

ÉLÉMENTS

DE

CHIMIE INORGANIQUE.

PROPRIÉTÉ. — *Déposé aux termes de la Loi.*

ÉLÉMENTS
DE
CHIMIE INORGANIQUE

PAR

L. DE KONINCK ,

DOCTEUR-MÉDECIN,
PROFESSEUR DE CHIMIE A L'UNIVERSITÉ
ET A L'ÉCOLE DES ARTS ET MANUFACTURES ET DES MINES DE LIÈGE, MEMBRE SUPPLÉANT
AU JURY D'EXAMEN POUR LES SCIENCES, CORRESPONDANT
DE L'ACADÉMIE ROYALE DES SCIENCES ET BELLES-LETTRES
DE BRUXELLES, ETC., ETC.



LIÈGE ,
H. DESSAIN, IMPRIMEUR-LIBRAIRE
PLACE S'.-LAMBERT,
—
1839.

PRÉFACE.



En publiant les *Éléments de Chimie inorganique*, je n'ai eu d'autre but que celui d'être utile aux élèves de notre Université et de leur faciliter l'étude de la science, que je suis chargé de leur enseigner.

J'ai cherché à leur éviter la peine de recourir à des traités généraux, qui pour la plupart sont ou trop volumineux, ou rédigés d'après un plan différent de celui que j'ai adopté pour mon cours.

On ne devra point s'étonner de trouver incomplet un

ouvrage qui ne peut être considéré que comme une sorte de programme détaillé. Les leçons orales devront nécessairement remplir les lacunes que son cadre resserré m'a forcé d'y laisser subsister.

Liège, ce 25 août 1839.

L. DE KONINCK.

ÉLÉMENTS

DE

CHIMIE INORGANIQUE,

NOTIONS PRÉLIMINAIRES.

DÉFINITION DE LA CHIMIE.

1. Tout ce qui se trouve dans la nature est du ressort de la *chimie*.

Cette science embrasse l'étude de chaque corps en particulier, observe les changements intimes qu'il éprouve ou qu'il fait éprouver à tous ceux avec lesquels on le met en contact et fait connaître les produits qui en résultent.

Étudier la Chimie d'après cette définition, c'est l'étudier en général.

2. Par *corps* ou *matière*, l'on entend tout ce qui est étendu, impénétrable et indestructible.

Tous les corps sont doués de certaines *propriétés*, diverses pour chacun en particulier et caractérisées par la *faculté* qu'ils possèdent d'agir les uns sur les autres et de produire certaines impressions sur nos sens.

Définies de la sorte, les propriétés des corps sont si nombreuses, qu'il a fallu établir des divisions entre elles. On les distribue d'ordinaire en trois groupes généraux.

Le premier comprend, les *propriétés physiques* ;

Le second, les *propriétés chimiques* ;

Le troisième, les *propriétés organoleptiques*.

PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DES CORPS.

3. L'une des propriétés physiques les plus remarquables est l'état d'agrégation des particules des corps, lesquels peuvent se présenter à l'état *solide*, *liquide* ou *aériforme*.

Quelques fois un même corps peut revêtir ces trois états, suivant la température et la pression auxquelles il se trouve exposé. L'eau nous en offre un exemple frappant.

4. La *densité* ou le *poids spécifique* d'un corps n'est pas d'une moindre importance.

Un corps quelconque placé sur un support, exerce sur lui une certaine pression que l'on peut évaluer au moyen d'une balance et que l'on connaît sous le nom de *poids*.

Cette pression provient de la *pesanteur* ou de la tendance qu'ont les corps de se rapprocher du centre de la terre.

L'observation nous a appris que cette pression varie pour chaque corps en particulier, pris sous le même volume. Indiquer le rapport qui existe entre le *poids* et le *volume* d'un corps, c'est indiquer sa *densité*. Pour plus de facilité on la compare à celle d'un autre corps, qui est prise pour unité.

La densité des solides et des liquides est rapportée à celle de l'eau à la température $+4^{\circ}\text{C}$; la densité des gaz et des vapeurs l'est à celle de l'air sec, à 0° et à une pression de $0^{\text{m}},76$.

5. L'action des corps sur la lumière est essentielle à noter. Tantôt ils se laissent traverser par les rayons lumineux, tantôt ils les absorbent ou les réfléchissent. Dans le premier cas on les nomme *transparents*; dans le second *opaques*.

6. Les corps placés dans certaines circonstances acquièrent la propriété d'attirer les objets légers et de les repousser ensuite. Cette propriété est désignée sous le nom d'*Electricité*. Si elle est très prononcée, elle se manifeste par un picotement et une étincelle bruyante que donnent les corps lorsqu'on en approche la main.

On distingue les corps en *bons* et en *mauvais conducteurs* de l'électricité.

Les bons conducteurs sont ceux, qui comme les métaux transmettent facilement le fluide électrique sur toute leur étendue; on appelle mauvais conducteurs ceux qui ne possèdent pas la propriété de la propager facilement d'une de leurs parties à une autre. Parmi ces derniers se trouvent en première ligne, le verre, la résine et le soufre.

7. Plusieurs moyens peuvent servir au développement du fluide électrique. Les principaux sont : le *frottement*;

la compression ; la distribution ; l'influence ; l'élévation de température ; le contact de deux corps hétérogènes.

8. Il existe deux états électriques différents, communs à tous les corps et que l'on développe à volonté, mais par des moyens différents. On leur a donné le nom d'*électricité positive* ou *vitreuse* et celui d'*électricité négative* ou *résineuse*.

Ces deux états ont la propriété de se *neutraliser*. Les corps électrisés différemment *s'attirent*, ceux au contraire qui le sont de la même manière, *se repoussent*.

9. Certains corps possèdent la propriété de se diriger dans un plan voisin du méridien astronomique, lorsqu'ils sont suspendus librement ; ils attirent en même temps la limaille de fer.

Cette propriété est attribuée à une cause que l'on est convenu d'appeler *magnétisme*.

Les corps qui manifestent ces propriétés sont appelés *aimants*.

Les deux points extrêmes d'un aimant dont l'un se dirige vers le Nord et l'autre vers le Sud, se nomment *pôles*.

Il existe deux magnétismes différents, comme il y a deux *électricités* différentes ; ils ont la même propriété de s'attirer ou de se repousser, suivant qu'ils sont de même ou de différente nature.

PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DES CORPS.

10. Les actions physiques que les corps exercent mutuellement les uns sur les autres, ont lieu en général à une distance bien appréciable à nos sens. C'est ainsi qu'un bâton de cire d'Espagne électrisé attirera les corps légers à une certaine distance ; c'est encore ainsi qu'agiront les aimants les uns sur les autres. Il n'en est pas de même des actions *chimiques*, qui ne sont appréciables que pour autant, que les corps se trouvent en contact apparent.

En même temps que l'action chimique s'exercera, les propriétés physiques seront changées.

PROPRIÉTÉS ORGANOLEPTIQUES DES CORPS.

11. Il est certaines propriétés que l'on ne peut ranger

ni dans l'un , ni dans l'autre des deux groupes précédents , et qu'il est cependant essentiel d'étudier.

Ce sont les propriétés que possèdent les corps d'agir sur nos organes, lorsqu'ils se trouvent en contact immédiat avec eux. On les désigne sous le nom de *propriétés organoleptiques*. Cette distinction est d'autant plus essentielle à faire, que nous ignorons encore , en général, leur mode d'action. On ne peut en juger que par les effets. Ainsi la saveur, la propriété vénéneuse, etc., sont des propriétés organoleptiques.

NATURE DES CORPS. ✓

12. On entend par *Nature des corps*, plusieurs rapports très-distincts, sous lesquels on peut les étudier sous le point de vue de la science chimique et dont l'ensemble constitue la notion que l'on s'en forme.

13. Ainsi les corps peuvent être *simples* ou *composés*.

On donne le nom de *corps simple*, *élément* ou *principe*, à tout corps dont on n'a pu retirer qu'une sorte de matière, à quelque opération qu'on l'ait soumis.

Un corps est composé, toutes les fois qu'on peut en séparer plusieurs sortes de matières jouissant de propriétés différentes.

14. Plusieurs moyens peuvent servir à la décomposition des corps. Parmi les plus puissants se trouvent le calorique et l'électricité, aidés parfois par l'action simultanée d'un autre corps.

15. Faire l'*analyse* d'un corps, c'est déterminer les quantités des principes, qui servent à le former.

On donne le nom de *synthèse* à l'opération qui sert à mettre en contact les divers éléments d'un corps, de manière à le reconstruire avec toutes ses propriétés primitives.

16. Le nombre des éléments connus jusqu'aujourd'hui est de 55; nous en ferons l'énumération plus loin.

17. Il y a *combinaison*, toutes les fois, que les corps réagissent les uns sur les autres, de manière à ce qu'il en résulte un *tout homogène*, dans lequel on ne reconnaît plus les propriétés qui caractérisaient les corps qui ont concouru à le former.

18. Le *mélange* se distingue facilement de la combinai-

son, en ce qu'à l'aide de moyens mécaniques on parvient à séparer plus ou moins complètement les diverses substances dont il est formé.

En outre, les instruments d'optique font découvrir dans le mélange des particules de différente nature, tandis que, lorsqu'il y a combinaison, on ne reconnaît que des particules homogènes. Cette dernière est généralement accompagnée d'une élévation de température et quelques fois de production de lumière.

19. Les corps composés se divisent en *composés du premier ordre, du second, du troisième, etc. ordre.*

Ceux du premier ordre, résultent de la combinaison de 2, 3, 4 etc. principes différents. On les nomme, suivant le nombre des principes qui les composent, *binaires, ternaires, quaternaires*; etc.

Ceux du second ordre, sont formés par la réunion de composés du premier; ceux du troisième ordre par celle de composés du second; et ainsi de suite.

20. Si nous étudions les corps sous un autre point de vue que sous celui de leur composition, nous remarquerons bientôt qu'ils sont doués de certaines propriétés antagonistes, et qui sont corrélatives l'une de l'autre, de même que l'électricité positive l'est de l'électricité négative et que le magnétisme boréal, l'est du magnétisme austral.

21. Ces propriétés sont désignées pour les corps composés, sous le nom d'*acidité* et d'*alkalinité*, et les corps qui les possèdent se nomment *acides* et *oxidés (alkalis)*.

Les corps qui jouissent de l'une ou de l'autre de ces propriétés, au plus haut degré, se distinguent facilement.

Ainsi l'on reconnaît un acide, lorsqu'entre autres propriétés, il possède celle d'avoir une saveur aigre; celle de rougir la teinture de tournesol ou de choux rouges et le sirop de violettes; celle de rendre plus claires certaines couleurs végétales, telles que celle de rhubarbe et de curcuma.

Les oxides, (au moins ceux qui sont solubles) ont une saveur urineuse, ramènent au bleu les teintures rougies par un acide, verdissent le sirop de violettes et brunissent la teinture de curcuma.

22. En unissant les acides aux oxides dans des rapports

convenables, on parvient à éteindre complètement dans le composé qui en résulte, les différentes réactions que nous venons de signaler, il prend alors le nom de *composé neutre*. On pourra donc considérer l'acidité et l'alkalinité comme s'étant neutralisées mutuellement et comme étant antagonistes l'une de l'autre.

23. Cependant ces deux propriétés ne peuvent être envisagées que d'une manière générale et non comme appartenant à un certain groupe de corps. Cette distinction est facile à établir pour tous ceux qui jouissent à un certain degré des réactions que nous avons indiquées; mais comme il existe des composés qui tiennent le milieu entre les deux états, il est difficile d'indiquer une bonne ligne de démarcation, d'autant plus, que ces mêmes corps jouent tantôt le rôle d'acides, tantôt celui d'oxydes. Tel est par exemple l'*alumine*.

24. Nous possédons néanmoins un moyen facile et prompt de déterminer le composé auquel on doit attribuer les propriétés acides ou alkales.

L'expérience nous a prouvé, que toutes les fois qu'un composé, d'un ordre supérieur au premier, est soumis à l'action de la pile galvanique, le composé acide se porte vers le pôle positif, tandis que l'oxyde est attiré vers le pôle négatif.

25. Les composés du premier ordre éprouvent la même décomposition sous l'influence de la pile. Ceux-ci sont immédiatement réduits en leurs éléments dont les uns deviennent électro-négatifs vis-à-vis des autres et sont attirés par le pôle positif de la pile, tandis que les autres étant électro-positifs sont attirés par le pôle négatif.

26. Cette propriété d'être attiré par tel pôle plutôt que par tel autre n'est point exclusive pour chaque corps en particulier, mais dépend de la nature des éléments mis en jeu. Ainsi chaque élément pourra être tantôt *électro-positif*, tantôt *électro-négatif*, à l'exception de deux, dont l'un, l'Oxygène, est toujours électro-négatif, l'autre, le Potassium, est constamment électro-positif.

En partant de ce principe, on a construit le tableau suivant, dans lequel on a inscrit tous les corps simples, de manière à ce que celui que l'on veut étudier, soit électro-négatif pour ceux qui le suivent, et électro-positif pour ceux qui le précèdent.

27. 1 Oxygène.	20 Antimoine.	39 Fer.
2 Fluore.	21 Tellure.	40 Cadmium.
3 Chlore.	22 Or.	41 Zinc.
4 Brome.	23 Hydrogène.	42 Manganèse.
5 Iode.	24 Osmium.	43 Aluminium.
6 Azote.	25 Iridium.	44 Zirconium.
7 Soufre.	26 Rhodium.	45 Yttrium.
8 Sélénium.	27 Platine.	46 Thorium.
9 Phosphore.	28 Palladium.	47 Glucium.
10 Arsenic.	29 Mercure.	48 Magnesium.
11 Molybdène.	30 Argent.	49 Calcium.
12 Chrome.	31 Cuivre.	50 Strontium.
13 Vanadium.	32 Urane.	51 Barium.
14 Tungstène.	33 Bismuth.	52 Lantane.
15 Carbone.	34 Etain.	53 Lithium.
16 Bore.	35 Plomb.	54 Sodium.
17 Silicium.	36 Cérium.	55 Potassium.
18 Tantale.	37 Cobalt.	
19 Titane.	38 Nickel.	

28. Pour bien étudier les corps tant simples que composés, il faut connaître leur structure ou constitution physique.

Le système qui a prévalu, est celui dans lequel on envisage les corps comme formés d'une quantité déterminée de particules solides, infiniment petites, ultérieurement indivisibles et impénétrables, auxquelles on a donné le nom d'*atomes*.

De là le nom de *système atomique, atomistique, corpusculaire, moléculaire*.

29. Tous les corps pouvant par des moyens physiques connus, diminuer ou augmenter de volume, on en a conclu que les atomes n'étaient point en contact immédiat.

La force qui tend à empêcher ce contact, a été nommée *force répulsive*, et paraît devoir être attribuée à la même cause que celle qui produit sur nous la sensation de la *chaleur*.

Mais, comme l'action de celle-ci est limitée, on en a du admettre en même temps une seconde, à laquelle on a appliqué le nom de *force attractive* ou *cohésion*.

30. C'est en vertu de la prédominance de l'une ou de l'autre de ces deux forces que les corps sont solides, liquides ou aëriiformes.

31. Lorsque la force de cohésion peut s'exercer librement sur les différentes molécules d'un corps et faire passer celui-ci de l'état gazeux ou liquide, à l'état solide, elles s'attirent d'ordinaire dans des directions bien déterminées et de manière à donner lieu à la formation de corps solides, d'une forme régulière auxquels l'on a donné le nom de *cristaux*.

32. Les différentes formes que ces corps affectent, peuvent se déduire d'un très petit nombre de figures géométriques que pour cette raison on a nommé *formes primitives*.

33. On appelle *clivage*, la propriété que possèdent la plupart des *cristaux* de se laisser fendre, suivant certaines directions en lames qui sont généralement parallèles aux plans du cristal. C'est pour cette raison que lorsque l'on réduit un cristal en poudre, chaque particule, vue au microscope, représente en petit la forme du cristal qui l'a fournie.

34. La cohésion ne s'exerce qu'entre des molécules de même nature. On mesure son intensité, par l'effort nécessaire à la séparation des molécules soumises à son influence.

35. L'origine des corps peut-être importante à noter. A cet effet on les divise généralement en *corps organiques* et en *corps inorganiques*.

Les limites de ces divisions ne peuvent pas être bien tracées, puisque à chaque instant, des corps que l'on ne croyait pouvoir être produits que par le jeu des organes sont formés dans nos laboratoires et par des moyens analogues à ceux que l'on emploie pour la préparation des corps dont l'origine inorganique est incontestable.

Nous donnerons donc le nom de corps inorganiques, à tous les corps que l'on aura pu se procurer par l'art seul et celui de corps organiques, à tous ceux qui jusqu'ici ne nous sont fournis que par l'intermédiaire des organes soit des végétaux soit des animaux, et à leurs dérivés.

NOMENCLATURE CHIMIQUE.

CORPS SIMPLES.

36. La nomenclature chimique, comprend deux classes de corps, les corps simples et les corps composés.

37. Celle des corps simples est presque arbitraire. La seule règle à observer, lorsque l'on doit donner un nom à un nouvel élément, c'est qu'il soit court, harmonieux et qu'il ne rappelle ni son origine, ni aucune de ses propriétés.

38. Quelques uns des éléments, dont nous avons déjà donné le tableau, sortent de cette règle générale. Tels sont l'oxygène, l'hydrogène, etc. Ils n'ont été conservés que parce qu'ils ont été consacrés par un long usage et qu'il n'est plus possible de les confondre.

Il existe pour les corps composés, deux nomenclatures principales; celle proposée par Guyton Morveau et modifiée par les chimistes français, et celle proposée par M. Berzelius. Comme c'est la dernière qui est la plus générale et la plus facile à appliquer à un composé quelconque, c'est celle là que nous avons adoptée.

COMPOSÉS DU PREMIER ORDRE.

39. La nomenclature des composés du premier ordre, dont la plus grande partie est formée de composés binaires, est très facile.

Les noms de ces composés ont été formés de manière à avoir un substantif suivi d'un adjectif. L'élément électro-négatif fournit le premier; le second dérive de l'élément électro-positif.

40. Afin de pouvoir distinguer les composés électro-négatifs des composés électro-positifs on a imaginé de donner à l'élément électro-négatif la terminaison *ide* pour les premiers et celle de *ure* pour les seconds. Exemples: chlore, soufre, etc. qui font *chloride*, *sulfide*; *chlorure*, *sulfure*. On n'excepte de cette règle générale que l'oxygène qui au lieu de former des *oxides* et des *oxures*, fait des *acides* et des *oxides*, termes dont le premier est appliqué aux com-

posés électro-négatifs et le second, aux composés électro-positifs que fournit cet élément.

41. Mais comme le même corps peut former plus d'un composé électro-négatif ou électro-positif, il a fallu établir une distinction, afin de ne pas les confondre.

Pour les composés électro-négatifs ce moyen consiste à donner la terminaison *ique* ou *eux* à leur élément électro-positif. La première sera réservée au composé qui contiendra la plus grande quantité de l'élément électro-négatif. Exemples : *Acide azotique* ; *acide azoteux*. *Chloride sulfurique* ; *chloride sulfureux*.

42. Si l'élément électro-positif forme plus de deux composés on s'aide encore du mot *hypo*, que l'on place devant l'adjectif, qui toute fois conserve sa terminaison *ique* ou *eux*, suivant que la quantité de l'élément électro-négatif est intermédiaire entre celle des composés ayant leur terminaison en *ique* et en *eux*, ou inférieure seulement au composé se terminant en *eux*. Exemple :

Acide sulfurique ,
— hypo sulfurique ,
— sulfureux ,
— hypo sulfureux .

43. Le moyen que l'on a employé pour distinguer les différents composés électro-positifs entre eux est le même que celui qui a été mis en usage pour la distinction des composés électro-négatifs. Ainsi, l'on dira :

Chlorure mercurique ; Chlorure mercureux.
Oxide mercurique ; Oxide mercureux.

44. Cependant, plusieurs éléments, pouvant former plus de deux oxides, on est convenu de n'appliquer le nom d'*oxide* qu'à ceux qui peuvent se combiner directement aux acides, sans perdre, ni prendre de l'oxygène.

Les autres sont connus sous les noms de *per* ou *sur oxides* et de *sous oxides* suivant qu'ils contiennent une quantité trop forte ou trop faible d'oxygène pour constituer un véritable oxide.

La terminaison adjectivale des premiers sera toujours en *ique*, tandis que celle des derniers pourra être en *eux* ou en *ique*, suivant qu'ils se convertiront par leur absorption d'oxygène en oxide terminé en *eux*, ou terminé en *ique*. Exemple :

Sous oxide plombique ; oxide plombique ; sur oxide plombique.

45. La même règle est applicable aux autres composés électro-positifs, dont l'élément électro-positif forme plus de deux combinaisons avec l'élément électro-négatif.

Dans ce cas, les composés terminés en *eux* et en *ique* correspondent aux oxides ayant la même terminaison. Exemple : sous sulfure ferreux ; sulfure ferreux ; sulfure ferrique ; persulfure ferrique.

46. Si toutes fois les composés que deux mêmes corps peuvent former entre eux sont très nombreux on peut désigner la quantité de l'élément qui varie par les mots *bi*, *tri*, *tetra*, *penta*, etc. que l'on place devant le nom de l'élément dont la quantité est variable. Exemple : carbure bihydrique, tetrahydrique, etc.

47. Il y a quelques exceptions aux règles générales que nous venons de poser, pour certains composés, auxquels l'usage a assigné d'autres noms.

1^{re}. *Exception.*

48. L'hydrogène forme avec l'oxygène deux composés dont l'un a reçu le nom de : *eau* et l'autre celui de : *eau oxygénée*, au lieu de : oxide et sur-oxide hydrique.

2^{me}. *Exception.*

49. Les composés que forme l'azote avec l'hydrogène sont connus sous les noms de : *ammoniaque*, *amide*, et ~~*amido*~~, adoptés à la place de : azoture trihydrique, azotide, bihydrique et hydrique.

3^{me}. *Exception.*

50. Les combinaisons de l'azote avec le carbone portent le nom de : *cyanogène* et de *melone*, à la place de : azotido carboneux et azotide carbonique.

4^{me}. *Exception.*

51. Le carbone forme avec l'oxygène quatre acides différents, qui d'après la nomenclature ordinaire, auraient dû recevoir le nom de :

Acide carbonique,
— hypocarbonique,
— carboneux,
— hypocarboneux.

Il n'y a que le premier qui possède son nom propre ; les trois autres se nomment : acide oxalique, croconique et mellitique.

5^{me}. *Exception.*

52. Quelques acides sont désignés, à cause de la grande proportion d'oxygène qui entre dans leur composition par le mot *hyper* ou *per* que l'on place devant l'adjectif. Tels sont les acides hyperchlorique et hyperiodique. Les autres acides de ces mêmes éléments suivent les règles ordinaires.

6^{me}. *Exception.*

53. La combinaison des métaux entre eux s'appelle *alliage*, mot que l'on fait suivre par le genitif de tous les métaux qui se trouvent dans le composé. Exemple :

Alliage de plomb, d'étain et de bismuth.

Lorsque le mercure se trouve au nombre des métaux entrant en combinaison, le composé prend le nom de : *amalgame* et on supprime celui du mercure. Exemple :

Amalgame d'or et d'argent.

7^{me}. *Exception.*

54. Quelques composés du premier ordre ont reçu des noms particuliers à cause de leur composition compliquée. Tels sont ceux auxquels M. Liebig a donné le nom de : *Melam*, *Melamine*, *Ammelide*, etc.

COMPOSÉS DU SECOND ORDRE.

55. La plupart des composés électro-négatifs du premier ordre peuvent se combiner avec des composés électro-positifs du même ordre, pour former de nouveaux composés, qui ont reçu le nom de : *sels*.

Pour appliquer ce nom, il faut que l'un ou l'autre des composés ait plus ou moins perdu de ses propriétés antagonistes et que l'élément électro-négatif de chacun soit de même nature. Ainsi, les acides se combineront aux oxides ; les sulfides aux sulfures ; etc.

D'après cela on distinguera des *oxisels*, des *sulfosels*, des *tellurosels*, etc.

56. Pour distinguer les sels entre eux on fait du composé

électro-négatif, un substantif, en changeant sa terminaison *ique* en *ate* et *eux* en *ite*. Le composé électropositif retient sa désinence *ique* ou *eux*, mais on supprime le nom de l'élément électro-négatif, que l'on place en abrégé devant le nouveau substantif. Exemple :

Oxisulfate	ferreux ,
Oxisulfite	magnésique ,
Sulfarsenate	potassique ,
Sulfarsenite	sodique.

Et pour plus de facilité, l'on est convenu de supprimer le mot *oxi* dans les oxisels, de manière que *sulfate ferreux*, *sulfite magnésique*, équivaudra à *oxisulfate ferreux*, *oxisulfite magnésique*.

57. La nomenclature que nous venons d'exposer n'est applicable qu'aux sels dont la combinaison est telle que le composé électro-négatif se trouve en proportion convenable pour saturer exactement le composé électro-positif.

Dans ce cas on dit que le sel est *neutre*. On le nomme *sursel* ou *sel acide*, lorsque le premier excède la proportion du second et *sel basique* ou *sous-sel* dans le cas contraire.

58. Les différents sur et sous-sels se distinguent entre eux par les mots *sesqui*, *bi*, *tri*, etc. que l'on place devant le substantif pour les premiers, et devant l'adjectif, pour les seconds, suivant que les proportions de l'acide et de la base sont entre elles comme $1 \frac{1}{2}$, 2, 3, etc. : 1; ou comme 1 : $1 \frac{1}{2}$; 2; 3 etc. Exemple : Bicarbonate potassique; sulfate tricuivrique.

59. Les composés dans lesquels l'eau se trouve en combinaison et en rapports déterminés, se nomment *hydrates*, à moins de préférer l'adjectif *hydraté*, que dans ce cas, l'on ajoute à la fin du composé. Exemple :

Hydrate d'oxide potassique, ou *Oxide potassique hydraté*.

Hydrate d'acide sulfurique, ou *Acide sulfurique hydraté*.

Lorsque l'eau n'est pas en rapports définis on remplace l'épithète *hydrate* par celle de *dilué*. Exemple :

Acide sulfurique dilué;

60. On nomme *halhydrates*, une certaine classe de sels dans lesquels l'eau d'hydratation de l'acide passe dans la composition du sel. Tels sont les sulfates zincique et calcique.

Ils ne peuvent pas former des sels doubles entre eux et

ne se combinent qu'aux sels dont l'acide a perdu son eau d'hydratation. Dans cette espèce de sel double, l'eau d'hydratation de l'hydrate est remplacée par une quantité correspondante du sel anhydre.

61. Les composés de nature organique ne doivent pas être compris dans ce que nous venons d'exposer. Leur nomenclature n'a jusqu'ici rien, qui puisse servir de base à des règles plus ou moins fixes et générales.

DÉFINITION DE L'ESPÈCE.

62. Dans les corps simples, l'espèce est une collection d'êtres simples, qui sont identiques par les propriétés.

63. Dans les corps composés, l'espèce est une collection d'êtres identiques par la nature, les proportions et l'arrangement des éléments.

NOMBRES PROPORTIONNELS.

64. La combinaison des corps se fait en vertu d'une certaine force, qui unit les atomes de nature différente et que l'on nomme *affinité*. Nous verrons plus loin les différentes modifications que cette force peut subir.

65. Au premier abord, et avant que l'on ait eu le temps de réfléchir, on est porté à croire que les éléments peuvent s'unir chimiquement dans tous les rapports, dans lesquels on les fait agir les uns sur les autres et former ainsi des composés.

Mais en reportant son imagination sur la plupart des corps de la nature et sur ceux dont nous faisons un usage habituel, nous sommes frappés de la régularité que présentent les formes des uns, l'identité avec laquelle se reproduisent les autres, et nous sommes naturellement conduits à en conclure, que non seulement les mêmes éléments sont appelés à leur production, mais aussi, que ces éléments doivent entrer dans leur composition pour des quantités fixes et relatives.

Cette loi, qui est la véritable base de la chimie, fut longtemps méconnue, et ce n'est qu'aux beaux travaux de Richter que l'on doit véritablement sa démonstration.

En effet que l'on soumette à l'analyse tel composé que ou voudra on en retirera constamment les mêmes produits

combinés dans les mêmes rapports ; abstraction faite des substances étrangères qui peuvent y être mélangées.

66. Cependant si l'on se bornait à analyser une certaine quantité de tous les composés qui se présentent , et à indiquer le rapport des divers éléments qui concourent à leur formation , on ne retirerait pas un grand avantage de cette connaissance.

Pour éviter aux inconvénients que présenterait le mode vicieux dont nous venons de parler , l'on a imaginé de comparer la quantité de chaque élément à une quantité donnée d'un élément donné , pris pour unité.

67. L'élément que l'on préfère généralement à cet effet , est l'oxygène , comme étant le plus répandu. On le représente par 100.

68. Ainsi , par exemple , nous connaissons parfaitement la composition de l'eau , en disant qu'elle est formée de 100 parties d'oxygène , et de 12,479 parties d'hydrogène ; de l'acide hyposulfureux , formé de 100 parties d'oxygène et de 201,16 parties de soufre ; de l'oxide zincique , formé de 100 parties d'oxygène , et de 403,226 parties de zinc , etc.

Les nombres par lesquels ces divers corps sont représentés , ont reçu le nom de *nombres proportionnels* ; mais comme il y a des éléments qui peuvent se combiner en plusieurs rapports déterminés avec l'oxygène , on est convenu , de représenter le nombre proportionnel de ces corps par la quantité nécessaire à la saturation de 100 d'oxygène dans la combinaison la plus basse qu'il peut contracter avec ce dernier.

69. Si au lieu de se borner à l'étude et à la recherche des quantités de chaque élément nécessaires à la saturation de 100 oxygène , on étudie leurs combinaisons avec d'autres corps , on trouvera que le rapport qu'ils ont avec ces corps est le même que celui que ces mêmes corps ont avec l'oxygène , et qu'il faudra de chaque corps une quantité variable à la saturation de celui dont on veut étudier les combinaisons.

70. Ainsi , par exemple on trouve , que la même quantité de zinc qui pour sa saturation ne demandait que 100 d'oxygène , exigera 201,16 de soufre ; de sorte que , ces 201,16 de soufre , qui servaient également à saturer 100 d'oxygène , pourront seulement servir à remplacer ces 100 d'oxygène près du zinc. Les 201,16 de soufre ne sont à leur

tour représentés que par 442,652 de chlore et ainsi de suite.

C'est là, ce que l'on a nommé *la loi des équivalents*.

71. Le nombre proportionnel des corps composés est représenté par l'addition de tous les nombres proportionnels représentant chaque élément en particulier.

72. Nous n'avons jusqu'ici étudié les composés que dans la supposition de leur première ou de leur seule combinaison avec l'oxygène.

Si cependant, nous examinons ceux qui proviennent de la combinaison de l'oxygène avec un même élément, nous trouvons que ce corps est en plus ou moins grande quantité, suivant la nature du composé. Nous avons, par exemple, 4 composés différents du soufre avec l'oxygène; si nous les soumettons tous quatre à l'analyse, nous trouverons que le 1^{er} est formé de :

	201,16	soufre	et de	100	oxygène.
le 2 ^{me}	de 201,16	»	»	200	»
le 3 ^{me}	de 201,16	»	»	250	»
le 4 ^{me}	de 201,16	»	»	300	»

73. Ce qu'il y a de remarquable dans la composition de ces différents corps, c'est que l'augmentation de l'oxygène qui y est contenu, va en croissant dans des rapports très-simples pour la même quantité de soufre, et que la quantité d'oxygène s'y trouve entre elle comme les nombres 1, 2, $2\frac{1}{2}$, 3.

Il en est de même pour tous les autres composés, qui tous se forment dans les rapports simples de 1, $1\frac{1}{2}$, 2, $2\frac{1}{2}$, 3, 4, 5, 6, ou 7.

C'est *la loi des proportions multiples*. C'est elle, qui a fait faire les premiers et les plus grands pas vers la théorie atomique.

THÉORIE ATOMIQUE.

74. Toute la différence qui existe entre la théorie atomique et la loi des proportions multiples, se trouve dans la résolution du problème, *s'il est possible de déterminer le nombre d'atomes qui entrent dans une quantité donnée d'un élément?*

On croit l'avoir résolu par des considérations tout à fait physiques. La 1^{re} de ces considérations et la plus importante de toutes, est basée sur la loi suivante : que *tous les gaz soumis à la même pression et à la même température occupent tous le même espace ; d'où l'on a tiré les conclusions que leurs molécules s'y trouvent à égale distance ; que sous un même volume il se trouve le même nombre d'atomes ou de molécules, toutes les autres circonstances étant égales.* Or si nous admettons cette dernière proposition, il est bien clair, qu'il sera indifférent de supposer un volume donné comme formé d'une réunion d'un nombre déterminés d'atomes ou comme n'en renfermant qu'un seul, et dans ce cas, nous pourrions conclure : *que le poids des atomes gazeux est proportionnel à leur densité.*

75. Cette loi, qui est vraie pour le plus grand nombre de corps, ne l'est pas pour tous. En effet, si l'on admettait cette loi pour le soufre, on trouverait son poids atomique trois fois plus élevé que celui qui est généralement admis et qui a été déduit d'autres considérations. Le phosphore et l'arsenic posséderaient également un poids atomique autre que celui qu'on leur attribue.

76. D'un autre côté, M. Gay-Lussac a le premier fait observer que la combinaison des corps gazeux s'effectuait en des rapports très-simples de leurs volumes et que ces rapports étaient multiples ou sous multiples du volume de l'un des composants, de sorte qu'un volume de gaz, prendra 1, 1 $\frac{1}{2}$, 2, 3 etc. volumes d'un autre gaz pour sa saturation. Cette loi était facile à déduire de ce que nous avons dit plus haut en parlant des nombres proportionnels ; mais ce qui ne l'était pas et que le même savant nous a également démontré par une suite de beaux travaux, c'est que deux ou plusieurs gaz en se combinant, ne restent pas toujours sous le volume qui peut être représenté par la somme des volumes entre lesquels la combinaison s'est opérée, mais qu'il y a souvent condensation et qu'elle s'opère d'après certaines règles, et constamment dans des rapports très-simples. D'après ce que nous venons d'exposer, la densité d'un gaz mènera à la connaissance du poids de son atome.

77. Ainsi, par exemple, nous savons que la densité de l'oxygène = 1,1026 et que celle de l'hydrogène = 0,0687.

En supposant le poids atomique du 1^{er} = 100, nous au-

rons celui du 2^m = 6,2398, comme l'indique la proportion suivante :

1,1026 dens. de l'O. : 0,0687 dens. de l'H. = 100 : x.
d'où l'on tire :

$$x = \frac{0,0687 \times 100}{1,1026} = 6,2398.$$

78. Si nous comparons ce nombre à celui que nous donne la théorie des nombres proportionnels, nous trouvons qu'il représente exactement la moitié, de sorte que nous pouvons en conclure que l'hydrogène s'y trouve représenté pour deux atomes et que si nous pouvons dire que l'eau est formée de 100 oxygène et de 12,4796 d'hydrogène, nous pouvons également dire qu'elle l'est de 1 atome d'oxygène sur 2 d'hydrogène.

79. Si le corps dont on veut déterminer le poids atomique n'est pas réductible en gaz ou en vapeur, on cherche à le combiner à un autre corps dont la densité puisse être obtenue directement et qui possède la propriété de former un composé gazeux ou gazéifiable avec le premier.

En faisant attention à la contraction que peut avoir subie le composé et en retranchant la densité du corps dont on s'est aidé, on obtient celle de l'autre et par suite son poids atomique.

80. Cependant une foule de corps échappent encore à cette méthode d'investigation. Dans certaines circonstances on peut avoir recours à la loi de Dulong et Petit. Cette loi s'énonce de la manière suivante :

Les atomes de tous les corps simples ont la même capacité pour la chaleur.

81. En effet, c'est ce que semble démontrer le tableau des dix corps simples qui ont servi aux expériences des physiciens que nous venons de citer.

NOMS DES CORPS.	CHALEUR SPÉCIFIQUE.	POIDS DES ATOMES.	PRODUIT du poids de chaque atome par la capacité correspondante.
Soufre. . .	0,1880	201,16	0,3781
Or.	0,0298	124,3	0,3704
Platine . .	0,0314	1215,2	0,3816
Étain . . .	0,0514	735,3	0,3799
Bismuth. .	0,0288	1330,4	0,3831
Cuivre. . .	0,0949	393,7	0,3753
Plomb. . .	0,0293	1204,5	0,3793
Zinc. . . .	0,0927	403,2	0,3738
Nickel. . .	0,1035	369,6	0,3826
Fer.	0,1100	339,2	0,3711

82. On remarque au premier coup d'œil le peu de différence qui existe entre les nombres représentés dans la dernière colonne, et il est probable qu'elle serait nulle si nos moyens d'investigation pouvaient être rendus plus exacts encore, qu'ils ne le sont actuellement.

On s'en est déjà servi avec avantage pour déterminer le vrai nombre atomique de plusieurs corps. Cependant comme tous les corps simples et surtout quelques métaux ne conduisent pas au même résultat, on n'a encore pu généraliser cette loi.

ISOMORPHISME.

83. M. Mitscherlich a démontré que plusieurs corps tant simples que composés peuvent se remplacer mutuellement sans changer la forme cristalline du composé. Tous ceux doués de cette propriété, ont été nommés par lui *isomorphes* (1). Il a remarqué en même temps que ces corps sont composés d'un même nombre d'atomes assemblés de la même manière.

(1) Du grec *ἴσος*, semblable et *μορφή* forme. .

84. Ainsi les oxides calcique, magnésique, ferreux, etc. sont isomorphes, parce qu'ils forment avec le même acide, des sels ayant les mêmes formes. On en conclut, que ces divers oxides contiennent le même nombre d'atomes d'oxygène.

L'acide sélénique donne des sels qui sont isomorphes avec ceux que fournit l'acide sulfurique uni à la même base; on peut en déduire qu'il entre dans la composition de ces deux acides, le même nombre d'atomes d'oxygène, etc. Ces propositions s'énoncent de la manière suivante :

85. 1° Deux éléments de même forme produisent des composés de même forme, si ces composés contiennent un même nombre d'atomes, groupés de la même manière.

2° Un composé qui est isomorphe avec un ou plusieurs autres, possède une composition identique et renferme le même nombre d'atomes des parties constituantes correspondantes.

86. Cependant ces lois ne sont pas aussi générales que son auteur l'a cru d'abord, puisque, comme il l'a reconnu lui-même, *le même corps peut offrir deux formes différentes incompatibles* (Dimorphisme); en outre, les composés qui présentent la même forme cristalline, ne sont pas toujours formés de parties constituantes isomorphes, de même que tous les corps d'une composition analogue, ne possèdent pas la même forme cristalline.

87. Voici les principaux groupes des différentes substances isomorphes observées jusqu'à ce jour :

I.	Acide arsénique.
Argent.	V.
Or.	Acide sulfurique.
II.	Acide sélénique.
Acide arsenieux (dimorphe).	Acide chromique.
Oxide antimonique.	Acide manganique.
III.	VI.
Oxide aluminique.	Acide permanganique.
Oxide ferrique.	Acide perchlorique.
Oxide chromique.	VII.
Oxide manganique.	Sels potassiques.
IV.	Sels ammoniques avec 1 équiv.
Acide phosphorique.	d'eau.

viii.	Oxide magnésique.
Oxide argentique.	Oxide ferreux.
Oxide sodique.	Oxide manganeux.
ix.	Oxide zincique.
Oxide baritique.	Oxide niccolique.
Oxide strontique.	Oxide cobalteux.
Oxide calcique (dans l'arrago- nite).	Oxide cuivrique.
Oxide plombique.	Oxide plombique (dans la plomb- calcite).
x.	
Oxide calcique.	

88. M. Berzelius a observé que dans la plupart des sels, l'oxygène de l'acide est constamment multiple ou sous multiple de celui de la base. C'est encore un moyen pour parvenir à la détermination de l'atome de quelques corps.

CORPS ISOMÉRIQUES (1).

89. L'analyse chimique nous a démontré que plusieurs composés peuvent avoir la même composition élémentaire, que les éléments peuvent s'y trouver pour la même quantité relative et posséder le même poids atomique, sans que pour cela ces corps jouissent des mêmes propriétés physiques et chimiques. Exemple : les acides cyanique et fulminique. Cette différence paraît dépendre du *groupement différent* des atomes. Ces composés ont reçu le nom de *corps isomériques*.

90. M. Berzelius nomme *polymériques*, les composés, qui ayant la même composition en cent, possèdent un poids atomique différent.

91. Le même chimiste appelle *métamériques*, les composés qui, ayant une composition et un poids atomique égaux, sont représentés par des formules rationnelles différentes.

SIGNES ET FORMULES ATOMIQUES.

92. Afin d'obvier à la difficulté que l'on aurait à se représenter par les moyens ordinaires, la composition d'un corps, quelque faible que fut le nombre de ses éléments,

(1) *Ἰσοσ* égal et *μερος* partie.

M. Berzelius a proposé d'affecter un signe particulier à chacun des 55 corps simples que nous connaissons.

93. Ce signe est l'initiale du nom latin, du corps. Si l'initiale est commune à plusieurs, on la fait suivre par la seconde lettre. Si la seconde lettre l'est également, on choisit de préférence la première consonne qui la suit. Cependant on excepte de cette règle générale, quelques éléments dont les combinaisons sont très nombreuses et que par cette raison on est convenu de ne représenter que par leur initiale. Tels sont l'oxygène, l'hydrogène, le carbone, etc.

En parcourant trois à quatre fois le tableau où les éléments sont accompagnés de leur nombre atomique et de leur signe, on se familiarise bien vite avec eux.

94. Pour exprimer le nombre des atomes de chaque élément, on se sert de chiffres.

Le chiffre placé à la droite et comme exposant du signe, ne multiplie que l'atome auquel il est affecté, tandis que s'il l'est à la gauche, il multiplie tous les atomes qui le suivent jusqu'à la séparation de la formule par le signe + ou —. Veut-on multiplier toute une formule, on doit l'enclaver et placer le chiffre multiplicateur devant la parenthèse.

95. Il est à remarquer que dans les formules atomiques, le corps le plus électro-positif précède ordinairement le plus électro-négatif. Ainsi par exemple :

SO^3 sera la formule de l'acide sulfurique, formé d'un atome de soufre et de 3 at. d'oxygène ; $2\text{SO}^3 + \text{KO}$, sera celle du bisulfate potassique formé de 2 at. d'ac. sulfurique et de 1 at. d'oxide potassique ; $4(2\text{SO}^3 + \text{KO})$ sera celle de 4 at. de bisulfate potassique.

96. Comme l'oxygène est certainement le corps qui forme le plus de composés, M. Berzelius a imaginé de représenter son atome par un point placé sur le signe du corps auquel il est uni ; de sorte que $\overset{\cdot}{\text{S}}$ aura la même signification que SO^2 . Par la même considération, il a représenté le soufre par une virgule, le sélénium par le signe — et le tellure par le signe + , qui tous se placent de la même manière.

97. Le même savant a proposé de représenter l'atome double d'un élément quelconque par son signe barré dans son tiers inférieur, de sorte que $\text{H} = \text{H}^2$, $\text{P} = \text{P}^2$.

