNaO ⁴ . ..	+ 3,8
	Acide et sels dissous.....	ou 8,5 × 2		Tout dissous.....	- 0,7
{	SO ⁴ Am ² + SO ⁴ H ² sol.....	.. +15,6	{	C ² KHO ⁴ + C ² H ² O ⁴ . ..	+ 3,8
	Acide et sels dissous.....	ou 7,8 × 2			
	SO ⁴ Mg + SO ⁴ H. Ac. et sels diss..	.. - 0,8	FONCTIONS MIXTES. — CARBONATES.		
	SQ ⁴ Mn + SO ⁴ H ² . Ac. et sels diss..	.. - 0,9	{	CO ³ K ² diss. + CO ² diss. + H ² O	.. + 1,8
	SO ⁴ Fe + SO ⁴ H ² . Ac. et sels diss..	.. - 0,9		= 2 CO ³ KH diss.....	
	3 SO ³ .Fe ² O ³ + 3 SO ⁴ H ² . Acide et	.. + 2,8	{	CO ³ Na ² diss. + CO ² diss. + H ² O	.. + 1,7
	sels dissous.....			= 2 CO ³ NaH diss.....	
	SO ⁴ Co + SO ⁴ H ² . Ac. et sels diss..	.. - 0,8	GLYCOLATES.		
	SO ⁴ Ni + SO ⁴ H ² . Ac. et sels diss..	.. - 0,8	{	C ² H ⁴ O ³ sol. + C ² H ³ NaO ³ sol. + 2,9
	SO ⁴ Cu + SO ⁴ H ² . Ac. et sels diss..	.. - 0,8		C ² H ⁴ O ³ sol. + C ² H ³ AmO ³ sol.....	

Sels doubles (1).

CHLORURES ET ANALOGUES.		CHLORURES ET ANALOGUES (suite).	
Ca Cl ² + 2 K Cl.....	+ 2,5	Ag Br + K Br { état initial : Ag Br.....	+ 2,6
{ Ba Cl ² + Ba Br ²	+ 4,0	{ état final.....	- 0,4
{ Ba Cl ² + 2 K Cl.....	+ 1,5	Ag I + K I... { état initial : Ag I.....	+ 3,8
{ Mg Cl ² + K Cl.....	+ 3,1	{ état final.....	- 1,8
{ Mg Cl ² + 4 K Cl.....	+ 4,1	Ag I + 3 K I... { état initial : Ag I.....	+ 4,7
Pb I ² + 2 KI.....	+ 0,9	{ état final.....	- 0,9
3 Pb I ² + 4 KI.....	- 1,0	{ Ag Cy + K Cy sol.....	+ 11,9
		+ K Cy diss.....	+ 6,5
Sur les acides ferro et ferri-cyanhydriques, leurs sels et analogues, voir t. II, p. 294, 296.		Sur l'acide argentocyanhydrique et ses sels, voir t. II, p. 374.	
{ Sn Cl ⁴ liq. + 2 K Cl = Sn Cl ⁴ . 2 K Cl.....	+ 22,65	Pt Cl ⁴ + 2 K Cl.....	+ 30,2
{ Tout dissous.....	+ 19,25	+ 2 Na Cl.....	+ 14,1
{ Hg Cl ² + 2 K Cl.....	+ 3,8	+ 2 Ag Cl.....	+ 7,7
{ Tout dissous.....	+ 0,8	Pt Br ⁴ + 2 K Br.....	+ 16,4
{ Hg Cl ² + K Cl.....	+ 2,4	+ 2 Na Br.....	+ 5,6
{ Tout dissous.....	+ 0,4	+ 2 Ag Br.....	+ 10,4
Hg Cl ² + 4 K Cl.....	+ 1,2	Pd Br ² + 2 K Br.....	- 4,0
3 Hg Cl ² + 4 K Cl.....	+ 8,6		
Hg Br ² + K Br.....	- 1,0	Sur les acides platinochlorhydrique et analogues, voir t. II, p. 385.	
{ Hg Br ² diss. + 4 K Br diss. = seldiss.....	+ 4,0	SULFATES.	
{ " + 8 K Br diss.....	+ 5,6	SO ³ Na ² + SO ³ Sr.....	+ 1,3 à 1,1
{ Hg I ² sol. + 6 KI diss.....	+ 5,6	SO ³ K ² + SO ³ Mg.....	+ 8,8
{ Hg I ² + KI.....	+ 2,1	SO ³ Na ² + SO ³ Mg.....	+ 4,3
{ Hg Cy ² + 2 K Cy.....	+ 17,6	SO ³ K ² + SO ³ Mn.....	+ 0,8
{ Tous corps dissous.....	+ 12,4	SO ³ Na ² + SO ³ Mn.....	+ 1,2
{ Hg Cl ² + Hg Cy ²	0,0	SO ³ K ² + SO ³ Cu.....	+ 0,7
{ Tout dissous.....	+ 0,4	3 SO ³ . Fe ² O ³ diss. + 3 SO ³ Na ² diss.....	- 3,7
{ Hg Cy ² + K Cl.....	+ 1,6	" + 3 SO ³ K ² diss.....	- 3,7
{ Tout dissous.....	+ 0,2		
{ Hg Cy ² + K Br.....	+ 3,9	HYPOSULFITES.	
{ Tout dissous.....	+ 0,5	2 S ² O ³ Na ² + S ² O ³ Pb.....	+ 10,6
{ Hg Cy ² + KI.....	+ 6,5		
{ Tout dissous.....	+ 2,7		
Sur les acides mercuro-cyanhydrique, mercuro-iodhydrique, voir t. II, p. 355, 358, 362.			

(1) Sels doubles préparés par fusion (B. et Rosv., *A.* [5], XXIX, 265).

FORMATION DES SELS.



FORMULE DU COMPOSÉ.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.				REMARQUES.
		Acide dissous.		Corps non dissous.		
		Base dissoute ou hydratée composé		Base et sel solides; acide et eau		
		dissous. N = neutralisation.	solide.	gazeux.	liquides.	
SELS NON OXYGÉNÉS.						
K Cl.	H Cl + KOH.	+13,7	+18,1	+ 37,3	.. "	
K Br.	H Br + KOH.	+13,7	+18,9	+ 40,7	.. "	
K I.	HI + KOH.	+13,7	+18,9	+ 40,3	.. "	
K F.	HF + KOH.	+16,1	+12,4	+ 26,1	+29,6	
K F. HF.	HF + KF.	..	-0,3	+ 17,5	.. "	
Si F ⁴ . 2 K F.	Si F ⁴ + 2 K F.	.. "	.. "	+ 52,8	.. "	
	Si F ⁴ . 2 HF + 2 KOH.	.. "	insol.	+44,0	.. "	
K Cy.	H Cy + KOH.	+2,95	+ 5,9	+ 13,8	+18,8	
K ² S.	H ² S + 2 KOH.	+ 7,7	- 2,3	+ 6,0	.. "	L'hydrate solide est stable à froid.
	H ² S + KOH.	+ 7,7	+ 6,9	+ 13,4	.. "	
K H S.	H ² S + K ² S.	..	+7,7	+ 6,1	.. "	Les hydrates sont stables à froid.
K ² Se.	H ² Se + 2 KOH.	+ 7,5	- 1,0	+ 10,9	.. "	
	H ² Se + KOH.	+ 7,2	.. "	.. "	.. "	
	H ² Se + K ² Se.	+ 7,0	.. "	.. "	.. "	
Na Cl.	H Cl + Na OH.	+13,7	+15,3	+ 31,5	.. "	
Na F.	HF + Na OH.	+13,7	+15,9	+17,6	+21,1	
Na F. HF.	HF + Na F.	..	- 0,3	+ 5,9	+17,1	.. "
	Si F ⁴ + 2 Na F.	.. "	.. "	+35,4	.. "	
Si F ⁴ . 2 Na F.	Si F ⁴ . 2 HF + 2 Na OH.	.. "	insol.	+35,4	.. "	
Na Cy.	H Cy + Na OH.	+ 2,9	+ 3,4	+ 8,6	+13,6	
Na ² S.	H ² S + 2 Na OH.	+ 7,8	- 7,2	- 4,3	.. "	Les hydrates sont stables à froid.
	H ² S + Na OH.	+ 7,7	+ 3,3	+ 7,1	.. "	
Na H S.	H ² S + Na ² S.	..	+ 7,6	- 1,2	.. "	
Na ² Se.	H ² Se + 2 Na OH.	+ 7,6	-11,0	- 3,5	.. "	Id.
	H ² Se + Na OH.	+ 7,4	.. "	.. "	.. "	
Na H Se.	H ² Se + Na ² Se.	..	+ 7,2	.. "	.. "	
Li Cl.	H Cl + Li OH.	+13,85	+ 5,4	+17,9	.. "	Id.
Li Br.	H Br + Li OH.	+13,8*	+ 2,5	+17,6	.. "	Id.
Li I.	HI + Li OH.	+13,8*	- 0,9	+13,6	.. "	
Li F.	HF + Li OH.	+16,4	.. "	.. "	.. "	Id.
	Si F ⁴ + 2 Li F.	.. "	.. "	+25,2	.. "	
Si F ⁴ . 2 Li F.	Si F ⁴ . 2 HF + 2 Li OH.	..	+ 28,6 ou 14,3×2	+26,6	.. "	
Li ² S.	H ² S + 2 Li OH.	+ 7,7*	.. "	.. "	.. "	Les hydrates sont stables à froid.
Li ² Se.	H ² Se + 2 Li OH.	+ 7,6	.. "	- 3,6	.. "	
Am Cl.	H Cl + Az H ³ .	+12,45	+16,5	.. "	.. "	
Am Br.	H Br + Az H ³ .	+12,4	+16,8	.. "	.. "	
Am I.	HI + Az H ³ .	+12,4	+16,0	.. "	.. "	
Am F.	HF + Az H ³ .	+15,2	+16,7	.. "	.. "	
Si F ⁴ . 2 Am F.	Si F ⁴ . 2 HF + 2 Az H ³ .	..	+ 27,2 ou 13,6×2	+35,6	.. "	
Am Cy.	H Cy + Az H ³ .	+ 1,3	+ 5,7	.. "	.. "	
Am ² S.	H ² S + 2 Az H ³ .	+ 6,2	.. "	.. "	.. "	
Am H S.	H ² S + Az H ³ .	+ 6,2	+ 9,4	.. "	.. "	
Am ² Se.	H ² Se + 2 Az H ³ .	+ 6,8	.. "	.. "	.. "	
Am H Se.	H ² Se + Az H ³ .	+ 6,8	+12,6	.. "	.. "	

FORMULE DU COMPOSÉ.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.				REMARQUES.	
		Acide dissous.		Corps non dissous.			
		Base dissoute ou hydratée ; composé		Base et sel solides ; acide et eau			
		dissous. N = neutralisation.	solide.	gazeux.	liquides.		
SELS NON OXYGÉNÉS (suite).							
Ca Cl ²	2 H Cl + Ca O. H ² O	+28,0	+10,5	+26,9 "	Les hydrates sont stables à froid. Id.	
Ca Br ²	2 H Br + Ca O. H ² O	+28,0*	+ 3,5	+25,1 "		
Ca I ²	2 HI + Ca O. H ² O	+28,0*	+ 0,3	+21,1 "		
Ca F ²	2 HF + Ca O. H ² O	" précé.	+37,2	+42,4 "		
Ca Cy ²	2 H Cy + Ca O. H ² O	+ 6,4	"	" "		
Ca S.....	H ² S + Ca O. H ² O	+ 7,8	+ 1,5	-12,2 "		
Ca Se.....	H ² Se + Ca O. H ² O	"	"	-28,2 "		
Sr Cl ²	2 H Cl + Sr O. H ² O	+27,6	+16,5	+40,0 "		Id. Id. Id.
Sr Br ²	2 H Br + Sr O. H ² O	+27,6*	+11,5	+40,2 "		
Sr I ²	2 HI + Sr O. H ² O	+27,6*	"	" "		
Sr F ²	2 HF + Sr O. H ² O	" précé.	+35,8	+48,1	+55,1		
Sr Cy ²	2 H Cy + Sr O. H ² O	+ 6,3	"	" "		
Sr S.....	H ² S + Sr O. H ² O	+ 7,8	"	- 6,2 "		
Sr Se.....	H ² Se + Sr O. H ² O	"	"	-27,4 "		
Ba F ²	2 HF + Ba O. H ² O	+32,3	+ 34,1	+46,7	+53,7		
Ba Cy ²	2 H Cy + Ba O. H ² O	+ 6,3	"	+ 5,6	+15,6		
Ba S.....	H ² S + Ba O. H ² O	+ 7,8	+ 0,5	- 5,9 "		
Ba S. H ² S.....	2 H ² S + Ba O. H ² O	+15,7	"	" "		
Ba Se.....	Ba S + H ² S.....	+ 7,8	"	" "		
Ba Se.....	H ² Se + Ba O. H ² O	"	"	-28,2 "		
Mg Cl ²	2 H Cl + Mg O hydr.....	+27,4	- 8,1	+ 5,3 "	On admet dans les calculs Mg O hydr. = Mg O. H ² O. Les réactions des corps anhydres, c'est-à-dire calculées avec Mg O anhydre, dégagent +16,1 en plus.	
Mg Cl ²	2 H Cl + Mg O anh.....	+32,8	- 2,7	+21,4 "		
Mg Br ²	2 H Br + Mg O hydr.....	+27,4	+ 15,9	+ 1,7 "		
Mg I ²	2 HI + Mg O hydr.....	+27,4	- 22,4	- 4,6 "		
Mg F ²	2 HF + Mg O hydr.....	" précé.	+ 30,3	+32,5	+39,5		
Mg S.....	H ² S + Mg O hydr.....	" sol..	- 10,4	-27,0 "		
Mg S. H ² S.....	2 H ² S + Mg O hydr.....	+15,7	"	" "		
Al ² Cl ⁶	6 H Cl + Al ² O ³ hydr.....	+53,8 ou 9,0×6	- 98,2	-51,6 "	Les hydrates des chlorure, bromure, iodure, sont stables à froid.	
Al ² Br ⁶	6 H Br + Al ² O ³ hydr.....	+53,8	-116,8	-62,4 "		
Al ² I ⁶	6 HI + Al ² O ³ hydr.....	+53,8	-124,6	-60,0 "		
Mn Cl ²	2 H Cl + Mn O hydr.....	+23,7	+ 7,7	+21,1 "	On admet dans ce calcul Mn O hydr. = Mn O. H ² O. Les hydrates des chlorure, bromure, iodure, sont stables à froid.	
Mn Br ²	2 H Br + Mn O hydr.....	+23,7*	"	" "		
Mn I ²	2 HI + Mn O hydr.....	+23,7*	"	" "		
Mn F ²	2 HF + Mn O hydr.....	+28,8	"	" "		
Mn S.....	H ² S + Mn O hydr.....	" précé.	+ 10,1	" "		
Mn Se.....	H ² Se + Mn O hydr.....	" précé.	+ 12,1	" "		
Cr ² Cl ⁶	6 H Cl + Cr ² O ³ hydr. (α)	+41,4 bleu	- 30,4	+ 1,6 "		
	4 H Cl + Cr ² O ³ hydr. (α)	+25,0	"	" "		
	4 H Cl + Cr ² O ³ hydr. (γ)	+20,0	"	" "		
	4 H Cl + Cr ² O ³ hydr. (β)	+28,2	"	" "		
Cr ² F ⁶	6 HF + Cr ² O ³ (état ?)	+50,3	"	" "		

FORMULE DU COMPOSÉ.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.				REMARQUES.	
		Acide dissous.		Corps non dissous.			
		Base dissoute ou hydratée ; composé		Base et sel solides ; acide et eau			
		dissous. N=neutralisation.	solide.	gazeux.	liquides.		
SELS NON OXYGÉNÉS (suite).							
FeCl ²	2 HCl + FeO hydr.....	+21,4	+ 3,5	+16,9	..	On admet dans ce calcul FeO hydraté = FeO.H ² O.	
Fe ² Cl ⁶	6 HCl + Fe ² O ³ hydr.....	+33,2	— 30,2	+10,3	..	Varie avec la concentration.	
Fe ² Br ²	2 HBr + FeO hydr.....	+21,4*	Les hydrates des chlorures, bromures, iodures de fer, sont stables à froid.	
Fe ² Br ⁶	6 HBr + Fe ² O ³ hydr.....	+33,2*		
FeI ²	2 HI + Fe ² O hydr.....	+21,4*		
Fe ² I ⁶	6 HI + Fe ² O ³ hydr.....	+33,2*		
FeF ²	2 HF + FeO hydr.....	+26,6		
Fe ² F ⁶	6 HF + Fe ² O ³ hydr.....	+47,2		
FeS.....	H ² S + FeO hydr.....	.. préc.	+14,6	— 2,0	..		
FeSe.....	H ² Se + FeO hydr.....	.. préc.	+31,1	+19,0	..		
CoCl ²	2 HCl + CoO hydr.....	+21,1	+ 2,8	+16,2	..		On admet CoO.H ² O pour l'oxyde hydraté.
CoBr ²	2 HBr + CoO hydr.....	+21,1*		Les hydrates des chlorures, bromures, iodures de Co, Ni, Zn, sont stables à
CoI ²	2 HI + CoO hydr.....	+21,1*		
CoF ²	2 HF + CoO hydr.....	+26,6		
NiCl ²	2 HCl + NiO hydr.....	+22,6	+ 3,4	+16,8	..	On admet NiO.H ² O pour l'oxyde hydraté.	
NiBr ²	2 HBr + NiO hydr.....	+22,6*	Hypothèse semblable. Calculées pour ZnO anhydre; les réac- tions des corps non dissous dégagent +9,4 en plus.	
NiI ²	2 HI + NiO hydr.....	+22,6*		
NiF ²	2 HF + NiO hydr.....	+27,7		
NiS.....	H ² S + NiO hydr.....	.. préc.	+17,5	+ 0,9	..		
NiSe.....	H ² Se + NiO hydr.....	.. préc.	+38,0	+25,9?	..		
ZnCl ²	2 HCl + ZnO hydr.....	+19,7	+ 4,1	+17,5	..		
ZnBr ²	2 HBr + ZnO hydr.....	+19,7	+ 4,7	+22,1	..		
ZnI ²	2 HI + ZnO hydr.....	+19,7	+ 8,4	+26,2	..		
ZnF ²	2 HF + ZnO hydr.....	+24,9		
ZnCy ²	2 H Cy + ZnO hydr.....	.. préc.	+16,3	+ 7,1	+17,1		
ZnS.....	H ² S + ZnO hydr.....	.. préc.	+19,2	+ 2,6	..		
ZnSe.....	H ² Se + ZnO hydr.....	.. préc.	+31,4	+19,3	..		
CdCl ²	2 HCl + CdO hydr.....	+20,3	+17,0	+30,4	..	On admet CdO.H ² O dans les calculs.	
CdBr ²	2 HBr + CdO hydr.....	+21,6	+21,2	+9,83	..	On suppose CuO anhydre préparé à basse température. Le calcul étant fait sans H ² O, il faut ajouter +10,7 aux nombres ci- contre. Avec CuO calciné, il se dégagerait +2,0 en moins. Les hydrates de CuCl ² , CuBr ² , sont stables.	
CdI ²	2 HI + CdO hydr.....	+24,2	+25,2	+43,0	..		
CdF ²	2 HF + CdO hydr.....	+25,6		
CdCy ²	2 H Cy + CdO hydr.....	.. préc.	+15,2	+ 6,0	+16,0		
CdS.....	H ² S + CdO hydr.....	.. préc.	+27,6	+11,0	..		
CdSe.....	H ² Se + CdO hydr.....	.. préc.	+42,0	+29,9	..		
CuCl ²	2 HCl + CuO + H ² O.....	+15,0	+ 3,9	+17,3	..		
CuCl.....	$\frac{1}{2}$ (2 HCl + Cu ² O + H ² O).....	.. préc.	+ $\frac{1}{2}$ (17,2)	+10,6	..		
CuBr ²	2 HBr + CuO + H ² O.....	+15,0	+ 6,8	+25,2	..		
CuI.....	$\frac{1}{2}$ (2 HI + CuO + H ² O).....	+ $\frac{1}{2}$ (32,8) préc.	..	+20,6	..		
CuF ²	2 HF + CuO + H ² O.....	+20,3		
CuS.....	H ² S + CuO + H ² O.....	.. préc.	+31,9	+15,8	..		
CuSe.....	H ² Se + CuO + H ² O.....	.. préc.	+64,4	+52,3	..		

Formation des sels (suite) : $\left\{ \begin{array}{l} \text{Acide} + \text{base} = \text{sel} + \text{eau} \\ \text{HR} + \text{R}'\text{OH} = \text{RR}' + \text{H}^2\text{O} \end{array} \right.$

FORMULE DU COMPOSÉ.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.				REMARQUES.
		Acide dissous.		Corps non dissous.		
		Base dissoute ou hydratée ; composé		Base et sel solides ; acide et eau		
		dissous. N = neutralisation.	solide.	gazeux.	liquides.	
SELS NON OXYGÉNÉS (suite).						
Pb Cl ²	2 H Cl + Pb O + H ² O...	+17,3	+23,3	+36,7 "	Si l'on admet PbO anhydre, sans y ajouter H ² O, tous les chiffres devront être accrus de +10,7.
Pb Br ²	2 H Br + Pb O + H ² O ..	-17,3	+27,3	+45,9 "	
Pb I ²	2 H I + Pb O + H ² O.....	" préc.	+31,6	+49,4 "	
Pb F ²	2 H F + Pb O + H ² O.....	" préc.	+25,2	+27,4 "	
Pb S.....	H ² S + Pb O + H ² O.....	" préc.	+20,3	+ 3,7 "	
Pb Se.....	H ² Se + Pb O + H ² O.....	" préc.	+48,3	+36,2 "	
Tl Cl.....	H Cl + Tl O H.....	+13,7	+23,9	+27,5 "	Si l'on fait le calcul avec HgO anhydre seul, sans ajouter H ² O, les chiffres seront accrus de +10,7.
Tl Br.....	H Br + Tl O H.....	" préc.	+27,5	+34,0 "	
Tl I.....	H I + Tl O H.....	" préc.	+31,7	+37,5 "	
Tl F.....	H F + Tl O H.....	+16,4 " " "	
Tl ² S.....	H ² S + 2 Tl O H.....	" préc.	+ $\frac{1}{2}$ (41,4)	+18,8 "	
Tl ² Se.....	H ² Se + 2 Tl O H.....	" préc.	+ $\frac{1}{2}$ (58,5)	+40,4 "	
Hg Cl ²	2 H Cl + Hg O + H ² O ..	+19,0	+22,0	+35,1 "	
Hg Br ²	2 H Br + Hg O + H ² O ..	+27,4	+30,8	+19,1 "	
Hg I ²	2 H I + Hg O + H ² O.....	Insol. rouge "	+64,3 "	
Hg Se.....	H ² Se + Hg O + H ² O..... "	+69,6	+67,5 "	
Ag Cl.....	$\frac{1}{2}$ (2 H Cl + Ag ² O + H ² O)	" insol.	$\frac{1}{2}$ (41,2)	$\frac{1}{2}$ 54,6 "	Si l'on fait le calcul avec Ag ² O anhydre, sans ajouter H ² O, les chiffres seront accrus de +10,7.
Ag Br.....	$\frac{1}{2}$ (2 H Br + Ag ² O + H ² O)	" insol.	$\frac{1}{2}$ (44,8 à 51,6)	$\frac{1}{2}$ (63,4 à 70,2) "	
Ag I.....	$\frac{1}{2}$ (2 H I + Ag ² O + H ² O)	" insol.	$\frac{1}{2}$ (52,8 à 64,0)	$\frac{1}{2}$ (70,6 à 81,8) "	
Ag F.....	$\frac{1}{2}$ (2 H F + Ag ² O + H ² O)	$\frac{1}{2}$ (14,6)	+ 3,9	$\frac{1}{2}$ (13,4)	+ $\frac{1}{2}$ (20,4)	
Ag Cy.....	$\frac{1}{2}$ (2 H Cy + Ag ² O + H ² O)	$\frac{1}{2}$ (42,8)	préc.	$\frac{1}{2}$ 33,6	+ $\frac{1}{2}$ (43,6)	
Ag ² S.....	H ² S + Ag ² O + H ² O.....	+55,8	préc. "	+39,2	
Ag ² Se.....	H ² Se + Ag ² O + H ² O ..	+79,8	préc. "	+67,7	
Au Cl ³ . H Cl.....	Au Cl ³ diss. + H Cl diss. ..	+ 4,6 " " "	
	$\frac{1}{2}$ (Au ² O ³ + 6 H Cl diss.) ..	+36,9 " " "	
	$\frac{1}{2}$ (Au ² O ³ + 8 H Cl diss.) ..	+46,0 " " "	
Au Br ³ . H Cl.....	Au Br ³ diss. + H Br diss. ..	+ 7,7 " " "	
	$\frac{1}{2}$ (Au ² O ³ + 6 H Br diss.) ..	+58,2 " " "	
	$\frac{1}{2}$ (Au ² O ³ + 8 H Br diss.) ..	+73,6 " " "	
Pt Cl ⁴ . 2 H Cl.....	Pt Cl ⁴ diss. + 2 H Cl diss. ..	+ 5,2 " " "	
Pt Cl ⁴ . 2 Na Cl.....	Pt Cl ⁴ . 2 H Cl + 2 Na OH d. ..	+27,2 " " "	
Pt Br ⁴ . 2 H Br.....	Pt Br ⁴ diss. + 2 H Br diss. ..	+ 8,4 " " "	
Pd Cl ²	2 H Cl + Pd O hydr.....	" préc.	+ 9,9	+23,3 "	Calculé en supposant PdO.H ² O.
Pd Cl ² . 2 H Cl.....	Pd Cl ² + 2 H Cl.....	+ 4,5 " " "	
Pd Cl ² . 2 Na Cl.....	Pd Cl ² . 2 H Cl + 2 Na OH d. ..	+27,2 " " "	
Pd Cl ² . 2 H Cl.....	Pd O ² + 6 H Cl diss.....	+22,0 " " "	
Pd Br ²	2 H Br + Pd O hydr.....	" préc.	+15,7	+34,3 "	
Pd I ²	2 H I + Pd O hydr.....	" préc.	+36,9	+54,7 "	
Pd Cy ²	2 H Cy + Pd O hydr.....	" préc.	+44,2	+35,0	+45,0	

Formation des oxyels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.			
		Composé		Corps non dissous, base et sel solide.	
		dissous. Acide dissous, base dissoute ou hydraté: N.	solide.	Acide et eau liquides.	Tous corps solides: S.
<i>Chlorates.</i>					
$\text{ClO}^3\text{K} \dots$	$\text{ClO}^3\text{H} + \text{KOH} \dots$	+13,7 ..	+23,7	... " "
$\text{ClO}^3\text{Na} \dots$	$\text{ClO}^3\text{H} + \text{NaOH} \dots$	+13,7 ..	+19,3	... " "
$\text{Cl}^2\text{O}^6\text{Ba} \dots$	$2\text{ClO}^3\text{H} + \text{BaO}, \text{H}^2\text{O} \dots$	+28,0 .. +14,0×2	+34,7	... " "
$\text{Cl}^2\text{O}^6\text{Cu} \dots$	$2\text{ClO}^3\text{H} + \text{CuO} + \text{H}^2\text{O} \dots$	+15,0 .. + 8,0×2	"	... " "
<i>Hypochlorites.</i>					
$\text{ClO}^1\text{K} \dots$	$\text{ClOH} + \text{KOH} \dots$	+ 9,6 ..	"	... " "
$\text{ClO}^1\text{Na} \dots$	$\text{ClOH} + \text{NaOH} \dots$	+ 9,6 ..	"	... " "
$\text{Cl}^2\text{O}^4\text{Ba} \dots$	$2\text{ClOH} + \text{BaO}, \text{H}^2\text{O} \dots$	+19,4* .. + 9,7×2	"	... " "
<i>Perchlorates.</i>					
$\text{ClO}^4\text{K} \dots$	$\text{ClO}^4\text{H} + \text{KOH} \dots$	+14,2 ..	+26,3	+59,1 "
$\text{ClO}^4\text{Na} \dots$	$\text{ClO}^4\text{H} + \text{NaOH} \dots$	+14,2 ..	+17,7	+49,9 "
$\text{Cl}^2\text{O}^8\text{Ba} \dots$	$2\text{ClO}^4\text{H} + \text{BaO}, \text{H}^2\text{O} \dots$	+28,9 .. +14,4×2	+30,7	+86,5 .. +43,2×2	... "
<i>Bromate.</i>					
$\text{BrO}^3\text{K} \dots$	$\text{BrO}^3\text{H} + \text{KOH} \dots$	+13,8 ..	+23,6	... " "
<i>Hypobromite.</i>					
$\text{BrO}^1\text{K} \dots$	$\text{BrOH} + \text{KOH} \dots$	+ 9,6* ..	"	... " "
<i>Iodate.</i>					
$\text{IO}^3\text{K} \dots$	$\text{IO}^3\text{H} + \text{KOH} \dots$	+14,3 ..	+20,3	... " ..	+31,4
<i>Periodate.</i>					
$\text{IO}^5\text{K} \dots$	$\text{IO}^5\text{H} + \text{KOH} \dots$	+ 5,1 ..	"	... " "
"	$\text{IO}^5\text{H} + 1\frac{1}{2}\text{KOH} \dots$	+16,5 ..	"	... " "
"	$\text{IO}^5\text{H} + 2\text{KOH} \dots$	+26,6 ..	"	... " "
"	$\text{IO}^5\text{H} + 3\text{KOH} \dots$	+29,7 ..	"	... " "
"	$\text{IO}^5\text{H} + 5\text{KOH} \dots$	+32,0 ..	"	... " "