98. Dans le tableau suivant, on a indiqué les noms, les signes et les poids atomiques des 55 éléments connus.

Aluminium.	Al.	171,166
Antimoine ou Stibium. .	Sb.	806,452
Argent.	Ag.	1351,607
Arsenic.	As.	470,042
Azote ou Nitricum. . .	N. ou Az.	88,518
Barium.	Ba.	856,880
Bismuth,	Bi.	886,920
Bore.	B.	136,204
Brôme.	Br.	489,153
Cadmium.	Cd.	696,767
Calcium.	Ca.	256,019
Carbone.	C.	76,438
Cérium.	Ce.	
Chlore.	Ch. ou Cl.	221,325
Chrôme.	Cr.	351,815
Cobalt.	Co.	368,991
Colombium ou Tantale .	Ta.	1153,715
Cuivre.	Cu.	395,695
Étain.	Sn.	735,296
Fer.	Fe.	339,205
Fluore.	F.	116,900
Glucynium ou Beryllium	G. ou Be.	331,261
Hydrogène.	H.	6,2398
Iode.	I.	789,750
Iridium.	Ir.	1232,499
Lantane.	La.	
Lithium.	Li.	80,375
Magnesium.	Ma.	158,353
Manganèse.	Mn.	345,887
Mercure ou Hydrargyrus	Hg.	1265,822
Molybdène.	Mo.	598,520
Nickel.	Ni.	369,675
Or.	Au.	1243,013
Osmium.	Os.	1244,487

Oxigène.	O.	100,000
Palladium.	Pa.	665,899
Phosphore.	P.	196,143
Platine.	Pl.	1333,499
Plomb.	Pb.	1294,498
Potassium ou Kalium.	Po. ou K.	489,916
Rhodium.	R.	651,387
Sélénium.	Se.	494,583
Silicium.	Si.	277,312
Sodium ou Natrium.	So. ou Na.	290,897
Soufre.	S.	201,165
Strontium.	St.	547,285
Tellure.	Te.	801,760
Thorium.	Th.	744,900
Titane.	Ti.	303,662
Tungstène ou Wolfram.	Tu. ou W.	1183,000
Urane.	U.	2711,358
Vanadium.	V.	855,840
Yttrium.	Y.	402,514
Zinc.	Zn.	403,226
Zirconium.	Zr.	420,201

AFFINITÉ.

99. L'affinité est la tendance qu'ont les molécules hétérogènes de s'attirer pour ne former qu'un tout. On ne peut la considérer comme une force absolue. Diverses causes la modifient.

100. Elle peut varier :

1° Suivant les proportions dans lesquelles se font les différentes combinaisons de même corps.

2° Suivant les masses que l'on fait réagir.

3° Suivant la température employée.

4° Suivant le degré de lumière auquel les corps sont exposés.

5° Suivant le degré de volatilité des corps.

6° Suivant la pression.

7° Suivant le degré de solubilité et de la cohésion des corps.

8°. Suivant la nature des composés nouveaux qui résultent de la combinaison.

9°. Suivant l'état électrique des corps.

101. Cette dernière modification est la plus importante à noter.

Nous avons déjà vu que les corps composés peuvent être décomposés par la pile et que dans cette décomposition les éléments ou les composés d'un ordre inférieur à celui du composé primitif se portent les uns, vers le pôle négatif, les autres vers le pôle positif de la pile.

D'un autre côté, les expériences de M. Becquerel nous ont appris qu'il ne se fait pas de combinaison chimique sans qu'il ne se dégage du fluide électrique et ce dégagement est souvent accompagné de lumière et toujours d'une augmentation de température.

102. Davy avait déjà remarqué que par le contact de deux corps hétérogènes, et surtout de deux corps ayant de l'affinité l'un pour l'autre, ces corps se chargeaient d'électricité contraire. Il a constaté en outre, que si l'on élevait la température de ces deux corps en contact, la charge électrique de chacun d'eux allait toujours en croissant jusqu'à ce qu'elle fut arrivée à son maximum, à ce moment la combinaison s'opère, sans dégagement de chaleur et quelquefois de lumière et la tension électrique disparaît.

103. Ce que nous venons d'exposer suffit pour prouver à l'évidence qu'il existe une certaine relation entre la force que nous avons nommée *affinité* et l'électricité. Davy fut le premier à identifier ces deux forces et à émettre une théorie à laquelle on a donné plus tard le nom de *Théorie électro-chimique*.

104. « Suivant lui, les corps par simple contact se chargent d'électricité contraire; plus ils en développent, plus ils ont d'affinité et arrivés au point où la tension des électricités est capable d'entraîner leurs particules, ils se précipitent l'un sur l'autre : aussitôt les électricités se confondent et les corps sont combinés. »

105. Quelque générale et belle qu'elle soit, cette théorie n'est plus admissible par la preuve que l'on a, qu'il n'y a pas de développement d'électricité possible, même par simple contact, sans qu'en même temps il n'y ait action chimique.

106. Ampère a voulu éviter cette difficulté à l'aide d'une

hypothèse hardie et qui lui servait à expliquer une foule de faits. « Pour lui, les molécules des corps auraient une électricité constante dont elles ne pourraient se séparer, et autour de chacune d'elles se formerait une enveloppe d'électricité contraire neutralisée à distance par celle de la molécule.

Rapprochez suffisamment deux particules ainsi constituées et électrisées différemment, leurs atmosphères se réunissent; de là, chaleur et lumière. Puis les molécules elles-mêmes en vertu de leur état électrique opposé se joignent et restent étroitement unies; de là, combinaison permanente. D'ailleurs en ce conflit électrique, on peut saisir l'électricité en mouvement et la porter sur de bons conducteurs; de là les signes d'électricité qui se manifestent. »

107. Il est évident que cette théorie n'est cependant pas admissible et est en opposition avec une quantité de faits que nous observons à chaque instant. Ainsi P. E. le soufre ou le chlore en se combinant aux métaux sont constamment électro-négatifs et devraient par conséquent avoir de l'électricité négative inhérente à leurs molécules.

Mais comment alors concevoir leurs combinaisons avec l'oxygène, où ils jouent le rôle de corps électro-positifs?

108. L'hypothèse proposée par M. Berzélius lève complètement cette dernière objection. Pour bien la concevoir, il faut se rappeler la propriété que possèdent les tourmalines de prendre par la chaleur des pôles électriques semblables aux pôles magnétiques d'un aimant, ainsi que les expériences de M. Ermann, qui tendent à prouver que certaines substances, servant à réunir les deux pôles d'une pile, ne laissent écouler qu'un des deux fluides électriques.

109. « Eh bien! figurons-nous les molécules qui représentent les équivalents, électrisées à la manière des tourmalines et par conséquent électrisées diversement à leurs deux pôles; supposons d'ailleurs qu'elles agissent mutuellement comme conducteurs unipolaires, de façon à ne pouvoir se décharger qu'à l'un de leurs pôles; nous pourrons alors nous rendre compte de toutes les particularités de l'action chimique. »

DES CORPS SIMPLES.

DIVISION DES CORPS SIMPLES.

On compte en ce moment 58 éléments. Les uns se distinguent en général, par leur éclat particulier, leur facilité de transmettre le calorique et le fluide électrique et surtout par la faculté de se combiner à l'oxygène et de former avec lui des composés capables de saturer un ou plusieurs acides.

Ce sont les *métaux*. Ils sont au nombre de 44, savoir :

Potassium.	Zirconium.	Cobalt.	Or.
Sodium.	Thorium.	Nickel.	Osmium.
Lithium.	Zinc.	Cuivre.	Tellure.
Barium.	Cadmium.	Urane.	Antimoine.
Strontium.	Etain.	Mercure.	Tantale.
Calcium.	Plomb.	Argent.	Chrome.
Magnesium.	Bismuth.	Palladium.	Vanadium.
Yttrium.	Lantane.	Rhodium.	Molybdène.
Glucium.	Cerium.	Platine.	Tungstène.
Aluminium.	Fer.	Iridium.	Titane.
			Manganèse.

DES MÉTALLOIDES ET DE LEURS COMPOSÉS ÉLECTRO-POSITIFS.

Les quatorze éléments non compris parmi les précédents, portent le nom de *métalloïdes* et sont généralement pourvus des caractères que nous avons attribués aux métaux, surtout du dernier.

Ce sont :

Oxygène.	Silicium.	Phosphore.	Chlore.
Hydrogène.	Bore.	Arsenic.	Brôme.
Azote.	Carbone.	—	Iode.
		Soufre.	Fluore.
		Sélénium.	

FORCE CATALYTIQUE.

110. M. Berzélius , considérant qu'un grand nombre de corps , mis en contact les uns avec les autres , produisent des composés différents , sans que les éléments de l'un soient reportés sur l'autre , ou sans qu'il y ait combinaison , a été conduit à admettre une nouvelle force, différente de l'affinité ordinaire, pour l'explication de ces sortes de phénomènes. Il lui a donné le nom de *force catalytique*.

L'eau oxigénée , décomposée par le peroxide manganique nous fournit l'exemple d'une action semblable.



Les trois premiers se distinguent des autres en ce qu'ils ne peuvent être obtenus qu'à l'état gazeux, lorsqu'ils sont isolés, à quelque température ou pression qu'on les soumette.

Les trois suivants ne sont connus qu'à l'état solide; les plus fortes températures que nous puissions produire, sont absolument sans action sur eux.

Le phosphore, l'arsenic, le soufre et le sélénium sont solides à la température ordinaire, mais peuvent être gazéifiés à une température inférieure à celle du rouge naissant.

Les deux premiers ainsi que les deux derniers de ces quatre corps se rapprochent en outre par d'autres caractères qui sont entièrement chimiques. En effet on a remarqué que l'arsenic et le phosphore ont une tendance à saturer par deux atomes. L'acide phosphorique et arsénique sont isomorphes et la plupart de leurs composés correspondants, ont une composition identique.

Le soufre et le sélénium neaturent au contraire que par un atome; ils forment des composés isomorphes ayant des propriétés tellement analogues qu'il est quelquefois très-difficile de les distinguer, même en faisant usage des réactifs chimiques.

Les quatre derniers sont les plus remarquables et possèdent des propriétés analogues au plus haut degré.

En effet, ils manifestent une affinité beaucoup plus énergique à la température ordinaire, que les autres métalloïdes, qui en général n'agissent qu'à des températures plus élevées.

Ilsaturent ordinairement par deux atomes, se combinent facilement à l'hydrogène et à la plupart des métaux. Le premier forme avec eux des composés qui jouissent au plus haut degré des propriétés générales des acides ordinaires, avec lesquels on les a longtemps confondus. Leurs composés métalliques, possèdent tous les caractères extérieurs des sels; c'est pour cette raison que M. Berzélius leur a donné le nom de *corps halogènes* et à leurs composés métalliques celui de *sels haloïdes*.

Ces propriétés suffisent pour les distinguer de tous les autres.

D'après ce que nous venons de dire, il sera très-facile de diviser les métalloïdes en cinq groupes différents, dont le premier comprendra: l'oxygène, l'hydrogène et l'azote;

Le second, le silicium, le bore, et le carbone ;
 Le troisième, le phosphore et l'arsenic ;
 Le quatrième, le soufre et le sélénium ;
 Et le cinquième, le chlore, le brome, l'iode et le fluore.

Leur description et celle de leurs composés se feront d'après cet ordre. Il n'y aura d'exception que pour le cyanogène, le mellone et l'ammoniaque. Les deux premiers se rapprochent fortement des corps halogènes et forment des composés parfaitement semblables, à ceux que produisent ces éléments; le second est une base très-énergique. La description de l'un, sera faite avant celle des métaux et celles des autres terminera la série des corps halogènes.

OXIGÈNE.

Synonymie. Air déphlogistiqué; air du feu; air vital; air éminemment respirable.

Etat naturel. L'oxigène, quoique le corps le plus répandu de la nature, puisqu'à lui seul il forme environ le 1/3 en poids, de la masse de notre globe, n'y existe qu'à l'état de mélange ou de combinaison; l'eau en contient 89 et l'air 23 pour % environ en poids; toutes les matières organisées en renferment.

Propriétés physiques. Gaz incolore, permanent; d'une densité de 1,1026; son pouvoir réfringent est de 0,924; fortement comprimé, il dégage de la chaleur sans accompagnement de lumière, suivant M. Thenard; 100 volumes d'eau ne dissolvent que 3,5 de ce gaz.

Propriétés chimiques. L'oxigène active singulièrement la combustion de tous les corps en ignition, se combine avec eux ou avec un ou plusieurs de leurs éléments, et les transforme en oxides ou en acides, suivant leur nature. La combustion y est beaucoup plus rapide, sa lumière et sa chaleur sont beaucoup plus vives que celles produites par l'air atmosphérique.

Propriétés organoleptiques. Il est sans odeur, et sans saveur; tous les animaux le respirent avec beaucoup de facilité; cependant l'action inflammatoire qu'il exercerait sur l'appareil de la respiration, ne manquerait pas de les faire périr, si on les y tenait plongés trop long-temps.

Préparation. On peut l'obtenir :

1°. Par la calcination des oxides métalliques qui abandonnent facilement tout ou une partie de leur oxygène.
Exemple : l'oxide mercurique, le peroxide manganique.

2°. Par la décomposition d'un peroxide au moyen d'un acide fort, aidé par la chaleur. Par exemple : en chauffant un mélange de peroxide manganique et d'acide sulfurique.

3°. En chauffant du chlorate ou de l'azotate potassique.

Usages. A l'état de pureté il ne sert qu'à produire des températures très-élevées. A cet effet on en dirige un jet sur un corps enflammé. C'est le seul gaz qui entretienne la vie des êtres organisés. Il est indispensable à la germination et si l'eau n'avait la propriété d'en dissoudre une certaine quantité, elle ne serait pas potable et ne serait point peuplée de l'immense quantité d'êtres qui y trouvent la vie.

Histoire. Découvert en 1774 par Priestley et presque en même temps par Scheele. Cette découverte vint renverser la théorie du phlogistique de Stahl.

F. = O.

P. at. = 100.

HYDROGÈNE.

Syn. Air inflammable.

E. n. Ne se trouve qu'à l'état de combinaison dans la nature, surtout dans l'eau dont il forme les 0,11 en poids. Il est l'un des principaux éléments des produits organiques.

P. p. Gaz incolore, permanent; d'une densité de 0,0688; par conséquent près de 14 fois plus léger que l'air atmosphérique; son pouvoir réfringent est d'après Dulong 0,470.

P. c. S'enflamme à l'approche d'un corps en ignition et brûle avec une flamme très-faible, mais produisant beaucoup de chaleur. Une cloche ou tout autre vase bien sec et suffisamment refroidi, placé au-dessus de la flamme, se couvre bientôt de gouttelettes d'eau.

Si on le fait dégager à travers un tube effilé et qu'après l'avoir enflammé on fait entrer la flamme dans un tube plus large, tout à coup, elle s'allonge et il se produit un son plus ou moins aigu suivant la qualité, la longueur et le diamètre du tube, et la grandeur de la flamme. Ce phénomène est connu sous le nom de : *Harmonica chimique* (1); la

(1) Cette propriété n'appartient pas exclusivement à l'hydrogène. L'alcool et l'éther la possèdent également et il est très-probable qu'il en est de même de la plupart des autres liquides ou vapeurs très-hydrogénées.

plupart des chimistes admettent avec M. Faraday que ce son dépend de la succession rapide d'une quantité de petites explosions. Je préfère l'attribuer à la même cause que celle qui produit le son dans les instruments à vent et par conséquent à la vibration produite par le courant d'air déterminé, tant par l'absorption rapide de l'oxygène que par la dilation opérée par le calorique que dégage la flamme.

L'hydrogène quoique combustible par lui-même, éteint les corps en combustion.

Un courant de ce gaz dirigé à travers un tube effilé, sur du platine spongieux et récemment préparé, le rougit, produit une certaine quantité d'eau et s'enflamme. Un mélange d'hydrogène et d'oxygène dans le rapport de 2 volumes du premier et d'un volume du second, détonne fortement par l'approche d'un corps en ignition ou au moyen d'une étincelle électrique. Il y a formation de 2 volumes d'eau.

Il en est de même si l'on emploie environ 5 volumes d'air atmosphérique. La détonnation est moins forte. Elle diminue à mesure que la quantité d'hydrogène augmente : un mélange d'un volume d'oxygène sur 9 à 10 volumes d'hydrogène, brûle et ne détonne pas.

P. o. Inodore, insipide ; impropre à la respiration.

Prép. L'hydrogène s'obtient au moyen de la décomposition de l'eau.

1°. Par la pile.

2°. En dégageant sa vapeur à travers un canon de fusil chauffé au rouge et contenant de la tournure de fer.

3°. En la décomposant par l'intermédiaire du fer ou du zinc et de l'acide sulfurique. Dans ce dernier cas il n'est jamais pur.

Us. Il sert à l'ascension des ballons ; à la réduction de certains oxides métalliques et à l'analyse des gaz et vapeurs contenant de l'oxygène. Mélangé à l'oxygène dans le rapport de 2 à 1 en volumes et dégagé à travers un tube effilé il constitue le chalumeau de Newmann et de Clarke et produit la plus forte chaleur connue.

C'est sur sa propriété de s'enflammer au contact du platine spongieux que repose la construction des lampes de Doebereiner.

Hist. Découvert en 1781 par Cavendisch.

F. H.

P. at. = 6,2398

Syn. Protoxide d'hydrogène ; oxide hydrique.

Et. nat. Se trouve dans la nature à l'état solide , liquide et gazeux (Glace, neige , grêle , pluie , nuages , rosée , brouillard). Elle fait partie d'un grand nombre de produits minéraux et entre dans la composition de la plupart des corps organisés.

P. p. L'eau à l'état de pureté est incolore et transparente ; sa densité est = 1. 0° elle se transforme en glace , dont la densité est de 0,916. Dans le vide et à un repos parfait , la température de l'eau peut s'abaisser jusqu'à —5° à —8° avant qu'elle ne se congèle. Le moindre mouvement la solidifie et au même instant le thermomètre remonte à 0°.

Sa forme cristalline est un prisme hexaèdre ; d'après OErsted , l'eau est comprimée de 0,000045 par une pression équivalente à celle d'une atmosphère ; selon Hällström , elle possède sa plus grande densité à +4,1° ; à 0° elle occupe le même volume qu'à +9°.

A une pression de 0,76^m , elle bout à 100° , et se volatilise sous forme de vapeur dont le volume est 1697 fois plus grand que celui de l'eau liquide. Sa densité est alors de 0,625 et sa chaleur spécifique de 1,96.

L'eau peut aussi s'évaporer à la température ordinaire et prendre la forme gazeuse ; cet effet se produit d'autant plus facilement que la température est plus élevée et que la pression atmosphérique est plus faible.

C'est à cette dernière propriété qu'il faut attribuer l'existence de la vapeur aqueuse dans l'air atmosphérique.

P. c. L'eau dissout une grande quantité de corps avec plus ou moins de facilité. Elle se combine quelquefois en des rapports définis et joue tantôt le rôle de base , tantôt celui d'acide.

Un grand nombre de corps simples et composés peuvent la décomposer soit à la température ordinaire soit à une température plus élevée.

P. o. Sans saveur et sans odeur elle n'a aucune action délétère sur nos organes.

Prép. L'eau telle qu'elle se trouve , dans la nature , est rarement à l'état de pureté. Celle qui se trouve à la surface de la terre contient constamment quelque substance étrangère , soit en dissolution , soit simplement en suspension.

Lorsque ces substances sont en quantité suffisante pour pouvoir agir sur l'économie animale, on leur donne le nom d'*eaux minérales* ou *médicinales*.

Pour l'obtenir à l'état de pureté, il faut soumettre l'eau ordinaire à la distillation et ne recueillir que les produits moyens de chaque opération.

Us. Ils sont très-nombreux et tellement connus qu'il est inutile de les rappeler ici.

Hist. Macquer fut le premier qui en 1776 observa la formation de l'eau pendant la combustion de l'hydrogène; Cavendish en prépara une grande quantité en 1781; ses expériences furent répétées par Monge en 1783 et en 1785 par Lavoisier et Meusnier, et plus tard encore (1790) par Séguin, Fourcroy et Vauquelin.

F. H²O.

P. at. 112,479.

SUROXIDE HYDRIQUE.

Syn. Eau oxygénée.

P. p. Liquide, incolore, d'une consistance sirupeuse, d'une densité de 1,453; peu volatil; se dissolvant facilement dans l'eau; ne se congèle pas encore à — 30°.

P. c. La chaleur décompose le suroxyde hydrique en oxygène et en eau ordinaire; plusieurs métaux et oxydes métalliques ainsi que certaines substances organiques possèdent cette propriété à la température ordinaire; tels sont le platine, le suroxyde manganique et la fibrine. D'autres s'emparent de l'oxygène et s'oxydent ou se suroxydent à ses dépens (E. molybdène, oxyde strontique). L'oxyde argentinique la décompose en même temps qu'il se réduit lui-même. Il détruit les couleurs organiques en cédant son oxygène aux matières colorantes.

L'addition d'une certaine quantité d'acide favorise sa conservation, tandis que les alkalis tendent à la détruire plus promptement.

P. o. Saveur acre et mordicante; odeur particulière et nauséabonde; blanchit la peau et y excite des picotements. Ces effets disparaissent au bout de quelques heures.

Prép. D'après M. Pelouze, on l'obtient en traitant le suroxyde barytique par du fluorure hydrique étendu, en filtrant et concentrant la liqueur dans le vide.

Us. On s'en sert pour restaurer les anciennes peintures.

Hist. Découvert en 1818 par M. Thenard.

F. = HO ou H.

P. at. = 106,2398.

AZOTE (1).

Syn. Moflette atmosphérique ; septone ; air vicié ; alcaligène ; nitrogène.

Et. n. Forme à peu près les $\frac{4}{5}$ de l'air atmosphérique ; entre dans la composition de la plupart de produits animaux et de quelques produits végétaux, tels que les graines, les alcaloïdes, etc. Des sources minérales de Ceylan et des Pyrénées en dégagent abondamment.

P. p. Gaz permanent, incolore, d'une densité de 0,9737 ; son pouvoir réfringent est d'après Dulong, de 1,020 ; sa chaleur spécifique de 1,0318 ; l'alcool et l'eau en dissolvent à peu près 4,5 pour % en volume.

P. c. Il ne rougit pas le papier de tournesol ; ne précipite ni l'eau de chaux, ni l'eau de baryte ; il éteint les corps en ignition et brûle lui-même très-difficilement. Il a en général très-peu d'affinité pour l'oxygène. Cependant, en faisant passer à travers un mélange d'oxygène et d'azote, en contact avec de l'eau, une certaine quantité d'étincelles électriques, l'eau acquerra une réaction acide, dépendant de la présence d'une petite quantité d'acide azotique.

P. o. Inodore, insipide, incapable d'entretenir la respiration.

Prép. On peut obtenir l'azote :

1° En soustrayant à l'air atmosphérique, l'oxygène qu'il contient, au moyen d'un corps facilement oxidable, tel que le phosphore, l'hydrogène, etc.

2° En décomposant l'azotite ammonique, par la chaleur.

3° En décomposant l'ammoniaque liquide par un courant de chlore.

Usages. Il sert à tempérer l'action de l'oxygène sur nos poumons et à préserver quelques substances très-oxidables, du contact de l'air.

(1) Dérivé du α privatif et de ζῷον vie.

Hist. Découvert en 1772 par Rutherford et étudié un peu plus tard, par Lavoisier.

F. N., ou *Az.*

P. at. 88,518.

AIR ATMOSPHERIQUE.

L'on connaît sous ce nom la couche gazeuse qui enveloppe notre globe terrestre et en présente la forme. Plusieurs gaz concourent à sa composition ; elle renferme sur 100 volumes, 21 volumes d'oxygène et 79 volumes d'azote, dont il faut retrancher une fraction occupée par une quantité variable d'acide carbonique. D'après Saussure, la moyenne de ce dernier gaz est évaluée à 0,0004. L'air atmosphérique contient en outre de la vapeur d'eau, en quantité très-variable, et dont il a été fait abstraction dans l'évaluation précédente.

Quoique la composition de l'air ait constamment été trouvée identique, dans quelque contrée, à quelque élévation et à quelque époque qu'on l'ait examiné, nous admettons avec M. Berzélius, qu'il n'est qu'un mélange gazeux et non un composé chimique. M. Johnston croit qu'à une époque déjà fort reculée, l'air atmosphérique a dû contenir une plus grande quantité d'oxygène que celle qui s'y rencontre actuellement.

P. p. L'air atmosphérique est gazeux, incolore lorsqu'il est en petites quantités, d'un bleu foncé, lorsqu'il est en masse, d'une densité de 0,2669, comparée à celle de l'eau, et par conséquent 771,74 plus léger que ce liquide ; son pouvoir réfringent absolu est de 0,0005891712 et son pouvoir relatif est représenté par l'unité ; sa chaleur spécifique, comparée à celle d'un poids égal d'eau, est de 0,2669 ; il est mauvais conducteur de l'électricité, et très-élastique. On peut le soumettre à une pression et à un froid quelconques, sans qu'il perde sa propriété gazeuse. Il se dilate avec la même facilité avec laquelle il se laisse comprimer. Ces deux effets sont constamment en rapport des forces qui les sollicitent (Loi de Mariotte). Chaque degré centigrade augmente ou diminue son volume d'une quantité équivalente à 0,00374 de celui qu'il occupe à 0°.

L'air atmosphérique libre est régi par les lois ordinaires de l'attraction, et une colonne d'air de l'atmosphère, fait équilibre à une colonne d'eau d'environ 10,5 mètres ou de

0,76^m de mercure. A cette pression, il est peu soluble dans l'eau. Celle-ci n'en absorbe que 4,5 volumes pour 100. La composition chimique de la partie dissoute est changée ; le rapport de l'oxygène y est plus élevé que dans l'air ordinaire.

P. c. L'action chimique de l'air atmosphérique ne s'exerce dans la plupart des cas que par son oxygène, dont l'énergie est modifiée par l'azote qu'il contient. Presque tous les corps, qui brûlent dans l'oxygène pur, brûlent également au contact de l'air, mais exigent en général, une température beaucoup plus élevée pour que la combustion puisse s'établir et même s'entretenir. Les produits qui en résultent sont les mêmes avec la différence que dans l'air, il se forme quelquefois une petite quantité de composés azotés.

P. o. Il entretient la respiration. Dans cette fonction, de même que dans la combustion, l'oxygène seul est le principe actif, en changeant le sang veineux en sang artériel.

COMPOSITION DE L'AIR ATMOSPHÉRIQUE.

Rien de plus facile que de déterminer la composition de l'air atmosphérique. Les différentes méthodes analytiques consistent à absorber par l'intermédiaire d'un corps facilement oxidable, l'oxygène contenu dans un volume déterminé d'air, et à mesurer la quantité de gaz restant ou absorbé.

Les corps qui se prêtent le mieux à cet emploi, sont l'hydrogène et le phosphore. Le premier se transforme en eau, et le second en acide phosphorique très-soluble dans ce liquide.

La combinaison de l'oxygène et de l'hydrogène se fait à l'aide d'une étincelle électrique ou du platine spongieux. On emploie à cet effet des tubes en verre gradués et très-solides (Eudiomètres). On y introduit volumes égaux des deux gaz, et après la combinaison on mesure le volume des gaz absorbés. Comme l'eau résulte de la combinaison d'un volume d'oxygène, avec deux volumes d'hydrogène, le tiers du volume absorbé représente exactement la quantité d'oxygène, contenue dans le mélange primitif.

Ainsi, si après avoir mêlé 100 volumes d'air, avec 100 volumes d'hydrogène, il reste encore après la combustion 137 volumes de gaz, il est évident que 63 volumes ont été

convertis en eau, dont le tiers = 21, est de l'oxygène. Comme la densité de l'oxygène est de 1,1026, l'air contient en poids 23,9 parties de ce corps.

L'acide carbonique se détermine au moyen de l'eau de chaux ou de baryte, et la quantité de vapeur d'eau par le chlorure calcique.

Us. Comme nous l'avons déjà vu, l'air atmosphérique entretient la combustion et la respiration.

Le chimiste a besoin de se rappeler la pression qu'il exerce et la tendance qu'il a de se mettre partout en équilibre, lorsqu'il veut déterminer exactement la densité d'un gaz ou d'une vapeur, ou lorsqu'il veut monter convenablement un appareil.

Il sert d'unité dans la détermination de la densité des gaz et des vapeurs.

Un litre d'air à 0° et à une pression de 0,76^m, pèse 1,2991 grammes.

OXIDE AZOTEUX.

Syn. Gaz hilariant; oxidule d'azote; protoxide d'azote; gaz oxide nitreux.

Prop. p. Gazeux; incolore; densité = 1,527; pouvoir réfringent = 1,710; chaleur spécifique = 1,3503; liquifiable selon M. Faraday, sous une pression de 50 atmosphères à la température de + 7°; l'eau en dissout $\frac{4}{3}$ et l'alcool 1 $\frac{1}{2}$ volumes; soluble dans l'éther.

P. c. Ce gaz favorise fortement la combustion et la plupart des corps y brûlent avec autant d'énergie et d'éclat que dans l'oxygène; mêlé à de l'hydrogène pur ou à un gaz hydrogéné, il détonne par l'approche d'un corps en ignition; il ne peut pas s'unir directement aux oxides, quoiqu'il puisse former avec quelques-uns, des composés salins, qui se produisent, suivant Davy, par l'action de l'oxide azotique sur un sulfite, auquel on a préalablement ajouté un excès de base.

P. o. Odeur faible; saveur douceâtre; quand on le respire, il excite chez plusieurs personnes une gaieté extraordinaire; chez d'autres il détermine la céphalalgie et quelquefois même la syncope; il paraît avoir une action particulière sur les voies urinaires.

Prép. On décompose à la chaleur, de l'azotate ammoni-

que bien neutre et parfaitement pur, et on recueille le gaz qui se dégage.

Us. Il a été employé avec avantage dans l'hydropisie, par mon collègue et ami M. Van Roosbroeck.

Hist. Découvert par Priestley en 1776 ; Davy constata ses principales propriétés organoleptiques en 1800 ; M. Faraday le liquéfia en 1823.

F. N^o O.

P. at. 277,036.

OXIDE AZOTIQUE.

Syn. Gaz nitreux ; deutoxide d'azote ; gaz oxide nitrique.

P. p. Gazeux, incolore ; densité = 1,0392 ; l'eau pure en absorbe de $\frac{1}{18}$ à $\frac{1}{20}$ de son volume.

P. c. Sa principale propriété consiste à se colorer instantanément en rouge au contact de l'air ou de l'oxygène et à se transformer en acide azoteux ; il est absorbé par le sulfate et le chlorure ferreux, et les colore en brun foncé ; le sulfite et le phosphore hydrique le transforment en oxide azoteux ; il se fait un dépôt de soufre ou de phosphore ; l'électricité le convertit en azote et en acide azotique. Les corps combustibles n'y brûlent qu'après les avoir portés à une température élevée.

Prép. On fait réagir de l'acide azotique sur du cuivre ou du mercure et on recueille le gaz qui se dégage.

Us. Autrefois il a servi comme substance eudiométrique ; aujourd'hui il n'est employé que dans la fabrication de l'acide sulfurique.

Hist. Hales l'a signalé le premier ; Priestley indiqua ses principales propriétés en 1772.

F. N^o.

P. at. 188,518.x ξ

SILICIUM.

Et. n. On ne le trouve qu'à l'état d'acide silicique ou de silicate et constitue ainsi la plus grande partie de la masse solide de notre globe.

P. p. Poudre brune, sans éclat métallique ; infusible.

P. c. Aucun acide pur ne peut l'attaquer ; il n'y a qu'un mélange d'acide azotique et de fluorure hydrique qui soit capable de le dissoudre ; les oxides alcalins sont sans action

sur lui, tandis que le carbonate potassique le convertit facilement en acide silicique; l'oxygène ne l'attaque pas, même, à une très-forte température.

Prép. On fait chauffer un mélange de fluosiliciure potassique avec du potassium; la réaction est vive et après qu'elle est terminée, on traite le siliciure et le fluorure potassiques qui en résultent, par l'eau, qui transforme le premier de ces composés en siliciure hydrique et en oxide potassique. Le siliciure hydrique est séparé par la filtration, lavé, séché et calciné dans un creuset de platine couvert. Après cette opération, on traite le résidu par le fluorure hydrique qui enlève la silice qui a pu se former, et le silicium reste à l'état de pureté.

Hist. Entrevu en 1807 par Davy et MM. Gay-Lussac et Thénard; isolé complètement en 1824 par M. Berzelius.

F. Si.

P. at. 277,312.

SILICIURE HYDRIQUE.

Syn. Hydrure de silicium.

P. p. Sont les mêmes que celles du silicium.

P. c. S'enflamme facilement lorsqu'on le chauffe au contact de l'air, et plus facilement encore au contact de l'oxygène; se dissout très-facilement dans le fluorure hydrique à froid, et dans une solution concentrée de potasse caustique bouillante.

Prép. On l'obtient par la décomposition du siliciure potassique au moyen de l'eau.

Hist. Découvert par M. Berzelius en 1824.

F. N'a pas encore été analysé.

BORE.

Et. nat. Ne se trouve dans la nature qu'à l'état d'acide borique ou de borate.

P. p. Poudre d'un brun verdâtre, très-foncé, s'attachant fortement aux doigts; infusible; mauvais conducteur de l'électricité; d'une densité différente suivant qu'il a été ou non exposé à une forte température; il est faiblement soluble dans l'eau avant d'avoir été chauffé au rouge.

P. c. Le bore a une très-grande affinité pour l'oxygène, s'enflamme facilement dans ce gaz et y brûle avec une

flamme verdâtre ; à l'air , il s'enflamme à une température d'environ $+ 320^{\circ}$, et brûle avec une flamme rougeâtre et projection d'étincelles ; il détonne fortement avec le nitre ; la potasse caustique et le carbonate potassique le transforment en acide borique ; l'acide azotique et l'eau régale , ont la même action sur lui.

Prép. On chauffe un mélange d'acide borique ou de fluorure potassique anhydres et de potassium , et on lave à l'eau froide.

Hist. MM. Gay-Lussac et Thénard et Davy le découvrirent à peu près en même temps en 1809.

F. B.

P. at. 136,204.

CARBONE.

Et. nat. Le diamant et le graphite ne sont que du carbone à l'état de pureté ; l'anthracite est également du carbone , mais il est moins pur que les précédents. A l'état de combinaison , il se trouve dans la nature sous forme d'acide carbonique ou de carbonate , et entre dans la composition de tous les corps organiques.

Prop. Le carbone , quoique constamment identique sous le rapport de sa nature chimique , se présente cependant sous plusieurs états différents. Quelle que soit la forme qu'il revête, il est solide , sans odeur , ni saveur , et parfaitement fixe et infusible au feu.

1. *Diamant.* C'est du carbone cristallisé et à l'état de pureté parfaite ; sa forme cristalline ordinaire est l'octaèdre ; il se laisse cliver dans la direction de chacune des facettes du cristal ; il est généralement incolore , quelquefois coloré en jaune , rose-vert , brun ou noir ; transparent et jouissant d'un pouvoir réfringent et dispersif très-considérable ; sa densité = 3,52 à 3,55 ; c'est le plus dur de tous les corps ; il ne conduit pas l'électricité ; chauffé convenablement , il s'enflamme et brûle sans résidu dans un excès de gaz oxygène ; le volume du gaz ne change pas ; après l'expérience , on y trouve un certain volume d'acide carbonique , correspondant à la quantité du diamant employé.

Le diamant se trouve au Brésil , dans l'Hindostan , l'île de Borneo et en Sibérie , dans des terrains d'alluvion et mêlés à des cailloux roulés dans de l'argile ferrugineuse ou

sablonneuse. Il n'est pas rare de rencontrer des paillettes d'or dans ces mêmes terrains.

2. *Graphite* (Plombagine, mine de plomb, plomb d'Espagne).

Le graphite est une autre variété de carbone naturel à l'état de pureté ; il renferme quelquefois un peu de fer ou d'autres substances qui s'y trouvent mélangées accidentellement. Il est d'un gris noirâtre, d'un éclat métallique faible ; complètement opaque ; tantôt en masse amorphe ; tachant les doigts et le papier, tantôt sous forme de tables à six pans ou de paillettes ; densité = 2,2 à 2,5 ; conducteur du fluide électrique ; brûle dans le gaz oxygène.

Le graphite se rencontre d'ordinaire dans les terrains primitifs en petits filons. Celui qui est le plus recherché, nous vient de Borrowdale, dans le Cumberland.

3. *Anthracite*. Autre charbon minéral, ayant beaucoup d'analogie avec la houille ; noir, possédant un léger éclat métallique, opaque ; d'une densité = 1,8 ; d'une texture variable ; brûle difficilement à l'air et presque sans flamme ni fumée ; laisse un résidu de cendres terreuses.

4. *Coak* (Cook). On nomme ainsi le résidu de la distillation sèche de la houille. Cette substance est dure et spongieuse, d'un éclat presque métallique, quoique terne ; ne brûle facilement qu'en masse et à une température élevée.

5. *Charbon végétal*. Tous les produits de la végétation sont décomposables au feu, et laissent pour résidu la plus grande partie de leur carbone, lorsque l'on opère sans le contact de l'air. C'est ainsi que l'on obtient le charbon ordinaire, par la décomposition du bois dans les *meules*, ou dans des fours d'une construction particulière.

Les propriétés physiques sont très-différentes dans le charbon et dépendent en grande partie de la nature de la substance organique qui l'a fourni. Du bois dur ou léger, du sucre fournissent des charbons très-différents en apparence, quoique de nature identique.

Le charbon de bois est constamment noir et opaque ; d'un éclat variable et quelquefois métallique ; il est ordinairement poreux, bon conducteur du fluide électrique et mauvais conducteur du calorique. Cette dernière propriété peut cependant lui être enlevée par l'exposition à une température très-élevée, telle que celle des hauts fournaux, etc.

La porosité du charbon de bois, est cause de la faculté qu'il possède d'absorber certains gaz en quantité telle, qu'elle égale ordinairement plusieurs fois son propre volume. Voici les résultats obtenus par Saussure au moyen de charbon de bois, à une température de $+ 12^{\circ}$, et sous une pression de 26,895.

NOMS DES GAZ.	VOLUMES ABSORBÉS.	
	AU BOUT DE 36 HEURES.	
Ammoniaque.	90	fois le volume du charbon.
Chloride hydrique.	85	»
Acide sulfureux.	65	»
Sulfide hydrique.	55	»
Oxide azoteux.	40	»
— azotique (1).	38	»
Acide carbonique.	35	»
Carbure tetrahydrique.		
Oxide carbonique.	9,42	»
Oxigène (2).	9,25	»
Azote.	7,50	»
Hydrogène.	1,75	»

Une autre propriété non moins remarquable et inhérente au charbon, est celle de s'emparer de certaines substances de nature les plus diverses, et de les enlever à leurs dissolutions. Telles sont surtout les matières odorantes et colorantes d'origine organique. Cette propriété, varie pour chaque espèce de charbon en particulier, comme on peut s'en assurer plus bas.

La température à laquelle le charbon peut s'allumer et brûler, varie suivant sa densité. Des masses considérables

(1) Il est en partie décomposé par le charbon.

(2) L'absorption de ce gaz est accompagnée de formation d'acide carbonique que le charbon retient également dans ses pores; c'est à cette cause qu'il faut attribuer son absorption continuelle qui n'est pas encore complète au bout d'une année, tant qu'elle l'est pour les autres gaz au bout de 24 à 36 heures.

de poudre de charbon s'allument quelquefois spontanément par le pouvoir qu'elles ont de condenser le gaz oxygène et la vapeur aqueuse.

Tous les charbons laissent un résidu plus ou moins considérable de cendres après leur combustion.

6. *Charbon animal*. (Noir d'ivoire, noir animal). C'est le produit de la carbonisation de substances animales.

Il conserve rarement la forme des corps qui l'ont fourni. Ceux-ci entrent ordinairement en fusion avant de se décomposer, de sorte que le charbon qui en provient retient cette dernière forme.

Il brûle beaucoup plus difficilement que le charbon de bois, dont il se distingue par son contenu en azote. Il possède au plus haut degré la propriété de fixer certaines matières dissoutes.

M. Bussy a indiqué dans le tableau suivant, le pouvoir relatif décolorant de plusieurs espèces de charbon.

CHARBON EMPLOYÉ, TOUJOURS AU POIDS D'UN GRAMME.	DISSOLUTION d'indigo décolorée (1).	DISSOLUTION de mélasse décolorée.	RAPPORT (1) d'après l'indigo.	RAPPORT d'après la mélasse.
	grammes.	grammes.		
1° Charbon d'os brut.	32	9	1,00	1,00
2° Id. d'huile végétale ou animale calcinée avec le phosphate calcique artificiel.	64	17	2,00	1,90
3° Charbon d'os lavé au chlorure hydrique.	60	15	1,87	1,60
4° N° 3 calciné avec de la potasse.	1450	180	45,00	20,00
5° Noir de fumée calciné.	128	30	4,00	3,30
6° N° 5 calciné avec de la potasse.	550	90	15,20	10,60
7° Charbon de carbonate sodique, décomposé par le phosphore.	380	80	12,00	8,80
8° Charbon de l'acétate potassique.	180	40	5,60	4,40
9° Fécule calcinée avec de la potasse.	340	80	10,60	8,80
10° Albumine ou gélatine calcinée avec de la potasse.	1115	140	35,00	15,50
11° Sang calciné avec du phosphate calcique.	380	90	12,00	10,00
12° Id. calciné avec de la craie.	570	100	18,00	11,00
13° Id. calciné avec de la potasse.	1600	180	50,00	20,00

(1) La liqueur d'épreuve d'indigo contenait un millièrme de cette substance, de sorte que chaque gramme de liqueur décolorée représente un milligramme d'indigo absorbé par le charbon.

Prép. du carbone. Le plus pur que l'on puisse se procurer, est celui qui est fourni par la décomposition en vase clos d'une huile volatile, du sucre ou de toute autre substance organique que l'on peut purifier soit par distillations, soit par cristallisations répétées.

Us. Le diamant ne sert guères qu'à la toilette; quelquefois à la confection de lentilles et à tailler le verre.

Le graphite sert à la fabrication des crayons.

L'anhracite, le coak et le charbon de bois à l'alimentation des fourneaux et à l'extraction de certains métaux.

Le charbon animal est principalement employé à la décoloration du sucre et d'autres produits organiques. Il est également d'un bon usage pour l'assainissement des eaux corrompues, pour la conservation des viandes et autres matières alimentaires.

Hist. Le diamant est connu de toute antiquité; ce fut Newton qui le premier y soupçonna une matière combustible en s'appuyant sur son pouvoir réfringent vraiment remarquable; cette opinion fut pleinement confirmée en 1694 par les expériences des Académiciens de Florence. Ce fut Lavoisier qui en répétant ces expériences en 1781, le fit ranger parmi les corps simples et lui donna le nom de carbone.

Fontana a découvert la propriété d'absorber les gaz; Lœwitz celle de précipiter les matières colorantes et odorantes.

F. C.

P. at. 76,438, d'après M. Berzélius et 38,219 d'après M. Dumas; de sorte que l'atome de carbone admis par le chimiste suédois équivaut à 2 atomes de carbone du chimiste français.

OXIDE CARBONIQUE.

Syn. Oxide de carbone.

P. p. Gazeux; incolore; insoluble dans l'eau, densité = 0,97269; pouvoir réfringent = 1,157.

P. c. Inflammable à l'air; brûle avec une flamme bleue pâle; et se transforme en acide carbonique; réduit les oxides zinciques, ferrique et stannique; forme avec le

chlore un acide particulier ; est absorbé par le potassium sans décomposition.