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.				REMARQUES.
		Composé		Corps non dissous.		
		dissous. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N.	solide.	Acide et eau liquides.	Tous corps solides : S.	
SULFATES.						
SO ⁴ K ²	SO ⁴ H ² + 2 KOH.....	+ 31,4 + 15,7×2	+38,0	+80,8	+82,5	
SO ⁴ KH.....	SO ⁴ H ² + KOH.....	+ 14,7	+17,9	+48,3	+48,7	
SO ⁴ Na ²	SO ⁴ H ² + 2 NaOH.....	+ 31,4 + 15,7×2	+31,0	+68,5	+70,2	
SO ⁴ NaH.....	SO ⁴ H ² + NaOH.....	+ 14,7	+15,5	+43,2	+43,6	
SO ⁴ Li ²	SO ⁴ H ² + 2 LiOH.....	+ 31,3 + 15,6×2	+25,3	+54,8	+56,5	
SO ⁴ Am ²	SO ⁴ H ² + 2 Az H ²	+ 39,0 + 14,5×2	+31,4	+60,9 (1)	+66,0 (1)	(1) Az H ² gaz. Il n'y a pas d'eau saline.
SO ⁴ Am ² H.....	SO ⁴ H ² + Az H ³	+ 13,6	+13,6	+40,3 (1)	+39,4 (1)	
SO ⁴ Ca.....	SO ⁴ H ² + CaO. H ² O.....	+ 31,1 (2)	+26,7	+47,6	+49,3	(2) Il reste un hydrate, stable à froid.
SO ⁴ Sr.....	SO ⁴ H ² + SrO. H ² O..... // préc.	+30,7	+58,7	+60,4	
SO ⁴ Ba.....	SO ⁴ H ² + BaO. H ² O..... // préc.	+36,8	+65,0	+66,7	
SO ⁴ Mg.....	SO ⁴ H ² + MgO. H ² O*.....	+ 30,2 (2)	+10,2	+28,1	+32,4	
SO ⁴ Mn.....	SO ⁴ H ² + MnO. H ² O*.....	+ 27,2 (2)	+13,2	+31,1	+32,8	

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.				REMARQUES.
		Composé		Corps non dissous.		
		dissous.	solide.	Acide et eau liquides.	Tous corps solides : S.	
		Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : X.				
SULFATES.						
$3\text{SO}^1\text{Cr}^2\text{O}^3$	$3\text{SO}^1\text{H}^2 + \text{Cr}^2\text{O}^3 \cdot 3\text{H}^2\text{O} [\alpha]$ (1)	+ 49,2	"	"	"	(1) $2\text{SO}^1\text{H}^2$ diss. + Cr^2O^3 hyd. [β] dégage +35,0 : Limite de réaction. $2\text{SO}^1\text{H}^2$ dissous + Cr^2O^3 hyd. [γ] dégage +25,0 : Limite de réaction.
SO^1Fe	$\text{SO}^1\text{H}^2 + \text{FeO} \cdot \text{H}^2\text{O}^*$	+ 24,9 (2)	"	"	"	
$3\text{SO}^1\text{Fe}^2\text{O}^3$	$3\text{SO}^1\text{H}^2 + \text{Fe}^2\text{O}^3 \cdot 3\text{H}^2\text{O}^*$	+ 34,1 (2)	"	"	"	
SO^1Co	$\text{SO}^1\text{H}^2 + \text{CoO} \cdot \text{H}^2\text{O}^*$	+ 24,7 (2)	"	"	"	
SO^1Ni	$\text{SO}^1\text{H}^2 + \text{NiO} \cdot \text{H}^2\text{O}^*$	+ 26,1 (2)	"	"	"	
SO^1Zn	$\text{SO}^1\text{H}^2 + \text{ZnO} \cdot \text{H}^2\text{O}^*$	+ 22,3 (2)	+ 3,9	+ 21,8	+ 23,5	
SO^1Cd	$\text{SO}^1\text{H}^2 + \text{CdO} \cdot \text{H}^2\text{O}^*$	+ 24,2 (2)	+ 13,5	+ 31,4	+ 32,1	
SO^1Cu	$\text{SO}^1\text{H}^2 + \text{CuO} \cdot \text{H}^2\text{O}$	+ 18,7 (2)	+ 2,9	+ 20,8	+ 22,5	
$3\text{SO}^1\text{AlPO}^4$	$3\text{SO}^1\text{H}^2 + \text{AlPO}^4 \cdot 3\text{H}^2\text{O}^*$	+ 63,4 (2)	"	"	"	
SO^1Pb	$\text{SO}^1\text{H}^2 + \text{PbO} + \text{H}^2\text{O}$	" préc.	+ 23,8	+ 11,7	+ 13,4	
SO^1TiF	$\text{SO}^1\text{H}^2 + 2\text{TiOH}$	+ 31,1	+ 39,4	+ 57,3	+ 59,0	
SO^1Hg	$\text{SO}^1\text{H}^2 + \text{HgO} + \text{H}^2\text{O}$	"	+ 2,6	+ 20,5	+ 23,3	
SO^1Hg^2	$\text{SO}^1\text{H}^2 + \text{Hg}^2\text{O} + \text{H}^2\text{O}$	"	+ 7,7	+ 27,6	+ 30,0	
SO^1Ag^2	$\text{SO}^1\text{H}^2 + \text{Ag}^2\text{O} + \text{H}^2\text{O}$	+ 14,5	+ 19,0	+ 33,9	+ 38,6	

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
		Composé	
		dissous. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N.	solide.
<i>Hyposulfates.</i>			
S ² O ³ K ²	S ² O ³ H ² + 2 KOH.....	+27,1 +13,6×2	+40,1
S ² O ³ Na ²	S ² O ³ H ² + 2 NaO.....	+27,1 +13,6×2	+32,5
S ² O ³ Mn.....	S ² O ³ H ² + MnO hydr.....	+22,8	"
S ² O ³ Mg.....	S ² O ³ H ² + MgO hydr.....	+27,5	"
<i>Persulfates</i>			
S ² O ⁸ K ²	S ² O ⁸ H ² + 2 KOH.....	+27,1 +13,7×2	+41,9
S ² O ⁸ Am ²	S ² O ⁸ H ² + 2 AzH ³	+24,8 +12,4×2	+34,5
S ² O ⁸ Ba.....	S ² O ⁸ H ² + BaO.H ² O.....	+27,6	"
<i>Sulfites.</i>			
{SO ³ K ²	{SO ² + 2 KOH.....	+31,8 +15,9×2	+30,4
{SO ³ KH.....	{SO ² + KOH.....	+16,6	"
{SO ³ Na ²	{SO ² + 2 NaOH.....	+30,3 +15,3×2	+30,1
{SO ³ NaH.....	{SO ² + NaOH.....	+16,6	"
SO ³ Am ²	SO ² + 2 AzH ³ + H ² O.....	+25,1 +12,7×2	+26,9
<i>Sélénites.</i>			
{SeO ³ Na ²	{SeO ² + 2 NaOH.....	+27,0 +13,5×2	"
{SeO ³ NaH.....	{SeO ² + NaOH.....	+14,7	"
<i>Séleniates.</i>			
{SeO ⁴ Na ²	{SeO ⁴ H ² + 2 NaOH.....	+30,4 +15,2×2	"
{SeO ⁴ NaH.....	{SeO ⁴ H ² + NaOH.....	+14,8	"

Formation des oxyels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.		REMAR- QUES.
		Composé		
		dissous. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée; N.	solide.	
<i>Asotites.</i>				
AzO ² K	$\frac{1}{2}$ (Az ² O ³ dissous) + KOH	+10,5	... " ...	
AzO ² Am	$\frac{1}{2}$ (Az ² O ³ diss. + H ² O) + AzH ³	+ 9,1	+ 13,9	
Az ² O ³ Ba	Az ² O ³ dissous + BaO.H ² O	+21,0 ou +10,5×2	+ 26,7	
AzO ² Ag	$\frac{1}{2}$ (Az ² O ³ diss. + Ag ² O + H ² O)	+ 3,25	+ 12,0	
<i>Hypozotites.</i>				
Az ² O ² K ²	Az ² O ² H ² + 2 KOH	+15,6 ou + 7,8×2	... " ...	
Az ² O ² Ag ²	Az ² O ² H ² + Ag ² O + H ² O	... " préé.	+ 23,2	
<i>Hypophosphites.</i>				
PO ² NaH ²	PO ² H ² + NaOH	+15,2	... " ...	
PO ² O ³ BaH ²	2PO ² H ² + BaO.H ² O	+30,9 ou +15,4×2	... " ...	
<i>Phosphites.</i>				
PO ³ Na ² H	PO ³ H ² + 2NaOH	+28,6 ou +14,3×2	+ 19,4	Tous corps solides; S. + 41,7
PO ³ NaH ²	PO ³ H ² + NaOH	+14,8	+ 14,1	+ 24,2
PO ³ PbH	PO ³ H ² + PbO + H ² O	... " ...	+ 17,1	+ 18,5
<i>Pyrophosphite.</i>				
P ² O ⁵ Na ² H ²	P ² O ⁵ H ² + 2NaOH	+28,6 ou +14,3×2	+ 28,9	

Formation des oxydes. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.					REMARQUES.
		Composé		Acide et eau		Tous corps solides : S.	
		dissous. Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N.	solide.	gazeux.	liquides.		
AZOTATES.							
AzO ³ K.....	AzO ³ H + KOH.....	+13,8	+21,9	+38,5	+41,6	+42,3	
AzO ³ Na.....	AzO ³ H + NaOH.....	+13,7	+18,5	+23,0	+35,2	+35,9	
AzO ³ Li.....	AzO ³ H + LiOH.....	+13,8	+13,5	+23,0	+26,5	+27,2	(¹) AzH ³ gaz.
AzO ³ Am.....	AzO ³ H + AzH ³ (¹).....	+12,6	+18,8	"	"	+34,2	
Az ² O ⁶ Cu.....	2 AzO ³ H + CaO. H ² O (¹).....	+27,8	+23,8	+34,2	+41,2	+42,6	(¹) Il existe un hydrate salin stable à froid.
Az ² O ⁶ Sr.....	2 AzO ³ H + SrO, H ² O (¹).....	+27,8	+32,9	+17,1×2	+20,6×2	+21,3×2	(¹) Idem.
Az ² O ⁶ Ba.....	2 AzO ³ H + BaO. H ² O.....	+27,8	+37,1	+50,4	+57,4	+59,0	
Az ² O ⁶ Mg.....	2 AzO ³ H + MgO. H ² O (¹).....	+27,5	"	+23,2×2	+28,7×2	+29,5×2	(¹) On suppose que les hydrates métalliques possèdent la formule normale.
Az ² O ⁶ Mn.....	2 AzO ³ H + MnO. H ² O.....	+23,0	"	+51,8	+61,8	+63,2	Les hydrates salins, depuis MgO jusqu'à CuO, sont stables à froid.
Az ² O ⁶ Fe.....	2 AzO ³ H + FeO. H ² O.....	+21,5	"	+27,4×2	+30,9×2	+31,6×2	
3 Az ² O ⁶ , Fe ² O ³	6 AzO ³ H + Fe ² O ³ . 3 H ² O.....	+35,4	"	"	"	"	
Az ² O ⁶ Co.....	2 AzO ³ H + CoO. H ² O.....	+21,1	"	"	"	"	
Az ² O ⁶ Ni.....	2 AzO ³ H + NiO. H ² O.....	+23,5	"	"	"	"	
Az ² O ⁶ Zn.....	2 AzO ³ H + ZnO. H ² O.....	+19,6	"	"	"	"	
Az ² O ⁶ Cd.....	2 AzO ³ H + CdO. H ² O.....	+20,6	"	"	"	"	
Az ² O ⁶ Cu.....	2 AzO ³ H + CuO(²) + H ² O.....	+15,0	"	"	"	"	(²) Oxyde anhydre ainsi que les suivants.
Az ² O ⁶ Pb.....	2 AzO ³ H + PbO + H ² O.....	+17,8	+26,0	+32,1	+39,1	+40,5	
AzO ³ Tl.....	AzO ³ H + TlOH.....	+18,9×2	+23,7	+16,0×2	+19,0×2	+28,4	
Az ² O ⁶ Hg.....	2 AzO ³ H + HgO + H ² O.....	"	+7,2(³)	"	"	"	(³) Le composé renferme H ² O de cristallisation.
AzO ³ Ag.....	2 (2 AzO ³ H + Ag ² O + H ² O) s.....	+10,4×2=5,2	+10,9	+11,0	+17,5	+18,2	

FORMATION DES SELS.

Formation des oxysets. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.				REMARQUES.
		Composé		Corps non dissous.		
		dissous. Acide dissous. Base dissoute ou hydratés : N.	solide.	Acide et eau liquides.	Tous corps solides.	
PHOSPHATES.						
PO ¹ K ³	PO ¹ H ³ + 3 KOH.....	+33,6*	"	"	"	
PO ¹ K ² H.....	PO ¹ H ³ + 2 KOH.....	+26,3*	"	"	"	
PO ¹ KH ²	PO ¹ H ³ + KOH.....	+14,7*	+19,5	+37,2	+35,0	
PO ¹ Na ³	PO ¹ H ³ + 3 NaOH.....	+33,6 ou 11,2×3	+16,2	+50,8	+52,2	
PO ¹ Na ² H.....	PO ¹ H ³ + 2 NaOH.....	+26,3 ou 13,1×2	+21,2	+46,3	+46,4	
PO ¹ NaH ²	PO ¹ H ³ + NaOH.....	+14,7	"	"	"	
	PO ¹ H ³ + 4 NaOH.....	+35,2	"	"	"	
PO ¹ Am ³	PO ¹ H ³ + 3 AzH ³	+33,2 ou 26,3 (*)	"	"	"	(¹) Décomposi- tion spontanée (v. t. II, p. 227).
PO ¹ Am ² H.....	PO ¹ H ³ + 2 AzH ³	+26,3 ou 22,6 (*)	"	"	"	
PO ¹ AmH ²	PO ¹ H ³ + AzH ³	+13,5	"	"	"	
P ² O ⁵ Ca ³	2 PO ¹ H ³ + 3 (CaO. H ² O).....	"	+58,4 à 64,8 (²)	+84,2	+87,0	(²) Passage de l'état colloïdal à l'état cristallisé.
P ² O ⁵ Ca ² H ²	2 PO ¹ H ³ + 2 (CaO. H ² O).....	"	+49,0 à 55,8 (²)	+72,2	+72,4	
P ² O ⁵ CaH ²	2 PO ¹ H ³ + (CaO. H ² O).....	"	"	"	"	
P ² O ⁵ Sr ³	2 PO ¹ H ³ + 3 (SrO. H ² O).....	"	+60,6	+100,7	+103,5	(³) Dans ce cal- cul, on suppose les sels anhydres : ob- servation qui s'ap- plique à tous les phosphates inso- lubles.
P ² O ⁵ Sr ² H ²	2 PO ¹ H ³ + 2 (SrO. H ² O).....	"	+50,6	+81,2	+81,4	
P ² O ⁵ SrH ²	2 PO ¹ H ³ + (SrO. H ² O).....	+30,1	"	"	"	
P ² O ⁵ Ba ³	2 PO ¹ H ³ + 3 (BaO. H ² O).....	"	+60,8 à 78,2	+102,1 à 119,5	+122,3	
P ² O ⁵ Ba ² H ²	2 PO ¹ H ³ + 2 (BaO. H ² O).....	"	+50,8	+81,8	+82,0	
P ² O ⁵ BaH ²	2 PO ¹ H ³ + (BaO. H ² O).....	+30,0	"	"	"	
P ² O ⁵ Mg ³	2 PO ¹ H ³ + 3 (MgO. H ² O).....	"	+57,8	+68,2	+71,0	
P ² O ⁵ Mg ² Am ²	2 PO ¹ H ³ + 2 (MgO. H ² O).....	"	+50,4 coll.	+82,2 (⁴)	+82,4	(⁴) AzH ³ gaz.
	+ 2 AzH ³	"	+54,2 crist.	"	"	
P ² O ⁵ Mn ³	2 PO ¹ H ³ + 3 (MnO. H ² O).....	"	+45,8 coll.	+56,2	+59,0	
	P ² O ⁵ H ⁴ + NaOH.....	+14,4	"	"	"	
Pyrophosphate.....	P ² O ⁵ H ⁴ + 2 NaOH.....	+28,6	"	"	"	
	P ² O ⁵ H ⁴ + 4 NaOH.....	+52,7	+40,9	"	"	
Métaphosphate.....	PO ³ H + NaOH.....	+14,5	"	"	"	

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	CORRESPONDANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.		
		Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N.		Corps non dissous. — Tous corps solides : S.
		Composé		
		dissous.	solide.	
ARSÉNIATES.				
AsO ¹ K ³	AsO ¹ H ³ + 3 KOH.....	+35,9*	"	"
AsO ¹ K ² H.....	AsO ¹ H ³ + 2 KOH.....	+27,6*	"	"
AsO ¹ K H ²	AsO ¹ H ³ + KOH.....	+15,0*	+19,9	+ 33,5
AsO ¹ Na ³	AsO ¹ H ³ + 3 NaOH.....	+35,9	"	"
AsO ¹ Na ² H.....	AsO ¹ H ³ + 2 NaOH.....	+27,6	"	"
AsO ¹ Na H ²	AsO ¹ H ³ + NaOH.....	+15,0	"	"
".....	AsO ¹ H ³ + 6 NaOH.....	+37,4	"	"
As ² O ⁶ Ca ³	2 AsO ¹ H ³ + 3 (CaO. H ² O).....	"	+59,0	+ 76,2
As ² O ⁶ Ca ² H ²	2 AsO ¹ H ³ + 2 (CaO. H ² O).....	"	+54,0	+ 65,4
As ² O ⁶ Ca H ¹	2 AsO ¹ H ³ + 1 (CaO. H ² O).....	+39,0	"	"
As ² O ⁶ Sr ³	2 AsO ¹ H ³ + 3 (SrO. H ² O).....	"	+60,8	+ 98,3
As ² O ⁶ Sr ² H ²	2 AsO ¹ H ³ + 2 (SrO. H ² O).....	"	+53,0	+ 78,6
As ² O ⁶ Sr H ¹	2 AsO ¹ H ³ + 1 (SrO. H ² O).....	+33,3	"	"
As ² O ⁶ Ba ³	2 AsO ¹ H ³ + 3 (BaO. H ² O).....	"	+86,5	+125,0
As ² O ⁶ Ba ² H ²	2 AsO ¹ H ³ + 2 (BaO. H ² O).....	"	+55,5	+ 81,2
As ² O ⁶ Ba H ¹	2 AsO ¹ H ³ + 1 (BaO. H ² O).....	+28,0	"	"
As ² O ⁶ Mg ²	2 AsO ¹ H ³ + 3 (MgO. H ² O).....	"	+56,7 crist.	+ 65,1
As ² O ⁶ Mg ² H ²	2 AsO ¹ H ³ + 2 (MgO. H ² O).....	+53,7	"	"
As ² O ⁶ Mg H ¹	2 AsO ¹ H ³ + 1 (MgO. H ² O).....	+29,7	"	"
As ² O ² Mg ² Am ²	2 AsO ¹ H ³ + 2 (MgO. H ² O) + 2 Az H ²	"	+73,3	+ 98,3 (Az H ² gaz.)
Arsénites.				
As ² O ³ Na ²	As ² O ³ + 2 NaOH.....	+13,8	"	"
".....	As ² O ³ + NaOH.....	+ 7,3	"	"
".....	As ² O ³ + 4 NaOH.....	+15,1	"	"
As ² O ³ Ba.....	As ² O ³ + BaO. H ² O.....	"	+14,0	"

Formation des oxyels. — Union des acides et des bases (*suite*).

FORMULES.	CORRESPONDANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.		
		Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N		Corps non dissous. — Tous corps solides : S
		Composé		
		dissous.	solide.	
ARSÉNIATES (<i>suite</i>).				
<i>Borates.</i>				
$\{ B^2O^3 NaH \dots$	$2 B^2O^3 + NaOH \dots$	$\dots + 11,75^{(1)}$	$\dots "$	$\dots "$
$\{ B^2O^3 Na^2 \dots$	$3 B^2O^3 + 2 NaOH \dots$	$\dots + 19,8^{(2)}$ ou $9,9 \times 2$	$\dots 9,6$	$\dots 62,5^{(3)}$
$\{ B^2O^3 AmH \dots$	$2 B^2O^3 + AzH^3 \dots$	$\dots + 9,4^{(1)}$	$\dots "$	$\dots "$
$\{ B^2O^3 Am^2 \dots$	$2 B^2O^3 + 2 AzH^3 \dots$	$\dots + 11,5$ ou $5,7 \times 2$	$\dots "$	$\dots "$
<p>(¹) En présence de 220 H²O. Liqueur six fois plus diluée : + 10,9. (²) En présence de 220 H²O. Liqueur six fois plus diluée : + 18,3. (³) B²O³ anhyd. (⁴) Varie de même de + 9,4 à + 7,3.</p>				

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.		REMARQUES.	
		Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N.			
		Composé			
		dissous.	solide.	Acide et eau gazeux, sel solide.	
CARBONATES.					
{ CO ² K ²	CO ² + 2 KOH.....	+20,2	+13,7	+34,6	Un hydrate stable.
{ CO ² KH.....	CO ² + KHO.....	+11,0	+16,3	+34,4	
{ CO ² Na ²	CO ² + 2 NaOH.....	+20,5	+14,9	+39,4	
{ CO ² NaH....	CO ² + NaHO.....	+11,1	+15,4	+30,8	
{ CO ² Am ²	CO ² + H ² O + 2 Az H ³ ..	+10,7 ⁽¹⁾	"	"	
{ CO ² Am H....	CO ² + H ² O + Az H ³	+9,1	+15,4	"	(¹) Varie avec la quantité d'eau.
CO ² Ca.....	CO ² + CaO. H ² O.....	"	+19,6 amorphe +21,0 crist. spath +21,3 arragonite	+18,9	
CO ² Sr.....	CO ² + SrO. H ² O.....	"	+19,0 amorphe +20,9 cristallisé	+25,9	
CO ² Ba.....	CO ² + BaO. H ² O.....	"	+22,2	+26,4	
CO ² Mg.....	CO ² + MgO. H ² O.....	"	+17,9 amorphe	+12,8	
CO ² Mn.....	CO ² + MnO. H ² O.....	"	+12,0 amorphe +13,6 cristallisé	+8,5	(²) Composé dissocié. Le degré de la combinaison varie.
CO ² Fe.....	CO ² + FeO. H ² O.....	"	+10,0	+4,9	
3CO ² .Fe ² O ³ (?)	3CO ² + Fe ² O ³ . 3H ² O (²)..	"	+7,2 à +12,0	-3,3	
CO ² Zn.....	CO ² + ZnO. H ² O.....	"	+11,1 amorphe	+5,9	(²) Instable. Se dissocie rapidement.
CO ² Cd.....	CO ² + CdO. H ² O.....	"	+13,7 id.	+8,6	
CO ² Cu.....	CO ² + CuO + H ² O.....	"	+4,8 (²) id.	-0,3	(³) Etats successifs.
CO ² Ag ²	CO ² + Ag ² O + H ² O.....	"	+13,9	+8,8	
CO ² Pb.....	CO ² + PbO + H ² O.....	"	+11,4 à +16,0 (⁴)	+10,9	

Les nombres de la dernière colonne se rapportent à l'anhydride carbonique, CO². Pour les rendre comparables avec la formation des sels ordinaires, il faudrait écrire: CO² + H²O + 2ROH; ce qui reviendrait à augmenter de +10,7 tous les nombres de la colonne, en supposant que l'eau combinante soit regardée comme liquide.

Formation des oxyels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.				REMARQUES.	
		Acide dissous. Base dissoute ou hydratée : N.		Sel solide.			Tous corps solides : S.
		Composé		Acide et eau			
		dissous.	solide.	gazeux.	liquides.		
FORMIATES.							
CH ³ KO ²	CH ³ O ² + KOH.....	+13,4	+14,3	+21,1 (1)	+26,9	+25,8	(1) Si l'on rapporte ce chiffre et les suivants à la vapeur normale de l'acide formique, ils devront être accrus de +4,8 environ. (2) AzH ³ gaz.
CH ³ NaO ²	CH ³ O ² + NaOH.....	+13,4	+13,9	+18,0	+23,9	+22,8	
CH ³ AmO ²	CH ³ O ² + AzH ³	+11,9	+14,8	"	"	+21,3 (2)	
(CHO ²) ² Ca.....	2 CH ³ O ² + CaO.H ² O.....	+26,4	+25,7	+17,3	+29,1	+27,0	
(CHO ²) ² Sr.....	2 CH ³ O ² + SrO.H ² O.....	+26,2	+25,6	+24,3	+36,1	+34,0	
(CHO ²) ² Ba.....	2 CH ³ O ² + BaO.H ² O.....	+26,9	+29,3	+28,2	+40,0	+37,9	
(CHO ²) ² Mn.....	2 CH ³ O ² + MnO.H ² O.....	+21,4	+17,1	+5,7	+17,5	+15,3	
(CHO ²) ² Zn.....	2 CH ³ O ² + ZnO.H ² O.....	+18,2	+14,2	+2,8	+14,6	+12,4	
(CHO ²) ² Cu.....	2 CH ³ O ² + CuO.H ² O.....	+13,2	+12,7	+1,3	+13,1	+10,9	
(CHO ²) ² Pb.....	2 CH ³ O ² + PbO.H ² O.....	+15,6	+12,5	"	"	+10,7	

ACÉTATES.							REMARQUES.
FORMULES.	COMPOSANTS.	dissous.	solide.	gazeux.	liquides.	S.	
C ² H ³ KO ²	C ² H ³ O ² + KOH.....	+13,3	+10,0	+16,9	+22,9	+21,7	(1) Calculé d'après la chaleur de vaporisation actuelle. Si l'on suppose la vapeur acétique avec sa condensation normale, il faut ajouter +4,5 à tous les chiffres de cette colonne.
C ² H ³ NaO ²	C ² H ³ O ² + NaOH.....	+13,3	+9,2	+12,4	+18,4	+17,2	
C ² H ³ AmO ²	C ² H ³ O ² + AzH ³	+11,9	+11,6	"	"	+18,3	
(C ² H ³ O ²) ² Ca.....	2 C ² H ³ O ² + CaO.H ² O.....	+26,8	+19,8	+12,4	+23,6	+21,2	
(C ² H ³ O ²) ² Sr.....	2 C ² H ³ O ² + SrO.H ² O.....	+26,6	+21,0	+20,0	+31,9	+29,5	
(C ² H ³ O ²) ² Ba.....	2 C ² H ³ O ² + BaO.H ² O.....	+26,8	+21,6	+20,8	+32,7	+30,3	
(C ² H ³ O ²) ² Mn.....	2 C ² H ³ O ² + MnO.H ² O.....	+22,0	+9,7	-1,5	+10,5	+8,1	
(C ² H ³ O ²) ² Fe.....	2 C ² H ³ O ² + FeO.H ² O.....	+19,8	"	"	"	"	
3 C ² H ³ O ⁴ .Fe ² O ³	6 C ² H ³ O ² + Fe ² O ³ .3 H ² O.....	+27,0 (1)	"	"	"	"	
(C ² H ³ O ²) ² Co.....	2 C ² H ³ O ² + CoO.H ² O.....	+21,1	"	"	"	"	
(C ² H ³ O ²) ² Zn.....	2 C ² H ³ O ² + ZnO.H ² O.....	+17,9	+8,1	-3,1	+8,9	+6,5	
(C ² H ³ O ²) ² Cu.....	2 C ² H ³ O ² + CuO + H ² O.....	+12,4	+10,0	-1,2	+10,8	+8,4	
(C ² H ³ O ²) ² Pb.....	2 C ² H ³ O ² + PbO + H ² O.....	+15,5	+14,1	+2,9	+13,9	+11,5	
(C ² H ³ O ²) ² Hg.....	2 C ² H ³ O ² + HgO + H ² O.....	+6,0	+9,7	-1,5	+10,5	+8,1	
(C ² H ³ O ²) ² Hg ²	2 C ² H ³ O ² + Hg ² O.....	"	+14,7	+3,5	+10,8	+13,2	
C ² H ³ O ² .Ag.....	1/2 (2 C ² H ³ O ²) + Ag ² O - H ² O.....	+4,7	+9,0	+2,1	+9,4	+8,0	

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases.