P. o. Il ne peut pas servir à la respiration ; et produit la céphalalgie, un grand malaise et à la fin l'asphyxie, même lorsqu'il est mélangé à $\frac{1}{4}$ d'air atmosphérique.

Prép. L'oxide carbonique pur s'obtient par la décomposition d'un formiate au moyen d'un excès d'acide sulfurique concentré et de la chaleur. La méthode la plus facile et celle qui en fournit la plus grande quantité consiste à faire passer de l'acide carbonique gazeux à travers un tube de porcelaine ou de métal rougi au feu et rempli du charbon. Ce gaz se produit aussi par la combustion du charbon, chaque fois que la quantité d'oxygène est trop faible pour pouvoir transformer totalement celui-ci en acide carbonique.

Hist. Découvert par Priestley en 1776 ; sa nature n'a été bien déterminée qu'en 1801 par Cruickshank.

F. CO.

P. at. 176,438.

CARBURE TETRAHYDRIQUE.

Syn. Grisou ; brisou ; terrou ; gaz inflammable des marais ; carbone hydrogéné ; gaz hydrogène protocarboné.

Et. nat. Il se produit partout où des matières organiques se décomposent avec le contact de l'eau et principalement dans les marais et les eaux stagnantes ; se dégage du sein de la terre, dans certaines localités ; se trouve encore dans les mines de houille où il cause souvent des accidents effrayants.

P. p. Gazeux ; incolore ; densité = 0,5589 ; pouvoir réfringent = 2,0927 ; l'eau en dissout $\frac{1}{14}$ de son volume.

P. c. Inflammable à l'air et y brûlant avec une flamme pâle bleue, qui n'éclaire que faiblement ; éteint les corps en ignition ; l'électricité et la chaleur le décomposent, mêlé au double de son volume d'oxygène, il s'enflamme ; fait explosion et se transforme totalement en eau et en carbone ; cependant, cette inflammation ne peut avoir lieu qu'à une température très-élevée. C'est sur cette propriété qu'est basée la construction de la lampe de sûreté de Davy (1).

1) Cette lampe consiste en un cylindre formé par une toile neu-

P. o. Ce gaz ne peut servir à la respiration ; il n'est cependant pas délétère de sa nature et n'asphyxie que par défaut d'oxygène ; son odeur est particulière et très désagréable.

Prép. Le meilleur moyen est de recueillir le gaz qui s'échappe dans les eaux stagnantes. Il est ordinairement mélangé de gaz acide carbonique et d'azote, dont le premier peut-être absorbé par l'eau de chaux. On l'obtient en assez grande abondance, mais mélangé à d'autres gaz, par la décomposition de l'alcool ou de l'éther au moyen de la chaleur. Cette décomposition s'opère en dégageant la vapeur de l'un ou de l'autre de ces composés, à travers un tube rougi au feu.

Us. Dans les lieux où il se dégage naturellement on l'enflamme et on tire parti de la chaleur qu'il produit en l'appliquant à divers usages. Il sert aussi quelques fois à remplir les aërostats.

F. $H^4 C$. $H^2 C^2$

P. at. 101,40.

CARBURE BIHYDRIQUE.

Syn. Gaz hydrogène carboné ; gaz hydrogène deuto ou percarboné ; gaz oléfiant ; gaz éclairant ; carbure dihydrique ; éthérine.

P. p. Gazeux ; incolore ; densité d'après Saussure = 0,9852 et d'après le calcul = 0,9824 ; pouvoir réfringent = 1,8186 ; chaleur spécifique = 1,5763 ; l'eau en dissout 0,15 de son volume.

P. c. Inflammable, brûlant avec une flamme très-vive et répandant beaucoup de lumière ; exige 3 volumes d'oxygène pour sa combustion parfaite et se transforme en acide carbonique et en eau ; son mélange avec l'oxygène détonne fortement au contact d'un corps enflammé ou

allique dont les interstices ne surpassent pas $1\frac{1}{20}$ de pouce et dont l'ouverture supérieure est fermée par une plaque métallique portant un anneau à son milieu et l'inférieure par une petite lampe à huile ordinaire. En pénétrant dans les galeries de houille remplies d'air détonnant, la lampe pourra continuer à y brûler sans qu'il se fasse d'autre explosion qu'à l'intérieur de la toile métallique, parce que la température de celle-ci ne sera pas suffisante pour enflammer le gaz extérieur.

d'une étincelle électrique ; lorsqu'on le soumet à l'action d'une haute température ou qu'on le fait traverser par un certain nombre d'étincelles électriques, il se décompose en ses éléments ; le platine spongieux l'enflamme à $+300^{\circ}$; le soufre le décompose ; le chlore s'y combine et forme avec lui un composé huileux, plus dense que l'eau et qui lui a fait donner le nom de *gaz oléfiant*.

P. o. Les mêmes que celles du gaz précédent.

Prép. Le gaz pur s'obtient par l'action de 4 parties d'acide sulfurique concentré, sur 1 partie d'alcool également concentré. En grand, on l'extrait de la houille ou de substances organiques grasses que l'on décompose à cet effet dans des appareils particuliers. Le gaz que l'on obtient par l'une ou l'autre de ces méthodes, est constamment mélangé à d'autres produits gazeux, dont une partie peut seulement lui être enlevée.

Us. Il est appliqué avec beaucoup d'avantages à l'éclairage des villes, des grands établissements et même des maisons particulières.

Hist. La découverte de ce gaz est due aux chimistes hollandais. Depuis qu'il est adopté pour l'éclairage des principales villes, la plupart des nations se sont revendiqué l'honneur d'avoir produit l'inventeur de cette heureuse application. Jusqu'ici on attribuait cet honneur soit à la France, patrie de Lebon, soit à l'Angleterre qui vit naître Murdoch ; mais une notice sur la vie et les travaux de J. P. Minkelers, professeur de chimie à l'ancienne Université de Louvain, publiée par M. Morren dans l'annuaire de l'académie de Bruxelles, prouve clairement que c'est ce dernier chimiste qui extraya et employa le premier le gaz de la houille. Sa découverte date en effet du 1^{er} octobre 1784, tandis que celles de Lebon et de Murdoch ne se rapportent qu'aux années 1791 à 1799. C'est donc la Belgique, qui à juste titre peut revendiquer d'avoir donné le jour à l'auteur de l'importante découverte de l'éclairage au gaz.

F. $H^2 C$, ou plutôt $H^8 C_4$.

P. at. 355,666, d'après la dernière formule.

CARBURE HYDRIQUE.

P. p. Gaz incolore, soluble à volume égal dans l'eau distillée, dont on peut le dégager sans altération par la chaleur

P. c. Il est très inflammable ; sa flamme produit plus de lumière que celle du gaz précédent ; lorsqu'il brûle dans de l'air rarefié, il se forme un dépôt considérable de charbon ; le chlore le décompose instantanément ; une forte explosion et une flamme d'un beau rouge accompagnent d'ordinaire cette décomposition, même lorsque le mélange se fait à l'abri de la lumière ; il produit également une très forte détonnation lorsqu'on le mélange à de l'oxygène et qu'on l'enflamme ; $2\frac{1}{2}$ volumes de ce dernier gaz en convertissent complètement 1 volume en acide carbonique et en eau ; l'acide sulfurique l'absorbe et se noircit.

P. o. Les mêmes que celles des gaz précédents, à l'exception de son odeur qui est bien moins désagréable.

Prép. On fait réagir de l'eau sur le carbure potassique que l'on recueille pendant la réduction du potassium d'après la méthode de Brunner.

Hist. Découvert par M. E. Davy, en 1836.

F. HC. $H^2 C^2$

P. at. 82,68.

Outre les carbures hydriques que nous venons de décrire, il en existe encore une foule d'autres à l'état solide ou liquide, pour la description desquels nous renvoyons à la chimie organique.

PHOSPHORE (1).

Et. n. Ne se rencontre le plus généralement qu'à l'état de phosphate et principalement à celui de sous-phosphate calcique. Ce dernier constitue la plus grande partie des os des animaux.

P. p. Le phosphore possède une couleur tant soit peu jaunâtre ; il est transparent ; cristallise en rhomboctaédres ; la lumière le rougit, même lorsqu'il se trouve dans une atmosphère d'azote pure ; sa densité = 1,77 ; à la température ordinaire il a la consistance de la cire ; à 0° il devient cassant ; à +35° il se fond ; bout à +290° et se volatilise sous forme d'un gaz incolore ; distillé à plusieurs reprises, puis chauffé jusqu'à +60° à 70° et refroidi brusquement, il est noir. D'après M. Dumas la densité de sa vapeur est de 2,2052.

(1) De φωσ lumière et φερω je porte.

P. c. A l'air il se transforme lentement en acide phosphoreux et devient luisant dans l'obscurité ; lorsqu'on l'échauffe au contact de l'air ou de l'oxygène, ou qu'on en approche un corps en ignition, il brûle en répandant un vif éclat de lumière et en produisant des nuages floconneux et blancs d'acide phosphorique. Il est insoluble dans l'eau, très-peu dans l'alcool et dans l'éther ; les huiles grasses le dissolvent plus facilement et sont rendues phosphorescentes dans l'obscurité : la présence d'une petite quantité d'huile essentielle, empêche ce phénomène de se montrer. Il est également soluble dans les huiles essentielles et le sulfide carbonique. On doit le conserver sous l'eau et à l'abri de la lumière.

P. o. Il exhale une odeur faible, particulière ; sa saveur est acide et très-désagréable ; à petite dose il agit comme excitant ; pris en quantité notable il est un des plus violents poisons.

Prép. On fait un mélange de poudre de charbon et de surphosphate calcique, on l'introduit dans une cornue de grès et on l'expose à une température très-élevée. Le phosphore libre qui se dégage en même temps que différents gaz est reçu et condensé dans un récipient contenant de l'eau. D'après M. Woehler, on peut remplacer le mélange précédent par un autre, formé d'os calcinés, de charbon et de silice bien pulvérisés.

Us. Il sert à la préparation de la plupart de ses composés.

Hist. Brandt le découvrit à Hambourg en 1669 ; Kunckel réussit à l'obtenir en 1674 ; ce ne fut qu'en 1737 que le procédé, qui consistait à soumettre à la distillation le résidu de l'évaporation des urines, fut rendu public. Scheele et Gahn furent les premiers qui essayèrent de l'extraire des os.

F. P.

P. at. 196,143.

OXIDE PHOSPHORIQUE.

Syn. Oxyde rouge de phosphore.

P. p. Poudre rouge, infusible, insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther, les huiles grasses et volatiles.

P. c. A une température de $+100^{\circ}$ il s'enflamme à l'air et brûle avec une flamme jaune ; chauffé sans le contact de

l'oxygène il se convertit en phosphore et en acide *a* phosphorique ; le chlore l'enflamme et le convertit en chloride et en acide phosphoriques ; les acides sulfurique et azotique le transforment en acide *c* phosphorique et il se dégage de l'acide sulfureux et de l'oxide azotique.

Prép. On fait fondre du phosphore dans de l'eau chaude et on le fait traverser par un courant d'oxygène.

Hist. Analysé par M. Pelouze en 1834.

F. P³ O.

P. at. 688,43.

PHOSPHURE TRIHYDRIQUE. PH³

Syn. Hydrogène phosphoré ; phosphure d'hydrogène ; gaz inflammable.

Et. n. Paraît se dégager aux environs des cimetières et des marais.

P. p. Gazeux , incolore , très-peu soluble dans l'eau , à laquelle il communique cependant ses propriétés organoleptiques ; sa densité varie suivant M. H. Rose de 1,175 à 1,191 ; la théorie indique 1,1837.

P. c. Sa principale propriété consiste à s'enflammer spontanément au contact de l'air ou de l'oxygène , même à une température de —15° ; il se produit en même temps une légère explosion et il se forme un anneau d'acide phosphorique qui s'élève en s'agrandissant à quelques pieds et se dissipe ensuite ; si on le conserve pendant quelque temps soit sur l'eau , soit sur le mercure , il perd cette propriété , sans que pour cela il change de nature. Pendant long-temps on a cru que cette inflammabilité dépendait d'une petite quantité de phosphore libre , mais les dernières expériences de M. Graham , tendent à prouver que la cause en réside dans la présence d'une quantité minime d'un corps oxidant. Le soufre le réduit en sulfide hydrique et en phosphore ; le potassium s'empare du phosphore et laisse pour résidu de l'hydrogène pur ; il précipite plusieurs dissolutions salines ; les précipités contiennent du phosphore et du métal réduit ; il se forme en même temps de l'eau et de l'acide phosphorique.

P. o. Odeur fétide , alliacée.

Prép. On chauffe un mélange de phosphore et d'hydrate calcique ; ce dernier se convertit en hypophosphite. Il contient toujours un peu d'hydrogène libre.

Hist. Découvert en 1783 par Gingembre.

F. H^o P.

P. at. 214,86.

D'après les expériences de Grotthuss, on obtient un phosphure hydrique liquide, en faisant bouillir du phosphore avec une dissolution alcoolique de potasse. M. H. Rose en a obtenu un solide en traitant le phosphure potassique par l'eau. Il est sous forme d'une poudre jaune.

PHOSPHURE AZOTIQUE. P²A⁴

Syn. Azoture de phosphore.

P. p. Poudre blanche, légère, fixe et infusible, lorsqu'on le chauffe sans le contact de l'air, insoluble dans l'eau.

P. c. Insoluble dans les acides en général; l'acide azotique ne l'attaque qu'à la longue et le transforme en acide phosphorique. Le chlore, le soufre et les dissolutions alcalines ne l'altèrent pas; fondu avec de l'hydrate potassique ou un carbonate alalin solide, il se convertit en ammoniaque et en acide phosphorique.

L'hydrogène sec, le brunit ou le noircit à une haute température et se charge d'ammoniaque et de phosphore.

Le sulfide hydrique également sec, le volatilise à une chaleur rouge, et on obtient une masse agglomérée jaunâtre, pyrophorique brûlant, avec une flamme blanche et répandant une odeur sulfureuse.

L'air humide l'attaque à chaud, et donne lieu à la production de vapeurs blanches d'acide phosphorique.

Prép. On fait rougir dans un tube en verre, du chloro ou bromo-phosphate ammonique, et on a soin d'y faire passer en même temps un courant d'acide carbonique sec. L'opération doit se continuer jusqu'à ce que tout dégagement de chlorure ammonique ait cessé.

Hist. Découvert en 1833, par M. H. Rose.

F. N^o P².

P. at. 746,37

ARSÉNIC.

Et. nat. A l'état réduit; d'acide arsénieux et arsenique;

de sulfide arsénieux et hyparsénieux ; d'arséniure métallique et notamment d'arséniure cobaltique, niccolique et cuivrique

P. p. Possède une couleur gris d'acier et un éclat métallique très-remarquable ; texture cristalline ; très-fragile ; sa densité est de 5,70 ; se volatilise à 180° sans entrer en fusion.

P. c. Exposé au contact de l'air , il se ternit ; chauffé dans de l'oxygène , il prend feu , brûle avec une flamme bleue , pâle , et se convertit en acide arsénieux ; mêlé avec du nitre et enflammé , il détonne ; son mélange avec du chlorate potassique , fait explosion par la percussion ; il se conserve bien sous l'eau privée d'air atmosphérique.

P. o. Sa vapeur possède une odeur alliagée très-prononcée ; c'est un violent poison.

Extr. En grand par la distillation du fer arsenical (Arsénikkies = $\text{Fe As}^2 + \text{Fe S}^2$) ; on obtient pour résidu du sulfure ferreux ; en petit par la sublimation d'un mélange d'acide arsénieux et de poudre de charbon.

Us. Dans la fabrication du plomb de chasse et de l'argent haché (weiss kupfer).

Hist. Brandt fut à ce qu'il paraît , le premier qui en 1733 l'extraya de l'acide arsénieux.

F. As.

P. at. 470,042.

ARSÉNIURE TRIHYDRIQUE.

Syn. Hydrogène arséniqué.

P. p. Gaz incolore , permanent à la température ordinaire ; liquifiable à -40° ; densité = 2,695 , d'après M. Dumas ; l'eau exempte d'air en absorbe $\frac{1}{6}$ de son volume ; l'essence de thérbentine en dissout une quantité plus considérable.

P. c. Inflammable ; brûle avec une flamme blanche ; il se produit de l'eau et de l'acide arsénieux ou de l'arsenic , suivant la quantité d'oxygène ou d'air atmosphérique employée ; un mélange d'oxygène et d'arséniure trihydrique détonne , lorsqu'on y fait passer une étincelle électrique ; la chaleur seule le décompose en ses éléments et en double le volume ; le chlore , l'iode , le soufre , plusieurs métaux , l'acide azotique , l'eau régale et l'acide sulfurique bouillant le décomposent ; il précipite une foule de dissolutions métalliques.

P. o. Odeur repoussante, alliée; produit la céphalgie, l'anxiété et la lassitude, lorsqu'on ne le respire qu'en petite quantité; il tue promptement, même lorsque l'air n'en contient que $\frac{1}{10}$ de son volume.

Prép. D'après M. Soubeiran, le meilleur moyen de l'obtenir exempt d'hydrogène, est de réduire l'arséniure zincique en poudre fine et de l'arroser avec de l'acide sulfurique, étendu de trois fois son poids d'eau.

Hist. Il a été découvert par Scheele.

F. $H^s As^3$.

P. at. 977,52.

ARSÉNIURE BIHYDRIQUE.

Syn. Arséniure d'hydrogène solide; hydrure d'arsénic.

P. p. Pulvérulent; d'une couleur brunâtre; insoluble dans l'eau.

P. c. On peut le chauffer jusqu'au rouge brun dans le gaz azote, sans qu'il soit altéré; à une température élevée et au contact de l'oxygène, il s'enflamme et donne naissance à de l'eau et à de l'acide arsénieux.

P. o. Violent poison.

Prép. D'après MM. Gay-Lussac et Thénard, on l'obtient en grande quantité, lorsqu'on projette de l'arséniure potassique dans de l'eau.

Hist. Découvert par Davy.

F. $H^s As$. D'après M. Soubeiran.

P. at. 482,519.

SOUFRE.

Et. nat. A l'état réduit il se trouve en masses très-considérables aux environs des volcans, et dans quelques terrains, tant anciens que modernes. On le rencontre plus fréquemment à l'état de sulfure ou de sulfate métalliques.

P. p. Couleur jaune citrine, cristallisable en rhomboèdres ou en prismes rhomboïdaux obliques; transparent ou opaque; très-cassant; mauvais conducteur du calorique et de l'électricité; par la chaleur ou le frottement il acquiert l'électricité négative; densité = 1,98; fusible en un liquide jaune transparent à $+111^\circ$; à $+160^\circ$ il s'épaissit et prend

une couleur brune foncée ; par le refroidissement il reprend sa couleur jaune ; à $+200^{\circ}$ et audessus il est également brun et conserve cette couleur quand on le refroidit brusquement ; en même temps il reste mou et se laisse tirer en fils très-déliés ; au bout d'un certain temps il reprend sa couleur primitive et redevient cassant ; à $+143^{\circ}$ il se volatilise et produit en vases clos une vapeur jaune qui se condense en une poudre de la même couleur (*fleurs de soufre*) ; il bout à $+316^{\circ}$; d'après M. Despretz le coefficient de la dilatation absolue de ce corps, loin de croître comme cela a lieu pour la plupart des liquides et des solides, décroît avec la température ; il est très-peu soluble dans l'eau, un peu plus soluble dans l'alcool ; ses principaux dissolvants, sont les huiles, les chlorides de soufre et le sulfide carbonique ; ces derniers liquides le laissent déposer sous la forme de rhombooctaédres transparents tel qu'il se trouve dans la nature.

P. c. Chauffé au contact de l'air il s'enflamme, brûle avec une flamme bleue et se change en un gaz d'une odeur particulière et suffocante (acide sulfureux) ; le fer, le cuivre, l'argent et quelques autres métaux introduits dans sa vapeur, s'y combinent avec dégagement de lumière.

P. o. Saveur faible, odeur particulière qui se développe surtout par le frottement.

Ext. On fait fondre le soufre naturel et on le décante, pour le séparer de la plus grande partie des matières qui peuvent le souiller ; après quoi on le soumet à la distillation. On l'a pendant quelque temps extrait avec avantage du sulfure ferrique qui à la chaleur abandonne la moitié de son contenu en soufre.

Us. Ses principaux usages consistent à servir à la fabrication de la poudre à canon, des alumettes, de l'acide sulfurique et de l'acide sulfureux. Il est employé en médecine.

Hist. Il est connu de toute antiquité.

Les anciens chimistes le regardaient comme le combustible par excellence à cause de la facilité avec laquelle il prend feu à l'air et avaient donné le nom de *soufres* à toutes les substances qui possédaient cette dernière propriété en commun avec lui.

F. S.

P. at. 201,165.

PERSULFURE HYDRIQUE.

Syn. Hypersulfure d'hydrogène; polysulfure d'hydrogène.

P. p. Liquide, d'une couleur jaune tirant quelquefois sur le brun verdâtre; d'une consistance et d'une densité variable, mais toujours plus forte que celle de l'eau; M. Thenard l'a trouvée = 1,769; encore liquide à -20° ; peu soluble dans l'eau et dans l'alcool.

P. c. Détruit facilement la couleur de tournesol; se décompose à une température de $+60^{\circ}$ à 70° en soufre et en sulfide hydrique; à la température ordinaire la décomposition est beaucoup plus lente; à l'approche d'un corps en ignition, il s'enflamme; le charbon, le platine, l'or, l'iridium et plusieurs autres métaux très-divisés, produisent un dégagement de sulfide hydrique; plusieurs oxides possèdent la même propriété; par le contact des oxides facilement réductibles la décomposition est instantanée et accompagnée de lumière; les acides lui donnent de la stabilité.

P. o. Blanchit la langue et y cause un sentiment de cuisson difficile à supporter; décolore et altère la peau; odeur particulière et désagréable; affecte péniblement les yeux.

Prép. On verse la dissolution aqueuse d'un persulfure alkalin dans du chlorure hydrique étendu de deux fois son poids d'eau; le persulfure se rend au fond du vase.

Hist. Découvert par M. Thénard.

F. Sa composition n'est pas bien connue; d'après M. Thénard elle est variable et peut se représenter par les trois formules suivantes: $H^2 S^4$, $H^2 S^6$ ou $H^2 S^8$.

SULFOCARBURE BIHYDRIQUE.

Syn. Quadro sulfure d'éthérine.

P. p. Poudre d'un blanc jaunâtre non cristalline; insoluble dans l'eau; très-peu soluble dans l'alcool; fusible sans décomposition, à une température un peu plus élevée que celle de l'eau bouillante.

P. c. Distillé en vase clos, il entre en ébullition et se décompose en gaz combustibles, et en un liquide jaune, sulfureux qui se dégage; le résidu est du charbon, re-

tenant encore un peu de soufre ; à l'air libre , il brûle avec une flamme bleue ; la potasse est sans action sur lui ; l'acide azotique le transforme en acide sulfurique et en un acide particulier.

P. o. Odeur fade ; saveur sucrée.

Prép. On fait un mélange d'une dissolution alcoolique de bisulfure potassique, et de chlorocarbure bihydrique. Au bout de quelques jours le sulfocarbure se dépose et entraîne avec lui une certaine quantité de chlorure potassique, dont on le débarrasse très-facilement par quelques lavages à l'eau.

Hist. Découvert en 1839, par M. Loewig.

F. $H^8 Cl^4 + S^4$.

P. at. 1160,32.

SÉLÉNIUM (1).

Et. nat. Il est très-peu répandu dans la nature où il est combiné à plusieurs métaux, principalement au plomb, au cuivre, à l'argent et au cobalt.

P. p. Lorsqu'il est fondu et en masse, il est gris et d'un éclat vitroso-métallique, semi-transparent sur ses bords. En couches minces ou en poudre il est brun ; il est très-cassant ; à cassure conchoïdale et luisante. Sa densité = 4,3 ; il est mauvais conducteur de l'électricité ; par le frottement il se charge de fluide électro-négatif. A une température de + 80° il se ramollit ; à + 100° il est semi-fluide et à quelques degrés au-delà il est complètement liquide ; il se volatilise sous forme d'une vapeur jaunâtre à une température inférieure à celle du rouge naissant.

P. c. Chauffé au contact de l'air, le sélénium brûle avec une flamme d'un rouge violet et en répandant une forte odeur de rave ; il est soluble dans l'acide sulfurique et dans les huiles grasses. Dans les diverses combinaisons qu'il contracte avec d'autres corps il possède la plus grande analogie avec le soufre.

P. o. Inodore, insipide.

Ext. On dissout le sélénure plombique dans de l'acide azotique ; on décompose la dissolution par du sulfate sodique. De cette manière l'oxide plombique se précipite

(1) Δο σελήνη lune.

et l'acide sélénieux qui se trouvait dans la liqueur se combine à la soude, le sélénite sodique est décomposé ensuite par l'acide sulfureux ou le chlorure ammonique.

Hist. Découvert en 1817, par M. Berzélius.

F. Se.

P. at. 494,583.

OXIDE SÉLÉNIQUE.

Prop. Gaz incolore, d'une odeur de rave très prononcée, peu soluble dans l'eau, même lorsque celle-ci contient des alkalis caustiques en dissolution.

Prép. On fait brûler du sélénium au contact de l'air atmosphérique.

Hist. Découvert en 1817, par M. Berzélius.

F. Probablement Se O.

P. at. 594,583 ?

CHLORE (1).

Syn. Acide muriatique oxigéné¹; chlorine.

Ét. n. Il est très-répandu dans la nature où il ne se trouve qu'à l'état de combinaison. Il constitue l'un des éléments du sel marin.

P. p. Gazeux; d'une couleur jaune verdâtre; d'une densité de 2,44; l'eau en dissout environ 2 fois son volume; réduit à un quart, ou à un cinquième de son volume, il se condense en un liquide de la même couleur que le gaz, d'une densité de 1,33 et refractant la lumière plus faiblement que l'eau.

P. c. Il entretient et détermine la combustion d'un grand nombre de corps. Une bougie allumée y brûle d'abord plus vivement, mais s'y éteint bientôt. Un mélange de parties égales d'hydrogène et de chlore fait explosion au moment qu'on le met en contact avec la lumière. Il forme avec l'eau un hydrate cristallisable à la température de 0° contenant 72% d'eau et se décomposant à + 4°; sa dissolution aqueuse se décolore au bout d'un certain temps, sous production de chlorure hydrique et dégagement d'oxigène; il détruit la plupart des matières colorantes et odorantes.

1) D'rivé de $\chi\lambda\lambda\rho\sigma$; vert pâle.

P. o. Il possède une odeur particulière, suffocante; excite la toux; sa saveur est piquante.

Prép. On fait un mélange de peroxyde manganique et de chlorure hydrique dilué; on peut également se servir de 2 parties de peroxyde manganique, de 3 parties de sel marin et de $2\frac{1}{2}$ parties d'acide sulfurique étendus par 4 parties d'eau. La réaction est favorisée par la chaleur et le gaz est recueilli soit sur de l'eau chaude, soit dans des flacons secs, suivant que l'on désire obtenir du chlore sec ou chargé de vapeurs aqueuses.

Us. Sert dans le blanchiment des tissus de lin et de coton et dans les fumigations.

Hist. Scheele nous fit connaître le chlore, en 1774. Il le considéra comme un acide; MM. Gay-Lussac et Thenard l'envisagèrent les premiers comme un corps simple.

F. Cl. Il sature ordinairement par 2 atomes.

P. at. 221,325.

CHLORO CARBURE BIHYDRIQUE.

Syn. Huile ou liqueur des hollandais; chloréthérine; éther chloré.

P. p. Liquide incolore, oléagineux, très-peu soluble dans l'eau; très-soluble dans l'alcool et dans l'éther; densité = 1,256; bout à + 82,5°; distille sans décomposition; densité de sa vapeur = 3,4224.

P. c. Brûle avec une flamme verte, très-fuligineuse; le chlore le transforme successivement, suivant M. Regnault, en des composés représentés par les formules $C^4 H^6 Cl^2 + H^2 Cl^2$; $C^4 H^4 Cl^4 + H^2 Cl^2$; $C^4 H^2 Cl^6 + H^2 Cl^2$, auxquels une solution alcoolique de potasse enlève $H^2 Cl^2$ et enfin en sesqui chlorure carbonique. Ces transformations ne se font qu'au bout de plusieurs jours et à l'aide de la lumière. Une dissolution alcoolique d'oxide ou de trisulfure potassiques le décompose et donne lieu, l'un à du chloréthéroïde et l'autre à du sulfocarbure bihydrique, et l'un et l'autre en même temps à du chlorure potassique.

P. o. Odeur éthérée; saveur douce, aromatique.

Prép. On introduit en même temps dans un ballon ou sous une grande cloche, du carbure bihydrique et du chlore humides et on recueille le produit oléagineux qui en provient. On le purifie en le lavant à l'eau et en le distillant à

plusieurs reprises sur de l'acide sulfurique et de la potasse caustique.

Hist. Découvert par les chimistes hollandais, vers la fin du siècle dernier.

F. $H^s C^4 + Cl^4$.

P. at. 1240,96.

CHLORÉTHÉROÏDE.

Syn. Chlorure d'aldehydène ; chloréthéride.

P. p. Gaz incolore, liquéfiable à -18° ; insoluble dans l'eau ; soluble dans l'alcool et dans l'éther ; densité = 2,1670.

P. c. Brûle avec une flamme verte ; à la température ordinaire, le potassium est sans action sur lui ; à l'aide de la chaleur il se produit du chlorure potassique sous dégagement de lumière et séparation de carbone. Ce dernier possède une légère odeur de naphthaline.

P. o. Odeur alliagée.

Prép. On verse une dissolution alcoolique de potasse, dans du chlorocarbure bihydrique jusqu'à ce qu'il cesse de se former du chlorure potassique ; puis on chauffe jusqu'à $+30^\circ$ et on recueille le gaz sur l'eau.

Hist. Découvert par M. Regnault en 1838.

F. $C^4 H^6 + Cl^2$.

P. at. 785,80.

BROME (1).

Et. n. Ce corps est peu répandu dans la nature et toujours à l'état de combinaison métallique. On en trouve dans l'eau de la mer et de la plupart des sources salines, parmi lesquelles celle de Kreuznach en fournit le plus. Les eaux de la mer noire en contiennent aussi une quantité plus forte que celles des autres mers.

P. p. Liquide d'un brun foncé lorsqu'il est en masse, d'un rouge hyacinthe lorsqu'il est en couches minces ; sa densité = 2,966 ; à -5° il est solide, d'un gris d'acier et d'une texture cristalline et feuilletée ; il bout à $+47^\circ$ et se transforme en une vapeur rutilante, dont la densité est de 5,3933 ; il est très-peu soluble dans l'eau et ne couvrit

(1) De βρωμος, Félicité.

point le fluide électrique ; sa dissolution aqueuse le conduit au contraire fort bien.

P. c. Il détruit les matières colorantes et les blanchit à l'instar du chlore ; il attaque laplupart des matières organiques et leur enlève de l'hydrogène ; il forme un composé jaune avec la fécule.

P. o. Son odeur et sa saveur sont très-analogues à celles du chlore. Il corrode la peau et la colore en jaune. Pris à l'intérieur, il devient un violent poison.

Prép. On l'obtient par un procédé semblable à celui qui sert à la préparation du chlore.

Hist. Découvert en 1827, par M. Balard dans l'eau de la méditerranée.

F. Br. Comme le chlore, il sature ordinairement par 2 atomes.

P. at. 489,153.

BROMOCARBURE BIHYDRIQUE.

Syn. Ether bromé ; brométhérine.

P. p. Liquide incolore ; oléagineux ; densité = 2,164 ; solidifiable à quelques degrés plus bas que 0° ; bout à +129° ; densité de sa vapeur = 6,3754.

P. c. Sont à peu près les mêmes que celles du chlorocarbure bihydrique ; le chlore et le potassium le décomposent.

P. o. Odeur éthérée ; saveur douce pénétrante.

Prép. Analogue à celle du chlorocarbure.

Hist. Découvert par M. Regnault en 1838.

F. C⁴ H⁸ + Br⁴.

P. at. 2312,20.

BROMÉTHÉROÏDE

Syn. Bromure d'aldéhyde, brométhéride.

P. p. Gazeux à la température ordinaire ; incolore ; densité = 3,6420 ; assez soluble dans l'eau ; réductible par le froid en un liquide incolore, dont la densité = 1,52.

P. c. Mélangé à du chlore ou à du brôme, et exposé pendant longtemps au contact des rayons solaires il se convertit en chloro ou bromocarbure bihydrique (Regnault).

P. o. Odeur agréable.

Prép. Elle est la même que celle du chloréthéroïde.

Hist. Découvert par M. Regnault en 1838.

F. $C^{\circ} H^{\circ} + Br^{\circ}$.

P. at. 1321,43.

IODE (1).

Syn. Iodine.

Ét. n. Il existe à l'état d'iodure métallique dans la plupart des fucus; dans les eaux de la mer et de plusieurs sources salées; dans les éponges et autres corps marins; Vauquelin l'a trouvé uni à l'argent dans un minéral provenant du Mexique; on a trouvé de l'iodure plombique dans l'Amérique méridionale.

P. p. Solide; cristallisable en paillettes en rhombooctaèdres ou en prismes droits à base carrée; possède une couleur grise foncée et l'éclat métallique; densité = 4,946 à 16,5°; volatil à la température ordinaire; fond à +107°; bout à 175° et produit alors une vapeur d'un beau violet foncé, dont la densité = 8,695; mauvais conducteur du fluide électrique; soluble dans 7000 parties d'eau qu'il colore en jaune; l'huile essentielle de thérébentine, l'éther et l'alcool forment avec lui un liquide d'une couleur brune foncée; il n'exige que 10 parties de ce dernier pour se dissoudre.

P. c. Une dissolution aqueuse d'iode ne se conserve pas, surtout au contact des rayons solaires; il se produit dans la liqueur de l'acide iodique et de l'iodure hydrique; elle ne blanchit pas les matières colorantes; l'hydrogène ne se combine directement à l'iode, qu'à la faveur d'une haute température; il se combine à l'amidon ordinaire et forme avec lui un composé d'un bleu très-foncé, insoluble dans l'eau; ce composé est précieux en ce qu'il peut servir à faire reconnaître la moindre trace (un millionième) de l'un ou de l'autre corps dans un produit quelconque.

P. o. Odeur semblable à celle du chlore; saveur acre et persistante; colore la peau en brun; à petite dose il agit spécialement sur les glandes; à haute dose c'est un violent poison.

Prép. On évapore à siccité les eaux mères de la soude d'

(1) Du grec, ἰώδης; couleur violette.

varech et on les décompose par un excès d'acide sulfurique. Il se dégage de l'iode et de l'acide sulfureux.

Us. Employé en médecine.

Hist. Découvert en 1812, par M. Courtois, décrit en 1813, par M. Gay-Lussac.

F. I.

P. at. 789,75.

IODOCARBURE BIHYDRIQUE.

Syn. Ether iodé; iodétherine.

P. p. Cristallise en aiguilles soyeuses, blanches; fond à $+73^{\circ}$; insoluble dans l'eau et beaucoup moins soluble dans l'alcool que le chloro et le bromocarbure correspondants.

P. c. Se décompose spontanément, même dans le vide; surtout au contact de la lumière; à une température plus élevée que $+73^{\circ}$, il se brunit et se décompose; le potassium l'attaque à froid; le chlore le transforme en chlorure iodique et en chlorocarbure bihydrique; une dissolution alcoolique de potasse le convertit en iodéthéroïde.

P. o. Odeur éthérée très pénétrante; excite le larmoiement et produit de la céphalalgie.

Prép. On introduit un courant de carbure bihydrique dans un ballon à long col contenant de l'iode et chauffé jusqu'à la température de 50 à 60°. Les cristaux sont d'abord jaunes; ils blanchissent après.

Hist. Découvert par M. Regnault en 1838.

F. $C^4 H^8 + I^4$.

P. at. 3510,16.

IODÉTHÉROÏDE.

Syn. Iodure d'aldehydène; aldehydéniodide; iodéthéride.

Prop. Encore peu connues, possède une odeur alliagée.

Prép. Analogue à celle du chloréthéroïde.

Hist. Découvert par M. Regnault en 1838.

F. $C^4 H^8 + I^4$?

P. at. 1921,41?

FLUORE.

P. p. Gaz incolore, ne fumant pas à l'air.

P. c. N'éteint ni le phosphore en ignition, ni un fil de fer porté au rouge; détonne avec l'hydrogène en formant

du fluorure hydrique; sa dissolution aqueuse jouit de toutes les propriétés du fluorure hydrique; rougit le papier sec de tournesol et jaunit celui également sec de fernombouc; dans aucun cas, ni l'un ni l'autre ne passe au blanc; il n'attaque pas plus fortement le verre sec que ne le fait le fluorure mercurique.

P. o. Saveur forte, non piquante, ni irritante et très-facile par conséquent à distinguer de celle du chlore et du fluorure hydrique.

Prép. On chauffe du fluorure mercurique pur, entouré d'une atmosphère de chlore sec et renfermé dans des vases de fluorure calcique.

Hist. Isolé par les frères Knox en 1837. (Voyez le journal l'Institut N° 253, p. 259). Davy fut le premier qui l'admit au nombre des corps simples, et qui l'aît considéré comme constituant le radical du fluorure hydrique.

F. F.

P. at. 116,90.

CYANOGENÈ. (1)

Syn. Cyane.

Et. n. Ne se rencontre qu'à l'état de cyanide hydrique dans les fruits et les feuilles de certaines plantes.

P. p. Gazeux à la température et à la pression ordinaires; à $+20^{\circ}$, l'eau en dissout $4 \frac{1}{2}$ fois et l'alcool 23 fois son volume; sa densité = 1,8026; à une pression de $3 \frac{1}{2}$ à 4 atmosphères il se réduit en un liquide incolore, qui ne se solidifie pas encore à -18° et dont la densité est environ de 0,9.

P. c. Inflammable par l'approche d'un corps en ignition; brûle avec une flamme pourpre; les produits de la combustion sont de l'acide carbonique et de l'azote; un mélange de cyanogène et d'oxigène fait explosion; les dissolutions aqueuses et alcoolique se décomposent au bout d'un certain temps et laissent déposer une substance noire ou brunâtre que l'on peut considérer comme un hydrate de paracyanogène; d'après MM. Pelouze et Richardson 11 atomes de cyanogène en réagissant sur 18 atomes d'eau, se transforment en 1 atome d'urée, 3 atomes de cyanide hydrique, 4 at. d'acide carbonique, 1 at. d'ammoniaque, 1 at

(1) De *κυανος* bleu.

d'oxalate ammonique et 1 at. de matière noire. L'électricité et le fer chauffé au rouge blanc le décomposent en ses éléments sans changement de volume; il se combine directement au potassium et à plusieurs autres métaux.

P. o. Odeur piquante particulière; excite le larmoyement.

Prép. Le cyanogène prend naissance toutes les fois que l'on calcine des matières azotées à une température très élevée au contact des alkalis fixes. Pour l'isoler on chauffe du cyanure mercurique bien sec et on recueille le gaz qui se dégage. Outre le cyanogène et du mercure réduit il se forme encore du paracyanogène qui reste comme résidu dans le vase dans lequel on a opéré.

Hist. Découvert en 1814, par M. Gay-Lussac.

F. CN ou Cy.

P. at. 164,956.

PARACYANOGENÈ.

P. p. Pulvérulent; d'une couleur brune, foncée, insoluble dans l'eau.

P. c. Soluble dans l'acide sulfurique concentré; l'acide azotique le transforme en acide paracyanique et l'oxide cuivrique en azote et en acide carbonique, dont les volumes sont dans le rapport de 1 : 2.

Prép. On calcine le précipité noirâtre qui se produit par la décomposition du cyanogène au contact de l'eau et de l'ammoniaque. On en obtient aussi une petite quantité comme résidu de la décomposition, par la chaleur, du cyanure mercurique.

Hist. Découvert par M. Johnston en 1836.

F. C² N².

P. at. 329,91.

MELLONE.

P. p. Poudre d'un jaune citron; insoluble dans l'eau, l'alcool, l'acide sulfurique et le chlorure hydrique dilué.

P. c. L'acide azotique concentré et les alkalis caustiques le dissolvent et le décomposent; une température élevée le transforme en 3 volumes de cyanogène et en un volume d'azote; se combine directement au potassium; forme avec l'hydrogène, du mellonide hydrique; décompose à l'aide

de la chaleur l'iodure, le bromure et le sulfocyanure potassiques.

Prép. On chauffe dans une cornue du sulfide cyanique sec. Il se dégage du sulfide carbonique et du soufre. Le résidu est du mellone. Le mélam, l'ammeline et l'ammélide le fournissent aussi par leur décomposition au feu; ensuite on l'obtient en mélange avec du chlorure potassique, en traitant du sulfocyanure potassique par du chlore sec.

Hist. Découvert en 1833, par M. Liebig.

F. C⁶ N⁸.

P. at. 1166,78.

MELAM.

P. p. Poudre d'un blanc grisâtre, non cristalline; insoluble dans l'eau l'alcool et l'éther.

P. c. Une dissolution chaude de potasse caustique le dissout; une partie se décompose et une autre se précipite sans altération, par le refroidissement; soluble à chaud dans de l'acide azotique et sulfurique concentrés; l'alcool et l'eau précipitent de cette dissolution de l'ammélide; si cette même dissolution est mélangée avec de l'eau et soumise, pendant plusieurs heures, à l'ébullition, le melam se convertit totalement en ammoniaque et en acide cyanurique; l'acide azotique et le chlorure hydrique dilués, le dissolvent et le transforment en ammeline et en mélamine; sa fusion avec de l'hydrate potassique donne lieu à un dégagement d'ammoniaque et à la formation de cyanate potassique; avec le potassium il se produit du mellonure potassique; la chaleur seule, le décompose en mellone et en ammoniaque.

Hist. Découvert en 1833 par M. Liebig.

F. H¹⁰ C¹² N²².

P. at. 2976,575.

DES ACIDES.

Le corps auquel se combine l'oxygène pour former un acide, se nomme *radical*. Il peut être simple ou composé. Parmi les acides inorganiques, il n'en existe qu'un très-petit nombre à radical composé. Tels sont l'acide cyanique et l'acide formique. Tous les acides organiques au contraire sont formés par un radical composé.

La plupart des acides, même les plus concentrés et les plus énergiques, contiennent une certaine quantité d'eau à laquelle il sont chimiquement combinés, et qu'on ne peut leur enlever qu'en la remplaçant par un oxide métallique ou un autre corps équivalent.

Cette eau, que l'on appelle *eau d'hydratation* ou *eau basique*, ne doit point être confondue avec celle qui sert à étendre l'acide et que l'on peut lui enlever à volonté sans l'intermédiaire d'aucun autre composé quelconque.

Lorsqu'un acide se combine aux bases et forme des sels neutres, la plupart des bases prennent une quantité d'acide telle, que pour chaque atome d'oxygène qu'elles renferment, ellesaturent un atome d'acide. Il en résulte que la quantité d'oxygène contenue dans la base d'un sel, peut servir à déterminer celle de l'acide.

Le rapport entre ces deux quantités est ce que l'on nomme la *capacité de saturation d'un acide*. On l'exprime par le nombre que fournit la quantité pesée d'oxygène contenue dans la quantité de base, nécessaire à la saturation de 100 parties d'acide.