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.			REMARQUES.
		Acide dissous, Base dissoute ou hydratée : N.		Tous corps solides : S.	
		Composé			
dissous.	solide.				
OXALATES.					
$C^2K^2O^4$	$C^2H^2O^4 + 2KOH$	+28,5	+33,2	+58,9	
		ou +14,2 × 2			
$C^2KH^2O^4$	$C^2H^2O^4 + KOH$	+13,9	+23,5	+35,2	
$C^2Na^2O^4$	$C^2H^2O^4 + 2NaOH$	+38,6	+32,9	+53,2	
		ou +14,3 × 2			
C^2NaHO^4	$C^2H^2O^4 + NaOH$	+13,8	+19,4	+28,5	
$C^2Am^2O^4$	$C^2H^2O^4 + 2AzH^3$	+25,4	+33,4	+48,7 (1)	(1) AzH^3 gaz.
C^2AmHO^4	$C^2H^2O^4 + AzH^3$	+12,7	"	"	
C^2CaO^4 (1).....	$C^2H^2O^4 + CaO.H^2O$	"	+37,0 (2)	+49,7	(2) Précipité
C^2SrO^4 (1).....	$C^2H^2O^4 + SrO.H^2O$	"	+35,2 (2)	+45,9	renferm. de l'eau
C^2BaO^4 (1).....	$C^2H^2O^4 + BaO.H^2O$	"	+33,4 (2)	+44,4	de cristallisation.
C^2MnO^4 (1).....	$C^2H^2O^4 + MnO.H^2O$	+28,6	+28,6 (2)	+39,3	
$(C^2O^3)^2Fe^2O^3$	$3C^2H^2O^4 + Fe^2O^3.3H^2O$	+34,8	"	"	
C^2ZnO^4	$C^2H^2O^4 + ZnO.H^2O$	"	+25,0 (2)	+25,7	
C^2PbO^4	$C^2H^2O^4 + PbO + H^2O$ sol.....	"	+28,2	+28,6	
C^2HgO^4	$C^2H^2O^4 + HgO + H^2O$ sol.....	"	+14,1	+14,5	
$C^2Ag^2O^4$	$C^2H^2O^4 + Ag^2O + H^2O$ sol.....	"	+22,4	+22,8	

Formation des oxysels. — Union des acides et des bases (suite).

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.		
		Acide et base dissous : N.		Tous corps solides : S.
		Composé		
		dissous.	solide.	
CHROMATES.				
CrO ¹ K ²	CrO ³ + 2 KOH.....	+25,4	+30,7	+59,7 (1)
Cr ² O ¹ K ²	2 CrO ³ + 2 KOH.....	+26,8 ou 13,4×2	+43,8	+74,8
	CrO ¹ K ² + CrO ³	+ 1,8	"	+15,0
CrO ¹ Na ²	CrO ³ + 2 NaOH.....	+24,7	+23,5	+44,1
CrO ¹ Am ²	CrO ³ + 2 Az II ³ + H ² O.....	+23,2	+28,0	+44,8 (2)
Cr ² O ¹ Am ²	2 CrO ³ + 2 Az II ³ + H ² O.....	+24,0 ou 12,0×2	+36,8	+56,0
	CrO ¹ Am ² + CrO ³	+ 1,8	"	+11,3
CYANOFERRURES.				
Cy ⁶ FeK ⁴	Cy ⁶ FeH ⁴ + 4 KOH.....	+54,4 ou 13,6×4	+68,8	+122,8
Cy ⁶ FeAm ⁴	Cy ⁶ FeH ⁴ + 4 Az II ³	+48,8 ou 12,2×4	"	"
Cy ⁶ FeCa ²	Cy ⁶ FeH ⁴ + 2 CaO, H ² O.....	+56,4 ou 14,1×4	"	"
Cy ⁶ FeBa ²	Cy ⁶ FeH ⁴ + 2 BaO, H ² O.....	+55,7 ou 13,9×4	"	"
Cy ⁶ FeZn ²	Cy ⁶ FeH ⁴ + 2 ZnO, H ² O.....	"	+45,0 préc.	"
CYANOFERRIDE.				
Cy ⁴ FeK ³	Cy ⁶ FeH ³ + 3 KOH.....	+43,5 ou 14,5×3	"	"
SULFOCYANATES.				
CAzKS.....	CAzHS + KOH.....	+14,0	+20,1	"
CAzNaS.....	CAzHS + NaOH.....	+14,1	"	"
CAzAmS.....	CAzHS + Az II ³	+12,5	+18,2	"

(1) (CrO³K² + H²O² solide).

(2) (H²O solide).

FORMULES.	COMPOSANTS.	CHALEUR DÉGAGÉE.			
		Acide et base dissous : N.	Composé		Tous corps solides : N.
			dissous.	solide.	
SULFOCYANURES (<i>suite</i>).					
(CAzS) ² Pb.....	CAzHS + PbO..... "	précipité	+14,3 ou +7,1×2 "
(CAzS) ² Hg.....	CAzHS + HgO..... "	id.	+34,2 ou +17,1×2 "
CAzS Ag.....	2CAzHS + Ag ² O..... "	id.	+55,2×2 ou +27,6×2 "
CYANURATES.					
{ C ³ Az ³ K ³ O ³	C ³ Az ³ H ³ O ³ + 3 KOH.. +13,0 " " "
{ C ³ Az ³ K ² HO ³	C ³ Az ³ H ³ O ³ + 2 KOH.. +11,0 "	+17,2	+ 41,8
{ C ³ Az ³ KHO ³	C ³ Az ³ H ³ O ³ + KOH.. + 6,8 "	+15,4	+ 26,1
{ C ³ Az ³ Na ³ O ³	C ³ Az ³ H ³ O ³ + 3 NaOH.. +12,8 "	+14,3	+ 44,7
{ C ³ Az ³ Na ² HO ³	C ³ Az ³ H ³ O ³ + 2 NaOH.. +11,1 "	+12,9	+ 32,2
{ C ³ Az ³ NaHO ³	C ³ Az ³ H ³ O ³ + NaOH.. + 6,8 "	+11,7	+ 19,7
{ C ³ Az ³ Am ³ O ³	C ³ Az ³ H ³ O ³ + 3 AzH ³ + 8,75 " " "
{ C ³ Az ³ Am ² HO ³	C ³ Az ³ H ³ O ³ + 2 AzH ³ + 7,75 " " "
{ C ³ Az ³ AmHO ³	C ³ Az ³ H ³ O ³ + AzH ³ + 6,1 " " "

Résumé de la formation des principaux sels, dans l'état dissous ou précipité, au moyen des acides dissous (1 équiv. dissous en général dans 2 l. ou 4 l. de liqueur), vers 15 degrés.

BASES.	CHLORURES H Cl 1 éq. = 2 lit.	AZOTATES AzO ³ H 1 éq. = 2 lit.	ACÉTATES C ² H ² O ² 1 éq. = 2 lit.	FORMIATES CH ² O ² 1 éq. = 2 lit.	OXALATES C ² H ² O ⁴ 1 éq. = 4 lit.	SULFATES S O ⁴ H ² 1 éq. = 2 lit.	SULFURES S H ² 1 éq. = 8 lit.	CYANURES Cy H 1 éq. = 2 lit.	CARBONATES C O ³ 1 éq. = 16 lit.
NaOH (*).....	13,7	13,7	13,3	13,4	14,3	15,85	3,85	2,9	10,2
KOH (*).....	13,7	13,8	13,3	13,4	14,3	15,7	3,85	3,0	10,1
AzH ³	13,45	12,5	13,0	14,9	12,7	14,5	3,1	1,3	5,3
CaO (**)...	14,0	13,9	13,4	13,5	18,5	15,6	3,9	3,2	9,8 (2)
BaO (***)..	13,85	13,9	13,4	13,5	16,7	18,4 (2)	.. "	3,2	11,1
SrO (1).....	14,0	13,9	13,3	13,5	17,6	15,4 (2)	.. "	3,1	10,5 (2)
MgO (2).....	13,8(1)	13,8 (1)	.. "	.. "	.. "	15,6	.. "	.. "	9,0
MnO (2).....	11,8	11,7	11,3 (1)	10,7	14,3	13,5	5,1 (2)	.. "	6,8 (1)
FeO.....	10,7	.. "	9,9	.. "	.. "	11,5	7,3	.. "	5,0
NiO.....	11,3	.. "	.. "	.. "	.. "	13,1	.. "	.. "	.. "
CoO.....	10,6	.. "	.. "	.. "	.. "	13,3	.. "	.. "	.. "
CdO.....	10,1	10,1	.. "	.. "	.. "	11,9	.. "	7,3	.. "
ZnO.....	9,8	9,8	8,9	9,1	12,5	11,7	9,6	7,3	5,5
PbO.....	7,7(2)	7,7	6,5	6,6	12,8	10,7 (2)	13,3	.. "	6,7
.....	10,7(2)	.. "	.. "	.. "	.. "	.. "	.. "	.. "	.. "
CuO.....	7,5(2)	7,5	6,2	6,6	.. "	9,2	15,8	.. "	2,4
HgO.....	9,45	.. "	3,0	.. "	7,0	.. "	34,35	15,5	.. "
Ag ² O (2).....	20,1(2)	5,2	4,7	.. "	12,9	7,2	27,9	20,9 (1)	6,9
Al ² O ³ (2).....	9,3	.. "	.. "	.. "	.. "	10,5	.. "	.. "	.. "
Fe ² O ³ (2).....	5,9	5,9	4,5	.. "	.. "	3,7	.. "	.. "	.. "
Cr ² O ³ (2).....	6,9	.. "	.. "	.. "	.. "	8,2	.. "	.. "	.. "

(*) 1 éq. = 2 lit. — (**) 1 éq. = 25 lit. — (***) 1 éq. = 6 lit. — (1) 1 éq. = 10 lit. — (2) Précipité; observation qui s'applique à divers sulfates, aux oxalates et aux carbonates terreux et métalliques, ainsi qu'aux sulfures métalliques. — (3) Cristallisé. — (4) 1 éq. = 4 lit.; ce qui s'applique à tous les sels formés par des oxydes insolubles. — (5) Très étendu. — (6) Oxyde des sels violets.

On a encore : HBr étendu + HgO : + 13,7 diss.; + 15,4 sol. — Hl ét. + HgO = Hg rouge + 23,2; HBr étendu + AgO + 22,50 à + 25,5; Hl étendu + AgO : + 26,5 d'abord, puis : + 32,1.

La chaleur, dégagée dans la formation des sels métalliques, varie notablement avec la concentration; il en est de même pour les sels ammoniacaux formés par les acides faibles et pour les alcoolates alcalins. La formation des bromures et iodures solubles dégage en général la même quantité de chaleur que la formation des chlorures correspondants. Il en est de même des azotates, chlorates, bromates, hyposulfates solubles. La formation des sels solubles de lithine et d'oxyde de thallium dégage la même chaleur que celle des sels de soude correspondants.

Oxysels. — Union des anhydrides.

Acide anhydre + base anhydre = sel anhydre.

La formule représente 1 molécule pour les acides dibasiques ou à basicité paire.
Elle représente 2 molécules pour les acides monobasiques, tribasiques, etc.

NOMS.	COMPOSANTS.	PRODUITS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Acide gaz.	Acide solide.
IODATES.				
Iodato de potasse	$I_2O_5 \text{ sol.} + K_2O$	$2 IO_3 K$	"	+106,0 ou +53,0 x 2
SULFITES.				
Sulfite de potasse	$SO_2 \text{ gaz} + K_2O$	$SO_3 K_2$	+105,7	"
Pyrosulfite	$2 SO_2 + K_2O$	$S_2O_3 K_2$	+133,3	"
	$SO_3 K_2 + SO_2$		+ 27,5	"
Sulfite de soude	$SO_2 + Na_2O$	$SO_3 Na_2$	+ 91,3	"
Pyrosulfite	$2 SO_2 + Na_2O$	$S_2O_3 Na_2$	+107,9	"
	$SO_3 Na_2 + SO_2$		+ 16,7	"
Sulfite de magnésie	$SO_2 + MgO$	$SO_3 Mg$	+ 69,8	"
SULFATES.				
Sulfato de potasse	$SO_3 + K_2O$	$SO_4 K_2$	+151,2	+143,4
Bisulfate	$SO_3 + KHO$	$SO_3 KH$	+ 79,5	+ 67,7
Pyrosulfate	$2 SO_3 + K_2O$	$S_2O_7 K_2$	+193,1	+168,5
	$SO_3 + SO_3 K_2$		+ 37,9	+ 36,1
Sulfate de soude	$SO_3 + Na_2O$	$SO_4 Na_2$	+135,3	+133,5
Bisulfate de soude	$SO_3 + NaHO$	$SO_3 NaH$	+ 62,7	+ 51,9
Sulfate de lithine	$SO_3 + Li_2O$	$SO_4 Li_2$	+100,4	+ 88,6
" de chaux	$SO_3 + CaO$	$SO_4 Ca$	+ 93,9	+ 82,1
" de strontiane	$SO_3 + SrO$	$SO_4 Sr$	+107,0	+ 95,2
" de baryte	$SO_3 + BaO$	$SO_4 Ba$	+114,0	+102,2

Oxysels. — Union des anhydrides (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	PRODUITS.	CHALEUR DÉGAGÉE.	
			Acide gazeux.	Acide solide.
SULFATES (<i>suite</i>).				
Sulfate de magnésium	$SO^3 + MgO$ (1)	SO^3Mg	+ 64,7	+ 52,9
» de manganèse	$SO^3 + MnO$	SO^3Mn	+ 66,6	+ 54,8
» de zinc	$SO^3 + ZnO$	SO^3Zn	+ 52,9	+ 41,1
» de cadmium	$SO^3 + CdO$ (2)	SO^3Cd	+ 61,7	+ 49,9
» de plomb	$SO^3 + PbO$	SO^3Pb	+ 71,0	+ 59,2
» de cuivre	$SO^3 + CuO$	SO^3Cu	+ 50,1	+ 38,3
» de thallium	$SO^3 + Tl^2O$	SO^3Tl^2	+ 87,1	+ 75,3
» de mercure	$SO^3 + HgO$	SO^3Hg	+ 51,8	+ 39,9
» d'argent	$SO^3 + Hg^2O$	SO^3Hg^2	+ 61,0	+ 49,1
» d'argent	$SO^3 + Ag^2O$	SO^3Ag	+ 68,2	+ 56,4
AZOTATES.				
Azotate de potasse	$Az^2O^3 + K^2O$	$2AzO^3K$	+ 141,0	+ 128,9
» de soude	$Az^2O^3 + Na^2O$	$2AzO^3Na$	+ 121,7	+ 109,6
» de lithine	— Li^2O	$2AzO^3Li$	+ 82,8	+ 70,7
» de chaux	— CaO	Az^2O^6Ca	+ 71,7	+ 59,6
» de strontiane	— SrO	Az^2O^6Sr	+ 89,9	+ 77,8
» de baryte	— BaO	Az^2O^6Ba	+ 92,6	+ 80,5
» de plomb	— PbO	Az^2O^6Pb	+ 55,8	+ 43,7
» de thallium	— Tl^2O	$2AzO^3Tl$	+ 74,6	+ 62,5
» de mercure	— HgO	Az^2O^6Hg	»	»
» d'argent	— Ag^2O	$2AzO^3Ag$	+ 51,6	+ 39,5

(1) MgO calcinée.
(2) On admet que la séparation de l'eau et de l'oxyde répond à un effet thermique négligeable, faute de données.

Oxysels. — Union des anhydrides (suite).