Ainsi la capacité de saturation de l'acide sulfurique sera représentée par 19,96, ou le $\frac{1}{5}$ de son contenu % en oxygène tandis que celle de l'acide azotique sera = 14,77, ou le $\frac{1}{7}$ de ce même contenu.

Un seul radical peut fournir différents acides avec des quantités variables d'oxygène.

Dans la description des acides, nous suivrons l'ordre adopté pour celle de leurs radicaux, et en commençant

par le plus oxygéné, qui d'ordinaire est aussi le plus important.

ACIDES DE L'AZOTE.

L'azote se combine en quatre rapports différents à l'oxygène. Il n'y a que deux de ces composés qui jouissent de propriétés acides. Ce sont *l'acide azotique* et *l'acide azoteux*, dans lesquels le rapport de l'oxygène est = 5 : 3.

ACIDE AZOTIQUE.

Syn. Acide nitrique, eau forte; esprit de nitre.

Ét. nat. Se trouve combiné à différentes bases et surtout à la potasse, à la soude, à la chaux et à la magnésie, aussi bien dans le règne organique que dans le règne inorganique.

P. p. Liquide incolore, fumant à l'air; d'une densité de 1,521; bout à + 86°; se mêle en toute proportion avec l'eau, et perd en même temps de sa densité; arrivé à une densité de 1,42, elle en contient environ 40 % et ne bout qu'à + 123°; l'acide pur ne se solidifie qu'à - 50°; plus il contient d'eau plus sa congélation devient facile.

P. c. L'acide le plus concentré que nous puissions obtenir, contient encore 14,25 % = 1 atome d'eau, qui lui est chimiquement combiné; celui dont le point d'ébullition est à + 123° en renferme 5 fois autant; il attire fortement l'humidité de l'air; quoique l'un des acides les plus forts, il est très-facilement décomposable; la lumière, ainsi que la chaleur le décomposent et en dégagent de l'oxygène; l'acide sulfurique concentré agit de même; c'est sur cette facilité de décomposition qu'est basée sa propriété d'oxyder un très-grand nombre de corps et de les transformer soit en acides, soit en oxydes. Cette oxydation ne s'opère en général que par une partie de son oxygène, tandis que l'autre reste combiné à l'azote et se dégage à l'état d'oxyde azotique; les oxydes métalliques formés se dissolvent d'ordinaire à la faveur d'un excès d'acide et constituent des azotates; en faisant agir de l'acide azotique faible sur des métaux capables de décomposer l'eau, il se produit en même temps de l'ammoniaque, qui est immédiatement saturée par l'excès d'acide.

P. o. Odeur particulière, pénétrante; saveur très-aigre; produit la salivation; colore la peau et la plupart des matières organiques en jaune et les désorganise; violent poison.

Prep. On distille 100 parties de nitre sur lesquelles on a versé 97 parties d'acide sulfurique concentré. Une température de 125° à 132° suffit pour opérer la décomposition complète du mélange. L'acide que l'on obtient de cette manière est incolore ou faiblement coloré en jaune, et possède toutes les autres propriétés que nous venons d'énumérer; le résidu est du bisulfate potassique.

Si pour la même quantité de nitre, l'on n'emploie que 48 $\frac{1}{2}$ parties d'acide sulfurique, la décomposition est aussi complète que par les proportions précédentes, mais le résidu que l'on obtient est du sulfate potassique neutre; l'opération marche lentement et exige une température très-élevée pour pouvoir s'achever. L'acide azotique est fortement coloré en rouge, et laisse dégager des vapeurs rutilantes en grande abondance. Ces propriétés dépendent de la présence d'une certaine quantité d'acide azoteux provenant de la décomposition d'une partie de l'acide azotique par la forte chaleur, que l'on a été obligé d'employer.

Au moyen de l'eau ou de la chaleur, on peut détruire, ou expulser l'acide azoteux, et transformer l'acide rutilant en acide incolore. Avant d'atteindre ce résultat par l'addition de l'eau, le liquide prend d'abord une teinte verdâtre, puis bleuâtre.

Us. Les usages de l'acide azotique sont très-nombreux; on l'emploie principalement à l'oxidation et à la dissolution d'un grand nombre de métaux; à la préparation des acides phosphorique et oxalique; dans l'essai des matières d'or et d'argent; en teinture et en médecine; il est en outre un réactif des plus précieux.

Hist. Découvert vers l'an 1225, par Raymond Lulle, en distillant un mélange de nitre et d'argile; analysé en 1784 par Cavendish.

F. N^2O^3 dans les sels anhydres et N^2O^4 , H^2O à l'état le plus concentré.

P. at. 677,036.

ACIDE AZOTEUX.

Syn. Acide nitreux ; acide hyponitreux.

P. p. Liquide incolore à -20° ; d'une couleur verte à la température ordinaire et rutilant à l'état gazeux. Il est extrêmement volatil et très-difficile à condenser lorsqu'il est mélangé à des gaz permanents.

P. c. Au contact de l'eau et des bases , il se convertit instantanément en acide et en oxide azotiques. Cependant on peut obtenir des azotites par la décomposition partielle , au moyen de la chaleur , de certains azotates , tels que les azotates potassique et sodique.

P. o. Odeur particulière , suffocante.

Prép. On fait un mélange de 4 volumes d'oxide azotique et de 1 volume d'oxigène et on le soumet à un froid de -20° . Le liquide obtenu , doit être enfermé dans un tube fermé au chalumeau.

Il se produit aussi pendant la préparation de l'acide azotique , dans lequel il se dissout et auquel il communique une couleur hyacinthe , et la propriété de fumer à l'air.

Hist. Découvert en 1834, par M. Mitscherlich.

F. $N^{\circ}O^{\circ}$.

P. at. 477,036.

ACIDE AZOTOSO-AZOTIQUE.

Syn. Acide hyponitrique ; acide hypoazotique ; acide nitreux (Dulong).

P. p. Liquide jaune orangé ; densité = 1,42 ; bout à $+28^{\circ}$ et se réduit en gaz rutilant , dont la densité = 1,72.

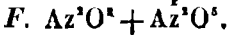
P. c. L'eau le décompose en oxide et en acide azotiques ; en même temps que l'on y ajoute de l'eau , on observe différents changements de couleur. Le rouge se convertit d'abord en jaune , puis en vert , et ensuite en bleu , pour devenir enfin incolore.

Prép. On peut se servir d'acide azotique fumant , préparé par la réaction d'un atome d'acide sulfurique sur un atome d'azotate potassique. On le distille à une chaleur modérée , et on reçoit la vapeur dans un vase suffisamment refroidi.

Il se condense deux liquides de densité différente et qui ne se mélangent pas en se couant. Le liquide le moins dense est de l'acide azotoso-azotique, qui tient en dissolution un peu d'acide azotique hydraté; la couche inférieure est formée par de l'acide azotique hydraté, saturé d'acide azotoso-azotique. En séparant les deux liquides et en soumettant le plus léger à une nouvelle distillation, on a de l'acide azotoso-azotique pur. Ce dernier s'obtient encore, par la distillation de l'azotate plombique anhydre.

P. o. Odeur suffocante, saveur très-aigre, caustique; décompose les matières organisées.

Hist. Découvert en 1816, par Dulong; sa nature n'a été bien déterminée qu'en 1834, par M. Mitscherlich.



ACIDE SILICIQUE.

Syn. Silice, silex.

Et. n. Se trouve à l'état de pureté presque absolue dans la nature et constitue alors le cristal de roche ou le quartz laiteux.

Le sable, la pierre à fusil, l'améthyste, la cornaline, l'opale, etc., ne sont que de l'acide silicique mélangé et coloré par quelques substances étrangères.

Il existe, en outre un très-grand nombre de silicates, de sorte que l'acide silicique constitue à peu près le tiers de la masse de la croûte terrestre.

P. p. Cet acide peut fournir deux modifications isomériques auxquelles M. Berzélius a donné les noms d'acide *a* et *b* silicique.

Acide a silicique. Blanc, pulvérulent, rude au toucher, insoluble dans l'eau, les acides et la plupart des autres liquides; croque sous la dent; densité = 2,66; infusible à la chaleur la plus forte de nos fourneaux; fusible en un verre incolore au chalumeau de Newmann. Dans la nature, il est cristallisé sous forme de prisme à six pans, terminés par une pyramide à six faces.

Acide b silicique. Masse gélatineuse, soluble dans une grande quantité d'eau; par l'évaporation de la liqueur il se dépose une masse terreuse sans vestige de cristallisation et susceptible de se redissoudre dans l'eau. Si, pendant l'évaporation, on a ajouté de l'acide sulfurique ou du chlorure

hydrique, le résidu ne se redissout plus et a été transformé en acide ^asilicique.

P. c. La dissolution de l'acide silicique ne rougit pas le papier de tournésol; les alkalis et les carbonates alkalis, convertissent l'acide ^asilicique en acide ^bsilicique, par simple contact. A la faveur de la chaleur, il déplace même l'acide sulfurique. Il est dissout par le fluorure hydrique.

Prép. L'acide ^asilicique s'obtient en faisant fondre 1 partie de quartz ou de sable bien pulvérisé avec 4 parties de carbonate potassique. La masse étant refroidie, on la dissout dans du chlorure hydrique faible, on filtre et on évapore à siccité; ensuite on humecte de nouveau par un peu de chlorure hydrique, on lave à l'eau bouillante et on sèche.

L'acide ^bsilicique, se forme lorsque l'on fait arriver au contact de l'eau, soit du sulfure, soit du fluorure silicique.

Us. Son principal emploi consiste à servir à la fabrication du verre; la calcédoine et l'agate sont employés à la confection de mortiers et de mollettes d'une grande dureté.

Hist. Bergmann est le premier qui se soit occupé des propriétés de l'acide silicique.

F. Si O⁴.

P. at. 577,312.

ACIDE BORIQUE.

Syn. Acide boracique; sel sédatif de Homberg.

Et. n. On le rencontre à l'état isolé ou combiné à l'ammoniaque, la soude, la chaux, l'alumine et la magnésie.

P. p. Tel qu'on l'obtient le plus généralement, l'acide borique est sous forme de paillettes cristallines, nacrées; d'une densité = 1,48; soluble dans 25,6 parties d'eau à 19° et dans 3 parties d'eau bouillante; l'alcool le dissout également; ces deux dissolutions entraînent dans leur distillation une partie de l'acide borique; la chaleur le fait fondre et lui fait perdre toute son eau de cristallisation (43,6 % = 3 atomes); pendant cette opération il se boursouffle fortement; ensuite, il se fond en un verre limpid et incolore, qui se durcit par le refroidissement et possède

une densité de 1,803 ; à cet état , il est fixe au feu et résiste à la plus forte température que nous ayions pu produire ; l'exposition à l'air le rend opaque.

P. c. Une dissolution alcoolique d'acide borique , brunit le papier jaune de curcuma et brûle avec une flamme d'un beau vert pâle ; quoique faible à la température ordinaire, il chasse les acides les plus forts lorsqu'il est aidé par la chaleur.

P. o. Saveur faible , légèrement amère ; toucher gras.

Prép. On évapore les eaux des lacs qui le contiennent et on le purifie par des cristallisations répétées ; ou bien on décompose à chaud une dissolution aqueuse de borate sodique , par un léger excès soit d'acide sulfurique , soit d'acide azotique ; par le refroidissement l'acide borique cristallise. Pour l'avoir pur , il faut le fondre , le dissoudre de nouveau , le filtrer à chaud et le laisser cristalliser.

Us. Il sert à la fabrication du borax artificiel ; il entre dans la composition de certains verres.

Hist. Découvert en 1702 , par Homberg. M. Berzélius a fixé récemment sa véritable composition.

F. BO³.

P. at. 436,20.

ACIDE CARBONIQUE.

Syn. Air fixe ; acide méphitique ; acide aérien ; acide crayeux.

Ét. n. C'est l'un des acides le plus abondamment répandus dans la nature ; il y existe à l'état gazeux dans l'air atmosphérique , et dans certaines grottes ou cavités de pays volcaniques , telle que la grotte du Chien des environs de Naples ; toutes les eaux en contiennent ; il en est qui en contiennent plusieurs fois leur volume (Eaux minérales de Spa , de Seltz , d'Ems , etc.) ; les carbonates sont très-répandus dans la nature ; le carbonate calcique en est le plus abondant.

P. p. Gazeux , incolore ; densité = 1,524 ; on peut le transvaser d'un flacon dans un autre à la manière des liquides ; à la température de 0° et sous une pression de 40 atmosphères , il se réduit en un liquide incolore , extrêmement volatil et qui en reprenant son état gazeux , produit le froid le plus intense que nous connaissons ; il est estimé à

— 90° et suffit pour solidifier l'acide lui-même, qui se présente alors, sous la forme de flocons blancs, que l'on peut manier impunément, lorsque les mains ne sont pas mouillées. Suivant M. Thilorier, l'acide carbonique liquide est le plus dilatable des corps connus; de 0° à + 30° sa dilatation est presque quadruple de celle qu'éprouvent les gaz entre les mêmes limites de température. Sa densité passe alors de 0,83 à 0,60. A — 20° elle est de 0,90.

La force élastique de sa vapeur est de 36 atmosphères à 0° et de 75 atmosphères à + 30°.

L'eau à la température et à la pression ordinaires ne dissout qu'un volume de gaz égal au sien; à une température plus faible et par une pression plus forte, on parvient à y faire dissoudre plusieurs fois son volume; l'eau saturée d'acide carbonique, le perd complètement par l'ébullition ou par l'exposition à l'air; les bières, les vins et toutes les autres boissons mousseuses, ne doivent leurs propriétés qu'à la présence d'une certaine quantité d'acide carbonique, qui s'est développée pendant la fermentation.

P. c. L'acide carbonique sec est sans action sur le papier de tournesol également sec; lorsque celui-ci est mouillé, il rougit faiblement, et reprend sa couleur bleue par son exposition à l'air; il éteint les corps en combustion; aucun corps, autre que le potassium, ne peut s'emparer totalement de l'oxygène de cet acide isolé, tandis que la vapeur de phosphore décompose le carbonate calcique et le transforme en charbon et en phosphate calcique; à la faveur d'un excès d'acide carbonique, l'eau acquiert la propriété de dissoudre plusieurs oxides et carbonates métalliques, insolubles dans l'eau pure (carbonates calcique, ferreux, etc.)

P. o. Odeur piquante; saveur légèrement aigre; asphyxie promptement les hommes et les animaux.

Prép. On verse de l'acide sulfurique ou azotique dilués sur du carbonate calcique, et on recueille le gaz qui se dégage.

L'acide carbonique est l'un des produits principaux de la combustion des matières organiques; il fait partie des gaz expirés par les animaux; les feuilles des végétaux le laissent dégager pendant la nuit; il se produit en grande abondance pendant la fermentation.

Pour le liquéfier et le solidifier, on se sert d'un appareil particulier inventé par M. Thilorier et qui consiste princi-

palement dans un cylindre en fonte muni inférieurement d'un robinet.

Us. On s'en sert dans la fabrication des eaux gazeuses et des vins mousseux artificiels; dans celle de la céruse et des bicarbonates alcalins.

Hist. Distingué pour la première fois de l'air atmosphérique, par notre illustre compatriote Van Helmont; ce fut Lavoisier qui, en 1776, nous en fit connaître la nature et déterminâ la proportion de ses principes constituants.

M. Thilorier est le premier qui en 1835 soit parvenu à liquifier de grandes masses et à le solidifier.

F. CO².

P. at. 276,438.

ACIDE OXALIQUE.

Sjn. Acide carbonéux.

Ét. n. Le r'gne minéral nous l'offre combiné à l'oxide ferrique (Humboldtite); dans le règne végétal il est ou bien à l'état isolé, comme dans le *Cicer arietinum*, ou bien à l'état de combinaison soit avec la potasse dans les genres *Oxalis* et *Rumex*, soit avec la chaux dans les racines de plusieurs *Rumex*, *Rheum*, *Tormentilla*, *Bistorta*, *Saponaria*, *Gentiana*, etc.; et dans les feuilles des *Cycas*, des *Variolaria*, du *Parmelia cruposa* et autres lichénées. On rencontre quelquefois des calculs urinaires uniquement formés d'oxalate calcique (calculs muraux).

P. p. Cristallise en prismes rhomboïdaux, incolores, dont la densité = 1,507; solubles dans 8 parties d'eau à 15° et dans parties égales d'eau bouillante; 4 parties d'alcool suffisent pour les dissoudre à la température ordinaire; ils se fondent à + 98°; une chaleur modérée les fait effleurir et leur enlève 28 % d'eau de cristallisation (2 atomes).

P. c. Chauffé rapidement et en vase ouvert jusqu'à la température de 180°, l'acide oxalique se fond et abandonne son eau de cristallisation; il se décompose en partie et en partie se sublime, à l'état d'hydrate, sous forme de vapeurs blanches, qui cristallisent en petites aiguilles par le refroidissement; en vase clos, il se décompose totalement à 155° en oxide et en acide carboniques et en acide formique; l'acide azotique concentré, ainsi que les acides chlorique et iodique, les oxides argentique et aurique le transforment

en acide carbonique et en eau ; l'acide sulfurique concentré le décompose en volumes égaux d'acide et d'oxide carboniques, sans qu'il se noircisse ; l'action du chlorure hydrique gazeux est absolument identique ; d'après Døbereiner le chlore et le brome décomposent immédiatement l'acide oxalique cristallisé : il y a production d'acide carbonique et de chlorure ou de bromure hydrique.

P. o. Saveur très-aigre ; poison.

Prép. La méthode la plus facile consiste à chauffer convenablement un mélange d'une partie d'amidon, de 5 parties d'acide azotique, de 1,42 et de 10 p. d'eau, jusqu'à ce que tout dégagement de gaz ait cessé. Les cristaux que l'on obtient par l'évaporation de la liqueur, doivent être purifiés par des cristallisations répétées.

On peut encore l'obtenir en décomposant l'oxalate barytique ou plombique, par de l'acide sulfurique dilué.

L'acide oxalique se forme dans diverses circonstances : il est l'un des produits de la décomposition de l'acide urique ; c'est le produit le plus général que donne le traitement des substances organiques non azotées, par l'acide azotique, par le permanganate potassique (Gregory et Dumarçay) ou par l'oxide potassique hydraté (Cay-Lussac) ; en outre, il se forme par la réaction de l'eau sur le rhodizonate potassique et par celle du cyanogène sur une dissolution aqueuse d'ammoniaque. Dans la plupart des cas la formation de l'acide oxalhydrique précède celle de l'acide oxalique (Pelouze).

Us. C'est un des réactifs les plus précieux pour découvrir la présence de la chaux dans un liquide quelconque. On s'en sert pour enlever les taches d'encre.

Hist. Sa découverte date de l'année 1776. Elle est due à Scheele.

F. C^2O^3 ou bien \overline{O} dans les sels ; $C^2O^2 + H^2O =$ l'acide effleuré ; $C^2O^3 + 3H^2O =$ l'acide cristallisé

P. at 452,87 ; 565,35 et 790,31.

ACIDE MÉSOXALIQUE (1).

P. p. Cristallisable, très soluble dans l'eau.

(1) La description de cet acide, quoiqu'organique, ne me paraît pas devoir être mieux placée qu'à côté de celle de l'acide oxalique, dont il se rapproche par sa composition.

P. c Rongit fortement le papier de tournesol ; saturé par l'ammoniaque, il précipite les sels baritiques, calciques plombiques et argentiques. Le précipité argentique est jaunâtre ; une chaleur modérée le décompose et le métal se réduit au milieu d'une forte effervescence. Il sature deux atomes de base, dont l'un peut quelquefois être remplacé par un atome d'eau.

P. o. Saveur très-aigre.

Prép. On laisse tomber goutte à goutte une dissolution d'alloxane dans une dissolution bouillante d'acétate plombique. Du mesoxalate plombique se précipite et de l'urée reste en dissolution dans la liqueur. On recueille le précipité sur un filtre, on le lave et on le décompose par l'acide sulfurique.

Hist. Découvert en 1838, par MM. Liebig et Woehler.
F. C^o O⁴.

P. at. 629,355.

ACIDE RHODIZONIQUE.

Lorsque l'on fait fondre du potassium dans un courant d'oxide carbonique sec, celui-ci est absorbé en grande quantité et le métal s'étend sur la surface intérieure du vase dans lequel on opère. En même temps, il se verdit et se transforme à la fin en une masse noire, poreuse, qui s'enflamme lorsqu'on la chauffe à l'air, ou qu'on la mouille par une petite quantité d'eau. Jetée dans une quantité plus forte de ce liquide, elle s'y dissout en dégageant une forte quantité de gaz inflammable. La dissolution est rouge et contient du rhodizonate potassique.

Le même composé de potassium et d'oxide carbonique : s'obtient en quantité considérable dans la préparation du potassium d'après la méthode de M. Brunner. Par son exposition à l'air, il en attire l'humidité et se transforme en rhodizonate potassique. Comme ce sel est insoluble dans l'alcool, on peut se servir de ce liquide pour lui enlever la potasse libre qu'il pourrait contenir.

La dissolution aqueuse de rhodizonate potassique, se change à la faveur de l'ébullition, et sans que l'on remarque le moindre dégagement de gaz, en potasse caustique libre, en oxalate et en croconate potassiques neutres. L'acide rhodizonique peut être obtenu en mélange avec

du sulfovinat potassique, lorsque l'on décompose le rhodizonate potassique par une dissolution alcoolique d'acide sulfurique. Tous les composés de cet acide sont rouges et souvent verts, à reflet métallique, lorsqu'ils sont anhydres. Il sature 3 atomes de base.

Hist. Découvert par M. Gmelin ; décrit comme acide distinct par M. Heller en 1838 : analysé par M. Thaulon.

F. C³ O⁷.

P. at. 1235,45.

ACIDE CROCONIQUE (1).

P. p. Cristaux aiguillés jaunes, solubles dans l'eau et dans l'alcool.

P. c. Chauffé au contact de l'air il se décompose ; rougit fortement le papier de tournesol ; la plupart des sels sont jaunes, tous sont insolubles dans l'alcool.

P. o. Saveur très aigre, astringente.

Prép. On décompose une dissolution aqueuse de croconate potassique par du fluosilicidé hydrique, on évapore à sec et on traite à l'eau, qui ne dissout que l'acide croconique.

Hist. Découvert par M. Gmelin.

F. C⁵ O⁴ + H² O. M. Liebig pense que sa véritable formule doit être représentée par C⁵ O⁴ H².

P. at. 894,655.

ACIDE MELLITIQUE.

Et. n. Combiné à l'oxide aluminique, il constitue un minéral assez rare, auquel on a donné le nom de *mellite*.

P. p. Poudre blanche, peu cristalline, ou cristaux aiguillés groupés en étoiles, suivant qu'il a été obtenu par l'eau ou par l'alcool ; très soluble dans ces deux liquides.

P. c. Possède une réaction fortement acide ; les acides azotique et sulfurique bouillants sont sans action sur l'acide mellitique sec ; il paraît former une combinaison particulière avec l'alcool bouillant ; une température de + 300° ne l'altère pas ; chauffé en vase clos il se décompose, donne un résidu charbonneux et un sublimé acide, cristallin et

(1) du *κροκον* *akron*.

fusible ; ses sels alcalins sont solubles dans l'eau et cristallisables ; ceux des autres bases y sont peu ou point solubles.

P. o. Saveur très acide.

Exl. D'après M. Wochler, on l'obtient le plus facilement par la décomposition du mellitate plombique, au moyen d'un courant de sulfide hydrique ; on filtre, on concentre la liqueur et on laisse cristalliser.

Hist. Découvert en 1799, par Klaproth.

F. La formule générale par laquelle on peut représenter l'acide mellitique dans les sels séchés à 100°, est la suivante : $C^2 O H^2 + M O$. Lorsqu'on les soumet à une plus forte température, ils se décomposent. Cependant à + 180° le mellitate argentique abandonne encore un atome d'eau, et sa composition est alors représentée par $C^2 O Ag$. Comme les sels argentiques, desséchés à une température de 100°, ne retiennent pas d'eau, M. Liebig considère comme très probable, que l'eau qui se dégage à 180°, provient de la combinaison de l'hydrogène de l'acide avec l'oxigène de l'oxide argentique et que le composé qui reste est formé par de l'oxide carbonique $C^2 O^2$ et de l'argent métallique, dans lequel le premier ferait fonction de corps halogène. Jusqu'ici on avait généralement considéré l'acide mellitique comme formé de $C^2 O$, à l'état anhydre et de $C^2 O^2 + H^2 O$ à l'état isolé.

P. at. 605,74 d'après la formule $C^2 O^2$ et 718,22 d'après M. Liebig.

ACIDE FORMIQUE.

Et. nat. Se trouve dans les fourmis en mélange avec l'acide malique ?

P. p. A sa plus grande densité qui est de 1,235, il est incolore, fumant légèrement à l'air ; se congèle à + 1°, bout à + 99° et se volatilise sans décomposition ; l'eau et l'alcool le dissolvent en toutes proportions et diminuent constamment sa densité. D'après M. Bineau la densité de la vapeur de l'acide hydraté est de 1,59.

P. c. Si on le chauffe et qu'on en approche un corps en ignition, il prend feu et continue à brûler ; en contact avec des oxides métalliques facilement reductibles il se transforme en acide carbonique et en eau ; l'air atmosphérique aidé du noir de platine et le peroxyde manganique agissent de

la même manière ; le chlore n'a aucune action sur lui, lorsqu'il est à son plus grand état de concentration ; s'il est dilué dans l'eau il se forme de l'acide carbonique et du chlorure hydrique ; les chlorures aurique et platinique ne sont décomposés que par les formiates ; par l'action de l'acide sulfurique concentré, il se produit de l'eau et de l'oxide carbonique ; exposé à une chaleur rouge il se décompose en produits gazeux ; à son état le plus concentré possible, il contient encore $19 \frac{2}{3} - \frac{0}{100}$ d'eau qu'on ne peut lui enlever sans le décomposer, qu'en la remplaçant par une base ; mêlé à un excès de chaux et soumis à l'action de la chaleur il se convertit en un produit huileux (formicone ?) dont la nature n'a pas encore été bien déterminée.

P. o. Odeur piquante, pénétrante ; saveur très aigre ; produit sur la peau une sensation très désagréable.

Prép. M. Doebereiner prescrit d'employer le mélange de 1 p. de sucre, 2 p. d'eau, 3 p. d'acide sulfurique concentré et de 3 p. de peroxide manganique, bien pulvérisé et de le soumettre à la distillation. Le produit est de l'acide à 1,12 de densité. Le sucre peut être remplacé par un grand nombre d'autres substances organiques. Quelquefois il se forme en même temps de l'acide acétique.

Pour obtenir l'acide le plus concentré, l'on traite le formiate plombique par le sulfide hydrique.

L'acide formique peut en outre être obtenu :

1° Par la distillation des fourmis.

2° Par la décomposition au feu de l'acide oxalique.

3° Par l'action simultanée de l'acide iodique ou périodique et de la chaleur sur l'acide acétique.

4° Par l'action de l'oxigène ou de l'air sur l'esprit de bois, sous l'influence du noir de platine.

5° Par la décomposition du chloral, bromal, obloroforme et bromoforme au moyen des alkalis hydratés.

6° Par l'action d'un alkali, de l'acide sulfurique ou du chlorure hydrique dilués sur le cyanide hydrique ou sur les cyanures métalliques. Pendant cette réaction il se produit aussi de l'ammoniaque.

D'après M. Pelouze il suffit de tenir pendant quelque temps en ébullition une solution concentrée de cyanure potassique pour qu'il s'y forme du formiate ammonique. Par contre, celui-ci chauffé à une température de 180° à 200° se transforme totalement en cyanide hydrique et en eau.

Ces dernières productions de l'acide formique, prouvent suffisamment qu'il appartient à la chimie inorganique.

Hist. Découvert dans les fourmis par Fischer; plus tard produit artificiellement par M. Doebereiner.

Us. Sert quelques fois en chimie analytique.

F. $C^2 H^2 O^2$ dans les sels et $C^2 H^2 O^2 + H^2 O$. à l'état isolé, ou $C^2 H^2 O^2 + H^2 O$ suivant M. Bineau.

2

P. at. 465, 36,

FORMICONE ?

P. p. Matière huileuse, incolore, plus légère que l'eau, insoluble dans ce liquide; soluble dans l'alcool et dans l'éther; bouillant à une température inférieure à 100°.

P. c. Il brûle avec facilité et est parfaitement neutre aux papiers réactifs.

P. o. Odeur éthérée.

Prép. S'obtient en soumettant à la distillation du formiate calcique mêlé à son poids de chaux vive et en rectifiant à plusieurs reprises, sur de la chaux, le produit oléagineux brun que l'on recueille à la première opération.

Hist. Indiqué par M. Loewig en 1838.

F. Non encore analysé. M. Loewig pense qu'on peut le représenter par $C H^2 O$.

ACIDE PHOSPHORIQUE.

Etat. nat. Ne se rencontre qu'à l'état de combinaison et principalement à l'oxide plombique, ferreux et calcique.

P. p. L'acide phosphorique anhydre est sous la forme de flocons blancs, qui se fondent à une forte chaleur en un verre parfaitement limpide et fixe au feu; la même propriété appartient à l'acide hydraté, qui lorsqu'on y ajoute un peu plus d'eau peut prendre la forme cristalline.

P. c. Il attire fortement l'humidité de l'air, et se dissout dans l'eau avec dégagement de calorique; combiné à ce liquide il ne peut plus en être séparé que par une base; si l'acide vitrifié contient une certaine quantité d'une base quelconque, sa solubilité est fortement diminuée; par voie humide, il est chassé de ses combinaisons par les acides

azotique et sulfurique, tandis que le contraire arrive par la voie sèche, il est facilement décomposé par le charbon et un grand nombre d'autres corps. L'acide phosphorique nous présente trois variétés, que M. Berzélius a désignées par : acide ^aphosphorique, acide ^bphosphorique et acide ^cphosphorique.

L'acide ^aphosphorique est celui que l'on obtient soit en brûlant du phosphore à l'air, soit en calcinant de l'acide phosphorique hydraté ou du ^bphosphate sodique acide, et qui se transforme de cette manière en ^cphosphate sodique neutre; ses sels ne contiennent qu'un atome de base, pour un atome d'acide; ils ne cristallisent pas, mais se séchent en une masse gommeuse; la solution de l'acide dans l'eau est précipité par l'eau de baryte et le blanc d'œuf.

L'acide ^bphosphorique se forme lorsque l'on chauffe du ^cphosphate sodique neutre ($2 \text{ Na O} + \text{P}^2 \text{ O}^5 + \text{H}^2 \text{ O}$); ses sels contiennent 2 at. de base pour un atome d'acide; il n'est précipité ni par l'eau de baryte, ni par le blanc d'œuf; forme avec l'oxide argentique un sel blanc insoluble ($2 \text{ Ag O} + \text{P}^2 \text{ O}^5$).

L'acide ^cphosphorique est l'acide ordinaire liquide; ses sels que l'on obtient par sa saturation immédiate, contiennent 3 at. de base sur 1 atome d'acide; très souvent un atome de base y est remplacé par un atome d'eau; il ne précipite ni l'eau de baryte ni le blanc d'œuf, mais donne avec l'oxide argentique un sel jaune insoluble ($3 \text{ Ag O} + \text{P}^2 \text{ O}^5$); la solution des acides ^a et ^bphosphorique dans l'eau, se transforme facilement en acide ^cphosphorique.

P. o. Saveur aigre très prononcée, non caustique.

Prép. 1° Par la combustion du phosphore à l'air ou dans le gaz oxygène; 2° par l'action de l'acide azotique sur le phosphore; 3° par la décomposition du chlorure phosphorique au moyen de l'eau; 4° par la décomposition du phosphate ammonique par la chaleur.

Hist. Décrit par Homberg en 1712; c'est à M. Graham que nous sommes redevables de l'étude complète de ses modifications.

F. Acide anhydre = $\text{P}^2 \text{ O}^5$; acide hydraté fondu = $\text{P}^2 \text{ O}^5 + \text{H}^2 \text{ O}$ et l'acide cristallisé = $\text{P}^2 \text{ O}^5 + 3 \text{ H}^2 \text{ O}$ d'après Brandes.

P. at. 892,285.

ACIDE PHOSPHOREUX.

P. p. L'acide anhydre est une poudre blanche, floconneuse et volatile ; l'acide hydraté cristallise en prismes incolores.

P. c. L'acide anhydre s'enflamme au contact de l'air et se transforme totalement en acide α phosphorique ; il se dissout très-facilement dans l'eau et se combine avec elle ; alors il se décompose facilement à la chaleur en acide α phosphorique et en phosphore, qui au moment de sa mise en liberté réagit sur une partie de l'eau d'hydratation et se convertit en phosphure hydrique qui se dégage, et en acide α phosphorique, qui se joint à celui déjà produit ; à l'air libre il se convertit totalement en acide α phosphorique ; mis en contact avec des oxides ou des sels à oxides facilement réductibles, il se convertit en acide α phosphorique aux dépens de l'oxigène de la base, qu'il réduit.

P. o. Saveur aigre.

Prép. A l'état anhydre, par la combustion lente du phosphore à l'air sec ; à l'état hydraté par la décomposition du chlorure phosphoreux par l'eau, ou bien par la combustion lente du phosphore à l'air humide ; par ce dernier moyen on n'obtient qu'un mélange d'acide phosphoreux et d'acide α phosphorique ; Dulong le considéra comme un degré particulier d'acidification du phosphore, et lui appliqua le nom d'*acide phosphatique* ; ce même mélange a été décrit par quelques auteurs sous le nom d'acide hypophosphorique.

Hist. Découvert par Davy en 1816.

F. $P^2 O^3$.

P. at. 692, 285.

ACIDE HYPOPHOSPHOREUX.

P. p. Liquide épais, syrupeux, incolore.

P. c. Se décompose facilement par la chaleur et se convertit en gaz phosphure hydrique et en acide α phosphorique ; ses sels sont en général très solubles dans l'eau,

P. o. Saveur très mordante et très aigre.

Prép. On décomposé le phosphure barytique par l'eau ; l'hypophosphite qui en résulte, l'est à son tour par l'acide sulfurique dilué.

Hist. Découvert par Dulong en 1816 ; analysé par M H. Rose.

F. P² O.

P. at. 492 , 285.

ACIDE ARSÉNIQUE.

Et. nat. Ne se trouve que combiné aux oxides.

P. p. Masse blanche , opaque , d'une densité de 3,39 , lorsqu'il est anhydre ; hydraté il peut former de gros cristaux , très déliquescents , qui peuvent absorber l'humidité de l'air jusqu'à ce que leur densité soit descendue à 1,935.

P. c. La chaleur le décompose en acide arsenieux et en oxygène ; une foule de corps oxidables sont capables de le réduire ; le sulfide hydrique le précipite en jaune ; les eaux de baryte et de chaux en blanc ; l'azotate argentique en brun ; le sulfate cuivrique en bleu ; les sels qu'il forme sont isomorphes avec les phosphates correspondants.

P. o. Inodore ; d'une saveur acre et brûlante ; très vénéneux.

Prép. On fait bouillir un mélange de 8 parties d'acide arsenieux en poudre fine et de 2 p. de chlorure hydrique de 1,2 , auquel on ajoute peu à peu 24 p. d'acide azotique de 1,25.

Hist. Découvert par Scheele.

F. As² O⁵.

P. at. 1440,084.

ACIDE ARSÉNIEUX.

Syn. Arsénic blanc ; fleurs d'arsénic ; mort aux rats ; deutoxide d'arsénic.

Et. nat. A l'état libre et combiné.

P. p. Masse vitreuse , à cassure conchoïdale , blanche et opaque , fusible à une température et une pression convenable en un verre transparent et presque incolore , d'une densité de 3,699 ; sublimable sous la forme de cristaux octaédriques ou en tables hexagonales minces , d'un éclat nacré , flexibles et clivables suivant la direction des deux grandes faces dominantes ; l'eau n'en dissout qu'une faible quantité.

P. c. Il se dissout dans un grand nombre d'acides tant minéraux qu'organiques , sans former des combinaisons sa-

lines ; le carbone, l'hydrogène et le soufre le réduisent facilement à l'aide de la chaleur ; le sulfide hydrique le précipite en jaune.

P. o. Inodore ; saveur très acre avec un arrière goût douceâtre ; très venéneux.

Prép. S'obtient en grand par le grillage des minerais arsenifères ; pour le purifier il suffit de le sublimer de nouveau.

Us. Sert à la préparation des autres composés d'arsenic ; en teinture ; à la préparation de plusieurs couleurs ; comme préservatif ; à la destruction d'animaux nuisibles ; en médecine.

F. $\text{As}^3 \text{O}^3$.

P. at. 1240,084.

ACIDE SULFURIQUE.

Syn. Huile de vitriol ; acide vitriolique , esprit de vitriol.

Et. nat. On le rencontre quelques fois à l'état isolé dans les eaux voisines des volcans. C'est principalement à sa présence que les eaux du fleuve Rio-Vinagre doivent leurs propriétés acides. Elles en contiennent 1,1 parties sur 1000. A l'état de combinaison il est beaucoup moins rare.

Prop. Cet acide peut exister à l'état anhydre et former en outre plusieurs hydrates distincts.

I. ACIDE SULFURIQUE ANHYDRE.

P. p. Cristallisé, asbestiforme, difficile à couper, répand des fumées très épaisses à l'air ; à $+ 18^\circ$ il est liquide ; il bout à une température un peu supérieure à celle de 30° ; sa densité est de 1,97 à $+ 20^\circ$; jeté dans de l'eau il s'y dissout en produisant de la chaleur et en faisant entendre un bruit semblable à celui que produit un fer rouge que l'on y plonge.

P. c. Il ne rougit pas le papier de tournesol parfaitement sec ; le phosphore le décompose et se transforme aux dépens de son oxygène en acide phosphorique ; du soufre est mis à nu ; cette décomposition est accompagnée de chaleur et de lumière. Le soufre s'y dissout et forme avec lui, selon les

quantités employées, un liquide brun, vert ou bleu. L'iode le transforme en une masse brune et visqueuse; il dissout l'indigo sans le décomposer. Lorsqu'on fait passer sa vapeur à travers un tube de porcelaine rougi au feu, il se décompose en un vol. d'oxygène et 2 vol. d'acide sulfureux. La chaux ou la baryte chauffées dans sa vapeur, s'y enflamment et y brûlent pendant quelques instants. Il en résulte des sulfates calcique ou barytique.

P. o. Lorsque les mains sont sèches on peut le pétrir entre les doigts comme de la cire sans qu'il attaque la peau. Il n'en est pas de même lorsqu'elles sont mouillées.

Prép. On soumet à l'action d'une douce chaleur l'acide sulfurique de Nordhausen, et l'on recueille les vapeurs ou le liquide qui se dégagent dans un vase entouré de glace. Il peut se produire suivant MM. Doebereiner et Magnus en faisant passer un mélange de 2 vol. d'acide sulfureux et de 1 vol. d'oxygène ou de 5 d'air atmosphérique à travers un tube de porcelaine rougi et contenant de l'éponge de platine. M. Gmelin assure qu'on peut l'obtenir en chauffant convenablement de l'acide sulfurique ordinaire.

Hist. On ignore l'époque précise de sa découverte, mais ce ne fut qu'en 1813 que M. Doebereiner détermina parfaitement sa nature et sa composition.

F. SO^2

P. at. 501,165.

ACIDE SULFURIQUE SOUS-HYDRATÉ.

Syn. Huile glaciale; premier hydrate d'acide sulfurique.

P. p. Solide, cristallisé, incolore à 0°, liquide, à une température supérieure et attirant fortement l'eau de l'atmosphère.

P. c. Chauffé à une température convenable, il se partage en acide sulfurique anhydre et en acide sulfurique hydraté; il jouit du reste de toutes les propriétés chimiques et organoleptiques de ce dernier.

Prép. On soumet l'acide sulfurique de Nordhausen à une température inférieure à 0°, on recueille les cristaux qui se déposent et on les fait cristalliser à différentes reprises, en ayant soin de décanter chaque fois la quantité d'acide qui ne se serait point solidifiée.

Hist. Analysé en 1831 par M. Mitscherlich.

F. $2 \text{SO}^2 + \text{H}^2 \text{O}$.

P. at. 1124,809.

ACIDE SULFURIQUE FUMANT.

Syn. Acide sulfurique de Nordhausen ; — de Saxe ; huile de vitriol.

P. p. Liquide , brun , d'un aspect oléagineux , fumant à l'air , d'une densité de 1,86 à 1,92.

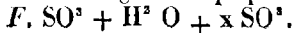
P. c. Formé d'acide sulfurique ordinaire et d'une quantité variable d'acide anhydre , qu'il abandonne à une température de 40° à 50° ; un bon acide peut donner jusqu'à $\frac{1}{4}$ de son poids d'acide anhydre. Il contient toujours une certaine quantité d'acide sulfureux , de fer et de chaux et quelquefois du sélénium. Il dissout facilement l'indigo et dégage une très grande quantité de calorique lorsqu'on le verse dans l'eau.

P. o. Possède une odeur très piquante et une action très violente sur tous les tissus organisés.

Prép. On calcine du sulfate ferreux pour le priver des $\frac{1}{3}$ de son eau de cristallisation et on le décompose ensuite à l'aide d'une très forte chaleur.

Us. Les teinturiers l'emploient pour faire le bleu de Saxe. Dans les laboratoires il sert à l'extraction des acides anhydre et sous hydraté.

Hist. On ignore l'époque de sa découverte.



ACIDE SULFURIQUE HYDRATÉ.

Syn. Acide sulfurique anglais ; — ordinaire ; second hydrate d'acide sulfurique.

P. p. Liquide , incolore , oléagineux ; d'une densité de 1,845 à 15,5° ; bout et se volatilise sans décomposition à + 326° ; cristallise en prismes hexaèdres à — 34°.

P. c. Attire fortement l'humidité de l'air ; se dissout dans l'eau en dégageant une très grande quantité de calorique ; en même temps sa densité diminue , le point d'ébullition s'abaisse et la masse du liquide se contracte ; la plus forte contraction a lieu après l'addition de 37 p. $\frac{0}{10}$ d'eau ou de 2 atomes ; elle équivaut alors à 0,029 de la masse ; dissout le sélénium , le soufre , l'iode et le tellure , sans éprouver d'altération ; une forte chaleur le décompose , de même que le carbone , le phosphore et un grand nombre de métaux ; il décompose et noircit la plupart des substances organiques ,

se combine à quelques-unes et forme alors une classe particulière d'acides; dissout difficilement l'indigo.

P. o. Sans odeur; d'une saveur très aigre et très caustique; d'une action très délétère sur les tissus organiques.

Fabrication. En grand elle s'opère dans des chambres de plomb, dans lesquelles on fait arriver un mélange d'acide sulfureux et d'oxide azotique, qui au moyen de l'oxigène de l'air se transforme en acide azoteux, qui a son tour réagit sur l'acide sulfureux et par l'intermède de l'eau qui se trouve dans la chambre, le transforme en acide sulfurique et se reconstitue en oxide azotique. On continue jusqu'à ce que l'acide ait acquis une densité de 1,35 à 1,50, puis on le concentre dans des vases en plomb jusqu'à 1,75; ensuite on achève sa concentration dans des vases en verre, en platine ou en or. Pour obtenir de l'acide pur, il faut le distiller et rejeter les premières portions, qui contiennent toujours de l'acide azotique.

Us. Ils sont très nombreux; les principaux sont: la préparation de la plupart des acides; la fabrication du sel de Glauber, de l'alun et autres sulfates; la préparation du chlore, de plusieurs éthers et du sucre de fécule: on l'emploie en outre dans le tannage, la tienteure, l'imprimerie sur toile, etc.

Hist. Lefèvre et Lemery furent les premiers qui nous apprirent la fabrication de l'acide sulfurique au moyen des acides sulfureux et azoteux. Ils n'opérèrent cependant que dans des grands vases en verre. Ce fut Rœbuck qui en 1746 construisit la première chambre de plomb, à Birmingham.

F. $\text{SO}^2 + \text{H}^2 \text{O}$.

P. at. 613, 63.

ACIDE SULFURIQUE BIHYDRATÉ.

Syn. Troisième hydrate d'acide sulfurique.

P. p. A la température de $+ 4^\circ$ il est en prismes transparents, incolores; d'une densité de 1,78; liquide à la température ordinaire, bout à $= 224^\circ$ et laisse échapper une grande partie de son eau d'hydratation.

P. c. Sont les mêmes que celles du précédent mais moins énergiques.

Prép. On ajoute $18 \frac{1}{2}$ parties d'eau à 100 parties d'acide ordinaire et on soumet le mélange à l'action de la glace.

F. $\text{SO}^2 + 2 \text{H} \text{O}$.

P. at. 726, 10.

ACIDE SULFURIQUE TRIHYDRATÉ.

Syn. Quatrième hydrate d'acide sulfurique; esprit de vitriol.

P. p. Liquide, bouillant à 175° et d'une densité = 1,632

P. p. Ne s'échauffe plus par l'addition d'eau, produit un grand froid, par son mélange avec de la neige.

F. $\text{SO}^3 + 3 \text{H}^2\text{O}$.

P. at. 838, 57.

ACIDE AZOTOSO - SULFURIQUE.

P. p. Masse cristalline, incolore, très fusible.

P. c. L'eau le décompose, sous un fort dégagement d'oxide azotique; ne se combine pas aux oxides.

Prép. Se forme lorsque l'on fait arriver un courant d'oxide azotique et d'oxigène dans de l'acide sulfurique ordinaire, ou bien par le mélange d'oxide azotique, d'acide sulfureux et d'air atmosphérique chargé d'humidité.

F. $\text{N}^2\text{O}^3 + \text{SO} + \text{H}^2\text{O}$

P. at. 1090, 68.

ACIDE HYPOSULFURIQUE.

P. p. Liquide, d'une consistance oléagineuse, d'une densité = 1,347; très soluble dans l'eau.

P. c. Ne peut exister qu'à l'état de combinaison avec l'eau ou avec une base; décomposable à une température inférieure à celle de l'eau bouillante; dissout le zinc et le fer avec dégagement d'hydrogène; inattaquable à froid par l'acide azotique, le chlore et le peroxide manganique; forme des sels en général très solubles et qui lorsqu'on les chauffe se décomposent en acide sulfureux qui se dégage et en sulfate neutre qui reste.

P. o. Inodore, d'une saveur aigre, astringente.

Prép. On fait passer un courant de gaz acide sulfureux dans de l'eau dans laquelle, on a mis du peroxide manganique bien pulvérisé. Le sel produit est décomposé par le sulfure barytique qui le transforme en hyposulfate barytique, d'où l'on extrait l'acide à l'aide de l'acide sulfurique; on le concentre dans le vide.

Hist. Découvert en 1819 par MM. Gay-Lussac et Welter.
F. S² O⁴
P. at. 902, 33.

ACIDE SULFUREUX.

Syn. Gaz sulfureux.

Ét. nat. Se trouve aux environs des volcans.

P. p. Gaz incolore, d'une densité = 2,247 ; à la pression et à la température ordinaires l'eau en dissout environ 43 fois et l'alcool 115 fois son volume ; une température de — 20° ou une pression de 3 à 4 atmosphères le transforment en un liquide incolore, bouillant à — 10° et se volatilissant avec tant de rapidité qu'il produit un froid de — 50° à — 60°.

P. c. Indécomposable par la chaleur, inattaquable par l'oxygène sec ; le peroxyde plombique l'absorbe avec beaucoup de véhémence, s'échauffe et se convertit en sulfate plombique ; forme un hydrate qui reste solide jusqu'à la température de + 4°. Le charbon, l'hydrogène, le phosphore et le sulfure hydriques le décomposent à l'aide de la chaleur. Il décolore le papier de tournesol et altère la plupart des couleurs organiques.

P. o. Odeur suffocante, excitant la toux ; délétère.

Prép. Par la combustion du soufre dans de l'oxygène pur ou au contact de l'air atmosphérique ; par la décomposition de l'acide sulfurique au moyen du mercure, du cuivre, du charbon ou d'une substance organique ; par l'action de la chaleur sur un mélange d'oxyde cuivrique ou de peroxyde manganique et de soufre.

Us. Blanchiment de la soie, de la laine, et en médecine.

F. SO² ; l'hydrate = 2 SO² + 7 H²O

P. at. 401, 165.

ACIDE SULFUROSO-SULFURIQUE.

P. p. Liquide incolore lorsqu'il est pur, ordinairement coloré en brun, très-volatil et répandant des fumées blanches extrêmement abondantes au contact de l'air.

P. c. Mis en contact avec une quantité infiniment petite d'eau, une effervescence violente a lieu immédiatement ; il se dégage de l'acide sulfureux. Le composé tout entier est détruit par une petite quantité d'eau. Même par-

dant qu'on le transvase dans un verre qui est si peu humide que l'œil n'y observe rien, il se fait une légère effervescence et une décomposition partielle. Si l'on y ajoute beaucoup d'eau, il se produit une forte ébullition due au dégagement subit de l'acide sulfureux. Lorsqu'on conduit du gaz ammoniac sec dans ce liquide on obtient un mélange de sulfate et de sulfite ammoniacaux anhydres.

P. o. Le composé répand une odeur très forte d'acide sulfureux.

Prép. On introduit dans un ballon de l'acide sulfureux, que l'on conduit ensuite lentement, et au moyen d'un tube d'au moins 4 pieds de longueur et renfermant du chlorure calcique récemment desséché dans un vase qui contient l'acide sulfurique anhydre, et fermé soigneusement par un bouchon à travers lequel pénètre le tube conducteur. On refroidit en même temps le verre jusqu'à 0° mais pas au-delà, pour que le composé ne contienne pas d'acide sulfureux libre.

Hist. Découvert par M. H. Rose en 1837.

F. $2\text{S O}^2 + \text{S O}^2$.

P. at. 1403,495.

ACIDE HYPOSULFURIQUE.

Prép. On ne le connaît qu'à l'état de combinaison avec les bases. Lorsqu'on cherche à l'isoler par l'addition d'un acide plus énergique, il se décompose en acide sulfureux qui se dégage et en soufre qui se précipite.

Prép. On l'obtient en dissolvant du zinc et du fer métallique dans de l'acide sulfureux, ou en faisant réagir du soufre sur un sulfite.

Hist. Découvert par M. Gay-Lussac.

F. $\text{S}^2 \text{O}^2$.

P. at. 602,33.

ACIDE NITROSULFURIQUE (PELOUZE).

Prop. Cet acide n'est connu qu'à l'état de combinaison avec la potasse, la soude et l'ammoniac. Pour l'obtenir on fait arriver un courant de gaz oxide azotique dans une dissolution de sulfite de ces bases. Le sel ammoniacal ne se

forme bien qu'en présence d'un excès de base et à une température assez basse.

Hist. Entrevu par Davy ; découvert et analysé en 1835 par M. Pelouze.

F. $N^2 S O^4$.

P. at. 778,20

ACIDE SÉLÉNIQUE.

P. p. Liquide, incolore, d'une densité de 2,524 à $+ 16,5^{\circ}$.

P. c. Se décompose à une température de $+ 290^{\circ}$, en oxygène et en acide sélénieux ; attire l'humidité ; s'échauffe fortement par l'addition de l'eau ; le chlorure hydrique le décompose et forme avec lui une espèce d'eau régale, qui dissout l'or et le platine ; l'acide sulfureux et le sulfide hydrique sont sans action sur lui ; il dissout l'or mais non le platine ; les séléniates sont isomorphes avec les sulfates correspondants.

Prép. On traite le sélénium, l'acide sélénieux ou le sélénure plombique par l'azotate potassique ou sodique ; le séléniate qui se forme de cette manière est purifié et décomposé ensuite par l'azotate plombique ; le séléniate plombique est décomposé à son tour par le sulfide hydrique.

Hist. Découvert par M. Mitscherlich en 1827.

F. $Se O^3$ et $Se O^3 + H^2 O$ à l'état d'hydrate.

P. at. 794,583.

ACIDE SÉLÉNIEUX.

P. p. Cristaux en aiguilles quadrilatères, sublimables à une température un peu inférieure à celle de l'acide sulfurique bouillant ; sa vapeur est d'un jaune verdâtre, analogue à celle du chlore ; il se dissout très facilement dans l'eau et dans l'alcool ; cristallise du premier de ces liquides en longs prismes incolores.

P. c. Attire l'humidité de l'air ; décomposable par le sulfide hydrique et l'acide sulfureux ; il enlève l'oxyde argentique à l'acide azotique.

Prép. En faisant brûler du sélénium dans de l'oxygène pur ou en le traitant par l'acide azotique ou l'eau régale.

Hist. Découvert en 1817 par M. Berzelius.

F. $Se O^2$.

P. at. 694,583.

ACIDE PERCHLORIQUE.

Syn. Acide hyperchlorique ; acide oxichlorique.

P. p. A l'état anhydre il est cristallisé, fume légèrement à l'air et attire fortement l'humidité ; fond à $+ 45^{\circ}$; se volatilise en partie sans décomposition ; hydraté, il est liquide, d'une densité de 1,65, bout à 200° et attire fortement l'humidité de l'air.

P. c. Il rougit le papier de tournesol sans le décolorer ; sa vapeur l'enflamme ; il n'est décomposé ni par la lumière solaire, ni par l'acide sulfureux, ni par le sulfide hydrique ; il dissout le zinc et le fer avec dégagement d'hydrogène ; ses cristaux jetés dans l'eau s'y dissolvent avec un sifflement semblable à celui qu'y produit un fer rouge ; il a une si grande affinité pour les bases que l'acide sulfurique est incapable de l'en séparer à froid.

P. o. Saveur franchement acide.

Prép. On distille un mélange de perchlorate potassique et d'acide sulfurique, ou simplement de l'acide chlorique ; pour l'obtenir anhydre, il faut distiller une partie d'acide perchlorique hydraté avec 5 parties d'acide sulfurique concentré.

Hist. Découvert en 1814 par le comte Stadion et étudié depuis par Serulas.

F. Cl⁷ O⁴.

P. at. 1142,65.

ACIDE CHLORIQUE.

Syn. Acide muriatique hyperoxigéné.

P. p. Liquide incolore, quelquefois un peu jaunâtre, d'une consistance syrupeuse.

P. c. N'est connu qu'à l'état hydraté ; rougit, le papier de tournesol sans le décolorer ; se décompose à la chaleur en chlore, en oxigène et en acide perchlorique ; la lumière solaire, le chlorure, le sulfure et le phosphure hydriques, les acides sulfureux et phosphoreux l'altèrent également ; il enflamme le papier et l'alcool, il convertit ce dernier promptement en acide acétique.

P. o. Inodore ; saveur aigre un peu piquante.

Prép. On décompose le chlorate potassique par le fluo-

silicide hydrique, cette méthode est également applicable à l'acide précédent.

Hist. Les chlorates ont été découverts par Berthollet en 1786 : l'acide n'a été isolé que beaucoup plus tard par M. Gay-Lussac et étudié depuis plus particulièrement par Serulas.

F. Cl³ O⁵.

P. at. 942,65

ACIDE HYPOCHLOREUX.

Syn. Acide chloreux ; euchlorine (Davy).

P. p. Gaz d'un jaune un peu plus foncé que celui du chlore et très soluble dans l'eau.

P. c. Une température un peu élevée en sépare les éléments avec explosion et dégagement de lumière ; 1 vol. d'acide se change par là en 1 vol. de chlore et $\frac{1}{2}$ vol. d'oxygène. Les rayons solaires le détruisent en quelques minutes sans détonnation ; le charbon, le soufre, le selenium, le phosphore, l'arsenic le décomposent avec explosion, à la température ordinaire ; l'hydrogène n'a d'action sur lui qu'à l'aide de la chaleur ; l'action du brome et de l'iode est lente ; la plupart des métaux en absorbent à la fois le chlore et l'oxygène ; quelques uns le font détonner ; un grand nombre de gaz agissent de même ; sa dissolution dans l'eau se conserve difficilement ; il décolore les matières colorantes en leur cédant son oxygène ; c'est à la présence de l'hypochlorite calcique dans les composés connus sous le nom de chlorures à oxydes qu'est dû leur pouvoir décolorant.

P. q. Odeur vive et pénétrante se rapprochant de celle du chlore ; excitant la toux ; il colore la peau en brun rouge.

Prép. On verse dans des flacons remplis de chlore gazeux un excès d'oxide mercurique délayé dans 12 fois son poids d'eau ; on filtre et on distille la liqueur dans le vide ; en répétant plusieurs fois cette opération et en ne recueillant que les premiers produits on obtient une solution concentrée ; pour obtenir l'acide gazeux et anhydre, on fait arriver sous une cloche remplie de mercure, environ $\frac{1}{10}$ de son volume de la solution et on y fait passer peu-à-peu des fragments d'azotate calcique sec qui sert à enlever l'eau et à empêcher le contact de l'acide avec le mercure.

Us. A l'état de liberté il n'a aucun usage ; combiné aux oxydes alcalins il sert à décolorer et à désinfecter.

Hist. Soupçonné par MM. Soubeiran et Berzelius; découvert et analysé en 1835 par M. Balard.

F. $\text{Cl}^2 \text{O}$.

P. at. 542,65.

ACIDE CHLOROSO-CHLORIQUE.

Syn. Acide chloreux.

P. p. Gaz d'une couleur jaune plus foncée que celle du chlore; d'une densité de 2,7; liquéfiable, suivant M. Faraday, à une haute pression, aidée d'une température de -18° ; l'eau en absorbe jusqu'à 7 fois son volume.

P. c. Il se conserve dans l'obscurité; se détruit à la lumière diffuse et à plus forte raison lorsqu'on l'expose aux rayons directs du soleil; une température de $+95$ à $+100^\circ$ le transforme en ses éléments, avec accompagnement de lumière et d'une forte détonation; le soufre et le phosphore produisent les mêmes effets; il ne fait éprouver aucun changement au papier de tournesol sec; lorsqu'il est humide il le décolore instantanément; lorsqu'on cherche à le combiner directement aux bases salifiables il se décompose et donne un mélange d'hypochlorite? de chlorate et de chlorure, dont un acide fort dégage de nouveau le gaz primitif; M. Martens l'a cependant combiné directement à la potasse, avec laquelle il forme un sel cristallisable qui décomposé par un acide donne aussi le gaz primitif, mais qu'il n'a pas examiné ultérieurement.

P. o. Odeur particulière, désagréable, mais différente de celle du chlore; il n'irrite pas autant que ce dernier la muqueuse des voies aériennes.

Prép. On décompose du chlorate potassique par l'acide sulfurique.

Hist. Découvert presque en même temps en 1814 par le comte Stadion à Vienne, et H. Davy à Londres.

F. $\text{Cl}^2 \text{O}^4$ ou plutôt $\text{Cl}^2 \text{O}^3 + \text{Cl}^2 \text{O}^5$; composé analogue au soi-disant acide hyposazotique.

P. at. 842,65.

ACIDE BROMIQUE.

P. p. Liquide incolore d'une consistance syrupeuse.

P. c. Rougit le papier de tournesol et le décolore ensuite;

la chaleur le décompose partiellement en oxygène et en brome ; une autre partie se volatilise sans décomposition ; l'acide sulfureux et phosphoreux et les composés hydriques le décomposent ; l'acide sulfurique agit de même en lui enlevant son eau.

P. o. Saveur franchement aigre ; odeur peu prononcée.

Hist. Découvert en 1826 par M. Balard.

F. $\text{Br}^2 \text{O}^6$.

P. at. 1478,31.

ACIDE HYPOBROMEUX.

M. Balard paraît avoir obtenu un acide du brome analogue à l'acide hypochloreux, jouissant à peu près des mêmes propriétés et s'obtenant de la même manière ; sa formule serait donc $\text{Br}^2 \text{O}$ et son poids atomique 1078,31.

ACIDE PERIODIQUE.

Syn. Acide oxiiodique ; acide hyperiodique.

P. p. Cristaux incolores, très solubles dans l'eau.

P. c. Exposé à la chaleur il se décompose si elle n'est pas trop forte en oxygène et en acide iodique, sinon en oxygène et en iode ; il est inaltérable à l'air ; le chlorure hydrique le transforme en acide iodique : du chlore se dégage.

Prép. On fait passer un courant de chlore à travers une solution aqueuse d'iodate sodique à laquelle on a ajouté au moins trois fois autant d'oxide sodique qu'elle en contenait déjà ; on obtient de cette manière du sous periodate sodique qui se précipite sous la forme d'une poudre cristalline ; celle-ci est dissoute dans de l'acide azotique et décomposée par l'azotate argentique. Le periodate argentique est dissout à chaud dans de l'acide azotique, d'où il se dépose par le refroidissement sous la forme cristalline. Ces cristaux sont traités par l'eau, qui les décompose en acide periodique qui se dissout, et en sous hyperiodate qui se précipité. On filtre la liqueur et on l'évapore jusqu'à consistance convenable pour la faire cristalliser.

Hist. Découvert en 1833 par MM. Magnus et Ammermüller.

F. $\text{I}^2 \text{O}^7$.

P. at. 2279, 50.

ACIDE IODIQUE.

P. p. Cristaux limpides, sous forme de tables hexagonales, d'une densité supérieure à celle de l'acide sulfurique; très soluble dans l'eau et même déliquescents à l'air humide; peu soluble dans l'alcool; fusible à une température d'environ $+ 300^{\circ}$.

P. c. Rougit le papier de tournesol et le blanchit ensuite; la chaleur le décompose et le volatilise en partie; le charbon, le soufre et le phosphore aidés de la chaleur le décomposent en donnant lieu à une forte détonnation; il oxide la plupart des métaux, même l'or et le platine.

Prép. On fait agir à chaud sur de l'iode, de l'acide azotique concentré; lorsque toute la quantité d'iode a été acidifiée on évapore la liqueur dont l'acide se sépare sous forme cristalline, après le refroidissement; on peut encore l'obtenir en décomposant l'iodate sodique par un excès d'acide sulfurique.

Hist. Découvert par Davy.

F. $I^2 O^4$.

Pat. 2079, 50.

ACIDE IODEUX

M. Mitscherlich en faisant dissoudre dans de la soude caustique une quantité suffisante d'iode pour colorer la liqueur en brun, et en l'exposant ensuite à une température voisine de 0° a obtenu des cristaux d'un sel, dont la composition est telle qu'on peut l'envisager, soit comme un iodite sodique, soit comme une combinaison d'iodate et d'iodure. Veut-on transporter l'acide sur une autre base, p. e. sur la chaux, il se précipite de l'iodate calcique et de l'iodure calcique reste dans la liqueur. L'alcool décompose l'iodite en iodate qui se précipite et en iodure sodique qui se dissout. L'acide azotique en précipite de l'iode et dissout de l'acide iodique. L'acide iodeux n'a pas encore été isolé.

F. $I^2 O^3$ ou $I^2 O^4 + I^2$.

. at 1779, 50.

ACIDE CYANIQUE.

Syn. Acide cyaneux.

P.p. Liquide incolore, très fluide, fumant à l'air et très volatil; mêlé à des gaz permanents il se maintient à l'état gazeiforme.

P. c. Son existence est très éphémère, quelques instants après sa préparation il se transforme en une masse solide, blanche, légère, sans odeur, ni saveur; cette réaction s'opère sous un développement très considérable de calorique et d'une ébullition tellement rapide qu'il en résulte des explosions, si l'on n'a soin de plonger le vase dans de la neige; dans ce cas la transformation se fait lentement; il ne se dégage aucun gaz ni vapeur; le produit est de l'acide cyanurique. L'acide cyanique est décomposé par l'eau en carbonate ammonique et en acide carbonique qui se dégage avec violence; il n'existe que combiné à l'eau ou à une base.

P. o. Odeur piquante, très pénétrante, excitant le larmoiement; il produit instantanément sur la peau des ampoules très douloureuses.

Prép. On soumet à la distillation de l'acide cyanurique et l'on recueille les produits dans un récipient fortement refroidi: il se produit encore en faisant passer un courant de cyanogène dans de la potasse caustique, qui se convertit en cyanate et en cyanure potassiques; une autre méthode consiste à chauffer un mélange de cyanure ferroso potassique et de peroxide manganique ou plombique et à enlever le cyanate potassique formé, au moyen de l'alcool bouillant. On ne peut pas séparer l'acide de sa base sans le décomposer.

Hist. Entrevu par Vauquelin en 1818; découvert par M. Wæhler en 1822; isolé ensuite par ce dernier et examiné plus tard par MM. Wæhler et Liebig.

F. $Cy^2 O$ ou $N^2 C^2 O$

P. at. 429, 911.

ACIDE FULMINIQUE.

Prop. Cet acide n'est encore connu qu'à l'état de combinaison avec les bases; lorsqu'on cherche à l'isoler, il se décompose de la même manière que l'acide cyanique. Les fulminates se distinguent surtout par la propriété qu'ils possèdent de produire les explosions les plus violentes et les plus dangereuses par la trituration, la percussion ou la chaleur; il se dégage de l'azote et de l'oxide carbonique. Sature deux atomes de base.

Prép. On l'obtient combiné soit à l'oxide argentique, soit à l'oxide mercurique en traitant les métaux de ces bases par un excès d'acide azotique et d'alcool.

Hist. Découvert par M. Liebig et analysé plus tard par lui et par M. Gay-Lussac.

F. $\text{Cy}^2 \text{O}^4$

Pat. 859, 822.

ACIDE PARACYANIQUE.

P. p. Poudre jaune, insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide azotique, qu'elle colore en jaune.

P. c. Par la distillation sèche il se décompose en acide carbonique et en cyanogène, qui se dégagent; il reste du paracyanogène; il se combine aux oxides métalliques et forme des sels neutres et basiques.

Prép. S'obtient en traitant l'acide azulmique par l'acide azotique et en précipitant la dissolution par l'eau.

Hist. Découvert en 1837 par M. Johnston.

F. $\text{Cy}^3 \text{O}$.

P. at. 2739, 28.

ACIDE CYANURIQUE.

Syn. Acide pyrurique; acide cyanique (*Serulas*).

P. p. Cristaux incolores, sous forme d'aiguilles blanches prismatiques, quadrilatères, luisants; très peu solubles dans l'eau; subliment en partie à la température du mercure bouillant. A une température peu élevée ils perdent 21,66 pour $\%$ d'eau, deviennent blancs et opaques et passent à l'état d'acide anhydre; celui-ci peut être obtenu à l'état cristallin en dissolvant à chaud l'acide cyanurique hydraté, dans de l'acide sulfurique et laissant refroidir lentement la dissolution. Les cristaux sont des octaèdres rarement réguliers.

P. c. Rougit le papier de tournesol, se dissout dans les acides azotique et sulfurique et dans le chlorure hydrique; exposé à l'action de la chaleur il se décompose partiellement en acide cyanique hydraté, en acide carbonique et en azote.

P. o. Il est inodore et presque insipide.

Prép. Par l'ébullition du chlorure cyanique dans l'eau ou par la distillation sèche de l'urée. Il se forme encore par la distillation sèche de l'acide urique; en traitant le melam, l'ammeline, et l'ammelide par l'acide azotique, et en décomposant le cyanate potassique par l'acide acétique concentré

Hist. Découvert par Scheele, examiné en 1828 par Serulas et analysé par MM. Liebig et Woehler.

F. $N^2 C^2 H^2 O^2 + aq.$ Il est par conséquent métamère avec l'acide cyanique hydraté = $N^2 C^2 O + H^2 O.$

P. at. 813,585.

ACIDE CYANURIQUE INSOLUBLE.

Syn. Cyamelide (Liebig).

P. p. Poudre blanche à peine soluble dans l'eau, l'alcool, l'éther, l'acide azotique et le chlorure hydrique dilués.

P. c. Inattaquable par l'acide azotique et l'eau régale concentrés. L'acide sulfurique concentré le décompose en ammoniacque qui se combine à l'acide et en acide carbonique qui se dégage; les alcalis caustiques le dissolvent avec facilité et forment des cyanures et des cyanurates; de l'ammoniacque se dégage; soumis à la distillation sèche il se transforme en acide cyanique hydraté.

Prép. Se forme par la décomposition spontanée de l'acide cyanique hydraté; s'obtient encore par la trituration d'un mélange de cyanate potassique et d'acide oxalique cristallisé, ou par la décomposition du même sel au moyen du chlorure hydrique concentré ou gazeux.

Hist. Découvert et analysé par MM. Liebig et Woehler, en 1830.

F. $N^2 C^4 H^2 O^8$, ou, exactement la même que celle de l'acide précédent, moins l'eau de cristallisation. M. Liebig croit que sa véritable formule est $C^2 O^2 + H^2 N^2.$

P. at. 813,585

ACIDE CYANILIQUE.

P. p. Cristallise en larges plaques nacrées; moins soluble dans l'eau froide que l'acide cyanurique; contient 21 $\frac{1}{2}$ ° d'eau de cristallisation et la perd facilement par un courant d'air chaud.

P. c. Chauffé, il donne les mêmes produits que l'acide cyanurique.

Prép. On fait bouillir du melam dans de l'acide azotique et après que toute la quantité s'y est dissoute, on laisse refroidir pour faire cristalliser l'acide.

Hist. Découvert en 1834, par M. Liebig.

F. $N^2 C^2 H^2 O^2$; par conséquent polymère de l'acide cyanurique.

P. at. 1627,170.

DES SULFIDES.

SULFIDE HYDRIQUE.

Syn. Gaz hydrogène sulfuré; gaz hydrosulfurique; acide hydrosulfurique; acide sulhydrique; acide hydrothionique; air hépatique.

Et. nat. En dissolution dans l'eau; en combinaison aux sulfures métalliques, surtout dans les *eaux minérales sulfureuses* (P. E. dans celles d'Aix-la-chapelle), comme produit de la putréfaction de certaines substances organiques.

P. p. Gazeux, incolore; densité = 1,1912; pouvoir réfringent = 2,187; à une pression et à une température convenable, il est liquide, incolore et d'une densité d'environ 0,9; l'eau à + 11° dissout 3 volumes de ce gaz.

P. c. Rougit le papier de tournesol; s'enflamme à l'approche d'un corps en ignition et brûle avec une flamme bleue; les produits sont de l'eau et de l'acide sulfureux; la chaleur et l'électricité le décomposent; l'oxygène et l'air secs, n'ont aucune action sur lui à la température ordinaire; ils le décomposent par l'intermède de l'eau; l'acide sulfureux, le chlore, le brome et l'iode l'attaquent également; l'acide azotique concentré le décompose avec une force telle qu'il peut en résulter une explosion, lorsque l'on opère dans des vases fermés; il décompose la plupart des oxydes et des sels métalliques qu'il transforme en sulfures.

P. o. Odeur et saveur d'œufs pourris; il agit d'une manière très délétère sur la respiration; un chien meurt au bout de très peu de temps dans de l'air contenant $\frac{1}{500}$ de sulfide hydrique et un cheval lorsqu'il en contient $\frac{1}{200}$.

Prép. Par la décomposition du sulfure ferreux ou potassique au moyen de l'acide sulfurique dilué; aussi par l'action du chlorure hydrique sur le sulfure antimonique.

Us. En médecine, contre les maladies de la peau ; dans les laboratoires comme réactif ; quelquefois en teinture ; M. Thenard le conseille pour détruire les rats !

Hist. Découvert par Scheele en 1772.

F. H³ S.

P. at. 513,644.

CYANOGENÈ ET SULFIDE HYDRIQUE.

L'on connaît deux composés de cyanogène et de sulfide hydrique ; tous deux ne se forment qu'en présence de l'eau. L'un a été découvert par M. Gay-Lussac et s'obtient lorsque l'on mêle un volume de cyanogène à 1,5 volume de sulfide hydrique en contact avec une petite quantité d'eau ; les deux gaz se dissolvent, et par l'évaporation du liquide, l'on obtient de longues aiguilles jaunes, dont la solution aqueuse ne précipite pas les sels plombiques. Le second, dont nous devons la connaissance à M. Woehler, se forme, lorsque l'on fait passer un courant de sulfide hydrique à travers une dissolution alcoolique et saturée de cyanogène. La liqueur se colore en jaune et lorsqu'on la soumet à un mélange réfrigérant, il se dépose des cristaux d'une belle couleur orangée.

Ces cristaux sont insolubles dans l'eau froide, très peu solubles dans l'eau bouillante, très solubles dans l'alcool bouillant ; solubles à froid dans les alkalis caustiques ; les acides les précipitent de cette dissolution, sans qu'ils aient subi la moindre altération ; à chaud, il se forme un sulfure et un sulfocyanure métallique ; leur dissolution précipite les sels argentiques, plombiques et cuivriques ; le précipité argentique se transforme à l'aide de la chaleur en sulfure argentique et en cyanogène.

F. H³ S⁶ + Cy⁶ + aq.

P. at. 2261,603.

SULFIDE AZOTEUX.

Syn. Sulfure d'azote.

P. p. Poudre d'un jaune pur ou d'un vert clair, suivant le procédé que l'on a mis en usage ; s'électrisant fortement par trituration ; peu soluble dans l'alcool ; un peu plus so

luble dans l'éther ; la chaleur de l'eau bouillante, l'ammoniaque et le chlorure sulfurique transforment le sulfide vert en sulfide jaune, sans que sa composition en soit altérée.

P. c. Décomposable à la chaleur ; cette décomposition est accompagnée d'une forte détonation si l'on chauffe du sulfide seul ; si au contraire il est mêlé à de la poudre de verre, et exposé à une température de 140° il se transforme en soufre et en azote sans qu'il se passe d'autre phénomène ; l'eau froide l'attaque lentement ; l'eau bouillante le transforme immédiatement et sans aucun résidu en sesquihypo-sulfite ammonique. Une dissolution alcoolique de sulfide azotique et de sulfure potassique possède une belle couleur rouge-hyacinthe foncée, qui disparaît au bout de quelques instants. La potasse et la soude produisent le même phénomène.

P. o. Inodore à la température ordinaire, acquérant une odeur particulière par la chaleur ; insipide d'abord, piquant ensuite.

Prép. On peut ou bien traiter par l'eau le chloro-sulfate biammonique préparé par l'action d'un excès de gaz ammoniaque sur du chlorure sulfurique, ou bien traiter de la même manière le même composé obtenu par la conversion du chloro-sulfate neutre en chloro-sulfate biammonique. Dans le premier cas le sulfide est jaune, dans le second il est vert.

Hist. Découvert en 1838 par M. Soubeiran.

F. N^o S^o.

P. at. 780,80.

SULFIDE SILICIQUE.

Syn. Sulfure de silicium.

P. p. Masse terreuse, blanche et qui se conserve bien à l'air sec.

P. c. L'eau et l'air humide décomposent le sulfide silicique ; il se dégage du sulfide hydrique et l'acide silicique qui se forme reste en dissolution dans l'eau. Il n'y a point de dépôt de soufre.

Prép. On chauffe du silicium au rouge blanc, dans une atmosphère de soufre gazeux. Au moment de la combinaison, l'on remarque une flamme rouge.

Hist. Découvert par M. Berzelius.

F. Si S^o.

P. at. 880,81.

SULFIDE BORIQUE.

Syn. Sulfure de bore.

P. p. Masse blanche ou grise, opaque.

P. c. L'eau le décompose et le transforme en sulfide hydrique et en acide borique. Quelquefois il se dépose aussi du soufre.

Prép. On chauffe du bore au rouge blanc dans de la vapeur de soufre, dans laquelle il brûle alors avec une flamme rouge.

F. Inconnue. Le soufre paraît former plusieurs composés avec le bore.

SULFIDE CARBONIQUE.

Syn. Sulfure de carbone; alcool de Lampadius; alcool de soufre.

P. p. Liquide oléagineux, incolore; sa densité = 1,272; son pouvoir réfringent = 1,645; bout à + 46°,6; la tension de sa vapeur est telle, qu'à + 10° elle fait équilibre à une colonne de mercure de 7,38 pouces de Paris; de 8,9 pouces à + 15° et de 10,78 pouces à + 20°; la densité de sa vapeur = 2,645; son pouvoir réfringent relatif = 5,179; vaporisé dans le vide il produit un froid de — 60°; insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles grasses et volatiles; il dissout le camphre, le soufre et le phosphore.

P. c. Le sulfide carbonique s'enflamme à une température très-basse, et prend feu à une distance assez grande; sa flamme est bleue, dégage une chaleur très élevée et donne pour produits de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique,

L'air et l'eau sont sans action sur le sulfide carbonique; mais conservé dans un flacon bouché, au contact de ces deux corps, il se produit de l'acide sulfurique, et de l'acide carbonique. A la température ordinaire il n'agit point sur les métaux; un grand nombre lui enlèvent son soufre, lorsqu'on les chauffe au rouge, au contact de sa vapeur; le carbone se dépose; il dissout le chlore et l'iode et semble se combiner avec eux; il s'unit aux sulfo-bases et forme avec eux des *sulfo-carbonates*.

P. o. Saveur âcre, fétide; odeur nauséabonde ayant quelque analogie avec celle du sulfide hydrique.

Prép. On fait rougir un tube de porcelaine, légèrement

incliné et rempli de charbon récemment calciné. Ce tube communique, d'un côté avec un flacon entouré de glace ou d'un mélange réfrigérant. L'autre côté est fermé par un bouchon de liège. Lorsqu'il est bien rouge on y introduit de temps en temps des petits fragments de soufre, qui, entrant immédiatement en fusion, coule à travers le charbon et s'y combine à la faveur de la haute température à laquelle on l'a élevé. Le sulfide ainsi obtenu n'est pas pur et contient toujours un excès de soufre, dont on le sépare facilement par la distillation.

Hist. Découvert en 1796 par Lampadius. Sa véritable composition n'a été bien établie que par les travaux de Bertholet, de Vauquelin et de M. Thénard.

F. C S^2 .

P. at. 478,767.

Outre le sulfide carbonique ordinaire, M. Berzélius en admet encore deux autres, dont l'un serait gazeux et l'autre solide.

SULFOCARBONIDE HYDRIQUE.

Syn. Acide xanthogénique ; acide hydroxanthique ; acide xanthhydrique.

P. p. Liquide ; incolore ; oléagineux ; d'une densité plus forte que celle de l'eau ; très-peu soluble dans ce liquide.

P. c. Il se décompose spontanément et en très peu de temps ; rougit le papier de tournesol ; déplace l'acide carbonique ; en contact avec une base salifiable, il se décompose et la transforme en sulfo-carbonate.

P. o. Saveur légèrement acide, brûlante.

Prép. On décompose par le chlorure hydrique ou l'acide sulfurique dilués, un sulfo-carbonate, dont le métal soit susceptible de décomposer l'eau ou le chlorure hydrique.

Hist. Découvert par M. Zeise en 1821.

F. $\text{H}^2 \text{C S}^2$.

P. at. 491,247.

SULFIDE PHOSPHOREUX.

Syn. Sulfure de phosphore.

P. p. Masse amorphe, d'un jaune citron, capable de s'unir aux sulfobases.

Prép. On fait passer un courant de sulfide hydrique sec dans du chlorure phosphoreux. Il se produit du sulfide phosphoreux et du chlorure hydrique qui se dégage.

Hist. Découvert par Serullas.

F. P² S¹.

P. at. 1002, 78.

Le soufre et le phosphore se fondent ensemble en toute proportion. Les mélanges qui en résultent sont, plus inflammables et en général plus fusible que le phosphore. Ils doivent se faire sous l'eau.

SULFIDE HYPARSÉNIEUX.

Syn. Réalgar ; sulfure d'arsenic.

Ét. nat. Se trouve cristallisé dans la nature.

P. p. Lorsqu'il est le produit de l'art il est ordinairement sous forme d'une masse fondue, transparente et d'un beau rouge rubis ; sublimable sans décomposition.

P. c. Se combine aux sulfobases et forme des sels ordinairement peu solubles dans l'eau.

P. o. Vénéneux.

Prép. On fait chauffer dans un ballon à long col, un mélange d'une partie de soufre et de deux parties d'arsenic.

Us. Entre dans la composition du *feu indien blanc*. C'est un mélange de 24 parties de nitre, de 7 p. de fleurs de soufre et de 2 parties de réalgar. On s'en sert encore en teinture.

F. As² S².

Pat. 1392, 414.

SULFIDE ARSÉNIEUX.

Syn. Orpiment ; deutosulfure d'arsenic.

Ét. n. Se rencontre dans la nature sous forme de lames jaunes, cristallines et très brillantes.

P. p. Masse jaune, peu soluble dans l'eau, insoluble dans les acides ; sublimable sans décomposition, en vase clos.

P. c. L'acide azotique et l'eau régale le décomposent chauffé au contact de l'air il s'enflamme et brûle avec une faible flamme bleue ; il absorbe le gaz ammoniacque ; se dissout dans les solutions alcalines ; déplace l'acide carbonique d'avec les carbonates alcalins. Sa capacité de saturation est égale aux $\frac{2}{3}$, de son contenu en soufre.

P. o. Très venéneux.

Prép. On l'obtient le plus facilement en faisant passer un courant de sulfide hydrique à travers une dissolution d'acide arsénieux dans du chlorure hydrique.

Us. On l'emploie en peinture.

F. $\text{As}^2 \text{S}^3$.

P. at. 1543, 379.

SULFIDE ARSÉNIQUE.

P. p. Poudre d'un jaune un peu plus clair que le précédent; beaucoup moins fusible que le soufre; sublimable sans décomposition.

P. c. Rougit le papier de tournesol; se dissout dans les alkalis concentrés et chasse l'acide carbonique, lorsqu'on le fait bouillir avec des carbonates. Sa capacité de saturation s'élève aux $^2/3$, et de préférence aux $^1/3$, de son contenu en soufre.

P. o. Vénéneux.

Prép. On dirige un courant de sulfide hydrique à travers une dissolution concentrée d'acide arsénique.

F. $\text{As}^2 \text{S}^3$.

P at. 1945, 909.

D'après M. Berzélin's l'on peut encore obtenir deux autres degrés de sulfuration de l'arsenic, auxquels il donne le nom de *soussulfure* et de *sursulfure arséniques*. Le premier est représenté par $\text{As}^{12} \text{S}$ et s'obtient par la digestion de sulfide hyparsénieux avec une dissolution de potasse caustique. Le second a pour formule $\text{As} \text{S}^6$ et se forme en traitant le sulfar séniate potassique ou sodique par l'alcool, lequel le tient en dissolution. Ils ne peuvent se combiner aux sulfobases.

RECHERCHE DE L'ARSÉNIC DANS DES CAS D'EMPOISONNEMENT OU AUTRES.

Les composés d'arsenic que l'on rencontre le plus abondamment, soit dans le commerce soit dans les pharmacies ou les laboratoires, sont l'acide arsénique ou un arséniate alcalin, l'acide arsénieux, le sulfide hyparsénieux (réalgar) et le sulfide arsénieux (orpiment). C'est par conséquent à l'un ou l'autre de ces composés que sont dus la plupart des empoisonnements.

Les deux premiers sont assez solubles dans l'eau, le second l'est peu et les deux derniers y sont à peu près insolubles. Aussi, n'est-il pas rare de retrouver dans l'estomac

d'individus empoisonnés par l'un ou par l'autre des trois derniers composés, des parcelles assez grandes, pour les apercevoir à la simple vue ou à la loupe, et pour pouvoir les enlever au moyen d'une petite pince. Dans ce cas les fragments trouvés, peuvent servir et suffisent d'ordinaire pour s'assurer s'ils contiennent de l'arsenic.

A cet effet l'on effile à la lampe, un tube barométrique en un tube plus étroit, du diamètre d'une forte aiguille à tricoter et de la longueur de $1\frac{1}{2}$ à 2 pouces. On ferme l'extrémité de ce dernier, au fond duquel on introduit une petite quantité de la matière que l'on croit être ou contenir de l'acide arsénieux. Puis on y laisse tomber un ou deux éclats de charbon récemment calciné, de manière à remplir toute la partie effilée.

Cela fait, on tient le tube horizontalement dans la flamme d'une lampe à esprit de vin, de manière à ce que le charbon seul soit chauffé. Lorsque celui-ci est porté au rouge, on chauffe rapidement l'extrémité où se trouve l'acide arsénieux, qui en se volatilissant passe sur le charbon et se réduit. L'arsenic se condense sous forme d'un anneau métallique, miroitant, d'une couleur très-soncée. On coupe le tube, à côté de l'anneau et on chauffe de nouveau; si le corps en se volatilissant, possède une odeur d'ail très-prononcée, on peut être certain que c'est de l'arsenic.

Si la matière est un sulfide d'arsenic, on le triture dans un mortier d'agate avec du carbonate plombique on introduit le mélange, dans un petit tube et on le traite exactement de la même manière que celle que nous avons indiquée ci-dessus pour la réduction de l'acide arsénieux.

Cette méthode, qui est certainement la plus facile et la plus prompte pour extraire l'arsenic de ses sulfides, est due à Monsieur le professeur Delvaux.

Si l'empoisonnement avait eu lieu par de l'acide arsénique ou un arséniate soluble ou par d'autres composés arsénicaux solubles ou très divisés, il faudrait suivre un autre procédé. Alors on recueille tout ce que l'on peut supposer contenir le poison, et on y ajoute une dissolution aqueuse de potasse caustique. On fait jeter quelques bouillons et on sature par un excès de chlorure hydrique. On filtre la liqueur et on la traite par un courant de sulfide hydrique. Si elle renferme de l'arsenic, elle jaunit et si la quantité est suffisante il

s'y forme un précipité jaune, lequel est un sulfide d'arsenic.

Lorsque la quantité de sulfide est trop faible pour se déposer, on évapore le liquide; le sulfide se précipite à mesure que la concentration avance. Pour le séparer on filtre. Si on ne parvient pas à l'enlever du filtre, on le dissout dans de l'ammoniaque caustique et on l'évapore dans un verre de montre, dont on peut ensuite le détacher avec beaucoup de facilité. Pour s'assurer si le précipité est réellement formé par de l'arsenic, il faut le traiter de la manière que nous venons d'indiquer.

D'après M. Lassaigne, l'oxide ferrique récemment précipité est le meilleur antidote contre l'acide arsénieux.

SULFIDE SÉLÉNIEUX.

Syn. Sulfure de sélénium.

P. p. Substance cohérente, élastique et d'une couleur rouge de feu; fusible à une température un peu plus élevée que celle de l'eau bouillante; chauffé plus fortement, il bout et distille.

P. c. Il n'est attaqué que lentement par l'acide azotique; l'eau régale le décompose facilement; les alkalis fixes le dissolvent; il a peu d'affinité pour les sulfobases.

F. Se S².

P. at. 896,913.

SULFIDE CYANIQUE.

Syn. Sulfocyanogène.