NOMS.	COMPOSANTS.	PRODUITS.	CHALEUR DÉGAGÉE.
AZOTITES.			
Azotite de baryte	$Az^2O^3 \text{ gaz} + BaO$	$Az^2O^3 Ba$	+67,6 ou 33,8 × 2
» d'argent	$Az^2O^3 \text{ gaz} + Ag^2O$	$2 AzO^3 Ag$	+37,0 ou 18,5 × 2
PHOSPHATES.			
Phosphate acide de potasse	$P^2O^5 + K^2O + 2 H^2O \text{ sol.}$	$2 P^2O^5 K H^2$	+229,0
» de soude	$P^2O^5 + 3 Na^2O$	$2 P^2O^5 Na^3$	+236,9
» de chaux	$P^2O^5 + 2 Na^2O + H^2O \text{ sol.}$	$2 P^2O^5 Na^2 H$	+194,3
» de strontiane	$P^2O^5 + 3 CaO$	$P^2O^5 Ca^3$ (1)	+159,5
» de baryte	» 3 SrO	$P^2O^5 Sr^3$	+188,2
» de magnésie	» 3 BaO	$P^2O^5 Ba^3$	+203,7
» de manganèse	» 3 MgO	$P^2O^5 Mg^3$	+114,9
» de manganèse	» 3 MnO (1)	$P^2O^5 Mn^3$	+87,5
ARSÉNIATES.			
Arséniate acide de potasse	$As^2O^5 + K^2O + 2 H^2O \text{ sol.}$	$2 As^2O^5 K H^2$	+173,2
» de chaux	$As^2O^5 + 3 CaO$	$As^2O^5 Ca^3$	+119,3
» de baryte	» 3 BaO	$As^2O^5 Ba^3$	+176,8
» de strontiane	» 3 SrO	$As^2O^5 Sr^3$	+158,4
» de magnésie	» 3 MgO	$As^2O^5 Mg^3$	+72,4
BORATES.			
Borate de soude	$B^2O^3 + Na^2O$	$B^2O^3 Na^2$	+112,2
SILICATES.			
Silicate de chaux	SiO^2 (quartz) + CaO	$SiO^2 Ca$	+33,1
» de fer	$SiO^2 + FeO$	$SiO^2 Fe$	+9,5
» de manganèse	$SiO^2 + MnO$	$SiO^2 Mn$	+5,4

(1) On suppose les précipités anhydres dans le calcul.

Oxysets. — Union des anhydrides (*suite*).

NOMS.	COMPOSANTS.	PRODUITS.	CHALEUR DÉGAGÉE.
CARBONATES.			
{ Carbonate de potasse.....	CO ² gaz + K ² O.....	CO ³ K ²	+ 86,3
{ Bicarbonate.....	CO ² + KOH.....	CO ³ KH.....	+ 34,4
{ Carbonate de soude.....	CO ² + Na ² O.....	CO ³ Na ²	+ 75,6
{ Bicarbonate.....	CO ² + NaOH.....	CO ³ NaH.....	+ 30,0
Carbonate de chaux.....	CO ² + CaO.....	CO ³ Ca.....	+ 44,7
» de strontiane.....	» SrO.....	CO ³ Sr.....	+ 53,7
» de baryte.....	» BaO.....	CO ³ Ba.....	+ 55,3
» de magnésic.....	» MgO.....	CO ³ Mg ⁽¹⁾	+ 28,9
» de manganèse.....	» MnO précip.....	CO ³ Mn.....	+ 19,2
	» MnO naturel.....		+ 23,5
» de fer.....	» FeO anhydre.....	CO ³ Fe.....	+ 24,5
	» FeO précip.....		+ 15,6 ⁽¹⁾
» de zinc.....	» ZnO.....	CO ³ Zn.....	+ 15,4
» de cadmium.....	» CdO ⁽²⁾	CO ³ Cd.....	+ 19,3
» de cuivre.....	» CuO.....	CO ³ Cu.....	+ 10,8
» de plomb.....	» PbO.....	CO ³ Pb.....	+ 21,6
» d'argent.....	» Ag ² O.....	CO ³ Ag ²	+ 19,2
CHROMATES.			
Chromate de potasse.....	CrO ³ + K ² O.....	CrO ⁴ K ²	+ 99,6
» de soude.....	CrO ³ + Na ² O.....	CrO ⁴ Na ²	+ 79,4
<p>(¹) Sel précipité; de même que les carbonates qui suivent. (²) Oxyde hydraté.</p>			

Sels ammoniacaux solides.

Formés avec Az II³ gaz : II R + Az II³.

COMPOSANTS.	ACIDE GAZEUX.	ACIDE SOLIDE.	Az II ³ LIQUIDE ET ACIDE LIQUIDE.
Az II ³ + II Cl.	+ 42,6	"	"
Az II ³ + II Br.	+ 45,6	"	"
Az II ³ + II I.	+ 44,4	"	"
Az II ³ + II F.	+ 37,7	"	+ 26,1
Az II ³ + II Cy.	+ 20,6	"	+ 10,5
Si F ⁴ + 2 Am F.	+ 35,4	"	"
Az II ³ + II S.	- 23,0	"	"
Az II ³ + II ² Sc.	+ 29,9	"	"
{ Az II ³ + SO ³ II ² .	"	+ 39,0	+ 35,5
{ Az II ³ + II ² O gaz + SO ³ gaz.	+ 82,0	"	"
{ 2 Az II ³ + SO ³ II ² .	"	+ 67,0	+ 58,3
{ 2 Az II ³ + II ² O gaz + SO ³ gaz.	+ 110	"	"
Az II ³ + CO ² .	- 39,3	"	"
Az II ³ + II ² O gaz + CO ² .	+ 40,6	"	"
{ 2 Az II ³ + II ² O gaz + SO ² .	+ 63,6	"	"
{ 2 Az II ³ + II ² O gaz + 2 SO ² .	+ 80,9	"	"
{ SO ³ Az ² II ³ + SO ² .	+ 17,3	"	"
2 Az II ³ + II ² O gaz + Az ² O ³ .	+ 68,8	"	"
{ Az II ³ + Az O ³ II.	+ 42,0	+ 34,2	+ 30,4
{ 2 Az II ³ + II ² O gaz + Az ² O ³ .	+ 95,8	"	"
{ Az II ³ + CII ² O ² .	+ 34,2 (1)	+ 20,9	+ 19,0
{ Az II ³ + II ² O gaz + CO.	+ 40,6	"	"
Az II ³ + C ² II ⁴ O ² .	+ 30,8 (1)	+ 18,3	+ 16,4
2 Az II ³ + C ² II ⁴ O ⁴ .	"	+ 48,7 ou 24,3 × 2	"
{ 2 Az II ³ + II ² O gaz + CrO ³ .	"	+ 56,6	"
{ 2 Az II ³ + II ² O gaz + 2 CrO ³ .	"	+ 77,9	"
C ² II ⁴ O ³ + Az II ³ .	"	+ 21,5	"
C ² II ⁴ (Az O ²) ² O + Az II ³ .	"	+ 22,9	"
C ² II ⁴ Az ² O ⁴ + Az II ³ .	"	+ 33,7	"

(1) Ce nombre est calculé avec la chaleur de formation de l'acide avec sa densité de vapeur normale.

Sels de l'oxyammoniaque.

{ AzH ³ O diss. + HCl diss. = sel dissous....	+9,2	sel solide..	+12,5
{ AzH ³ O sol. + HCl gaz = sel solide + H ² O sol.....			+27,5
AzH ³ O sol. + HCl gaz = sel solide + H ² O gaz.....			+15,5
{ AzH ³ O diss. + AzO ³ H diss. = sel dissous.	+9,2	sel solide..	+15,1
{ AzH ³ O sol. + AzO ³ H sol = sel solide.....			+19,3
{ AzH ³ O sol. + AzO ³ H gaz = sel solide + H ² O gaz.....			+16,1
{ 2 AzH ³ O diss. + SO ³ H ² diss.....	+21,6	sel solide..	+22,6
{ 2 AzH ³ O sol. + SO ³ H ² sol. = sel solide.....	+38,6	ou	19,3×2

Sels de l'hydrazine.

Az ² H ⁴ diss. + 2 HCl diss.....	+10,4	sel solide.	+16,6
» + HCl diss.....	+10,4	»	+15,8
» + 2 AzO ³ H diss. }	+10,4	»	»
» + AzO ³ H diss. ... }		»	»
» + SO ³ H ² diss.....	+11,1	»	+19,8

Sels de l'acide azothydrique.

Az ³ H diss. + AzH ³ diss.....	+ 8,2	sel solide.	+15,3
» + $\frac{1}{2}$ (Ba O. H ² O) ..	+10,0	»	+13,9 ou $\frac{1}{2}$ 27,8

Formation des composés organiques depuis le carbone, à l'état de diamant, l'oxygène, l'hydrogène, l'azote, à la température de 15°.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE.			CHALEUR de combustion à pression constante.
			Le composé			
			gazeux.	liquide.	solide.	
CARBURES D'HYDROGÈNE.						
Formène.....	C^2H^2	16	+18,9	.. "	.. "	213,5
Éthane.....	C^2H^6	30	+23,3	.. "	.. "	372,3
Éthylène.....	C^2H^4	28	-14,6	.. "	.. "	341,1
Acétylène.....	C^2H^2	26	-58,1	.. "	.. "	315,7
Propane.....	C^3H^8	44	+30,5	.. "	.. "	528,4
{ Propylène.....	C^3H^6	42	-9,4	.. "	.. "	499,3
{ Triméthylène.....	C^3H^6	42	-17,1	.. "	.. "	507,0
Allylène.....	C^3H^4	40	-52,6	.. "	.. "	473,0
Butane.....	C^4H^{10}	58	+35,0	.. "	.. "	687,2
{ Triméthyl-méthane.....	C^4H^{10}	58	+35,0	.. "	.. "	687,2
Isobutylène.....	C^4H^8	56	+2,6	.. "	.. "	650,2
Amylène.....	C^5H^{12}	70	+7,3	+12,5	.. "	811,3
{ Hexane normal.....	C^6H^{14}	86	.. "	+57,6	.. "	991,2
{ Diisopropyle.....	C^6H^{14}	86	+49,9	.. "	.. "	998,9 gaz.
Hexahydrobenzol.....	C^6H^{12}	84	.. "	+46,6	.. "	933,1
{ Tétrahydrobenzol.....	C^6H^{10}	82	.. "	+18,8	.. "	892,0
{ Diallyle.....	C^6H^{10}	82	+6,5	.. "	.. "	904,3 gaz.
Dihydrobenzol.....	C^6H^8	80	.. "	-6,2	.. "	848,0
{ Dipropargyle.....	C^6H^8	78	-80,8	.. "	.. "	853,6 gaz.
{ Diméthyl-diacétylène.....	C^6H^8	78	.. "	-75,5	.. "	848,3
{ Benzine (triacétylène).....	C^6H^6	78	-11,3	-4,1	-1,8	784,1 gaz. 776,9 liq.
Heptane.....	C^7H^{16}	100	.. "	+59,8	.. "	1152,3
Hexahydure de toluène.....	C^7H^{14}	98	.. "	+48,1	.. "	1095,0
Toluène.....	C^7H^8	92	-5,4	+2,3	.. "	933,8
Isodibutylène.....	C^8H^{16}	112	.. "	+53,9?	.. "	1252,5
{ Xylène ortho.....	C^8H^{10}	106	.. "	+15,2	.. "	1084,2
{ Xylène méta.....	".....	"	+6,8	+15,1	.. "	1084,3
{ Xylène para.....	".....	"	.. "	+15,1	.. "	1084,3
Styrène.....	C^8H^8	104	.. "	-16,1	.. "	1045,5

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE.			CHALEUR en combustion à pression constante.
			Le composé			
			gazeux.	liquide.	solide.	
CARBURES D'HYDROGÈNE (suite).						
Nonaphène.....	C ⁹ H ¹⁸	136	... "	+ 86,5	... "	1383,3
Isonaphène.....	.. " ..	"	.. " ..	+ 85,5	.. " ..	1381,3
Mésitylène.....	C ⁹ H ¹²	120	.. " ..	+ 11,1	.. " ..	1251,6
Propylbenzine.....	.. " ..	"	+ 5,5	+ 14,1	.. " ..	1248,6
Isopropylbenzine.....	.. " ..	"	.. " ..	+ 12,8	.. " ..	1249,9
Diamylène.....	C ¹⁰ H ²⁰	140	- 29,9	+ 36,8	.. " ..	1596,2
Menthène.....	C ¹⁰ H ¹⁸	138	.. " ..	+ 40,9	.. " ..	1523,1
Camphène inactif.....	C ¹⁰ H ¹⁶	136	.. " " ..	+ 27,2	1467,8
— téré.....	.. " ..	"	.. " " ..	+ 28,3	1466,7
— borndé.....	.. " ..	"	.. " " ..	+ 24,7	1470,3
Térébenliène.....	.. " ..	"	- 5,2	+ 4,2	.. " ..	1490,8
Citrène.....	.. " ..	"	+ 12,2	+ 21,7	.. " ..	1473,3
Tétraméthylbenzine.....	C ¹⁰ H ¹⁴	134	.. " " ..	+ 32,1	1393,9
Cymol (propyltoluène para).....	.. " ..	"	.. " ..	+ 13,5	.. " ..	1412,5
Propyltoluène normal.....	.. " ..	"	.. " ..	+ 19,9	.. " ..	1406,1
Isotoluène (1-3).....	.. " ..	"	.. " ..	+ 15,9	.. " ..	1410,1
Naphtaline.....	C ¹⁰ H ⁸	128	.. " ..	- 27,4	- 22,8	1241,8
Pentaméthylbenzine.....	C ¹¹ H ¹⁶	148	.. " ..	+ 35,2	.. " ..	1554,1
Tributylène.....	C ¹² H ²⁴	168	.. " ..	+ 100,7?	.. " ..	1858,9
Hexaméthylbenzine.....	C ¹² H ¹⁸	162	.. " ..	+ 40,4	.. " ..	1712,2
Diphényle.....	C ¹² H ¹⁰	154	.. " " ..	- 33,5	1510,1
Acénaphène.....	.. " ..	"	.. " " ..	- 44,6	1521,2
Diphénylméthane.....	C ¹² H ¹²	168	.. " " ..	- 15,8	1655,7
Dibenzyle.....	C ¹² H ¹⁴	182	.. " " ..	- 27,0	1830,2
Stilbène.....	C ¹¹ H ¹²	180	.. " " ..	- 48,1	1777,3
Tolane.....	C ¹¹ H ¹⁰	178	.. " " ..	- 73,7	1738,9
Anthracène.....	.. " ..	"	.. " " ..	- 42,4	1707,6
Phénanthrène.....	.. " ..	"	.. " " ..	- 35,2	1700,4
Hexadécane.....	C ¹⁶ H ³⁴	226	.. " ..	+ 123,2	.. " ..	2558,6
Rétène.....	C ¹⁸ H ²⁸	234	.. " " ..	- 6,8	2325,2
Chrysène.....	C ¹⁸ H ¹²	228	.. " " ..	- 23,9	2140,3
Triphénylméthane.....	C ¹⁹ H ¹⁶	244	.. " " ..	- 36,7	2380,4
Eicosane.....	C ²⁰ H ⁴²	282	.. " " ..	+ 132,5	3182,5
Triphénylbenzine.....	C ²¹ H ¹⁸	306	.. " " ..	- 54,1	2938,3