P. p. Poudre jaune, non cristalline; insoluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther.

P. c. Soluble à chaud dans l'acide sulfurique concentré; l'eau l'en précipite de nouveau sans qu'il ait subi la moindre altération; l'acide azotique le décompose; en le traitant à chaud par le potassium il se produit du cyanure, du sulfure et du sulfocyanure potassiques; les alkalis et les sulfures métalliques solubles le décomposent; le sulfhydrate potassique le dissout complètement avec dégagement de sulfide hydrique; les acides précipitent de cette dissolution un nouveau composé blanc ou jaunâtre; la chaleur le transforme d'abord en soufre, en sulfide carbonique et en mellone et si elle est assez forte, ce dernier est converti en azote et en cyanogène.

Prép. On l'obtient en saturant complètement par du chlore une dissolution concentrée d'un sulfocyanure métallique, ou en chauffant cette dernière avec de l'acide azotique. Le sulfide cyanique se précipite.

Hist. Découvert par M. Liebig.

F. $\text{Cy}^2 \text{S}^2$.

P. at. 732,24.

SULFOCYANIDÉ HYDRIQUE.

Syn. Acide hydrosulfocyanique ; acide sulfocyanhydrique.

Ét. n. Se rencontre dans les semences et dans les fleurs des crucifères et dans la salive des hommes et des moutons.

P. p. Liquide ; incolore ; densité 1,022 ; bout à $+ 103^\circ$; cristallise à $- 14^\circ$; très soluble dans l'eau.

P. c. Son principal caractère consiste dans la propriété qu'il possède de colorer en rouge de sang foncé, les sels ferriques ; se décompose très-rapidement en eau et en sulfo cyanogène ; le chlore et l'acide azotique l'attaquent facilement.

P. o. Très vénéneux, quoiqu'à un degré bien inférieur du cyanide hydrique ; saveur très acide ; odeur piquante.

Prép. On distille un mélange d'une dissolution très concentrée de sulfocyanure potassique et d'acide phosphorique.

Us. Sert à découvrir la présence du fer.

Hist. Découvert par Rink, examiné ensuite par Vogel.

F. $\text{H}^2 \text{S}^2 \text{Cy}^2$.

P. at. 744,72.

SÉLÉNIDE HYDRIQUE.

Syn. Gaz hydrogène sélénié ; acide hydroséléniqne ; acide sélénydrique.

P. p. Gazeux ; incolore ; plus soluble dans l'eau que le sulfide hydrique ; d'après M. Bineau sa densité serait = 2,79.

P. c. Sa dissolution dans l'eau rougit faiblement le papier de tournesol ; se décompose lentement à l'air et par l'acide azotique ; précipite un grand nombre de sels métalliques ; la plupart des précipités sont noirs ou d'un brun foncé.

F. o. Même odeur que celle du sulfide hydrique ; bien plus dangereux à respirer que ce dernier ; enflamme les yeux et détruit l'odorat.

Prép. On décompose le sélénure potassique ou ferreux par le chlorure hydrique et on recueille le gaz qui se dégage.

Hist. Découvert par M. Berzelius en 1817.

F. $H^2 Se$. En admettant la densité déterminée par M. Bi-
neau sa formule devient $\frac{H^2 Se}{2}$

P. at. 207,06.



DES CHLORIDES.

CHLORIDE HYDRIQUE.

Syn. Acide muriatique; esprit de sel; acide hydrochlorique; acide chlorhydrique; acide marin.

Et. nat. Est dégagé quelquefois par les volcans; se trouve en dissolution dans les eaux du Rio-vinagre.

P. p. Gazeux, incolore; densité = 1,269; pouvoir réfringent = 1,527; au contact de l'air il produit une fumée épaisse, blanche; une pression de 40 atmosphères le transforme en un liquide incolore; l'eau l'absorbe avec beaucoup d'avidité: 1 vol. de ce liquide en condense 464 de chlorure à une température de + 20°, ou 73 ° de son propre poids; le liquide qui en résulte est incolore, fume à l'air et possède une densité = 1,21; il bout à une température assez basse et laisse échapper du chlorure gazeux jusqu'à ce qu'il ait acquis une densité = 1,09; alors il bout à + 110° et distille.

P. c. Non inflammable et incapable d'entretenir la combustion; l'air atmosphérique, l'oxygène, le charbon et la chaleur sont sans action sur lui; l'électricité le décompose en partie; les oxides métalliques le décomposent; il résulte de cette réaction des chlorures métalliques et de l'eau; la plupart des métaux qui décomposent l'eau décomposent aussi le chlorure hydrique, il attaque les substances organiques et les colore ordinairement en jaune.

P. o. Odeur piquante, âcre; provoque la toux; incapable d'entretenir la respiration; saveur très aigre caustique et amère.

Prép. On décompose le chlorure sodique au moyen de l'acide sulfurique concentré. Le gaz se recueille sur le mercure. Pour le condenser dans l'eau on se sert d'un appareil de Woulff. En grand on opère généralement dans des appareils en fer, ce qui fait que le chlorure du commerce possède presque toujours une couleur jaune plus ou moins

foncée, qui peut dépendre partiellement de la présence de quelque matière organique ; il peut se former directement par le mélange de volumes égaux d'hydrogène et de chlore, qui se combinent sans condensation.

Us. Il sert en teinture ; à la fabrication de la colle-forte ; à la préparation de plusieurs chlorures ; c'est un des réactifs le plus employés.

Hist. Découvert par Glauber ; on l'a cru formé d'un radical combiné à l'oxygène jusqu'à ce que MM. Gay-Lussac et Thénard eussent démontré sa véritable composition.

F. $H^2 Cl^2$.

P. at. 455,132.

EAU RÉGALE.

Syn. Acide hydrochloro-nitrique.

Prop. Lorsque l'on mélange deux parties de chlorure hydrique avec une partie d'acide azotique concentrés, d'incolore qu'était d'abord la liqueur, elle prend bientôt une teinte d'une rouge hyacinthe très prononcé ; en même temps on sent une légère odeur de chlore ; celle-ci devient plus sensible par l'emploi de la chaleur ; la coloration dépend de la décomposition mutuelle des deux composés, qui se changent l'un en chlore et l'autre en acide azoteux ; cette décomposition n'est cependant point complète et s'arrête si l'on opère à froid, dès que la liqueur est saturée de chlore ; à chaud elle est continue ; la liqueur possède la propriété de dissoudre le platine et l'or (le roi des métaux, d'où son nom) et de les convertir en chlorures sous dégagement d'oxyde azotique ; son action est généralement beaucoup plus énergique que l'est celle du chlorure hydrique ou de l'acide azotique pris isolément ; l'addition de chlorure hydrique à de l'azotate potassique ou d'acide azotique à du chlorure sodique donne également lieu à la formation d'une certaine quantité d'eau régale.

Us. On s'en sert pour attaquer plusieurs minéraux, pour dissoudre l'or, le platine, plusieurs autres métaux et les sulfures métalliques.

CHLORURE AZOTEUX.

Syn. Chlorure nitreux ; chlorure d'azote, huile détonnante

P. p. Liquide jaunâtre d'un aspect oléagineux ; densité = 1,653 ; très volatil ; bout en vase clos à + 71° ; peu soluble dans l'eau.

P. c. Se décompose peu à peu au contact de l'eau ; à + 96° il détonne avec violence et dégagement de lumière et de chaleur ; ce même effet se produit par le contact du sélénium , du phosphore, de l'arsenic, des huiles de thérébentine et de naphthe, du caoutchouc etc ; les métaux s'emparent du chlore et laissent dégager l'azote.

P. o. Odeur pénétrante ; saveur acre.

Prép. On fait passer un courant de chlore en excès dans une dissolution d'ammoniaque ou d'un sel amoniacal. Outre le chlorure azoteux il se forme du chlorure hydrique.

Hist. Découvert par Dulong en 1811.

F. N² Cl⁶.

P. at. 1504,99.

D'après M. Millon , le chlorure , l'iodure etc. azoteux contiendraient de l'hydrogène. De cette manière on pourrait facilement se rendre compte de la chaleur et de la lumière qui accompagnent toujours l'explosion de ces divers composés.

CHLORURE SILICIQUE.

Syn. Chlorure de silicium.

P. p. Liquide très volatil ; répandant d'épaisses vapeurs au contact de l'air ; plus léger que l'eau.

P. c. Rougit fortement le papier de tournesol ; l'eau le décompose en acide silicique et en chlorure hydrique ; le potassium ne s'y altère point à la température ordinaire ; par la chaleur il se forme du silicure et du chlorure potassiques.

P. o. Odeur piquante , aigre.

Prép. On chauffe du silicium dans un courant de chlore , ou mieux , on introduit un mélange intime de charbon et d'acide silicique dans un tube de porcelaine , à travers lequel on fait dégager un courant de chlore sec , en même temps qu'on le soumet à une très haute température. Les produits sont du chlorure silicique et de l'oxide carbonique , que l'on sépare complètement par le refroidissement.

Hist. Découvert par M. Berzelius.

F. Si Cl⁴.

P. at. 1605,262.

CHLORIDE BORIQUE.

Syn. Chlorure de bore.

P. p. Gaz incolore donnant naissance à d'épaisses vapeurs par son contact avec l'air atmosphérique.

P. c. Décomposé par l'eau en acide borique et en chlorure hydrique ; soluble dans l'alcool auquel il communique une odeur éthérée ; un volume de chlorure condense $1 \frac{1}{2}$ volume de gaz ammoniacque et se convertit en un composé cristallin, volatil.

P. o. Les mêmes que celles du précédent.

Prép. On dirige un courant de chlore sec à travers un tube contenant du bore. L'excès de chlore est enlevé par du mercure.

F. $B Cl^e$.

P. at. 1464,154.

TRICHLORIDE CARBONIQUE.

Syn. Chloride carboneux ; sesquichlorure de carbone.

P. p. Cristaux incolores octaédriques ; sa densité est presque double de celle de l'eau ; se fond à 160° et bout à 180° ; il se volatilise sans décomposition ; insoluble dans l'eau ; soluble dans l'alcool, dans l'éther et dans les huiles grasses et volatiles ; la densité de sa vapeur = 8,164.

P. c. Il brûle difficilement ; une forte chaleur le décompose partiellement ; la décomposition est complète lorsqu'on dirige sa vapeur sur des métaux rougis au feu ; on obtient des chlorures métalliques et du charbon ; les oxides le transforment en chlorure métallique et en acide carbonique et une partie du métal est réduite ; les terres alcalines anhydres absorbent sa vapeur avec dégagement de lumière ; la masse se noircit et constitue un mélange de carbonate, de chlorure et de charbon.

P. o. Sa saveur est très faible ; son odeur est aromatique et a quelque analogie avec celle du camphre.

Prép. On fait passer un excès de chlore dans du chloro-carbure bihydrique, exposé aux rayons directs du soleil.

Hist. Découvert par M. Faraday en 1820.

F. $C^e Cl^{11}$ d'après M. Regnault.

P. at. 2961,652.

BICHLORIDE CARBONIQUE.

Syn. Chlorure carbonique ; deutochlorure de carbone.

P. p. Liquide incolore ; d'une densité = 1,5526 : il ne se prend pas encore en masse à -18° ; se vaporise entre $+71^{\circ}$ et 77° ; d'après M. Regnault il ne bout qu'à $+120^{\circ}$; insoluble dans l'eau ; soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles ; il réfracte assez fortement la lumière, et il est mauvais conducteur de l'électricité ; la densité de sa vapeur = 5,724.

P. c. Il brûle dans la flamme d'une lampe à alcool, avec une flamme brillante et jaunâtre ; il absorbe le chlore, mais ne s'y combine que sous l'influence de la lumière et se transforme alors en trichlorure ; son action sur les métaux et les oxides métalliques est la même que celle du chlorure précédent.

P. o. A peu près les mêmes que celles du précédent.

Prép. On fait passer de la vapeur de trichlorure carbonique à travers un tube de porcelaine rougi au feu et contenant des fragments de verre.

Hist. Découvert par M. Faraday.

F. $C^{\wedge}Cl^{\wedge}$, d'après M. Regnault.

P. at. 2076,352.

CHLORIDE CARBONIQUE.

Syn. Chlorure carboneux ; protochlorure de carbone.

P. p. Cristaux soyeux, aiguillés, incolores, volatils, insolubles dans l'eau, solubles dans l'alcool et dans l'éther.

P. c. Brûle très-difficilement.

Prép. On fait passer à plusieurs reprises de la vapeur de bichlorure carbonique à travers un tube fortement rougi. Le chlorure se dépose dans les parties froides de l'appareil, d'où on l'enlève par de l'éther.

Hist. Julin d'Abo l'obtint pour la première fois pendant la distillation d'acide azotique. Depuis on avait vainement tenté de le reproduire. C'est à M. Regnault que nous sommes tout récemment redevables de la seconde découverte de ce composé. La première analyse en est due à MM. Faraday et Phillips.

F. $C^{\wedge}Cl^{\wedge}$

P. at. 297,763.

OXICHLORIDE CARBONIQUE.

Syn. Phosgène (Davy) ; acide chloroxycarbonique ; acide chloro-carbonique.

P. p. Gaz incolore, d'une densité = 3,399.

P. c. L'eau l'absorbe et le décompose ; il se forme de l'acide carbonique et du chlorure hydrique ; un grand nombre de métaux lui enlèvent le chlore à une température plus ou moins élevée ; l'oxide zincique et plusieurs autres oxides le décomposent également ; il enrésulte de l'acide carbonique et un chlorure métallique ; le soufre et le phosphore sont sans action ; l'alcool le transforme en un composé particulier ; 1 vol. d'oxichloride se combine à 4 vol. d'ammoniaque sèche, et forme un composé blanc, cristallin, déliquescent et sublimable sans décomposition.

P. o. Odeur suffocante, désagréable ; excite le larmoyement.

Prép. On fait un mélange de volumes égaux de gaz oxide carbonique et de chlore secs, et on les expose aux rayons directs du soleil. La combinaison se fait au bout de quelques minutes ; à la lumière diffuse il faudrait plusieurs heures. Il y a condensation de la moitié du volume primitif.

Hist. Découvert par Davy.

F. $\text{CO} + \text{Cl}^2$.

P. at. 619,085.

OXICHLORIDE CARBOSULFUREUX.

P. p. Masse blanche cristalline, ayant l'apparence du camphre ; très-fusible ; sublimable en petits cristaux cubiques ; soluble dans l'alcool et dans l'éther.

P. c. Quand on le laisse long-temps en contact avec l'eau, il se décompose peu à peu et l'eau s'acidifie. Une dissolution alcoolique n'est troublée par l'azotate argentique qu'au bout de quelques instants ; cette dissolution dissout le zinc avec dégagement d'un gaz d'une fétidité insupportable ; la potasse le dissout lentement, avec formation de sulfite, de carbonate et de chlorure potassiques ; le fer rouge le décompose également, s'empare du chlore et du soufre et laisse dégager un mélange d'acide et d'oxide carboniques.

P. o. Saveur aigre, brûlante, très-désagréable.

Prép. On verse dans un vase imparfaitement bouché, une certaine quantité de sulfide carbonique que l'on met en contact avec 16 fois son poids d'eau régale. L'oxichloride se forme au bout de quelques semaines.

Hist. Découvert en 1812, par MM. Mareet et Berzélius.

F. $(SO + Cl^2) + (CO + Cl^1)$.

P. at. 1362,903.

CHLORIDE PHOSPHORIQUE.

Syn. Deuto chlorure de phosphore.

P. p. Solide, d'un blanc de neige, très-volatil; à l'aide d'une faible chaleur et d'une légère pression, il se fond et cristallise en prismes transparents par le refroidissement.

P. c. Il colore en rouge le papier de tournésol sec; l'oxygène, l'hydrogène, la plupart des métalloïdes et un grand nombre de métaux le décomposent à l'aide de la chaleur; son action sur l'eau est très-vive; il se dégage de la chaleur et il se forme de l'acide phosphorique et du chlorure hydrique; exposé à la flamme d'une bougie, il prend feu; le phosphore seul brûle, se change en acide phosphorique et le chlore devient libre; se combine à l'ammoniaque gazeuse sèche.

P. o. Odeur particulière, désagréable.

Prép. On fait arriver un excès de chlore sec sur du phosphore. On ne cesse que lorsque le tout est converti en une masse solide blanche.

Hist. Découvert par Davy en 1810; analysé par Dulong.

F. $P Cl^4$.

P. at. 1302,768.

CHLORIDE PHOSPHOREUX.

Syn. Protochlorure de phosphore.

P. p. Liquide, incolore, un peu plus dense que l'eau; fume fortement à l'air.

P. c. Ne rougit pas le papier de tournésol bien sec; il se comporte à peu près de la même manière que le précédent, avec les métalloïdes et les métaux; l'eau le transforme tout à coup, avec dégagement de chaleur, en acide

phosphoreux et en chlorure hydrique ; il dissout une certaine quantité de phosphore (chlorure phosphorique de M. Berzélius) et acquiert alors la propriété d'enflammer spontanément le papier Joseph que l'on en imbibe ; l'eau le transforme en acide phosphoreux , en chlorure hydrique et en phosphore qui se dépose ; l'ammoniaque sèche en sépare une partie du phosphore et le convertit en chlorure phosphorique auquel elle se combine.

P. o. Odeur piquante ; saveur caustique.

Prép. On fait dégager du chlore sec sur du phosphore également sec, jusqu'à ce que ce dernier soit complètement liquéfié.

F. $P Cl^3$.

P. at. 860,118.

CHLORURE ARSÉNIEUX.

Syn. Chlorure d'arsenic, beurre d'arsenic. /

P. p. Liquide épais, incolore, très-volatil ; plus dense que l'eau ; bout à $+ 132^\circ$; ne se solidifie pas encore à $- 29^\circ$; fume fortement à l'air ; le soufre et le phosphore s'y dissolvent à l'aide de la chaleur et se déposent par refroidissement ; soluble dans l'essence de thérebenthine et dans les huiles grasses ; la densité de sa vapeur est de 6,3.

P. c. L'eau le décompose en acide arsénieux et en chlorure hydrique ; il se combine à l'ammoniaque.

P. o. Saveur très-acre ; caustique ; violent poison.

Prép. On distille un mélange d'une partie d'arsenic et de six parties de chlorure mercurique, ou bien un mélange d'acide arsénieux, de chlorure sodique et d'un excès d'acide sulfurique concentré.

F. $As^3 Cl^3$.

P. at. 2268,034.

CHLORURE SULFURIQUE.

N'existe qu'à l'état de combinaison avec l'acide sulfurique (Voyez plus bas).

CHLORURE SULFUREUX.

Syn. Bichlorure de soufre ; deutochlorure de soufre ; acide chlorosulfurique (Martens) ; chlorure hyposulfureux.

P. p. Liquide rouge-grenat foncé ; très volatil ; densité = 1,620 ; bout à $+ 64^{\circ}$; répand des vapeurs très épaisses au contact de l'air, possède une tension très forte ; la densité de sa vapeur = 3,685 (Dumas) ; il dissout le sélénium et le soufre à l'aide de la chaleur ; par refroidissement lent, ou par évaporation spontanée, ce dernier se dépose sous forme de beaux cristaux octaédriques.

P. c. L'eau en opère rapidement la décomposition ; il se dépose du soufre et il se forme de l'acide sulfureux, un peu d'acide sulfurique et du chlorure hydrique ; l'alcool et l'éther agissent avec plus d'énergie et de la même manière ; un excès d'ammoniaque sèche s'y combine et forme un composé pulvérulent jaune, auquel M. Soubeiran a donné le nom de *chlorure de soufre biammoniacal*. Lorsque le chlorure est en excès, on remarque d'abord une petite quantité d'un composé verdâtre ; bientôt après des flocons d'un rouge foncé remplissent le vase dans lequel on opère ; c'est le *chlorure de soufre ammoniacal* de M. Soubeiran ; l'ammoniaque liquide décompose le chlorure et il en résulte du sulfide azotique et un composé de celui-ci et de chlorure hyposulfureux, lequel reste combiné à 2 atomes d'ammoniaque.

P. o. Odeur vive, piquante, très désagréable ; saveur très forte.

Prép. On fait passer un courant de chlore sec sur du soufre, jusqu'à ce que celui-ci refuse d'en prendre.

Hist. Découvert par Thomson, étudié par Amédée Bertholet et M. Dumas.

F. S Cl².

P. at. 643,80.

CHLORIDE HYPOSULFUREUX.

Syn. Protochlorure de soufre.

P. p. Liquide, jaune, légèrement visqueux comme une huile grasse ; bout à $+ 138^{\circ}$; sa densité = 1,687 ; celle de sa vapeur = 4,70.

P. c. L'eau, l'alcool et l'éther le décomposent avec production de soufre et de chlorure hydrique ; traité par l'ammoniaque gazeuse et liquide, il donne les mêmes produits que le précédent ; ils sont mélangés d'une certaine quantité de soufre libre.

P. o. A peu près les mêmes que celles du chlorure sulfureux.

Prép. On agit comme pour le chlorure précédent et on interrompt l'opération pendant qu'il reste encore un excès de soufre. On le débarrasse de celui-ci par la distillation.

F. S Cl.

P. at. 422,49.

SULFATE CHLOROSULFURIQUE.

Syn. Sulfate de chlorure de soufre.

P. p. Liquide, huileux, incolore, d'une densité de 1,8207 à + 15°; distillant à + 145° et fumant avec force à l'air.

P. c. Se dissout difficilement dans l'eau et sans dégagement d'aucun gaz; après complète dissolution, ce qui n'a lieu qu'au bout de plusieurs heures on ne trouve dans le liquide que du chlorure hydrique et de l'acide sulfurique.

Prép. On fait passer de la vapeur d'acide sulfurique anhydre dans du chlorure sulfureux, refroidi à quelques degrés au-dessous de zéro et en ayant la précaution d'en laisser un léger excès. Le liquide qui en résulte entre en ébullition à + 10° et laisse dégager une quantité considérable d'acide sulfureux. Après le dégagement de ce dernier gaz, on distille à plusieurs reprises.

Hist. Sa découverte qui est due à M. H. Rose, ne date que de 1838.

F. S Cl² + 5 SO².

P. at. 3370,965.

En opérant de la même manière sur le chlorure phosphoreux et sur le chlorure sélénique, M. Rose a obtenu des composés analogues au précédent, avec lequel ils restent en combinaison. Ils sont représentés par les formules 2(S Cl² + 5 SO²) + 5 (P Cl³ + P² O³) et 2(S Cl² + 5 SO²) + 5 (Se Cl² + Se O²).

OXICHLORIDE SULFUREUX.

Syn. Acide chloro-sulfurique (Regnault).

P. p. Liquide incolore, plus dense que l'eau; bout vers + 75°; la densité de sa vapeur a été trouvée par expérience de 4,703 et par calcul de 4,65195.

P. c. Il se décompose rapidement au contact de l'eau et produit de l'acide sulfurique et du chlorure hydrique. La décomposition est beaucoup plus vive au contact de l'al-

cool ; chaque goutte qui tombe dans l'alcool produit le bruit d'un fer rouge plongé dans l'eau ; après la réaction , la liqueur renferme beaucoup d'acide sulfovinique. L'éther le décompose plus lentement.

Il s'échauffe avec l'esprit de bois et le mélange renferme beaucoup d'acide sulfométhylque et de chlorure hydrique. L'éther méthylque paraît être sans action sur l'oxichlorure sulfureux. La baryte et la chaux anhydres sont sans action sur la liqueur. Ces bases deviennent incandescentes lorsqu'on les projette dans sa vapeur ; l'ammoniaque sèche forme avec lui des vapeurs blanches épaisses qui se condensent en une poudre blanche , amorphe , constituant un acide particulier.

Prép. On fait arriver du chlore sec dans une cloche contenant du carbure bihydrique , fait au moyen de 1 partie d'alcool très concentré et de 6 parties d'acide sulfurique à 66° et que l'on a fait passer à travers deux flocons remplis d'acide sulfurique concentré. Le gaz arrive ainsi sec et chargé d'une forte proportion d'acide sulfureux.

Il en résulte un mélange de liqueur des Hollandais et d'oxichlorure sulfureux. On ne peut l'obtenir directement.

Hist. Découvert en 1838 , par M. Regnault.

F. $\text{SO}^2 \text{Cl}^2$.

P. at. 843,815.

CHLOROSULFIDE SULFAZOTIQUE.

Syn. Chlorosulfure sulfazotique (Soubeiran).

P. p. Poudre d'un jaune pur , foncé ; insoluble dans l'éther.

P. c. L'eau le dissout en entier et prend une teinte jaunâtre. Quelques instants plus tard on voit la liqueur prendre une couleur brune. Elle est troublée par une matière brune qui ne se dépose qu'avec une extrême lenteur , en même temps que la décomposition, qui est très lente , continue à se faire ; lorsqu'elle est complète , la liqueur est incolore , très acide et chargée d'ammoniaque , d'acide hyposulfureux , de chlorure hydrique et d'une trace de sulfure hydrique. Traité par l'acide sulfurique concentré , il dégage des vapeurs abondantes de chlorure hydrique. Il donne par une chaleur très modérée beaucoup de sel ammoniac , du soufre

et de l'azote chargé de vapeurs de chlorure hyposulfureux.

P. o. Odeur particulière.

Prép. On introduit du *chlorosulfure ammoniacal rouge*, dans un tube que l'on tient plongé pendant quelques heures dans l'eau bouillante.

Hist. Découvert en 1838, par M. Soubeiran.

F. Az S⁺ + S Cl.

P. at. 1114,503.

CHLORIDE SÉLÉNIEUX.

Syn. Deutochlorure de sélénium ; bichlorure de sélénium.

Prop. En petits cristaux déliés ou en masse blanche, demi-fondue, se dissolvant dans l'eau, qui le décompose ; sa vapeur est jaunâtre.

Prép. On fait passer un courant de chlore à travers un tube contenant du sélénium, jusqu'à ce que celui-ci refuse d'en prendre.

Hist. Découvert par M. Berzélius en 1817.

F. Se Cl⁺.

P. at. 1379,883.

CHLORIDE HYPOSÉLÉNIEUX.

Syn. Protochlorure de sélénium.

Prop. Liquide jaune foncé ; moins volatil que le précédent ; plus dense que l'eau ; celle-ci le convertit en acide sélénieux, en chlorure hydrique et en sélénium.

Prép. On ajoute au composé précédent, encore 3 fois autant de sélénium qu'il en contient déjà et on fait fondre le mélange.

Hist. Découvert par M. Berzélius en même temps que le précédent.

F. Se Cl.

P. at. 715,908

CHLORIDE BROMIQUE.

Syn. Chlorure de brôme.

Prop. Liquide moins coloré que le brôme ; répand des vapeurs d'un jaune foncé ; se dissout dans l'eau sans se décomposer ; possède une odeur très pénétrante ; sa saveur

est extrêmement désagréable ; sa vapeur provoque les larmes et excite la toux.

Prép. On fait passer un courant de chlore dans du brôme, jusqu'à ce que ce dernier refuse d'en dissoudre.

CHLORIDE IODIQUE

Syn. Perchlorure d'iode.

P. p. Solide, cristallin ; d'un blanc jaunâtre ; très volatil.

P. c. Une petite quantité d'eau l'altère peu ; une grande quantité de ce liquide le convertit en acide iodique et en chlorure hydrique ; l'acide sulfurique prévient cette décomposition ; l'éther le transforme peu à peu en chlorure hydrique et hypoiodé et finalement en chlorure et en iodure hydriques ; traité par un excès d'alkali, il donne un chlorure et un iodate.

P. o. Odeur irritante ; excite les larmes.

Prép. On fait passer un excès de chlore dans un flacon contenant de l'iode ; l'excès est enlevé, par un courant d'air sec.

Hist. Étudié par M. Gay-Lussac, Dumas et Serullas.

F. J Cl¹.

P. at. 1896,37.

CHLORIDE IODEUX.

Syn. Protochlorure d'iode ; trichlorure d'iode.

P. p. Liquide rouge-brun, plus dense que l'eau, ayant beaucoup de ressemblance avec le brôme.

P. c. Soluble dans l'eau sans altération ; l'éther agité avec sa dissolution aqueuse, enlève le chlorure à l'eau et se colore en brun ; cette dissolution étherée s'altère peu à peu ; il y a d'abord formation de chlorure hydrique et ensuite d'iodure hydrique.

P. o. Odeur forte et suffocante ; colore la peau en brun et la corrode.

Prép. D'après M. Kane on obtient ce chlorure en soumettant le chlorure hypoiodé à plusieurs distillations successives, par lesquelles il perd les $\frac{2}{3}$ de son iode ; ou bien en décomposant le chlorure hypoiodé par une dissolution concentrée de sublimé corrosif.

Hist. Analysé par M. Kane en 1837.

F. J Cl³.

P. at. 1453,725.

CHLORIDE HYPOIODEUX.

Syn. Chlorure d'iode.

P. p. Liquide d'un rouge foncé, soluble dans l'eau, dont on peut le séparer par le froid sous forme d'une substance rougeâtre.

P. c. Par la chaleur il se décompose en iode et en chlorure iodeux.

P. o. Odeur forte, irritant les membranes muqueuses du nez et des yeux.

Prép. On fait arriver un courant de chlore dans de l'eau contenant de l'iode bien pulvérisé.

Hist. Découvert en 1837 par M. Kane.

F. J Cl.

P. at. 1011,075.

CHLORIDE CYANIQUE GAZEUX.

Syn. Chlorure de cyanogène gazeux.

P. p. Gazeux à la pression et à la température ordinaire; cristallisable en longues aiguilles incolores à -18° ; ces cristaux se fondent à -15° et entrent en ébullition à -12° ; à $+20^{\circ}$ et à une pression de 4 atmosphères il est liquide; si ce liquide contenu dans un tube fermé à la lampe, est abandonné à lui-même, il se transforme au bout d'un certain temps en cristaux réguliers de chlorure cyanique solide, (Perroz). 1 vol. d'eau dissout 25 volumes de ce gaz; l'alcool en dissout 100 et l'éther 50 volumes.

P. c. Les alkalis le décomposent; il colore les sels ferreux en vert par l'addition d'une dissolution alcaline.

P. o. Odeur pénétrante, insupportable; excite fortement le larmolement.

Prép. Il se forme soit en faisant passer un courant de chlore dans du cyanide hydrique dilué ou sur du cyanure mercure humide et à l'abri de la lumière, soit en chauffant du mellone dans du chlore sec.

Hist. Découvert par M. Gay-Lussac.

F. Cy³ Cl².

P. at. 551,237.

CHLORIDE CYANIQUE SOLIDE.

Syn. Chlorure de cyanogène solide.

P. p. Solide, blanc, sublimable en longues aiguilles transparentes; densité = 1,32; fond à + 140°; se sublime à + 190°; soluble sans décomposition dans l'alcool absolu et l'éther.

P. c. En le faisant digérer avec de l'eau tiède il se décompose complètement en acide cyanique et en chlorure hydrique; l'ammoniaque s'y combine sous production de chlorure ammonique; le composé qui en résulte est inattaquable par l'eau.

P. o. Odeur pénétrante, analogue à celle des souris; saveur âcre piquante.

Prép. On dégage du chlore dans du cyanide hydrique anhydre, exposé aux rayons directs du soleil, ou bien, l'on chauffe du sulfocyanure potassique dans un courant de chlore.

Hist. Découvert par Sérullas.

F. $\text{Cy}^{\text{s}} \text{Cl}^{\text{a}}$.

P. at. 1653,711.

CHLOROCYANIDE HYDRIQUE.

Syn. Acide chlorocyanhydrique.

Prép. Ne précipite pas les sels d'argent; la chaleur le décompose en carbonate ammoniaque et en produits nouveaux; la même chose a lieu lorsqu'on le traite par les alkalis; sa saveur est aigre, mordicante et en même temps douceâtre.

Prép. On verse peu à peu du chlorure hydrique sur du fulminate argentique: celui-ci est d'abord converti en fulminate acide et ensuite en chlorure argentique, en cyanide hydrique et en chlorocyanide hydrique.

Hist. Découvert par M. Lieb.g.

F. $\text{C}^{\text{a}} \text{N}^{\text{a}} \text{Cl}^{\text{10}} + \text{H}^{\text{4}}$.

P. at. 2568,121.

DES BROMIDES.

BROMIDE HYDRIQUE.

Syn. Acide hydrobrômique; acide brômhydrique.

P. p. Gaz incolore; densité = 2,731; répand de fortes fumées à l'air; se dissout avec beaucoup de facilité dans l'eau; la dissolution saturée, est plus dense que celle du chlorure hydrique.

P. Elles sont exactement les mêmes que celles du chlorure correspondant, à l'exception que le brômide est décomposé par le chlore, lequel s'empare de son hydrogène et que son gaz anhydre peut se combiner au phosphure trihydrique.

P. o. Les mêmes que celles du chlorure hydrique.

Prép. On fait un mélange de brôme, de phosphore et de d'une petite quantité d'eau, on recueille le gaz qui se dégage.

Hist. Découvert par M. Balard en 1826.

F. H Br.

P. at. 990,786.

BROMHYDRATE DE PHOSPHURE TRIHYDRIQUE.

Syn. Hydrobrômate d'hydrogène phosphoré.

P. p. Cristaux incolores; sublimables sans décomposition dans le vide ou dans un gaz exempt d'oxygène.

P. c. Chauffé à l'air il s'enflamme et continue à brûler; attire l'humidité et laisse dégager du phosphure trihydrique dépourvu de la propriété de s'enflammer spontanément à l'air; lorsqu'on l'arrose d'eau, la décomposition est plus rapide et se fait avec une vive effervescence.

Prép. On fait arriver en même temps dans une cloche remplie de mercure, du brômide et du phosphure hydriques secs.

Hist. Découvert par Sérullas.

F. $H^3P + HBr$.

P. at. 710,255.

BROMIDE AZOTEUX.

Syn. Azoture de brôme.

P. p. Liquide, d'une couleur rouge foncée, d'un aspect oléagineux; plus dense que l'eau, très volatil.

P. c. Au contact de l'eau il se détruit plus facilement que le chlorure; le phosphore et l'arsenic le font détonner avec une grande violence; l'ammoniaque liquide le décompose; ses autres propriétés sont analogues à celles du chlorure correspondant.

P. o. Il répand une odeur fétide et irrite fortement les yeux.

Prép. On fait arriver goutte à goutte une solution de bromure alcalin, sur du chlorure azoteux.

Hist. Découvert à la fin de 1837, par M. Millon.

F. N Br³.

P. at. 1555,977.

BROMIDE SILICIQUE.

Syn. Brômure de silicium.

P. p. Liquide, incolore, fumant fortement à l'air; solide entre -12° et -15° ; bout à $+148 - 150^{\circ}$; plus dense que l'acide sulfurique.

P. c. L'eau a la même action sur le bromure que sur le chlorure silicique; l'acide sulfurique le décompose; il se forme de l'acide sulfureux et de l'acide silicique et le brôme devient libre; il enflamme le potassium et fait explosion avec lui.

Prép. On fait passer de la vapeur de brôme à travers un tube étroit de porcelaine, contenant un mélange d'acide silicique et de charbon chauffé au rouge; le bromure est recueilli dans un récipient fortement refroidi; on le débarrasse d'un excès de brôme en le distillant sur du mercure.

Hist. Découvert par Serullas.

F. Si Br².

P. at. 2934,918.

BROMIDE CARBONIQUE.

Syn. Deutobromure de carbone.

Prop. Il est sous forme d'écaillés cristallines, blanches,

très friables ; se fond à environ $+ 50^{\circ}$ et se sublime à une température plus élevée en aiguilles d'un éclat nacré ; plus dense que l'eau ; à peine soluble dans ce liquide ; très soluble dans l'alcool et l'éther.

P. c. Il n'est décomposé ni par les acides concentrés, ni par les alkalis ; il ne précipite pas l'azotate argentinique.

P. o. Onctueux au toucher ; saveur acre et brûlante ; odeur éthérée.

Prép. On sature par du brôme de l'alcool de 0,833 ; on y ajoute une dissolution alcoolique de potasse jusqu'à ce que la liqueur soit incolore ; on distille la majeure partie de l'alcool et on précipite le bromide par l'eau.

Hist. Découvert par M. Loewig.

F. C Br³.

P. at. 1054,744.

BROMIDE CARBONEUX.

Syn. Protobromure de carbone.

Prop. Liquide incolore ; très volatil ; à $+ 5^{\circ}$ et au-dessous il est solide et cristallin, comme le camphre ; il est peu soluble dans l'eau ; odeur éthérée : saveur douce.

Prép. On mêle dans un vase un peu élevé, une partie d'iodide carbonique et deux parties de brôme. Il se fait une décomposition avec sifflement, dégagement de chaleur et formation de bromide iodique et carboneux. Le premier s'enlève facilement par de l'eau légèrement alcaline.

Hist. Découvert par Serullas.

F. Inconnue ; probablement CBr.

BROMIDE PHOSPHORIQUE.

Syn. Deutobromure de phosphore.

P. p. Solide, jaune, fumant à l'air ; fusible en un liquide rouge, qui donne par le refroidissement des cristaux rhomboédriques ; sublimable en aiguilles entrelacées.

P. c. L'eau le décompose avec dégagement de chaleur en acide phosphorique et en chlorure hydrique ; le chlore en chasse le brôme.

Prép. On verse avec précaution, un excès de brôme sur du phosphore contenu dans un flacon rempli d'acide

carbonique; la réaction est des plus vives et accompagnée d'un fort dégagement de chaleur et de lumière.

F. P^2Cl^{10} .

P. at. 5283,82.

BROMIDE PHOSPHOREUX.

Syn. Protobromure de phosphore.

F. p. Liquide, jaunâtre, très-volatil, fumant à l'air; ne se solidifie pas encore à -15° .

P. c. L'eau le transforme en acide phosphoreux et en chlorure hydrique; il peut dissoudre une certaine quantité de phosphore, sans qu'il devienne solide.

Prép. On distille le bromide précédent avec 0,3 de son poids de phosphore.

Hist. Les bromides phosphorique et phosphoreux ont été découverts par M. Balard, en 1826.

F. P^2Br^6 .

P. at. 3327,20.

BROMIDE ARSÉNIEUX.

Syn. Bromure d'arsenic.

P. p. Cristaux prismatiques incolores; fusibles entre $+20^{\circ}$ et $+25^{\circ}$; entre en ébullition à $+220^{\circ}$; fume très-peu à l'air.

P. c. Attire l'humidité de l'air et se liquéfie; une grande quantité d'eau le transforme en acide arsénieux et en bromide hydrique.

P. o. Très-vénéneux.

Prép. On projette de l'arsenic en poudre dans du brome, jusqu'à ce qu'il ne se produise plus de déflagration, puis on distille.

Hist. Découvert par M. Serullas.

F. As^2Br^4 .

P. at. 3875,00.

BROMIDE SULFURIQUE.

Syn. Bromure de soufre.

P. p. Liquide rougeâtre, d'un aspect oléagineux; fumant à l'air.

P. c. L'eau n'agit que faiblement à la température ordinaire, mais au degré de l'ébullition il se fait entendre

une légère explosion et il se forme de l'acide sulfurique et du sulfide et du bromide hydriques; le chlore le décompose.

Prép. On verse du brôme sur du soufre bien divisé et on distille.

Hist. Découvert en 1826, par M. Balard.

F. Inconnue.

BROMIDE SÉLÉNIQUE.

Syn. Brômure de sélénium.

Prop. Masse solide de couleur orangée et soluble dans l'eau.

Prép. On fait tomber du sélénium, par petites portions, dans du brôme, jusqu'à ce que celui-ci en soit saturé. Une grande quantité de calorique se dégage au moment de la combinaison.

Hist. Découvert par Serullas.

F. Inconnue.

BROMIDE IODIQUE.

Syn. Brômure iodique; deutobromure d'iode.

Prop. Liquide d'une couleur très-foncée.

V. Plus bas les autres propriétés.

Prép. On verse un excès de brôme sur de l'iode et on distille.

F. Inconnue.

BROMIDE IODEUX.

Syn. Brômure iodeux; protobromure d'iode.

Prop. Solide, volatil sous forme de vapeurs rougeâtres dont la condensation produit des cristaux feuilletés de la 3^{ème} couleur.

Les deux bromides d'iode sont solubles dans l'eau; la dissolution décolore immédiatement le papier de tournesol; la pile la réduit en brôme qui se rend au pôle électropositif et en iode qui se rend au pôle électro-négatif, sans qu'il se forme aucun autre composé de ces corps.

Prép. On traite le brôme par un excès d'iode.

Hist. La découverte des bromides iodique et iodeux est due à M. Balard et date de l'année 1826.

F. Inconnue.

BROMIDE CYANIQUE.

Syn. Brômure de cyanogène.

Prop. Cristallise en forme de petits cubes incolores, très-volatils; à $+15^{\circ}$ il est gazeux; très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; odeur très-pénétrante, irritante; agit comme poison.

Prép. On distille à une faible chaleur, un mélange de cyanure mercurique et de brôme.

F. $\text{Cy}^3. \text{Br}^2.$

P. at. 1308,22.

DES IODIDES.

IODIDE HYDRIQUE.

Syn. Acide kelpique ; acide hydriodique ; acide iodhydrique.

P. p. Gazeux , incolore , fumant fortement à l'air ; densité = 4,443 d'après M. Gay-Lussac ; mais de 4,3849 d'après le calcul ; se dissout très facilement dans l'eau , et forme un liquide incolore d'une densité de 1,71 , bouillant à + 128°.

P. c. Chauffé , il se décompose partiellement en iode et en hydrogène ; lorsqu'on le mélange préalablement avec de l'air ou avec de l'oxygène , sa décomposition est complète ; tous les corps oxidés qui cèdent facilement leur oxygène , tels que les acides azotique , sulfurique , chlorique , iodique , etc. , agissent de même ; sa dissolution dans l'eau se brunit à l'air et se décompose lentement ; de l'iode se dépose ; le chlore et le brome s'emparent de son hydrogène ; il se combine avec le phosphure trihydrique et forme avec lui un composé en tout semblable à celui que donne le bromide hydrique avec ce même gaz.

P. o. Les mêmes que celles des composés précédents correspondants.

Prép. On fait fondre sous une couche de verre pilé , un mélange d'une partie de phosphore et de neuf parties d'iode : lorsque la fusion est complète et que le vase est refroidi , on y verse une quantité suffisante d'eau pour humecter le verre. Le gaz iodide hydrique se dégage à l'instant et on le recueille dans des flacons bien secs et remplis d'air. Comme il est décomposé par le mercure on ne peut employer le bain de ce métal pour se le procurer. Une dissolution aqueuse de ce corps s'obtient en faisant passer un courant de sulfide hydrique à travers de l'eau contenant de l'iode bien pulvérisé et jusqu'à ce que la liqueur soit incolore.

Hist. Découvert en 1813, par M. Gay-Lussac.

F. H^3I^3 .

P. at. 1591,979.

IODHYDRATE DE PHOSPHURE TRIHYDRIQUE.

Syn. Hydriodate d'hydrogène phosphoré.

P. p. Les mêmes que celles du bromhydrate.

P. c. L'eau le décompose de la même manière que le bromhydrate ; l'ammoniaque gazeuse le convertit en iodure ammoniacal et en gaz phosphure trihydrique spontanément inflammable ; les acides concentrés le décomposent ; le chlorate, le bromate et l'iodate potassiques l'enflamment à la température ordinaire ; l'azotate et le perchlorate ne produisent cet effet qu'à l'aide de la chaleur ; il décompose le bromure mercurique : l'iode s'empare du métal et le brôme se porte sur le phosphore.

Prép. On l'obtient de la même manière que le bromhydrate correspondant.

Hist. Découvert par M. Dulong, étudié par Serullas et par M. H. Rose.

F. $\text{H}^3\text{P}+\text{HI}$.

P. at. 1010,852.

IODIDE AZOTEUX.