NOMS.	FORMULES.	POIDS molécul- laire.	CHALEUR DÉGAGÉE.			
			Etats			
			gazoux.	liquide.	solide.	dissous.
DÉRIVÉS CHLORÉS.						
Formène monochloré..... (Éther méthylechlorh.).....	CH^1Cl	50,5	+29,0	+33,9	.. "	.. "
Formène bichloré..... (Chlorure de méthylène).....	CH^2Cl^2	85	+31,4	+37,8	.. "	.. "
Formène trichloré..... (Chloroforme).....	CHCl^3	119,5	+56,6	+53,9	.. "	+ 56,1 ⁽¹⁾
Formène perchloré..... (Perchlor. de carbone).....	CCl^4	154	+68,5	+75,7	.. "	.. "
Éthane chloré.....	$\text{C}^2\text{H}^2\text{Cl}$	64,5	3	+45,5	.. "	.. "
Éthane bichloré..... (Chlorure d'éthylidène)..... (Chlorure d'éthylène).....	$\text{C}^2\text{H}^4\text{Cl}^2$ "..... ".....	99 " .. "	+34,4 +34,4	+41,0 .. "	.. " .. " .. "	.. " .. " .. "
Éthane perchloré.....	C^2Cl^6	337	.. "	.. "	+108,0	.. "
Éthylène perchloré.....	C^2Cl^4	166	.. "	+45,5	.. "	.. "
Triméthylène bichloré.....	$\text{C}^3\text{H}^4\text{Cl}^2$ $\text{C}^3\text{H}^3\text{Cl}$	111 .. 106,5	.. " +43,3	+ 4,3 +49,3	.. " .. "	.. " .. "
Chlorhydrate d'amylène.....	C^3H^{10} gaz. + HCl..... " liq.....	.. " .. "	+14,0	+20,0 +14,8	.. " + 41,6	.. " .. "
Benzine bichlorée (ortho)...	$\text{C}^6\text{H}^4\text{Cl}^2$	147	.. "	.. "	.. "	.. "
Benzine perchlorée.....	C^6Cl^6	385	.. "	.. "	+ 85,6	.. "
Chlorhydrate de camphène...	$\text{C}^{10}\text{H}^{12}\text{Cl}$ $\text{C}^{10}\text{H}^{10}$ cris. + HCl.....	172,5	.. "	.. "	+ 64,5 + 15,3	.. "
Chlorhydrate de térébenthène	$\text{C}^{10}\text{H}^{12}\text{Cl}$ $\text{C}^{10}\text{H}^{10}$ liq. + HCl.....	172,5	.. "	.. "	+ 66,5 + 38,9	+ 64,8 ⁽²⁾
Bichlorhydrate de terpilène (citrène).....	$\text{C}^{10}\text{H}^8\text{Cl}^2$ $\text{C}^{10}\text{H}^{16}$ liq. + HCl..... $\text{C}^{10}\text{H}^{16}$ liq. + 2 HCl.....	209 " .. "	.. " .. " .. "	.. " +18,8	+105,9 .. "	+101,3 ⁽³⁾ .. " .. "

(1) Dans l'eau. — (2) Dans le térébenthène. — (3) Dans le citrène.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE.			
			État			
			gazoux.	liquide.	solide.	dissous.
DÉRIVÉS BROMÉS.						
Formène bromé (éther méthylbromh.)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$	95	Br { gaz + 17,4 liq. + 13,7	.. " .. " .. " .. "	.. " .. " .. " .. "	
Éthane bromé.	$\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$	109	Br { gaz + 31,6 liq. + 27,9	+38,3 +34,5	" .. " .. " .. "	
Perbromures.	$\text{C}^2\text{H}^5\text{Br liq.} + \text{Br}^2\text{ liq.}$	"	" .. " .. "	+ 2,3	" .. " .. " .. "	
	+ $\text{Br}^3\text{ liq.}$	"	" .. " .. "	+ 3,0	" .. " .. " .. "	
Éthane dibromé. (bromure d'éthylène)	$\text{C}^2\text{H}^4\text{Br}^2$	188	Br { gaz + 13,9 liq. + 6,5	+22,1 +14,7	" .. " .. " .. "	
Propane dibromé. (brom. de propylène)	$\text{C}^3\text{H}^6\text{Br}^2$	202	Br { gaz... .. liq... ..	+27,1 +19,7	" .. " .. " .. "	
	Propane dibromé. (brom. de triméthyl.)	$\text{C}^3\text{H}^6\text{Br}^2$	202	Br { gaz... .. liq... ..	+28,8 +21,4	" .. " .. " .. "
Perbromures. (propylène)		$\text{C}^3\text{H}^6\text{Br}^2\text{ liq.} + \text{Br}^2\text{ liq.}$	"	" .. " .. "	0,87	" .. " .. " .. "
	+ $\text{Br}^3\text{ liq.}$	"	" .. " .. "	1,66	" .. " .. " .. "	
Perbromures. (triméthylène)	$\text{C}^3\text{H}^6\text{Br}^2\text{ liq.} + \text{Br}^2\text{ liq.}$	"	" .. " .. "	1,01	" .. " .. " .. "	
	+ $\text{Br}^3\text{ liq.}$	"	" .. " .. "	2,05	" .. " .. " .. "	
Bromhydrate d'amy- lène	$\text{C}^5\text{H}^{11}\text{Br}$	151	Br { gaz + 32,7 liq. + 29,0	+40,0 +36,3	" .. " .. " .. "	
	$\text{C}^5\text{H}^{10}\text{ gaz.} + \text{HBr}$	"	+ 13,1	.. " .. " .. "	.. " .. " .. "	
	$\text{C}^5\text{H}^{10}\text{ liq.} + \text{HBr}$	"	" .. " .. "	+15,2	" .. " .. " .. "	
DÉRIVÉS IODÉS.						
Formène iodé (éther méthyliodh.)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{I}$	172	I { gaz + 15,9 sol. + 9,1	+22,4 +15,6	" .. " .. " .. "	
	Éthane iodé (éther iodhydr.)	$\text{C}^2\text{H}^5\text{I}$	156	I { gaz + 24,0 sol. + 17,2	+31,5 +24,7	" .. " .. " .. "
Iodhydrate d'amy- lène.		$\text{C}^5\text{H}^{11}\text{I}$	198	I { gaz + 31,1 sol. + 14,3	+30,5 +23,7	" .. " .. " .. "
	$\text{C}^5\text{H}^{10}\text{ gaz.} + \text{HI}$	"	+ 13,4	.. " .. " .. "	.. " .. " .. "	
$\text{C}^5\text{H}^{10}\text{ liq.} + \text{HI}$	"	"	" .. " .. "	+17,6	" .. " .. " .. "	

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE.				CHALEUR de combura- tion.
			État				
			gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	
DÉRIVÉS CYANÉS.							
{ Formène cyané... (cyanure de méthyle)	CH ¹ Cy.....	41	éléments	+ 0,45	391,65
			Cy gaz..	+37,4	
{ Formène dicyané... (nitrile malonique)	CH ² Cy ²	66	éléments	-42,3	395,1
			Cy ² gaz..	+31,6	
{ Éthane cyané..... (cyanure d'éthyle)	C ² H ³ Cy.....	55	éléments	+ 8,7	446,7
			Cy gaz..	+42,7	
{ Éthane dicyané... (nitrile succinique)	C ² H ⁴ Cy ²	80	éléments	-29,8	545,0
			Cy ² gaz..	+41,1	
Propane dicyané... (nitrile glutarique)	C ³ H ⁶ Cy ²	94	éléments	-21,3	699,8
			Cy ² gaz..	+52,6	
Benzine cyanée... (nitrile benzoïque)	C ⁶ H ⁵ Cy.....	103	éléments	-33,1	865,11
			Cy ² gaz..	+40,8	
{ Toluène cyané..... (cyanure de benzyle)	C ⁷ H ⁷ Cy.....	117	éléments	-27,9	1023,8
			Cy gaz..	+46,0	
Nitrile toluïque (o)..	Id.	117	éléments	-34,8	1030,7
			Cy gaz..	+39,1	
DÉRIVÉS SULFURÉS.							
{ Ac. iséthionique... Ac. éthylsulfurique.	C ² H ⁶ SO ⁴	126	+211,5
			Id.	126	
Ac. benzinosulfurique..	C ⁶ H ⁶ SO ³	158	+134,4
Ac. toluénosulfurique..	C ⁷ H ⁸ SO ³	172	+142,0

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE.				CHALEUR de combustion.	
			État					
			gazeux.	liquide.	solide.	dissous.		
DÉRIVÉS NITRÉS.								
Nitrométhane.....	CH^3AzO^2	61 ..	+21,8	+28,8	"	"	169,8	
Nitréthane.....	$\text{C}^2\text{H}^5\text{AzO}^2$	75 ..	+31,9	+38,8	"	"	322,5	
Benzine nitrée.....	$\text{C}^6\text{H}^5\text{AzO}^2$	123 ..	- 2 env.	+ 5,1	+ 7,8	"	"	733,2
» binitrée (o.)	$\text{C}^6\text{H}^4\text{Az}^2\text{O}^4$	168 ..	"	"	+ 0,3	"	"	703,5
Benzine binitrée (m.)	$\text{C}^6\text{H}^4\text{Az}^2\text{O}^4$	" ..	"	"	+ 6,8	"	"	697,0
» » (p.)	Id.	" ..	"	"	+ 8,4	"	"	695,4
» trinitrée.....	$\text{C}^6\text{H}^3\text{Az}^3\text{O}^6$	213 ..	"	"	+ 5,5	"	"	663,8
Benzine trinitrée.....	"	" ..	"	"	- 9,2	"	"	678,5
(1.2.4)	"	" ..	"	"	- 9,2	"	"	678,5
Toluène nitré.....	$\text{C}^7\text{H}^7\text{AzO}^2$	137 ..	"	+ 20,1	"	"	"	881,5
Naphtaline nitrée	$\text{C}^{10}\text{H}^7\text{AzO}^2$	173 ..	"	- 2,2	- 6,5	"	"	1191
DÉRIVÉS MÉTALLIQUES.								
Zincéthyle.....	$\text{C}^2\text{H}^5\text{Zn}$	123 ..	"	+ 2,8	"	"	"	+403,5

Alcools.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE.				CHALEUR de combustion.
			État du composé				
			gazoux.	liquide.	solide.	dissous.	
ALCOOLS MONOATOMIQUES.							
Alcool méthylique.....	CH^1O	32	+53,3	+ 61,7	... "	+63,7	170,6
Alcool éthylique.....	$\text{C}^2\text{H}^2\text{O}$	46	+59,8	+ 69,9	... "	+72,4	325,7
{ Alcool propylique....	$\text{C}^3\text{H}^6\text{O}$	60	+68,6	+ 78,6	... "	+81,7	480,3
{ Alcool isopropylique....	".....	"	... "	+ 80,6	... "	+84,4	478,3
Alcool allylique.....	$\text{C}^3\text{H}^6\text{O}$	58	... "	+ 67,2	... "	+49,3	442,7
{ Alcool isobutylique..	$\text{C}^4\text{H}^{10}\text{O}$	74	... "	+ 85,5	... "	+88,4	636,7
{ Alc. triméthylcarbinol	".....	"	... "	... "	+ 89,4	+92,6	632,8
{ Alc. amylique (form.)	$\text{C}^5\text{H}^{12}\text{O}$	88	+80,9	+ 91,6	... "	+94,4	793,9
{ Diméthyléthylcarbinol	".....	"	+87,5	+ 97,0	... "	... "	788,5
Éthylvinylcarbinol.....	$\text{C}^6\text{H}^{10}\text{O}$	86	... "	+ 63,3	... "	... "	753,2
Allyldiméthylcarbinol..	$\text{C}^6\text{H}^{12}\text{O}$	100	... "	+ 65,8	... "	... "	914,0
Alcool benzylique.....	$\text{C}^7\text{H}^8\text{O}$	108	... "	+ 40,8	... "	... "	895,3
Alcool caprylique.....	$\text{C}^8\text{H}^{18}\text{O}$	130	... "	+113,3	... "	... "	1262,1
Diallylméthylcarbinol..	$\text{C}^8\text{H}^{14}\text{O}$	126	... "	+ 36,0	... "	... "	1201,4
{ Allyldipropylcarbinol.	$\text{C}^{10}\text{H}^{20}\text{O}$	156	... "	+ 83,1	... "	... "	1549,9
{ Menthol.....	".....	"	... "	+121,1	+123,0	... "	1509,2
{ Camphol (dextrogyre)	$\text{C}^{10}\text{H}^{18}\text{O}$	154	... "	... "	+ 97,0	... "	1467,0
{ » inactif (neutre).	".....	"	... "	... "	+ 87,9	... "	1476,1
{ » de valériane.....	".....	"	... "	... "	+ 89,2	... "	1474,8
{ Hydrate de caoutchine	".....	"	... "	... "	+ 86,6	... "	1477,4
Diphénylcarbinol.....	$\text{C}^{20}\text{H}^{12}\text{O}$	184	... "	... "	+ 23,9	... "	1616,0
Alcool éthaliue.....	$\text{C}^{16}\text{H}^{24}\text{O}$	242	... "	... "	+177,6	... "	2504,2
Triphénylcarbinol.....	$\text{C}^{19}\text{H}^{16}\text{O}$	260	... "	... "	+ 1,9	... "	2341,8