Syn. Iodure d'azote, poudre intactile.

P. p. Poudre, d'un brun noirâtre, insoluble dans l'eau.

P. c. Lorsqu'il est bien sec, le moindre attouchement le fait détonner ; en même temps on aperçoit une lumière violette ; lorsqu'il est humide la détonnation n'est provoquée qu'à l'aide de la chaleur ou de la percussion. Les corps combustibles le décomposent. L'eau bouillante le transforme en iodure hydrique, en acide iodique et en ammoniaque. Le chlorure hydrique et les alkalis agissent de même.

Prép. On fait le mélange d'une dissolution alcoolique d'iode et d'ammoniaque et on recueille le précipité qui se forme.

F. N^2I^2 .

P. at. 4915,53.

IODIDE CARBONIQUE.

Syn. Deutoiodure de carbone ; sesquiodure de carbone.

P. p. Cristallise sous forme de paillettes cristallines, jaunes; d'une densité double de celle de l'eau, dans laquelle elles sont insolubles; solubles dans l'alcool et dans l'éther; il est mauvais conducteur de l'électricité et sublimable sans décomposition à la température de l'eau bouillante.

P. c. A +120° il se fond et se décompose en abandonnant de l'iode et en donnant un résidu charbonneux; la potasse caustique et le chlore le décomposent également; la première n'agit que lentement, l'action du second est instantanée.

P. o. Odeur aromatique, safranée.

Prép. On verse une dissolution alcoolique de potasse caustique dans une dissolution également alcoolique d'iode, jusqu'à ce que celle-ci soit complètement décolorée; on distille une partie de l'alcool et on précipite le restant par de l'eau, le précipité est lavé, dissous de nouveau dans l'alcool pour le soumettre à une évaporation lente.

F. Cl².

P. at. 2445,688.

IODIDE CARBONEUX.

Syn. Protoiodure de carbone.

P. p. Liquide oléagineux, transparent, faiblement jaunâtre, volatil; plus dense que l'acide sulfurique; très-peu soluble dans l'eau.

P. c. Il se décompose à l'air et se colore en rouge et ensuite en brun; cette coloration est due à de l'iode qui devient libre; le chlore le décompose rapidement; il est sans action sur le potassium.

P. o. Odeur étherée pénétrante; saveur douce, persistante, accompagnée d'une sensation de froid.

Prép. On distille un mélange intime de chlorure mercurique et de l'iodide précédent, dans une cornue dont le col plonge dans l'eau: le chlorure se rassemble au fond du vase. On le purifie en le lavant avec de la potasse et ensuite avec de l'eau.

Hist. La découverte des deux iodides de carbone est due à M. Serullas. L'analyse exacte en a été faite par M. Mitscherlich.

F. Cl².

P. at. 1655,938.

IODIDES DE PHOSPHORE.

Syn. Iodures de phosphore.

L'iode et le phosphore se combinent en diverses proportions : la combinaison se fait toujours avec dégagement de calorique et sans dégagement de lumière, lorsqu'il n'y a pas contact d'air ou d'oxygène.

Tous ces composés se font directement et à l'aide d'une faible chaleur. M. Gay-Lussac a observé que l'on obtient : avec 1 de phosphore et 8 d'iode, un corps d'un rouge orangé; fusible à $+100^{\circ}$ et sublimable sans décomposition; l'eau le décompose; du phosphure trihydrique se dégage, du phosphore coloré en rouge se dépose, et de l'acide phosphoreux et de l'iodide hydrique restent en dissolution.

Avec 1 de phosphore et 16 d'iode un composé d'un gris foncé, fusible à $+29^{\circ}$; capable de décomposer l'eau et de se transformer complètement en acide phosphoreux et en iodide hydrique. D'après cette dernière propriété sa formule doit être représentée par $P^2 I^6$.

Avec 1 de phosphore et 24 d'iode, un produit noir, fusible à $+46^{\circ}$; l'eau le convertit en acide phosphorique et en iodide hydrique ioduré.

IODIDE ARSÉNIEUX.

Syn. Iodure d'arsénic.

P. p. Cristaux rouges, fusibles en une masse d'une couleur rouge-briquetée, à cassure cristalline; sublimables.

P. c. Une grande quantité d'eau le dissout sans résidu; peu d'eau le décompose; il se forme alors de l'iodide hydrique qui se dissout, et des paillettes cristallines, blanches, composées d'acide et d'iodide arsénieux et d'eau, en rapports variables (Plisson). Ce dernier composé jaunit et perd son eau à une douce chaleur; à une température élevée, il se sublime d'abord de l'iodide et ensuite de l'acide arsénieux; l'iodide arsénieux se combine avec une nouvelle quantité d'iode, qui n'a pas encore été déterminée.

Prép. On fait digérer trois parties d'arsenic en poudre fine avec 10 parties d'iode et 100 parties d'eau. Quand il ne se manifeste plus d'odeur d'iode, on décante, on évapore et on laisse cristalliser.

Hist. Découvert par M. Plisson.

F. $As^2 I^6$.

P. at. 5678,584.

IODIDE SULFURIQUE.

Syn. Iodure de soufre.

Le soufre et l'iode ont peu d'affinité l'un pour l'autre. Lorsque l'on chauffe légèrement un mélange de 4 parties d'iode et d'une partie de soufre on obtient une masse cristalline, brillante, d'un gris d'acier. Si l'on dépasse un peu la température à laquelle la combinaison a lieu, l'iode se dégage et l'on obtient du soufre réduit pour résidu.

IODIDE CYANIQUE.

Syn. Iodure de cyanogène.

Prop. Cristaux blancs, aiguillés, volatils à $+45^{\circ}$; solubles sans décomposition dans l'eau, l'alcool et l'éther.

Prép. On distille un mélange de cyanure mercurique ou argentique et d'iode (Wöhler); ou mieux d'après M. Mitscherlich, un mélange de cyanure mercurique, d'iode et d'eau.

F. $\text{Cy}^2 \text{I}$.

P. at. 1999,402.



DES FLUORIDES.

FLUORIDE HYDRIQUE.

Syn. Acide fluorique, acide hydrofluorique; fluorure hydrique.

P. p. Liquide, incolore, d'une densité = 1,0609; fume fortement à l'air; bout à une température un peu supérieure à celle de + 15°; à — 40° il est encore liquide.

P. c. L'une de ses propriétés les plus remarquables est celle d'attaquer fortement l'acide silicique et le verre; son affinité pour l'eau est très-forte: il s'y combine en faisant entendre le même bruit qu'y produit l'acide sulfurique anhydre; il dissout le silicium non rougi au feu; les métaux alcalins, le fer, le manganèse et le zinc le décomposent; mélangé à l'acide azotique il forme un composé analogue à l'eau régale, qui n'attaque ni l'or, ni le platine, mais le silicium rougi au feu et le titane. Il y a dégagement d'oxide azotique.

P. o. Odeur piquante, pénétrante; il est très-délétère et produit sur la peau des ampoules ou des ulcères très-douloureux et très-difficiles à guérir.

Prép. Comme il attaque le verre, on se sert de vases métalliques: ils sont en or, en platine, ou en plomb; on décompose le fluorure calcique par de l'acide sulfurique concentré; le récipient doit être entouré de glace.

Us. Gravure sur verre; analyse des silicates.

Hist. Schwankhardt de Nuremberg s'en servit en 1670, pour graver sur verre; Scheele le décrivit en 1771, mais comme il opéra dans des vases en verre il ne l'obtint pas pur; Wenzel est le premier qui ait employé, en 1783, des vases métalliques et qui par conséquent l'ait préparé exempt de silice.

F. $H^2 F^2$.

P. at. 1073,888.

FLUORIDE SILICIQUE.

Syn. Fluorure ou fluure de silicium ; acide fluorique silicé.

P. p. Gaz incolore, fumant à l'air ; d'une densité de 3,574, d'après J. Davy et de 3,600 d'après M. Dumas ; rougit fortement le papier de tournésol.

P. c. Du potassium que l'on fait chauffer dans du gaz fluoride silicique, y brûle à une certaine température ; du silicium est mis à nu ; il ne chasse pas à la température ordinaire, l'acide carbonique des carbonates alcalins secs ; ces sels ainsi que les borates ne l'absorbent pas, tandis que plusieurs fluorures et les oxides hydratés en condensent une grande quantité ; l'eau et l'alcool le dissolvent et le décomposent ; il condense un volume double d'ammoniaque et forme avec elle un composé particulier.

P. o. Odeur particulière, suffocante, analogue à celle du chlorure hydrique.

Prép. On introduit un mélange de fluorure calcique et de verre ou de silice bien pulvérisés dans un appareil convenable, et on y ajoute six parties d'acide sulfurique concentré. Le gaz est recueilli sur le mercure, dans des vases parfaitement secs.

Hist. Ce composé fut connu de Scheele et de Bergmann ; Priestley fut le premier qui le distingua comme gaz particulier ; la différence précise qui existe entre lui et le fluorure hydrique n'a été connue que par le travail de MM. Gay-Lussac et Thénard.

F. Si F².

P. at. 978,715.

FLUOSILICIDE HYDRIQUE.

Syn. Acide hydrofluosilicique, fluorure hydrosilicique.

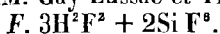
P. p. Liquide incolore, fumant fortement à l'air ; bout à une température supérieure à + 100°.

P. c. Il ne peut être obtenu anhydre ; lorsqu'on le chauffe le fluorure silicique se dégage et il reste du fluorure hydrique ; il forme avec les oxides alcalins des sels qui au moment de leur formation, ont un aspect gélatineux et sont peu solubles dans l'eau ; ils sont formés de fluorure silicique et d'un fluorure métallique ; il n'attaque point le verre.

P. o. Saveur franchement acide.

Prép. On dégage du fluoride silicique dans de l'eau, mais comme celui-ci en est absorbé avec une très grande avidité, il faut faire plonger le tube dans une couche de mercure, qui par sa densité se trouvera au fond du vase et empêchera le contact immédiat du gaz et de l'eau; lorsque la liqueur est saturée, on filtre pour en séparer l'acide silicique qui s'est formée; on l'obtient encore en dissolvant de l'acide silicique dans du fluorure hydrique assez faible.

Hist. Indiqué par Scheele et Bergmann; analysé par MM. Gay-Lussac et Thénard.



P. at. 2696,373.

FLUORIDE BORIQUE.

Syn. Fluorure de bore; acide fluoborique.

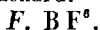
P. p. Gaz incolore, fumant très fortement à l'air; d'une densité de 2,3700 suivant Davy, et de 2,3124 suivant M. Dumas.

P. c. Il rougit fortement le papier de tournésol; charbonne et détruit les substances organiques; la plupart des métaux sont sans action sur lui; les métaux alcalins et des terres alcalines le décomposent à une haute température; l'eau en absorbe 700 fois son volume; la densité du liquide est de 1,77; il a l'aspect de l'acide sulfurique concentré.

P. o. Odeur piquante, suffocante.

Prép. On chauffe un mélange de parties égales de spath fluor, de borax sec, et de douze parties d'acide sulfurique concentré. Si on veut faire dissoudre le fluorure dans l'eau, il faut faire plonger le tube conducteur dans une couche de mercure.

Hist. Découvert en 1810, par MM. Gay-Lussac et Thénard.



P. at. 827,607.

FLUOBORIDE HYDRIQUE.

Syn. Acide hydrofluoborique; acide fluoborhydrique.

P. p. Liquide incolore; densité = 1,77; fume fortement à l'air; bout à une température assez élevée.

P. c. N'attaque pas le verre; les oxides le décomposent de la même manière que le précédent; il résulte de leur union du fluoride borique qui se combine à un fluorure métallique.

P. p. Saveur caustique.

Prép. On fait arriver du gaz fluoride borique dans de l'eau jusqu'à saturation et en employant les mêmes précautions que pour le fluosilicid hydrique; ensuite on filtre.

Hist. Découvert en 1810, par MM. Gay-Lussac et Thénard.

F. $H^2F^2 + BF^2$.

P. at. 1073,888.

FLUORIDE PHOSPHOREUX.

Syn. Fluorure de phosphore.

Prop. Liquide volatil, fumant à l'air.

P. c. Il est susceptible de s'enflammer; l'eau le décompose en acide phosphoreux et en fluoride hydrique.

Prép. On distille dans un vase de platine un mélange de fluoride plombique ou mercurique et de phosphore.

Hist. Découvert par Davy.

F. P^2F^6 .

P. at. 1093,686.

FLUORIDE ARSÉNIEUX.

Syn. Fluorure d'arsenic.

P. p. Liquide incolore, fumant à l'air; densité = 2,73, d'après M. Unverdorben.

P. c. L'eau le transforme en acide arsénieux et en fluoride hydrique; il attaque le verre, du fluoride silicique se dégage et il reste de l'acide arsénieux.

Prép. On distille dans un vase de platine un mélange de spath-fluor, d'acide arsénieux et d'acide sulfurique.

F. As^2F^6 .

P. at. 1641,484.

FLUORIDE SULFURIQUE.

Syn. Fluorure de soufre.

Prop. Liquide, volatil, fumant à l'air.

Prép. S'obtient de la même manière que le précédent en remplaçant le phosphore par du soufre.

Hist. Découvert par Davy.

F. Inconnue.

DES CYANIDES.

CYANIDE HYDRIQUE.

Syn. Acide prussique; acide hydrocyanique; acide cyanhydrique.

Et. nat. Une foule de substances organiques telles que les feuilles de laurier cérisse, l'écorce du prunus padus, les amandes amères et les noyaux d'un grand nombre d'autres fruits, produisent du cyanide hydrique lorsqu'on les distille avec de l'eau; il est cependant probable que celui-ci n'y préexiste pas.

P. p. Liquide; incolore; extrêmement volatil; densité 0,7058 à +7° et 0,6969 à +18°; bout à 26,5°; solide et cristallisé à —15°; densité de sa vapeur = 0,9476; très soluble dans l'eau et dans l'alcool.

P. c. Rougit faiblement le papier de tournésol; se décompose promptement même à l'abri du contact de l'air; il se convertit en cyanure ammoniac et en une substance brunâtre qui se dépose; s'il contient de l'eau, la décomposition est moins rapide et il se forme du formiate ammoniac; la chaleur, le chlore, le brome et le potassium le décomposent; les oxides salifiables le transforment en eau et en cyanures métalliques; sa vapeur est inflammable: de l'eau, 2 volumes d'acide carbonique et 1 volume d'azote sont les produits de la combustion; l'oxide cuivrique le décompose exactement de la même manière.

P. o. Concentré, c'est un des plus violents poisons que l'on connaisse; une goutte suffit pour produire une mort presque instantanée; saveur d'abord fraîche, puis brûlante, laissant dans la gorge un arrière goût très prononcé d'amandes amères, accompagné d'un sentiment désagréable; odeur semblable à celle d'amandes amères.

Prep. On décompose le cyanure mercurique ou potassique par du chlorure hydrique que l'on fait rougir à l'aide de la chaleur; la vapeur, que l'on a soin de faire passer à travers un tube contenant du marbre et du chlorure calcique, se condense dans un flacon entouré de glace.

Us. Employé en médecine.

Hist. Isolé d'abord par Scheele ; examiné de nouveau et analysé par M. Gay-Lussac.

F. $H^3 C^3 N^3$ ou $H^2 Cy^3$.

P. at. 342,39.

CYANIDE AZOTEUX.

Syn. Azoture de cyanogène.

P. p. Gazeux incolore.

P. c. Très facilement décomposable par l'eau , à l'air il répand d'épaisses vapeurs blanches ; le phosphore le fait détonner.

Prép. On instille une dissolution médiocrement étendue de cyanure potassique dans du chlorure azotique. Si la dissolution est trop concentrée , il y a explosion ; si elle est trop étendue , il y a décomposition du gaz.

Hist. Découvert par M. Millon en 1837.

F. $N Cy^3$?

P. at. 583,383 ?

MELLONIDE HYDRIQUE.

Syn. Acide hydromellonique ; acide mellonhydrique.

P. p. Poudre blanche , très peu soluble dans l'eau et dans l'alcool froids ; plus soluble dans ces mêmes liquides bouillants.

P. c. Rougit à peine le papier de tournesol ; soluble sans décomposition dans les acides azotique et sulfurique ; à la chaleur d'une lampe à alcool , il se transforme en une substance jaunâtre qui disparaît peu à peu sous dégagement de vapeur d'eau et de cyanure ammoniac ; la potasse caustique le décompose à la manière du cyanure hydrique.

P. o. Insigne et inodore.

Prép. On décompose la dissolution encore chaude et concentrée du mellonure potassique par l'acide acétique , on évapore toute la masse à siccité et on la traite à l'alcool qui ne dissout que l'acétate potassique ; on peut aussi décomposer le mellonure plombique par le sulfure hydrique.

Hist. Entrevu par M. Liebig en 1834 , découvert et analysé par M. Gmëlin en 1835.

F. $H^2 C^5 N^3$.

P. at. 1174,245.

ACIDE AZULMIQUE.

P. p. Poudre brune, insoluble dans l'eau et dans l'alcool.

P. c. Se décompose à une température élevée en paracyanogène et en carbonate ammonique; l'acide azotique le dissout et le transforme en acide paracyanique; les alkalis le dissolvent avec beaucoup de facilité et prennent une couleur foncée.

Prép. La matière brune qui se forme par la décomposition spontanée du cyanide hydrique est traitée par la potasse caustique et la dissolution précipitée par un acide.

Hist. Découvert par Boullay; étudié de nouveau par M. Johnston en 1836.

F. $H^2 C^s N^4$ d'après Boullay et $H^2 C^s N^4 + 2 aq.$ d'après M. Johnston. Si cette dernière est exacte, le mellone est polymère du radical de l'acide azulmique.

P. at. de l'acide anhydre, 595,865.



DES MÉTAUX

EN GÉNÉRAL.

Les éléments auxquels on a donné le nom de *métaux*, sont au nombre de 41. La seule propriété qui les distingue réellement des métalloïdes, est celle de former des oxides salifiables. En effet, quelqu'autre caractère que l'on invoque, celui-ci n'appartient jamais exclusivement aux métaux et est partagé par un ou plusieurs métalloïdes : tels sont, par exemple, l'éclat, la densité, le pouvoir conducteur du calorique et du fluide électrique, etc.

ÉTAT NATUREL DES MÉTAUX.

Un petit nombre de métaux se trouve à l'état de pureté dans la nature, tels sont : l'or, l'argent. La plupart y existent à l'état de combinaison binaire ou à l'état de sel.

PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DES MÉTAUX.

Ils se distinguent principalement par leur éclat particulier (éclat métallique), leur peu de transparence et leur faculté conductrice du calorique et du fluide électrique.

Un grand nombre d'entre eux sont connus sous forme cristalline, qui est généralement le cube ou l'octaèdre, et nul doute, que tous ne possèdent la propriété de prendre cette forme. Tous sont fusibles, mais à des températures très différentes (mercure et platine); plusieurs sont volatils (potassium et zinc).

Leur densité est très variable, comme on peut s'en assurer par le tableau suivant.

Ils sont en partie ductiles et malléables, en partie cassants; très peu sont d'une dureté assez grande pour rayer le verre.

Leur couleur varie du blanc au gris; trois d'entre eux font cependant exception; l'or est jaune; le cuivre et le titane sont rouges.

TABLEAU

DES PRINCIPALES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DES MÉTAUX.

NOMS.	COULEUR.	DENSITÉ.	DURETÉ.	DILATATION de 0° à + 10°.	POINT DE FUSION.	POINT DE VOLATILISATION.	DATE ET AUTEURS DE LA DÉCOUVERTE.
Aluminium.	Blanc d'étain ,	—	—	—	—	—	Woehler , 1827.
Antimoine.	Id.	6,702 , Brisson , 6,723 , Bœckmann ,	Cassant ,	1,0010833 Smeaton ,	432° C.	Rouge vif.	Basile Valentin , au 16 ^{me} siècle.
Argent.	Blanc ,	10,474 , Brisson , 10,51 , martelé ,	Mou ,	1,001088 Guyton de Morveau ,	22° W. 1022° C. Daniell.	Chaleur blanche intense.	—
Barium.	Blanc grisâtre ,	Plus dense que l'acide sul- furique concentré ,	Id.	—	Au-dessous de la cha- leur rouge.	Chaleur blanche.	Davy , 1808.
Bismuth.	Blanc rougeâtre ,	9,822 , Brisson , 9,831 , Hérapath ,	Cassant ,	1,00139167 Smeaton ,	248° C.	Id.	Agricola , 1546?
Cadmium.	Blanc grisâtre ,	8,604 , Stromeyer , 8,659 , Hérapath , 8,694 , martelé ,	Mou ,	—	Au-dessous de la cha- leur rouge.	Rouge vif.	Hermann et Stro- meyer , 1827.
Calcium.	Blanc ,	—	Id.	—	—	—	Davy , 1808.
Cerium.	Gris d'acier ,	—	—	—	—	—	Berzelius et Hisinger , 1803.
Chrome.	Blanc grisâtre ,	5,0 , Richter ,	Dur , très cassant ,	—	Au-delà de 160° W.	—	Vauquelin , 1797.
Cobalt.	Id.	8,71 , Lampadius ,	Assez dur , peu ductile ,	—	145° W.	—	Brandt , 1733.
Colombium.	Gris de fer ,	—	—	—	—	—	Hatchett , 1801.
Cuivre.	Rouge ,	8,667 , Brisson , 8,5 à 9,0 Hérapath , 8,878 , en fil ,	Mou , ductile ,	1,0018411 Dul. et Petit 1,001709 , Horner ,	27° W. 1092° C. Daniell.	Chaleur blanche intense.	—
Etain.	Blanc ,	7,291 , Brisson , 7,285 , Hérapath . 7,299 , laminé ,	Id.	1,0024833 , Smeaton ,	228° C.	Rouge vif.	—
Fer.	Gris clair ,	7,788 , Brisson , moyenne = 7,6 , Karsten ,	Id.	1,0012666 Dul. et Petit 1,001446 , Halstrom ,	155° W.	—	Brandt , 1733.
Glucinium.	Gris foncé ,	—	—	—	—	—	Woehler , 1828.
Iridium.	Gris ,	15,588 , Berzelius , 15,882 , en poudre , 23,0 , Breithaupt , (pur) ,	—	—	—	—	Tennant , 1803.
Lantane.	Id.	—	—	—	—	—	Mosander , 1839.
Lithium.	Blanc ,	—	Mou ,	—	—	—	Davy , 1818.
Magnesium.	Blanc d'argent ,	—	Dur ,	—	27° W.	—	Davy , 1808.
Manganèse.	Blanc grisâtre ,	8,013 , John ,	Très-cassant ,	—	180° W.	—	Giln , 1774.
Mercure.	Blanc d'argent ,	13,568 à + 17° , Brisson , et Cavendish , 14,4 solide à - 14° ,	liquide ,	1,01772 , Cavendish , $\frac{1}{534}$ Dulong et Petit ,	- 39° C.	360° C.	—
Molybdène.	Id.	8,6 , Bucholz ,	Dur , cassant ,	—	Au de-là de 160° W.	—	Hjelm , 1782.
Nickel.	Id.	8,279 Richter , 8,66 , martelé ,	Dur , ductile ,	—	160° W.	—	Cronstedt , 1751
Or.	Jaune ,	19,25 , Brisson ,	Mou , très ductile ,	1,001475 , Guyton de Morveau ,	32° W. 1102° C. Daniell.	Chaleur blanche intense.	—
Osmium.	Gris bleuâtre ,	10,0 , Berzelius , 7,0 , en poudre ,	—	—	—	—	Tennant , 1803.
Palladium.	Blanc d'argent un peu rougeâtre ,	11,3 à 11,8 , Wollaston , 12,1 , martelé ,	Mou , ductile ,	1,00100 , Wollaston ,	150°—160° W.	—	Wollaston , 1803.
Platine.	Blanc un peu gri- sâtre ,	21,25 martelé } Wollaston , 21,4—5 en fil }	Id.	1,0009839 , Dulong et Petit ,	175° W.	—	—
Plomb.	Gris ,	11,325 , Brisson , 11,445 pur ,	Id.	1,002902 , Horner , 1,002866 , Smeaton ,	262° C.	Rouge intense.	—
Potassium.	Blanc d'étain ,	0,865 à + 15° , Gay-Lussac ,	Mou , se laisse pé- trir entre les doigts ,	—	53° C.	Au-dessous d rouge.	Davy , 1807.
Rhodium.	Blanc grisâtre ,	au de-là de 11,0 , Wollaston ,	Cassant ,	—	—	—	Wollaston , 1803.
Sodium.	Blanc d'argent ,	0,972 à + 15° , Gay-Lussac , 0,935 , Davy ,	Mou ,	—	90° C.	Rouge intense.	Davy , 1807.
Strontium.	Blanc grisâtre ,	entre 4,0 et 5,0 , Clarke ,	Id.	—	Chaleur r u e .	Chaleur blan che	Davy , 18 8 .
Tellure.	Id.	6,1379 , Magnus , 6,2578 , Berzelius ,	Très-cassant ,	—	Entre 262 et 432 .	R u g e inten e .	Müller et Berthol- d , et Klaproth , 1782
Thorium.	Gris foncé ,	—	—	—	—	—	Berzelius , 1828.
Titane.	Rouge de cuivre ,	5,0 , Wollaston ,	Très dur , cassant .	—	—	—	Klaproth , 1794.
Tungstène.	Gris foncé ,	17,22 à 17,6 , Allen et Aik n. d'Elhuyart ,	Il.	—	Au de-là de 160 W.	—	Les freres d Elhuyart .
Urane.	id.	9,0 ? Bucholz ,	—	—	Diffi ilement fusible .	—	Klaproth , 1782 .
Vanadium.	Blanc d'argent ,	—	Peu ductile ,	—	—	—	Sefström , 1830.
Yttrium.	Blanc grisâtre ,	—	Cassant ,	—	—	—	Woehler , 1828.
Zinc.	Blanc bleuâtre ,	6,961 , Brisson , 7,19 à 7,21 , laminé ,	Cassant ; entre 100 et 150° ductile ,	1,002968 , Horner , 1,00310833 Smeaton , (Zinc laminé) .	411° C. Daniell.	Rouge intens .	Paracel e ?
Zirconium.	Gris foncé ,	—	—	—	—	—	Berzelius , 1823.

PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DES MÉTAUX.

Action de l'oxygène. Les métaux absorbent des quantités d'oxygène très différentes et s'éloignent les uns des autres sous le rapport de l'affinité pour ce gaz.

Les uns s'y combinent directement à une température même très inférieure (potassium, manganèse); d'autres ne s'oxydent qu'à une température plus ou moins élevée (plomb, zinc); quelques-uns ne sont pas directement oxidables, à quelque température que ce soit, (or, platine).

La combinaison de l'oxygène est généralement accompagnée d'un dégagement plus ou moins vif de calorique et de lumière, en raison de l'affinité plus ou moins forte des deux éléments, des quantités mises en présence et de la nature même du métal et des composés oxygénés auxquels il donne naissance.

Ainsi par exemple la combustion sera plus complète pour un métal volatil ou dont le composé oxygéné est volatil, que pour un métal fixe ou donnant un composé fixe, (zinc, antimoine). Elle le sera encore pour un métal à oxide fusible (fer).

L'action de l'air atmosphérique sur les métaux est en général la même que celle de l'oxygène pur, avec la différence qu'elle est moins énergique que celle de ce dernier gaz.

L'action de l'un et de l'autre gaz, est modifiée par la présence de l'eau, qui concourt alors à l'oxidation par l'oxygène qu'elle renferme.

Plusieurs métaux ne possèdent qu'un seul degré d'oxidation. Il est toujours *basique*; un grand nombre en ont 2; d'autres 3 et même 4 ou 5. Quelques-uns forment des acides.

Oxides métalliques.

Et. nat. Il n'existe dans la nature qu'un petit nombre d'oxides purs; la plupart sont combinés soit avec des acides soit avec d'autres oxides; certains degrés d'oxidation ne sont même que le produit de l'art.

P. p. Elle sont très variées pour chaque oxide en particulier; ils sont tous solides à la température ordinaire, seule propriété qui leur soit commune.

P. c. Elles peuvent être plus facilement étudiées d'une manière générale que les propriétés physiques.

Action de la chaleur. Un petit nombre d'oxides est complètement réduit par l'exposition à une température plus ou moins élevée (oxides aurique, argentique); d'autres ne perdent qu'une partie de leur oxigène (peroxides manganique, plombique); la plupart sont inaltérables; tous sont fixes; plusieurs sont fusibles.

Action du fluide électrique. Tous sont décomposables par la pile.

Action de l'oxigène. Elle paraît être nulle à la température ordinaire, lorsque l'un et l'autre sont secs; par l'intermédiaire de l'eau plusieurs oxides peuvent absorber une certaine quantité d'oxigène et se transformer en un degré d'oxidation supérieur; à l'aide de la chaleur un petit nombre d'oxides peut également s'en approprier une plus grande quantité (oxides potassique, barytique).

Action de l'hydrogène. L'hydrogène, par sa grande affinité pour l'oxigène et sa tendance à former de l'eau, enlève celui-ci à tous les oxides des métaux qui ne sont point compris dans les trois premières divisions et les réduit complètement; il ramène les peroxides des métaux des deux premières divisions, à l'état d'oxides; à cet effet il est nécessaire qu'il soit aidé par la chaleur.

Action du carbone. Le charbon à une température convenable réduit les mêmes oxides que l'hydrogène et de plus, ceux de potassium et de sodium, sur lesquels ce dernier n'a aucune action. Il se dégage, pendant la réaction, de l'oxide ou de l'acide carboniques et quelques fois ces deux gaz à la fois. Quelques métaux, tels que le potassium, le fer, s'unissent au carbone et forment des carbures.

Action du silicium et du bore. A cause de la grande analogie qu'il y a entre ces deux corps et le carbone, on présume que leur action sur les oxides est la même que celle de ce dernier élément. La seule différence doit consister en ce que les acides silicique et borique n'étant pas volatils comme l'est l'acide carbonique il doit en résulter une certaine quantité de silicate ou de borate. Quelques métaux forment aussi des borures et des siliciures.

Action du soufre. Le soufre décompose les oxides des deux premières divisions, de manière à former un sulfate et un sulfure. Il est sans action sur ceux de la 3^{me}. Ceux des autres

sections sont généralement convertis en sulfures, tandis que le soufre l'est en acide sulfureux. Toutes ces réactions n'ont lieu qu'à l'aide d'une chaleur plus ou moins forte.

Par l'intermède de l'eau, l'action du soufre est bien différente et pour bien des oxides elle devient déjà sensible à la température ordinaire. Les oxides des métaux appartenant aux deux premières divisions sont couverts partiellement en sursulfures et en hyposulfites. Son action sur les autres est encore inconnue, on sait seulement que quelques uns de ceux qui abandonnent facilement leur oxygène se réduisent sous production d'acide sulfurique.

Action du sélénium. Elle est la même que celle du soufre, à l'exception, que là où celui-ci produit de l'acide sulfurique ou des sulfates, l'on n'obtient que de l'acide sélénieux ou des sélénites.

Action du phosphore. Elle a beaucoup d'analogie avec celle du soufre. En effet, là où le soufre produit de l'acide sulfurique ou un sulfate, il y a formation d'acide phosphorique et de phosphate. Par l'intermède de l'eau il se forme un hypophosphite et du gaz phosphure trihydrique qui se dégage.

Action de l'arsenic. Elle est à peu près la même que celle du phosphore.

Action du chlore. Le chlore sec décompose tous les oxides par l'intermède de la chaleur, à l'exception de ceux de la troisième division. Il en résulte des chlorures ou des chlorides et un dégagement d'oxygène.

Le chlore humide a une action toute différente. Tantôt il forme un chlorate et un chlorure, tantôt un hypochlorite et un chlorure ou un oxidochlorure. L'action décomposante du chlore est rendue plus énergique, par la présence du carbone. A l'aide de celui-ci il décompose même les oxides de la troisième division. Il se dégage alors en même temps de l'acide ou de l'oxide carboniques.

Action du brome. Elle est la même que celle du chlore, à l'exception qu'elle est moins énergique et qu'il ne décompose pas la magnésie à sec.

Action de l'iode. A l'énergie près, elle est à peu près la même que celle du brome; l'iode ne forme cependant pas des composés correspondants aux hypochlorites et aux hypobromites.

Action des métaux. Elle est très variée, suivant l'affinité,

la température, le degré de fusion et de volatilité des uns et des autres. Lorsqu'il y a décomposition, elle peut être complète ou partielle. Il en résulte généralement un alliage.

Action de l'eau. Très peu d'oxides sont solubles dans l'eau. La plupart forment des hydrates avec elle. Quelques uns la décomposent pour s'oxider davantage.

- *Action des acides.* L'action des acides est très différente suivant la nature et la composition des oxides. Les uns s'y combinent directement et forment des sels; les autres ne le peuvent qu'en prenant ou en abandonnant une certaine quantité d'oxigène.

Division des oxides. M. Dumas, les divise en 4 sections.

La 1^{re} comprend les *oxides basiques*. Ce sont ceux qui jouent constamment le rôle de composé électro-positif (potasse).

La 2^{me} est formée des *oxides indifférents*, ou des oxides qui tantôt sont électro-positifs, tantôt électro-négatifs dans leurs combinaisons (alumine).

Dans la 3^{me} il place les *oxides singuliers* (sous oxides et peroxydes). Ceux-ci ne s'unissent ni aux bases, ni aux acides, mais abandonnent sous l'influence de ces derniers une certaine quantité d'oxigène ou de métal pour se transformer soit en oxide basique ou indifférent.

Dans la 4^{me} il range les *oxides salins*, ou les oxides, composés de manière à ce qu'on puisse les considérer comme formés de deux oxides de même métal, se tenant mutuellement lieu d'acide et de base (oxide ferroso-ferrique).

P. o. Tous les oxides sont inodores et à l'exception de ceux des deux premières divisions, ils sont sans saveur; plusieurs sont vénéneux.

Prép. Diverses méthodes sont mises en pratique pour l'obtention des oxides métalliques. Elles se modifient d'après le degré d'affinité du métal pour l'oxigène. Les principales consistent :

1° A chauffer le métal au contact de l'air ou de l'oxigène pur (zinc, plomb).

2° A le mettre en contact avec de l'eau à la température ordinaire (potassium, sodium), ou à une température élevée (fer).

3° A décomposer un sel soluble dans l'eau par une base plus énergique que celle qu'il contient.

4° A décomposer un azotate, un carbonate ou un sulfate par la chaleur.

5° A fondre le métal à oxider avec du nitre.

6° A décomposer partiellement un peroxide, par la chaleur.

7° A chauffer un mélange d'un oxide supérieur avec une partie du même métal, pour le ramener à un degré inférieur d'oxidation.

8° A traiter un oxide par le suroxyde hydrique ou un hypochlorite pour l'oxider davantage.

Us. Plusieurs sont employés en médecine, d'autres dans les arts, la plupart le sont dans les laboratoires.

Hist. Un grand nombre d'oxides sont connus dès la plus haute antiquité ; ils étaient désignés sous le nom de *terres* ou de *chaux métalliques*. Ce n'est que depuis Lavoisier, que leur nature a été parfaitement déterminée. Après les travaux de ce chimiste, ce sont surtout ceux de Davy et de M. Berzelius qui ont le plus contribué à jeter du jour sur l'histoire des oxides en général.

Acides métalliques.

Plusieurs métaux ont la propriété de former des acides en tout analogues pour leurs propriétés aux acides métalloïdiques. Ils sont en général plus facilement décomposables que les oxides de leurs métaux, lorsqu'on les place dans les mêmes circonstances.

ACTION DE L'HYDROGÈNE ET DE L'AZOTE SUR LES MÉTAUX.

L'hydrogène et l'azote n'ont aucune action sur les métaux à quelque température qu'on les expose. Quelques métaux se combinent avec ces deux gaz d'une manière indirecte et forment des hydrures et des azotures. Le tellure seul forme un composé électro-négatif avec l'hydrogène (telluride hydrique).

ACTION DU SILICIUM, DU BORE ET DU CARBONE SUR LES MÉTAUX.

Le silicium, le bore et le carbone ne forment des combinaisons qu'avec deux ou trois métaux. Nous les examinerons en faisant l'histoire de chaque métal en particulier.

ACTION DU PHOSPHORE SUR LES MÉTAUX.

Un grand nombre de métaux peut se combiner immédiatement avec le phosphore à une température plus ou moins élevée et produire ainsi un ou plusieurs phosphures.

Phosphures métalliques.

P. p. Tous sont solides, cassants ; la plupart ont le brillant métallique, sont cristallisables et plus fusibles que les métaux qu'ils contiennent, à moins que ceux-ci ne possèdent un point de fusion très inférieur.

P. c. Plusieurs subissent une décomposition plus ou moins complète à une température élevée ; l'oxygène et l'air atmosphérique secs ne semblent pas les altérer à la température ordinaire ; à une température élevée il en résulte souvent un phosphate, ou si celui-ci est décomposable à la chaleur, de l'acide phosphorique et un métal réduit. Plusieurs phosphures peuvent être décomposés par l'eau. Ce sont surtout les phosphures des métaux alcalins. Il en résulte du phosphure trihydrique et un hypophosphite.

P. o. Tous sont inodores et seraient probablement insipides, si l'eau contenue dans la salive n'en décomposait quelques uns. Ceux qui possèdent cette dernière propriété, ont une action très délétère sur l'économie animale.

Prép. Voici les principales méthodes que l'on emploie pour les préparer,

1° On met le métal, convenablement chauffé en contact avec de la vapeur de phosphore.

2° On fait un mélange d'acide phosphorique ou de surphosphate calcique vitrifiés, de charbon et de métal et on l'expose à une haute température.

3° On mêle un phosphate métallique avec de la poudre de charbon et on le chauffe.

4° On traite un oxide ou un chlorure métalliques, chauffés au rouge, par du gaz phosphure trihydrique.

Hist. Ils ont été entrevus par Margraff et étudiés par M. Pelletier.

ACTION DE L'ARSÉNIC SUR LES MÉTAUX.

L'arsenic a une action bien analogue à celle du phosphore. Il forme des arséniures qui ont à peu près les mêmes propriétés que les phosphures. Pour les obtenir on peut suivre

les mêmes procédés en ayant soin de remplacer l'acide phosphorique par l'acide arsénieux. Ils sont tous très vénéneux.

ACTION DU SOUFRE SUR LES MÉTAUX.

Le soufre s'unit directement à presque tous les métaux et assez souvent avec dégagement de calorique et de lumière. La plupart des métaux forment autant de sulfures que d'oxydes. Un atome d'oxygène y est généralement remplacé par un atome de soufre.

Sulfures métalliques.

Et. nat. On ne connaît que douze sulfures dans la nature. Quelques uns s'y trouvent en petite quantité, d'autres en masses très considérables.

P. p. Ils sont tous solides et cassants, la plupart cristallisent et possèdent le brillant métallique, même à un degré assez élevé; peu sont translucides ou volatils; ils sont généralement plus fusibles que les métaux qui les fournissent, si ceux-ci ne se fondent qu'à une température élevée.

P. c. Plusieurs se décomposent complètement ou en partie, par l'action de la chaleur; l'air et l'oxygène secs sont sans action à la température ordinaire; à une température très élevée ils convertissent les sulfures alcalins en sulfates et les autres en métaux réduits ou en oxydes métalliques et en acide sulfureux; à la température du rouge brun, quelques uns de ces derniers donnent outre les produits indiqués une partie de sulfate. Le chlore, (et probablement aussi le brome et l'iode) décompose la plupart des sulfures, et donne lieu à un chlorure métallique et à du chlorure hypo-sulfureux et sulfureux. Le charbon réduit quelques sulfures, sous production de sulfide carbonique. Quelques métaux enlèvent tout ou une partie de soufre à certains sulfures. Un petit nombre de sulfures est soluble dans l'eau. Plusieurs sont décomposés, par l'intermédiaire de ce liquide au moyen de l'oxygène ou d'un acide. Quelques uns peuvent s'unir avec l'oxyde du même métal et former un *oxidosulfure*. Les sulfures très électropositifs se combinent aux sulfides et forment des *sulfosels*.

Prop. o. Tous sont inodores, et la plupart insipides; ceux qui sont solubles sont vénéneux.

Prép. On peut se procurer des sulfures par l'emploi de l'un ou de l'autre des procédés suivants :

1° On chauffe un mélange de soufre et de métal ou bien l'on fait passer de la vapeur de soufre sur un métal préalablement rougi au feu.

2° On chauffe un mélange d'un excès de soufre et d'un oxide.

3° On chauffe un mélange intime d'un sulfate et de charbon.

4° On soumet un oxide métallique à l'action simultanée de la chaleur et du sulfide hydrique ou carbonique.

5° On décompose un sel métallique par un courant de sulfide hydrique.

6° On décompose un sel métallique par un sulfure alkalin.

Us. Plusieurs sont employés dans les arts et en médecine.

Hist. Plusieurs sulfures sont connus de temps immémorial et le soufre a toujours été regardé comme le *minéralisateur* des métaux. Les travaux de MM. Gay-Lussac et Berzelius ont beaucoup contribué à les faire connaître d'une manière générale.

ACTION DU SÉLÉNIUM SUR LES MÉTAUX.

Tous les métaux que l'on a mis jusqu'ici en contact avec le sélénium, s'y sont combinés directement et ont formé des composés analogues à ceux que ces mêmes éléments forment avec le soufre.

Séléniures métalliques.

Leurs propriétés sont exactement les mêmes que celles des sulfures correspondants, sauf, que partout où ceux-ci produisent de l'acide sulfurique ou sulfureux il ne se forme que de l'acide sélénieux. Il n'y a d'exception que lorsqu'on traite les séléniures par un azotate alkalin, cas dans lequel ils donnent un séléniate. Ils ne sont connus que depuis la découverte du sélénium qui ne date que de l'année 1817. On les obtient de la même manière que les sulfures.

ACTION DU CHLORE SUR LES MÉTAUX.

La plupart des métaux se combinent au chlore même à la température ordinaire ou à une température peu élevée; la combinaison a souvent lieu avec dégagement de lumière et de chaleur; il en résulte des chlorures et des chlorides, dont la composition correspond d'ordinaire aux oxides du même métal.

Chlorures et chlorides métalliques.

Et. n. Un petit nombre se trouve dans la nature et la plupart en dissolution dans l'eau.

P. p. Le plus grand nombre est à l'état solide, quelques uns sont liquides à la température ordinaire et dans ce cas très volatils; tous sont fusibles et plus denses que l'eau.

P. c. La plupart résistent assez bien à l'action du calorique; quelques uns seulement sont décomposés par la chaleur; l'oxygène est sans action sur les chlorures des 2 premières divisions; la plupart des chlorides sont transformés par lui en oxido-chlorures, ou en chlore et en oxides; l'hydrogène décompose tous les chlorures et chlorides autres que ceux appartenant aux métaux des trois premières divisions; il y a production de chlorure hydrique et réduction du métal; le soufre, le sélénium, le phosphore et l'arsenic sont sans action sur les chlorures des métaux des trois premières divisions et décomposent plus ou moins facilement ceux des autres divisions, suivant leur degré d'affinité pour les métaux ou pour le chlore; l'action des métaux sur les chlorures est à peu près la même que celle que ces mêmes éléments exercent sur les oxides correspondants; l'eau dissout un très grand nombre de chlorures et de chlorides; quelques-uns y sont presque entièrement insolubles; d'autres s'y décomposent, de manière, à former un oxido-chlorure insoluble et du chlorure hydrique, à la faveur duquel une partie du chlorure ou du chlorure métallique reste dissoute dans la liqueur sans être décomposée; les acides secs sont sans action sur les chlorures et chlorides secs; par l'intermédiaire de l'eau tous ceux qui y sont solubles sont décomposés par les acides forts ou fixes; les oxides énergiques décomposent la plupart des chlorures dont les métaux fournissent des oxides plus faibles; ils se fait un échange de chlore et d'oxygène.