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE.				CHALEUR de combustion.
			État du composé				
			gazeux.	liquide.	solide.	d'isom.	
ALCOOLS POLYATOMIQUES.							
<i>Alcools diatomiques.</i>							
Glycol.....	$C^2H^6O^2$	62	.. "	+112,3	.. "	+114,0	283,3
Anhydride (éther)...	C^2H^4O	42	+18,2	+ 24,3	.. "	+ 25,8	308,4 gaz
Propylglycol.....	$C^3H^8O^2$	76	.. "	+127,7	.. "	.. "	431,2
Isopropylglycol.....	.. " "	.. "	+122,7	.. "	.. "	436,2
Pinakone.....	$C^11H^{18}O^2$	118	.. "	.. "	+151,1	.. "	897,7
Terpine.....	$C^{10}H^{18}O^2$	172	.. "	.. "	+176,3	.. "	1436,7
Anhydrides :							
Torpiléol actif....	$C^{10}H^{18}O$	154	.. "	+ 87,1	.. "	.. "	1476,9
Torpiléol inactif.....	.. " "	.. "	+ 94,0	.. "	.. "	1470,0
Saligéine (alcool phén.)	$C^7H^8O^2$	124	.. "	.. "	+ 90,1	- 86,9	846,0
<i>Alcools triatomiques.</i>							
Glycérine.....	$C^3H^8O^3$	92	.. "	+161,7	+165,6	+167,1	397,2
<i>Alcools tétratomiques.</i>							
Érythrite.....	$C^4H^{10}O^4$	132	.. "	.. "	+219,7	+214,4	502,6
Pentérythrite.....	$C^5H^{12}O^4$	136	.. "	.. "	+221,2	.. "	661,4
<i>Alcools pentatomiques.</i>							
Arabitol.....	$C^5H^{12}O^5$	152	.. "	.. "	+273,5	.. "	612,0
Quercite.....	$C^5H^{12}O^5$	164	.. "	.. "	+269,4	.. "	710,4
Rhamnose.....	.. " "	.. "	.. "	+261,3	.. "	718,5
Fucose.....	.. " "	.. "	.. "	+267,6	.. "	712,2

NOMS.	FORMULES.	POIDS molécu- laire.	CHALEUR DÉGAGÉE.				CHALEUR de combustion.
			État du composé				
			gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	
<i>Alcools hexatomiques.</i>							
Mannite.....	$C^6H^{14}O^6$	182	.. "	.. "	+320,3	+315,7	728,5
Dulcite.....	".....	"	.. "	.. "	+319,4	+313,5	729,4
Inosite inactive.....	$C^6H^{12}O^6$	180	.. "	.. "	+313,3	+309,4	666,5
Inosite droite et gauc.....	".....	"	.. "	.. "	+316,2	+314,2	663,6
Inosite neutre.....	".....	"	.. "	.. "	+318,0	+314,1	661,8
Inosite racémique.....	$C^6H^{12}O^6 + C^6$ gauche	.. "	.. "	.. "	+ 3,7	0,0	.. "
Sorbine.....	$C^6H^{12}O^6$	180	.. "	.. "	+311,2	.. "	668,6
<i>Alcools heptatomiques.</i>							
Glucuheptite.....	$C^7H^{16}O^7$	212	.. "	.. "	+370,9	.. "	841,2
HYDRATES DE CARBONE.							
Arabinose.....	$C^5H^{10}O^5$	150	.. "	.. "	+258,8	.. "	557,2
Xylose.....	".....	"	.. "	.. "	+255,8	.. "	560,7
Glucose.....	$C^6H^{12}O^6$	180	.. "	.. "	+303,6	+300,4	677,2
	$C^6H^{12}O^6 + H^2O$ sol.	198	.. "	.. "	+ 3,7	.. "	.. "
Lévulose.....	$C^6H^{12}O^6 + H^2O$ liq.	.. "	.. "	.. "	+ 5,0	.. "	.. "
	".....	"	.. "	.. "	+303,9	.. "	675,9
Galactose.....	".....	"	.. "	.. "	+309,9	.. "	669,9
Glucuheptose.....	$C^7H^{14}O^7$	210	.. "	.. "	+359,2	.. "	783,9
<i>Diglucoses.</i>							
Saccharose (sucre de canne).....	$C^{12}H^{22}O^{11}$	342	.. "	.. "	+535,6	+534,8	1355,0
Lactose (sucre de lait)	$C^{12}H^{22}O^{11}$	342	.. "	.. "	+537,4	.. "	1351,4
.....	Glucose + Galac- tose — H^2O sol.	.. "	.. "	.. "	- 4,8	.. "	.. "
Maltose.....	$C^{12}H^{22}O^{11}$	342	.. "	.. "	+538,1	.. "	1350,7
Tréhalose.....	$C^{12}H^{22}O^{11}$	342	.. "	.. "	+538,9	.. "	1349,9

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE.				CHALEUR de combustion.	
			État du composé					
			gazeux.	liquide.	solide.	dissous.		
<i>Triglucoses.</i>								
Mélitose	$C^{18}H^{32}O^{16}$	504	.. "	.. "	+775,3	+766,9	3026,1	
Mélicose (raffinose)	$C^{18}H^{32}O^{16} + 3H^2O$ sol.	594	.. "	.. "	+ 11,6	.. "	.. "	
Mélézitose	$C^{18}H^{32}O^{16} + 5H^2O$ liq. "	.. "	.. "	+ 18,1	.. "	.. "	
	$C^{18}H^{32}O^{16} \cdot H^2O$..	522	.. "	.. "	+827,4	.. "	2843,0	
<i>Polyglucosides : (C⁶H¹⁰O⁵)ⁿ = 162 n.</i>								
Dextrine	Calculé pour	162	.. "	.. "	+243,6	.. "	667,2	
Inuline	" ..	"	.. "	.. "	+231,4	.. "	678,3	
Amidon	" ..	"	.. "	.. "	+225,9	.. "	684,9	
Cellulose	" ..	"	.. "	.. "	+230,4	.. "	680,4	
Glycogène	" ..	"	.. "	.. "	+228,9	.. "	678,9	
PHÉNOLS.								
Phénol	C^6H^6O	94	.. "	.. "	-34,5	+ 36,8	+ 34,2	736,0
Résorcine	$C^6H^6O^2$	110	.. "	.. "	+ 89,4	+ 85,6	683,4	
Hydroquinone	" ..	110	.. "	.. "	+ 87,3	+ 83,9	685,5	
Pyrocatechine	" ..	110	.. "	.. "	+ 87,6	+ 84,1	685,2	
Pyrogallol	$C^6H^6O^3$	126	.. "	.. "	+139,5	+ 135,8	633,3	
Phloroglucine	$C^6H^6O^3 + H^2O$ sol.	144	.. "	.. "	+ 3,7	.. "	.. "	
	$C^6H^6O^3 + H^2O$ liq.	"	.. "	.. "	+ 5,0	.. "	.. "	
Crésol ortho	C^7H^8O	108	.. "	.. "	+ 56,3	+ 54,2	879,8	
Crésol méta	" ..	"	.. "	.. "	+ 55,1	.. "	881,0	
Crésol para	" ..	"	.. "	.. "	+ 50,9	+ 53,7	+ 53,6	880,4
	$C^7H^8O^2$	124	.. "	.. "	+111,4	+109,0	824,7	
Orcine	$C^7H^8O^2 + H^2O$ sol.	142	.. "	.. "	+ 1,7	.. "	.. "	
	$C^7H^8O^2 + H^2O$ liq.	"	.. "	.. "	+ 3,0	.. "	.. "	
Xylénol ortho	$C^8H^{10}O$	122	.. "	.. "	+ 64,0	.. "	1035,4	
Xylénol méta	" ..	"	.. "	.. "	+ 61,9	.. "	1037,5	
Xylénol para	" ..	"	.. "	.. "	+ 63,8	.. "	1035,6	
Pseudocuméol	$C^9H^{12}O$	136	.. "	.. "	+ 71,2	.. "	1191,5	
Thymol	$C^{10}H^{14}O$	150	.. "	.. "	+ 76,0	.. "	1350,0	
Eugénol (dérivé allylique)	$C^{10}H^{12}O$	164	.. "	.. "	+70,1	.. "	1286,9	
Isoeugénol (dérivé propénylique)	" ..	"	.. "	.. "	+78,9	.. "	+1278,1	
Bétel phénol	" ..	"	.. "	.. "	+70,1	.. "	1286,9	

Phénols.

NOMS.	FORMULES.	POIDS moléculaire.	CHALEUR DÉGAGÉE.		
			État du composé		
			liquide.	solide.	dissous.
<i>Dérivés substitués.</i>					
Phénol bromé.....	C^6H^5BrO	173	+33,7 ⁽¹⁾	+36,7	+33,0
» bibromé.....	$C^6H^4Br^2O$	352	+29,9 ⁽¹⁾	+33,4	»
» tribromé.....	$C^6H^3Br^3O$	331	» ⁽¹⁾	+31,5 ⁽¹⁾	»
Phénol nitré (o.).....	$C^6H^5AzO^3$	139	+46,4	+50,1	»
» (p.).....	»	»	+49,2	»
Phénol trinitré (ac. picrique).	$C^6H^3Az^3O^3$	229	»	+46,8	+39,7
Résorcine tribromée.....	$C^6H^3Br^3O^2$	347	»	+66,3 ⁽¹⁾	+64,1
Orcine tribromée.....	$C^7H^3Br^3O^2$	361	»	+99,3	»
<i>Picrates.</i>					
Sel K.....	$C^6H^5K Az^3O^3$	267,1	»	+110,1	+100,1
» Na.....	» Na.....	251	»	+103,4	+97,0
» Am.....	» Am.....	246	»	+81,9	+73,2
» Ca.....	$(C^6H^5Az^3O^3)_2Ca$	496	»	+185,4	+187,6
» Sr.....	» Sr.....	543,5	»	+196,0	+196,8
» Ba.....	» Ba.....	593,5	»	A + 70,6	A + 63,9
» Mg.....	» Mg.....	480	»	+172,6	+187,3
» Zn.....	» Zn.....	521	»	+102,8	+114,3
» Cu.....	» Cu.....	519,3	»	+60,4	+63,7
» Pb.....	» Pb.....	661,9	»	+82,3	+75,1
» Hg.....	» Hg.....	656	»	+42,8	+38,1
(1) Br liquide.					

Éthers.

NOMS.	FORMULES.	POIDS molécul. litre.	CHALEUR DÉGAGÉE.				CHALEUR de combustion.
			État du composé				
			gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	
<i>Éthers méthyliques.</i>							
Éthers des hydracides. (voir p. 790, 791)							
Éther azotique.....	$\text{CH}^3. \text{AzO}^3$	77	... "	+ 39,9	... "	157,9	
Éther méthylcarbonique.....	$(\text{CH}^3)^2\text{CO}^2$	74	-143,1	+151,0	... "	339,7	
Éther diméthylrique.....	$(\text{CH}^3)^2\text{O}$	46	- 51,4	... "	... "	344,2	
Éth. phénylméth. (anisol)	$(\text{CH}^3. \text{C}^6\text{H}^5)\text{O}$	108	... "	+ 30,6	... "	905,5	
Éther résorcinnodimé- thylique.....	$(\text{CH}^3)^2\text{C}^6\text{H}^4\text{O}^2$	138	... "	... "	- 76,4	1023,0	
Éther hydroquinonedi- méthylique.....	... id.	»	... "	... "	+ 84,3	1015,1	
Éther crésylméthylique (méta).....	$(\text{CH}^3. \text{C}^6\text{H}^3)\text{O}$	122	... "	- 42,1	... "	1057,3	
Éther xylénylméthylrique (méta).....	$(\text{CH}^3. \text{C}^8\text{H}^3)\text{O}$	136	... "	+ 49,0	... "	1213,2	
Méthylal diméthylé (?)..	$\text{C}^2\text{H}^6\text{O}^2$	76	+118,2	+125,0	... "	440,7 gaz	
<i>Éthers éthyliques.</i>							
Éthers des hydracides. (voir p. 790, 791)							
Acide éthylsulfurique.. (voir p. 792)							
Éther azotique.....	$\text{C}^2\text{H}^5. \text{AzO}^3$	91	... "	+ 48,5	... "	312,6	
Éther phosphorique.....	$(\text{C}^2\text{H}^5)^2\text{PO}^1$ (1).....	182	... "	- 6,7	... "	... "	
Éther carbonique.....	$(\text{C}^2\text{H}^5)^2\text{CO}^2$	118	-165,7	+174,3	... "	-642,2	
Éther silicique.....	$(\text{C}^2\text{H}^5)^2\text{SiO}^2$	»	... "	... "	... "	1434,4+x(2)	
» diéthylique.....	$(\text{C}^2\text{H}^5)^2\text{O}$	74	- 62,8	+ 70,5	... "	651,7 liq.	
» phényléthylique ..	$(\text{C}^2\text{H}^5. \text{C}^6\text{H}^5)\text{O}$	122	... "	+ 41,2	... "	1057,2	
» crésylethyl. (para)	$(\text{C}^2\text{H}^5. \text{C}^6\text{H}^4)\text{O}$	136	... "	+ 49,6	... "	1213,1	
» xylényléthyl. (p.)..	$(\text{C}^2\text{H}^5. \text{C}^8\text{H}^3)\text{O}$	150	... "	+ 57,2	... "	1368,8	
Alc. diéthylique (acétal).	$\text{C}^6\text{H}^{10}\text{O}^2$	118	... "	+130,2	... "	918,6	

(1) Depuis PO^3H^3 crist. + 3 $\text{C}^2\text{H}^5\text{O}$ - 3 H^2O . - (2) x chaleur de transformation de SiO^2 gélatineux.

NOMS.	FORMULES.	POIDS molécu- laire.	CHALEUR DÉGAGÉE.				CHALEUR de combustion.
			État du composé				
			gazeux.	liquide.	solide.	dissous.	
<i>Éthers propyliques et autres.</i>							
Éther phénylpropylique.	$(C^6H^5.C^3H^7)O$.	136	...	+ 49,3	1213,4
{ Méthylchavicol (allyl.)	$C^{10}H^{12}O$	148	...	+ 21,9	1335,1
{ Anéthol (propénylique) »	148	+ 32,8	...	1324,2
{ Safrol (allylique)	$C^{10}H^{10}O^2$	162	...	+ 43,3	1244,7
{ Isosafrol (propényliq.)	$C^{10}H^{10}O^2$	162	...	+ 53,5	1233,6
{ Méthyleugénol.....	$C^{11}H^{14}O^2$	178	...	+ 61,2	1459,4
{ Méthylisoeugénol..... »	»	...	+ 72,3	1448,0
Éthylisoeugénol.....	$C^{12}H^{16}O^2$	192	...	+ 80,7	1602,9
Asarone (propényl).....	$C^{12}H^{16}O^3$	208	...	+106,8	1576,8
{ Apiol (allyl).....	$C^{12}H^{14}O^3$	222	+115,0	...	1499,6
{ Isoapiol (propényl)..... »	»	+125,6	...	1489,0
<i>Éthers.</i>							
Glycol monochlorhydriq.	C^2H^5ClO	80,5	...	+ 76,2	...	+ 77,5 "
	$C^2H^5(AzO^3)^3$..	227	...	+ 94,2	361,2
	par les éléments						
Nitroglycérine.....	$C^3H^5O^3 +$ $3AzO^3H-3H^2O$	+ 14,7 "
	tout liquide						
Nitromannite.....	$C^6H^8(AzO^3)^3$..	432	+179,4	...	662,0
	par les éléments						
Amidon azotique.....	$nC^6H^{10}O^4(AzO^3)$	207 n	+210,9	...	665,0
	par les éléments						
Cellulose azotique.....	$C^{24}H^{40}(AzO^3)^{11}$	624	+745,6	...	2518,1
(coton-poudre)	par les éléments						