P. o. Le plus grand nombre est inodore, ceux qui sont très volatils ont une odeur pénétrante; leur saveur est salée ou métallique; plusieurs sont corrosifs et très vénéneux.

Prép. Les chlorures et chlorides se préparent:

1° Par voie directe, en mettant du chlore gazeux en contact avec un métal.

2° Par décomposition d'un oxide métallique par du chlorure hydrique.

3° Par dissolution d'un métal dans du chlorure hydrique ou de l'eau régale.

4° Par décomposition d'un oxide métallique par le chlore

5° Par l'action simultanée du charbon et du chlore sur un oxide métallique.

6° Par décomposition d'un chlorure ou d'un chlorure par un autre métal.

7° Par l'action du chlorure hydrique sur un sulfure ou un carbonate métalliques.

8° Par l'action du chlorure sodique, de l'acide sulfurique et de la chaleur sur un sel formé par un acide et un oxide métalliques.

9° Par voie de double décomposition.

Us. Plusieurs sont employés dans les arts, en médecine et dans l'économie domestique.

Hist. Certains chlorures sont connus depuis les temps les plus reculés. Cependant la date de leur véritable composition ne se rapporte qu'à l'époque du travail de MM. Gay-Lussac et Thénard sur la nature du chlore.

ACTION DU BROME ET DE L'IODE SUR LES MÉTAUX.

Elle est à peu près la même que celle du chlore.

Brômures et brômides, iodures et iodides métalliques.

Et. nat. On ne trouve dans la nature que les brômures sodique, calcique et magnésique, et les iodures sodique et argentique.

P. p. Elles sont presque les mêmes que celles des chlorures.

P. c. Exactement les mêmes que celles des chlorures ou des chlorides correspondants, sauf qu'ils sont presque tous, décomposés par le chlore. Les iodures et les iodides le sont en outre par le brôme.

Prép. On emploie les mêmes méthodes que celles indiquées pour la préparation des chlorures et des chlorides; leurs usages sont à peu près analogues.

Hist. Leur existence ne date que depuis la découverte du brôme et de l'iode.

ACTION DU FLUORE SUR LES MÉTAUX.

Elle est encore inconnue jusqu'ici; mais il est probable qu'elle est analogue, sinon plus énergique que celle du chlore.

Fluorures et fluorides métalliques.

Syn. Fluates; fluures; phtorures.

Et. nat. On ne trouve qu'un petit nombre de fluorures à l'état naturel ; le plus abondant de tous est le fluorure calcique.

P. p. La plupart sont solides ; tous sont plus ou moins fusibles ; quelques uns sont volatils ; plusieurs sont insolubles dans l'eau.

P. o. Leur action sur les couleurs végétales s'ils sont solubles, n'est jamais nulle, comme l'est celle de la plupart des chlorures ; les fluorures ramènent au bleu le papier de tournesol rougi par un acide, les fluorides rougissent le papier bleu. L'acide sulfurique concentré les transforme en sulfates : du fluorure hydrique se dégage ; si le fluorure est mélangé avec de la silice ou avec du verre, le produit est du fluorure silicique. Ils ne précipitent point les sels argentiques ; ils n'éprouvent aucune action de la part des corps combustibles.

P. o. Ceux qui sont volatils sont très délétères.

Prép. Ceux qui sont insolubles se préparent par voie de double décomposition, de même que ceux qui sont volatils. Les autres se font par l'action du fluorure hydrique sur un oxyde métallique.

Us. On emploie le fluorure ammoniac dans la gravure sur verre.

Hist. Davy, fut le premier qui admit l'analogie des fluorures avec les chlorures.

ACTION DU CYANOGENÈNE SUR LES MÉTAUX.

Quelques métaux se combinent directement au cyanogène, d'autres le décomposent. Ces premiers forment des cyanures ou cyanides correspondant aux chlorures et chlorides des mêmes métaux.

Cyanures et cyanides métalliques.

P. p. Sont tous solides à la température ordinaire ; plusieurs sont solubles dans l'eau et cristallisables.

P. c. Tous les cyanures métalliques à l'exception des cyanures alcalins anhydres sont décomposables à la chaleur ; le chlorure hydrique décompose la plupart ; ils s'unissent généralement au cyanure ferreux pour former des cyanosels.

P. o. Ils sont en général très délétères.

Prép. On les obtient :

1° Par la combinaison directe du cyanogène aux métaux

2° Par l'action du cyanide hydrique sur un oxide métallique.

3° Par la décomposition d'un oxisel soluble au moyen d'un cyanure soluble

4° Par la calcination d'un cyanosel

5° Par décomposition du cyanure ferrosferrique au moyen d'un oxide métallique.

Usages. Quelques uns sont employés dans les arts, et en médecine.

Hist. Les cyanures ne sont bien connus que depuis la découverte du cyanogène (1).

ACTION DES MÉTAUX ENTRE EUX.

La plupart des métaux peuvent se combiner entre eux et former ce que l'on nomme des *alliages* ou des *amalgames*.

Alliages et amalgames.

Et. nat. La nature ne nous présente qu'un assez petit nombre de ces composés et la plupart de ceux que l'on connaît sont le résultat de l'art.

P. p. Elles sont presque les mêmes que celles des métaux; plusieurs cristallisent, la plupart sont plus cassants, plus durs et plus fusibles que ne le sont, terme moyen, leurs principes constituants; au reste toutes ces propriétés varient suivant la prédominance de tel ou de tel métal sur tel ou tel autre.

P. c. Elles varient pour chaque alliage et se modifient suivant la quantité de chacun des métaux employés.

P. o. Elles sont également très variables.

Us. Un petit nombre en est employé dans les arts.

Hist. Plusieurs sont connus de tous temps, d'autres ne datent que des temps modernes. Tel est l'alliage fusible de Darcet.

ACTION DE L'EAU SUR LES MÉTAUX.

Tous les métaux sont insolubles dans l'eau, plusieurs la

(1) M. Berzélius comprend sous le nom de *sels haloides*, les composés métalliques du chlore, du brome, etc., ce même chimiste applique celui de *sels amphides*, aux composés résultant de l'action d'un acide, d'un sulfide, etc., sur un oxide, un sulfure, etc. Nous avons préféré adopter la manière dont M. de Bonsdorff envisage les sels haloides simples et doubles, sans néanmoins attacher la moindre importance à une pareille division.

décomposent à la température ordinaire ; le plus grand nombre à une température élevée.

ACTION DES MÉTALLOIDES OXIGÉNÉS SUR LES MÉTAUX.

La plupart sont décomposés à une température plus ou moins élevée, par tous les métaux qui sont directement oxydables. Le composé métalloïde est ou totalement décomposé ou converti en un composé moins oxygéné. Quelques uns, peuvent s'unir à certains métaux sans éprouver le moindre changement (oxyde carbonique et potassium). Toutes ces réactions trouveront leur place dans l'histoire de chaque métal en particulier.

ACTION DES MÉTALLOIDES HYDROGÉNÉS SUR LES MÉTAUX.

Un grand nombre et surtout ceux qui ont des propriétés électro négatives sont décomposés par la plupart des métaux, qui alors s'emparent de l'élément électro-négatif.

Propriétés organoleptiques des métaux.

Tous sont insipides à l'état de pureté ; quelques uns possèdent une odeur très particulière, (le cuivre, l'étain) ; plusieurs sont délétères.

Extraction des métaux.

Voici le résumé des méthodes employées :

1° Le potassium et le sodium s'extraient en chauffant fortement leurs oxides hydratés avec du fer ou du charbon.

2° Le barium, le strontium, le calcium et le lithium, par l'action de la pile.

3° Le magnésium, et les métaux de la troisième division par la décomposition de leurs chlorures anhydres au moyen du potassium.

4° Le mercure et l'antimoine par la calcination de leur sulfure avec de la chaux ou du fer.

5° L'or, l'argent en les alliant au plomb ou au mercure et en oxydant le plomb ou en volatilissant le mercure.

6° Le platine, le palladium, le rhodium et l'iridium, par la calcination du chlorure double de ces métaux et d'ammoniaque.

7° La plupart des autres métaux , par la décomposition de leurs oxides au moyen du charbon ou de l'hydrogène.

Usages des métaux.

Comme tous les métaux ne sont pas destinés aux mêmes usages , nous nous bornons à indiquer ceux que l'on emploie le plus fréquemment dans les arts et l'industrie. Ce sont le fer , le cuivre , le plomb , l'étain , le zinc , l'argent , l'or , le platine et le mercure.

Historique

Très peu de métaux étaient connus des anciens, la plupart n'ont été découverts que depuis la fin du siècle dernier.

Classification des métaux.

Plusieurs classifications ont été proposées. La plupart des auteurs allemands ont conservé l'ancienne division des métaux alcalins , terreux , nobles etc. Je pense qu'il faut , si non bannir totalement ces noms de la nomenclature chimique , au moins les réserver pour le langage ordinaire. M. Thénard et Ampère ont chacun proposé une classification basée sur des principes différents. Dernièrement MM. Regnault et Martens ont fait subir quelques changements assez importants et basés sur une étude plus complète des éléments métalliques , à celle de M. Thénard. Celle que j'ai adoptée , se trouve indiquée dans le tableau ci-joint et me paraît assez facile à saisir pour ne pas exiger d'explication ultérieure. Elle a quelques rapports avec celle d'Ampère qui de son côté a été modifiée par M. Despretz. En la proposant je ne crois point avoir fait grande chose , car en chimie une classification naturelle est impossible et partant, quelque soit celle que l'on suivra , elle sera toujours bonne lorsqu'elle comprendra tous les métaux connus.

TABLEAU DE LA CLASSIFICATION DES MÉTAUX.

		MÉTAL COMPOSÉ.	Ammonium.																																				
MÉTAUX.	Non acidifiables, à oxides indécomposables par la chaleur.	Formant des sels blancs ou incolores, avec des acides blancs ou incolores.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">Décomposant l'eau à une température inférieure à 200°.</td> <td style="border: none; text-align: center;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A oxides décomposables par le chlore sec.</td> <td style="border: none; text-align: center;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A carbonates solubles dans l'eau.</td> <td style="border: none; text-align: center;">I.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Potassium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Sodium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Lithium.</td></tr> </table> </td> </tr> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A carbonates insolubles</td> <td style="border: none; text-align: center;">II.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Barium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Strontium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Calcium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Magnesium.</td></tr> </table> </td> </tr> </table> </td> </tr> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A oxides indécomposables par le chlore sec.</td> <td style="border: none; text-align: center;">III.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Yttrium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Glucium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Aluminium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Zirconium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Thorium.</td></tr> </table> </td> </tr> </table> </td> </tr> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">Décomposant l'eau à une température élevée.</td> <td style="border: none; text-align: center;">IV.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Zinc.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Cadmium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Étain.</td></tr> </table> </td> </tr> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">Ne décomposant pas l'eau.</td> <td style="border: none; text-align: center;">V.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Plomb.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Bismuth.</td></tr> </table> </td> </tr> </table>	Décomposant l'eau à une température inférieure à 200°.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A oxides décomposables par le chlore sec.</td> <td style="border: none; text-align: center;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A carbonates solubles dans l'eau.</td> <td style="border: none; text-align: center;">I.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Potassium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Sodium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Lithium.</td></tr> </table> </td> </tr> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A carbonates insolubles</td> <td style="border: none; text-align: center;">II.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Barium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Strontium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Calcium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Magnesium.</td></tr> </table> </td> </tr> </table> </td> </tr> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A oxides indécomposables par le chlore sec.</td> <td style="border: none; text-align: center;">III.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Yttrium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Glucium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Aluminium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Zirconium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Thorium.</td></tr> </table> </td> </tr> </table>	A oxides décomposables par le chlore sec.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A carbonates solubles dans l'eau.</td> <td style="border: none; text-align: center;">I.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Potassium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Sodium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Lithium.</td></tr> </table> </td> </tr> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A carbonates insolubles</td> <td style="border: none; text-align: center;">II.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Barium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Strontium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Calcium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Magnesium.</td></tr> </table> </td> </tr> </table>	A carbonates solubles dans l'eau.	I.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Potassium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Sodium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Lithium.</td></tr> </table>	Potassium.	Sodium.	Lithium.	A carbonates insolubles	II.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Barium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Strontium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Calcium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Magnesium.</td></tr> </table>	Barium.	Strontium.	Calcium.	Magnesium.	A oxides indécomposables par le chlore sec.	III.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Yttrium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Glucium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Aluminium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Zirconium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Thorium.</td></tr> </table>	Yttrium.	Glucium.	Aluminium.	Zirconium.	Thorium.	Décomposant l'eau à une température élevée.	IV.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Zinc.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Cadmium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Étain.</td></tr> </table>	Zinc.	Cadmium.	Étain.	Ne décomposant pas l'eau.	V.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Plomb.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Bismuth.</td></tr> </table>	Plomb.	Bismuth.
			Décomposant l'eau à une température inférieure à 200°.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A oxides décomposables par le chlore sec.</td> <td style="border: none; text-align: center;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A carbonates solubles dans l'eau.</td> <td style="border: none; text-align: center;">I.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Potassium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Sodium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Lithium.</td></tr> </table> </td> </tr> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A carbonates insolubles</td> <td style="border: none; text-align: center;">II.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Barium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Strontium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Calcium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Magnesium.</td></tr> </table> </td> </tr> </table> </td> </tr> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A oxides indécomposables par le chlore sec.</td> <td style="border: none; text-align: center;">III.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Yttrium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Glucium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Aluminium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Zirconium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Thorium.</td></tr> </table> </td> </tr> </table>	A oxides décomposables par le chlore sec.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A carbonates solubles dans l'eau.</td> <td style="border: none; text-align: center;">I.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Potassium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Sodium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Lithium.</td></tr> </table> </td> </tr> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A carbonates insolubles</td> <td style="border: none; text-align: center;">II.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Barium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Strontium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Calcium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Magnesium.</td></tr> </table> </td> </tr> </table>	A carbonates solubles dans l'eau.	I.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Potassium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Sodium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Lithium.</td></tr> </table>	Potassium.	Sodium.	Lithium.	A carbonates insolubles	II.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Barium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Strontium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Calcium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Magnesium.</td></tr> </table>	Barium.	Strontium.	Calcium.	Magnesium.	A oxides indécomposables par le chlore sec.	III.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Yttrium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Glucium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Aluminium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Zirconium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Thorium.</td></tr> </table>	Yttrium.	Glucium.	Aluminium.	Zirconium.	Thorium.												
			A oxides décomposables par le chlore sec.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A carbonates solubles dans l'eau.</td> <td style="border: none; text-align: center;">I.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Potassium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Sodium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Lithium.</td></tr> </table> </td> </tr> <tr> <td style="border: none; text-align: center;">A carbonates insolubles</td> <td style="border: none; text-align: center;">II.</td> <td style="border: none;"> <table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Barium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Strontium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Calcium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Magnesium.</td></tr> </table> </td> </tr> </table>	A carbonates solubles dans l'eau.	I.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Potassium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Sodium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Lithium.</td></tr> </table>	Potassium.	Sodium.	Lithium.	A carbonates insolubles	II.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Barium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Strontium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Calcium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Magnesium.</td></tr> </table>	Barium.	Strontium.	Calcium.	Magnesium.																						
			A carbonates solubles dans l'eau.	I.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Potassium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Sodium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Lithium.</td></tr> </table>	Potassium.	Sodium.	Lithium.																															
			Potassium.																																				
	Sodium.																																						
	Lithium.																																						
	A carbonates insolubles	II.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Barium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Strontium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Calcium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Magnesium.</td></tr> </table>	Barium.	Strontium.	Calcium.	Magnesium.																																
	Barium.																																						
	Strontium.																																						
Calcium.																																							
Magnesium.																																							
A oxides indécomposables par le chlore sec.	III.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Yttrium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Glucium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Aluminium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Zirconium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Thorium.</td></tr> </table>	Yttrium.	Glucium.	Aluminium.	Zirconium.	Thorium.																																
Yttrium.																																							
Glucium.																																							
Aluminium.																																							
Zirconium.																																							
Thorium.																																							
Décomposant l'eau à une température élevée.	IV.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Zinc.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Cadmium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Étain.</td></tr> </table>	Zinc.	Cadmium.	Étain.																																		
Zinc.																																							
Cadmium.																																							
Étain.																																							
Ne décomposant pas l'eau.	V.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Plomb.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Bismuth.</td></tr> </table>	Plomb.	Bismuth.																																			
Plomb.																																							
Bismuth.																																							
Non acidifiables, à oxides décomposables par la chaleur.	Formant des sels colorés.	Décomposant l'eau à une température élevée. . VI.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Tantale.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Cérium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Fer.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Cobalt.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Nickel.</td></tr> </table>	Tantale.	Cérium.	Fer.	Cobalt.	Nickel.																															
		Tantale.																																					
		Cérium.																																					
		Fer.																																					
		Cobalt.																																					
Nickel.																																							
Ne décomposant pas l'eau. VII.	VII.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Cuivre.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Urane.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Rhodium.</td></tr> </table>	Cuivre.	Urane.	Rhodium.																																		
Cuivre.																																							
Urane.																																							
Rhodium.																																							
Formant des sels blancs ou incolores avec des acides blancs ou incolores. VIII.	VIII.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Mercure.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Argent.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Palladium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Platine.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Iridium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Or.</td></tr> </table>	Mercure.	Argent.	Palladium.	Platine.	Iridium.	Or.																															
Mercure.																																							
Argent.																																							
Palladium.																																							
Platine.																																							
Iridium.																																							
Or.																																							
Formant des sels colorés IX.	IX.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Osmium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Titane.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Tantale.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Tungstene.</td></tr> </table>	Osmium.	Titane.	Tantale.	Tungstene.																																	
Osmium.																																							
Titane.																																							
Tantale.																																							
Tungstene.																																							
Par voie directe. X.	X.	<table border="0" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr><td style="border: none;">Molybdene.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Vanadium.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Chrome.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Mangauese.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Antimoine.</td></tr> <tr><td style="border: none;">Tellure.</td></tr> </table>	Molybdene.	Vanadium.	Chrome.	Mangauese.	Antimoine.	Tellure.																															
Molybdene.																																							
Vanadium.																																							
Chrome.																																							
Mangauese.																																							
Antimoine.																																							
Tellure.																																							
Acidifiables.	Par voie indirecte. XI.	XI.																																					

OXISELS.

Et. n. A peine un dixième des sels connus se trouve dans la nature ; la plupart sont le produit de l'art.

P. p. La plupart des sels métalliques peuvent être obtenus à l'état cristallin ; leur couleur varie suivant la nature de la base et de l'acide ; leur densité est plus forte que celle de l'eau ; un très grand nombre est plus ou moins soluble dans ce liquide , d'autres s'y dissolvent à peine ; ils sont en général moins solubles dans l'alcool et dans l'éther ; quelques uns sont volatils ; d'autres sont fusibles et fixes au feu ; lorsqu'ils sont anhydres ils donnent le plus souvent un verre transparent à l'état liquide et opaque lorsqu'il est refroidi ; ils éprouvent alors ce que l'on appelle *la fusion ignée* ; lorsqu'ils contiennent de l'eau, ils se boursoufflent et la perdent d'abord. Si elle est en quantité suffisante, le sel s'y fond plus ou moins complètement avant de l'abandonner et éprouve *la fusion aqueuse*.

Action de la chaleur. Un grand nombre de sels peut être décomposé par la chaleur ; ce sont surtout ceux dont la base ou l'acide ou dont tous les éléments ou composés sont peu fixes ou peu stables lorsqu'on les expose à une certaine température (carbonate calcique, azotate mercurique).

Action de la pile. Aucun sel, s'il est humecté, hydraté ou dissous, ne résiste à l'action d'un courant voltaïque suffisamment énergique. La décomposition se fait ordinairement de manière que l'acide du sel et l'oxigène de la base se portent vers le pôle positif et le métal réduit vers le pôle négatif de la pile.

Action de la lumière. Elle n'est sensible que sur les sels d'or, d'argent et de mercure.

Action des métalloïdes. Elle varie trop, suivant chaque genre de sels sur lequel on les fait agir, pour pouvoir présenter quelques vues générales. Cette étude trouvera mieux sa place lorsque nous traiterons des propriétés de chaque genre en particulier.

Action des métaux. L'action des métaux sur les sels anhydres et à une température plus ou moins élevée est très variable et toujours en rapport avec l'affinité du métal employé pour l'un ou l'autre élément du sel mis en expérience.

Ainsi le potassium et le sodium décomposeront et réduiront même la plupart des sels formés par les autres métaux.

Il sera facile de prévoir tous les corps composés ou simples qui pourront résulter de cette réaction.

Les métaux agissent différemment sur les solutions salines. Plusieurs ont la propriété de les décomposer de manière à en précipiter le métal à l'état réduit et souvent cristallisé, et à former avec son oxygène et son acide un nouveau sel, qui d'ordinaire reste alors dans la dissolution. Les métaux alcalins n'agissent que sur l'eau. Voici d'après M. Thenard, le tableau de la réduction des dissolutions salines par les métaux :

SELS		
<i>Dont les dissolutions sont réductibles par certains métaux (1).</i>		
Sels d'étain.		} réduits par le fer, le zinc et peut-être par le manganèse.
— d'antimoine		
— de bismuth.		
— de plomb		
— de cuivre (2).		
— de tellure		
Azotates de mercure	} réduits par le fer, le zinc et les métaux qui précèdent.	
Sels d'argent (3).	} réduits par le fer, le zinc, le manganèse, le cobalt et les métaux qui précèdent l'argent.	
— de palladium		
— de rhodium.		
— de platine		
— d'or.		
— d'osmium.		
— d'iridium.		

(1) Pour que la réduction se fasse bien, il faut que le nouveau sel soit soluble.

(2) L'acétate cuivrique est réduit par le plomb.

(3) L'azotate argentique est réduit par le cobalt.

Les cristallisations les plus remarquables que l'on produit ainsi, sont celles du plomb et de l'argent. On les obtient par la décomposition de l'acétate plombique au moyen d'une lame de zinc et par celle de l'azotate argentique, au moyen du mercure.

Ces cristallisations, par leur ressemblance à des arborisations, étaient connus autrefois sous les noms d'*arbre de Saturne*, pour le plomb et d'*arbre de Diane* pour l'argent. Les cristaux possèdent le brillant métallique. Certains métaux sont précipités à l'état de poudre noire, complètement dénuée de ce brillant (Antimoine). Quelques-uns entraînent dans leur précipitation une certaine partie du métal précipitant (azotate argentique, et mercure); d'autres ne se réduisent que partiellement et se précipitent avec une partie de leur oxide, à cause de la décomposition partielle de l'acide par le métal précipitant (azotate cuivrique et zinc).

Action de l'eau. Elle est double : elle peut-être simplement physique et ne servir qu'à délayer les molécules des sels; elle peut aussi être chimique et dans ce cas les sels s'y combinent, soit sous la forme d'*eau d'hydratation* soit sous celle d'*eau de cristallisation*.

Dans le premier cas, l'action de l'eau produit généralement un abaissement de température (azotate ammonique); tandis que dans le second il y a production de chaleur (sulfate calcique).

La solubilité des sels varie beaucoup. Il en est qui sont totalement insolubles (sulfate barytique); d'autres exigent moins que leur poids d'eau, pour s'y dissoudre. Cette propriété dépend en général de la nature de la base et de l'acide.

Lorsqu'une certaine quantité d'eau cesse de dissoudre un sel, on dit qu'elle en est *saturée*. Le pouvoir dissolvant de l'eau varie d'ordinaire avec la température et généralement, les quantités de sel dissoutes par la même quantité d'eau, croissent avec elle.

Cependant il existe des sels qui sont plus solubles à une température basse qu'à une température supérieure (sulfate sodique). Ils sont en petit nombre.

On profite de la propriété dissolvante de l'eau pour faire cristalliser les sels soit en en faisant une dissolution à chaud et en la laissant refroidir lentement, soit en la laissant évaporer spontanément à la température ordinaire, ou

par l'action d'une douce chaleur. De cette manière les différentes molécules ont le temps de se juxtaposer et de prendre une forme régulière. La plupart des sels cristallisés sont combinés avec un certain nombre d'atomes d'eau qui varie pour chaque espèce de sel en particulier et même quelques fois pour la même espèce. Cette eau influe fortement sur la couleur et la forme cristalline du sel.

Un grand nombre de ces sels peuvent perdre la totalité ou une partie de leur eau en les exposant à l'action de l'air sec. Ils tombent alors en poussière et deviennent opaques. On les nomme *sels efflorescents*. D'autre au contraire attirent l'humidité de l'air et se résolvent en liquides. Ce sont les *sels déliquescents*.

Une dissolution saturée d'un sel a souvent la propriété de dissoudre une certaine quantité d'un autre sel soluble, et ainsi chargée d'un nouveau sel elle peut recevoir une nouvelle quantité du premier, à moins qu'une partie de celui-ci n'ait pu être précipitée par le second. Ainsi à 50° l'eau dissout par l'intermédiaire de l'azotate calcique plus de deux fois autant d'azotate potassique que l'eau pure.

Action des bases. Si la base est la même que celle qui se trouve dans le sel, il se pourra : 1° qu'il n'y ait pas d'action chimique (azotate et oxide potassiques); 2° que la base ajoutée réagisse sur l'acide et transforme le sel s'il est neutre ou acide en sel basique (azotate et oxide plombiques), ou s'il est acide en sel neutre (bisulfate et oxide potassiques).

Si la base employée est différente de celle contenue dans le sel il pourra arriver 1° qu'il n'y ait pas d'action (ce qui a surtout lieu lorsque le sel ou la base sont insolubles dans l'eau et que l'on opère à froid); 2° qu'il y ait combinaison de la base, d'où il résultera un sel double; 3° qu'il y ait décomposition. Celle-ci sera plus ou moins complète suivant la nature des bases mises en présence et la température employée.

Action des acides. Elle est entièrement analogue à celle des bases et varie suivant sa nature, celle des sels ou des acides y contenus et suivant la température à laquelle on expose le mélange; généralement les sels deviennent plus solubles dans l'eau par l'addition d'une certaine quantité de l'acide qu'ils renferment déjà.

Action des composés hydriques électro-négatifs. La plupart de ces composés agissent à la manière des acides

ordinaires. Lorsque l'acide est déplacé l'oxide se réduit par l'hydrogène du composé hydrique et le métal se combine au radical de celui-ci. L'action des sulfide, sélé-nide et telluride hydriques est des plus remarquables en ce que les éléments électro-négatifs de ces corps forment avec la plupart des métaux des composés insolubles et donnent ainsi lieu à des précipités d'une couleur plus ou moins variée et qui peuvent servir à faire reconnaître la présence d'un grand nombre de métaux dans des dissolutions quelconques. Comme c'est le sulfide hydrique qui est le plus fréquemment employé à cet usage voici d'après M. Thénard le tableau de la couleur des précipités qu'il forme dans les dissolutions salines :

Noms des sels :	Couleur du précipité :
Sels des 3 premières divisions.	Point de précipité.
— de manganèse (1).	id.
— de fer (1).	id.
— de chrome.	id.
— de vanadium.	id.
— de titane.	id.
— de columbium.	id.
— d'urane.	id.
— de cérium.	id.
— de cobalt	noir, si le sel est neutre, point s'il est acide.
— de nickel.	id.
— <u>de zinc.</u>	<u>blanc</u> , si le sel est neutre point s'il est un peu acide.
— <u>de cadmium.</u>	<u>jaune.</u>
— d'oxide stanneux.	brun chocolat.
— — <u>stannique.</u>	<u>jaune pâle.</u>
— de molybdène.	brun.
— de tungstène	
— <u>d'antimoine.</u>	<u>orangé.</u>
— de tellure.	brun clair d'abord, devenant en- suite presque noir.

(1) Les sels manganiques et ferriques sont troublés par le sulfide hydrique. Le précipité n'est que du soufre. La même chose a lieu pour les composés où les acides chromique et vanadique jouent le rôle de bases. Dans ces différents cas, il se produit de l'eau et le métal est ramené à un degré inférieur d'oxygénation.

Noms des sels :	Couleur des précipités :
Sels de bismuth.	noir.
— de plomb.	id.
— de cuivre.	brun noir.
— de mercure (I).	noir.
— d'oxide osmique.	jaune, brunâtre au bout de quel- que temps.
— d'iridium.	brun foncé id.
— de palladium.	brun noir.
— d'oxide rhodique.	id.
— d'argent.	noir.
— d'or.	jaune brun.
— de platine.	noir.

L'action du phosphure et de l'arséniure trihydriques est analogue à celle du sulfide hydrique. Les précipités, qui sont des phosphures et des arséniures entraînent souvent une certaine quantité d'oxide. C'est au moins ce qui arrive pour le phosphure trihydrique.

Action mutuelle des sels. Les sels peuvent se combiner entre eux et former un sel double (sulfate aluminique et sulfate potassique, etc.), ou se décomposer mutuellement. Cette décomposition n'a lieu que pour autant que *les deux sels soient formés de bases et d'acides différents.*

Ces sels peuvent être insolubles, et alors leur réaction ne peut s'établir que par l'intermède de la chaleur. La décomposition mutuelle pourra se faire, *si l'acide de l'un forme avec la base de l'autre un sel plus volatil ou plus fusible que ceux sur lesquels on opère.*

Ils peuvent être, l'un soluble et l'autre insoluble. A cet égard Dulong a établi la loi suivante : *il y a décomposition entre un sel insoluble et un sel soluble dans l'eau, toutes les fois que l'échange des principes immédiats de ces sels, peut donner naissance à un sel insoluble dont la cohésion est plus grande que celle du premier.*

(I) Cependant lorsqu'on verse peu à peu du sulfide hydrique dans une dissolution d'un sel mercurique, le précipité qui se forme est d'abord orangé ou noir dans quelques parties, mais il devient promptement blanc et conserve cette nuance, à moins qu'on n'ajoute une nouvelle quantité de sulfide. Le précipité noir est un véritable sulfure de mercure.

Le précipité orangé doit peut-être sa couleur à un peu de cinnabre. Tous deux en agissant sur le sel mercuriel excédant, se transforment en une matière blanche.

Si donc il existait une table où serait exprimé le degré de cohésion de tous les sels insolubles, on pourrait prévoir d'avance les différentes décompositions que pourrait subir chacun en particulier.

Il peut encore y avoir décomposition, *lorsqu'un sel soluble et un sel insoluble peuvent donner naissance à deux sels insolubles.*

Ces lois ne sont pas applicables, 1° à l'action qu'exercent les carbonates potassique et sodique sur les sels insolubles; 2° à celles qu'exercent les sels solubles de potasse et de soude sur les carbonates insolubles.

Voici les deux lois que Dulong a déduites d'un grand nombre d'expériences faites à cet effet :

1^{re} LOI. *Lorsque les bicarbonates ou les carbonates potassique et sodique, réagissent au milieu de l'eau bouillante sur des sels insolubles, susceptibles de former des carbonates insolubles, la décomposition des carbonates alkalis n'est jamais complète, tandis que la décomposition du sel insoluble peut toujours l'être lorsqu'il y a un excès suffisant du carbonate soluble.*

2^{me}. LOI. *Les carbonates insolubles, chauffés jusqu'à ébullition avec des sels solubles, dont l'acide peut former avec leur base des sels insolubles sont complètement décomposés; mais lorsque les sels solubles sont à base de potasse ou de soude, jamais la décomposition de ces sels n'est complète, quel que soit l'excès du carbonate insoluble.*

Si les deux sels sont solubles dans un même liquide, leur décomposition mutuelle s'opère, si l'acide de l'un forme avec la base de l'autre un composé moins soluble que l'un et l'autre des sels mélangés.

C'est en vertu de cette loi dont nous sommes redevables à Berthollet, que le sulfate sodique décompose l'azotate barytique, etc.

Cette loi est encore applicable, lorsque les sels sont inégalement solubles, et qu'on évapore leur solution jusqu'à cristallisation. *Les bases et les acides réagissent de manière à produire toujours, suivant les circonstances où l'on opère, le composé le moins soluble.* Ainsi, P. E. tels sels se décomposeront à une certaine température qui ne se seraient pas décomposés à telle autre, parce qu'à cette température l'un ou l'autre sel qui peut se produire sera plus ou moins soluble dans l'eau.

Action des fluorures, chlorures, sulfures etc. Ces composés et surtout ceux qui sont solubles dans l'eau, agissent sur les sels comme s'ils étaient des sels eux-mêmes.

• *P. o.* Tous les sels sont sans odeur, ceux qui sont insolubles sont sans saveur; celle des sels solubles varie selon la nature de l'acide et de la base, il en est de même de leurs autres propriétés organoleptiques.

Prép. 1° Tous les sels peuvent s'obtenir par la combinaison directe de l'oxide avec l'acide.

2° Un grand nombre peut encore être préparé par la décomposition d'un carbonate ou d'un autre sel à acide faible ou volatil, au moyen d'un acide plus énergique.

3° Les sels insolubles ou peu solubles dans l'eau se préparent par voie de double décomposition.

4° Les soussels insolubles s'obtiennent, soit par l'action d'une grande quantité d'eau sur un sel neutre ou acide, soit par l'addition d'une petite quantité d'une base alcaline.

5° Plusieurs sels sont le résultat de l'action immédiate d'un acide sur un métal réduit.

Us. Très peu de sels, en égard au grand nombre connu de ce genre de composés, sont employés dans les arts. Quelques uns à cause de la facilité avec laquelle ils se dissolvent dans l'eau et de la quantité de calorique qu'ils absorbent pour se convertir en liquides, sont employés à produire du froid artificiel. On en associe généralement deux ou trois, que l'on mêle, soit à de la glace, soit à de l'eau glacée. Ces mélanges connus sous le nom de *mélanges frigorigènes*, doivent se faire dans des proportions convenables et de manière que toute la quantité des sels employés, puisse se liquéfier. Voici quelques tableaux de ces sortes de mélanges. On y a réuni les résultats des travaux de Walker et de quelques autres chimistes.

MÉLANGES DE SELS ET D'EAU.	ABAISSEMENT DU THERMOMÈTRE.
Chlorure ammonique 5 p.	} de $\pm 10^{\circ}$ à $- 12^{\circ}, 22$.
Azotate potassique 5	
Eau 16	
Azotate ammoniaïque 1	} de $\pm 10^{\circ}$ à $- 13^{\circ}, 88$.
Carbonate sodique 1	
Eau 1	
Azotate ammoniaïque 1	} de $\pm 10^{\circ}$ à $- 15^{\circ}, 55$.
Eau 1	
Chlorure ammonique 5	} de $\pm 10^{\circ}$ à $- 15^{\circ}, 55$.
Azotate potassique 5	
Sulfate sodique 8	
Eau 18	

MÉLANGES DE SELS ET D'ACIDES ÉTENDUS D'EAU.	ABAISSEMENT DU THERMOMÈTRE.
1 ^o Phosphate sodique 9 parties	} de $\pm 10^{\circ}$ à $- 6^{\circ}, 11$.
Azotate ammoniaïque 6 id.	
Acide azotique étendu 4 id.	
2 ^o Sulfate sodique 6 id.	} de $\pm 10^{\circ}$ à $- 10$.
Azotate ammoniaïque 5 id.	
Acide azotique étendu 4 id.	
3 ^o Phosphate sodique 9 id.	} de $\pm 10^{\circ}$ à $- 11, 11$.
Acide azotique étendu 4 id.	
4 ^o Sulfate sodique 6 id.	} de $\pm 10^{\circ}$ à $- 12, 22$.
Chlorure ammoniaïque 4 id.	
Azotate potassique 2 id.	
Acide azotique étendu 4 id.	
5 ^o Sulfate sodique 3 id.	} de $\pm 10^{\circ}$ à $- 16, 11$.
Acide azotique étendu 2 id.	
6 ^o Sulfate sodique 5 id.	} de $\pm 10^{\circ}$ à $- 16, 11$.
Acide sulfurique étendu 4 id.	
7 ^o Sulfate sodique 8 id.	} de $\pm 10^{\circ}$ à $- 17, 77$.
Chlorure hydrique 5 id.	

« Il est probable que plusieurs des résultats rapportés dans les trois tableaux ci-joints sont inexacts : P. E. nous ne croyons pas qu'un mélange de 5 p. de chlorure ammonique, de 5 p. d'azotate potassique et de 8 p. de sulfate sodique et de 16 p. d'eau, puisse faire passer le thermomètre de $\pm 10^{\circ}$ à $- 15^{\circ}, 55$. » (Note de M. Thenard).

MÉLANGES DE SELS ET D'ACIDES ÉTENDUS D'EAU.		ABAISSEMENT DU THERMOMÈTRE.
1 ^o Neige. 1 partie Sel marin 1 id.	}	de 0° à — 17°,77.
2 ^o Chlorure calcique hyd. . . 3 id. Neige. 2 id.		de 0° à — 27°,77.
3 ^o Potasse. 4 id. Neige. 3 id.	}	de 0° à — 28°,33.
4 ^o Neige. 1 id. Acide sulfurique étendu (1). 1 id.		de — 0°,66° à — 51°.
5 ^o Neige ou glace pilée. . . 2 id. Sel marin 1 id.	}	de — 17°,77, à — 20°,55.
6 ^o Neige et acide azotique étendu.		de — 17°,77 à — 43°,33.
7 ^o Chlorure calcique hyd. . . 2 id. Neige. 1 id.	}	de — 17°,77 à — 54°,44.
8 ^o Neige ou glace pilée. . . 1 id. Sel marin. 5 id. Chlorure ammonique et azo- tate potassique. 5 id.		}
9 ^o Neige. 2 id. Acide sulfurique étendu. 1 id. Acide azotique étendu. . 1 id.	}	
10 ^o Neige ou glace pilée. . . 12 id. Sel marin. 5 id. Azotate ammonique. . . 5 id.		}
11 ^o Chlorure calcique hyd. . . 3 id. Neige. 1 id.	}	
12 ^o Acide sulfurique étendu. 10 id. Neige 8 id.		}

(1) Pour produire ce degré de froid on ramène d'abord la neige et l'acide sulfurique étendu d'eau à — 0, 66 en les plaçant séparément dans un mélange frigorifique convenable, et le mêlant ensuite.

On doit s'y prendre à plus forte raison de la même manière pour faire les mélanges suivants.

Hist. Anciennement on donnait le nom de *sel* à toute substance soluble dans au moins 500 fois son poids d'eau. Acides, oxides, chlorures, etc., tout était confondu. Le nom de *halurgie* était appliqué à la partie de la science, qui s'occupait de l'histoire de ces composés. Ce n'est que lorsque l'on a jeté les bases de la nomenclature actuelle que le nom de sel a reçu la signification qu'on lui attribue maintenant. La plupart des sels, ne sont connus que depuis un demi siècle. C'est surtout aux travaux de Scheele, Richter, Berthollet, Vanquelin, Klaproth, Davy et plus récemment à ceux de MM. Berzelius, Gay-Lussac, Graham, que nous devons la connaissance parfaite des sels.

Composition. En général, tous les sels qui renferment le même nombre d'atomes d'acide qu'il y a d'atomes d'oxigène contenus dans la base, sont des *sels neutres*.

Dans les *sels acides* ou *sursels*, il se trouve ordinairement $1 \frac{1}{2}$, 2, 3, 4, 5, 6 fois autant d'acide que n'en contiennent les sels neutres, c. à d. qu'ils renferment sur 1 atome de base 2, 3, 4, 5, 6, atomes d'acide, ou sur 2 at. de base, 3 atomes d'acide.

Dans les *sels basiques* ou *soussels*, les quantités de la base croissent dans les mêmes rapports que celles des acides dans les sursels.

Les *sels doubles* sont formés de deux sels contenant ordinairement le même acide (sulfate aluminico potassique) et moins souvent la même base (sulfo-chromate potassique).

Dans tous les cas, le sel le plus électro-négatif fait fonction d'acide, vis à vis du sel électro-positif.

L'oxigène de l'eau de cristallisation d'un grand nombre de sels est en rapport simple avec celui de l'acide.

SULFO-SELS.

Et. nat. La nature nous en offre plusieurs.

P. p. Un grand nombre de sulfo-sels peut prendre la forme cristalline et diffère à peine, quant à ses propriétés physiques des oxisels.

P. c. Les acides décomposent la plupart des sulfo-sels, par leur tendance à oxider le métal électro-positif et à se combiner à l'oxide produit. Leur composition est analogue à celle des oxisels.

P. o. Tous sont délétères, mais à un degré plus ou moins prononcé.

Prép. On obtient les sulfosels :

1° Par la combinaison immédiate d'une sulfo-base avec un sulfide.

2° Par la décomposition d'un oxisel au moyen du sulfide hydrique.

3° Par la dissolution d'un sulfide dans de la potasse caustique. Dans cette réaction il se forme en même temps un oxisel.

4° Par la voie sèche, en calcinant un carbonate alkalin avec un sulfide.

5° Par le mélange d'un sulfide avec du sulphhydrate potassique ; il y a dégagement de gaz sulfide hydrique et formation de sulfosel.

Us. Quelques-uns de ceux qui sont solubles dans l'eau sont employés dans l'analyse chimique et en médecine.

Hist. Anciennement on ne connaissait qu'un petit nombre de ces composés. Ils ont surtout été examinés dans ces derniers temps par M. Berzelius.

Quant aux sélénis et aux tellurisels, on sait qu'il en existe, mais on ne connaît rien de général sur ces sortes de composés.

CHLOROSELS.

Syn. Chlorures doubles.

P. p. Les chloro-sels ne diffèrent guère par leurs propriétés physiques des oxisels. Les uns sont solubles dans l'eau, les autres y sont peu ou point solubles. Quelques uns sont volatils sans décomposition ; la plupart sont cristallisables.

P. c. Quelques uns sont décomposables par la chaleur ; d'autres par l'eau, tous par les acides forts et concentrés.

P. o. Variables, suivant la nature des métaux et des composés électro-négatifs qui les contiennent,

Prép. 1° Par voie directe.

2° Par voie de double décomposition pour les chlorosels insolubles.

Composition. Les chloro-sels peuvent résulter de la combinaison d'un chlorure avec un chlorure et alors présenter une composition analogue à celle des oxisels (chloro-aurate, chloro-mercurate potassiques) (1).

(1) Il existe quelques composés dans lesquels, par exemple un chlorure

Les fluo, brómo, iodo et cyano-sels ont la plus grande analogie avec les chlorosels.

se trouve combiné à un fluorure ou même à un oxisel, soit de même base soit de base différente (cloro-fluorure barytique; chloro-acétate calcico-sodique). Ces composés doivent évidemment faire une classe exceptionnelle de sels, dans laquelle on pourra ranger avec le même droit les oxisulfures et oxichlorures, etc.



DES MÉTAUX

EN PARTICULIER.

AMMONIUM

L'ammonium est un métal composé d'azote et d'hydrogène; on n'est pas encore parvenu à l'isoler complètement. C'est un radical hypothétique que l'on suppose exister dans les composés ammoniacaux.

On lui attribue des propriétés métalliques à cause de la facilité avec laquelle il s'amalgame. L'amalgame est solide, et se produit lorsqu'on fait plonger le pôle négatif d'une pile en action, dans du mercure recouvert d'une dissolution concentrée d'ammoniaque caustique, mise en communication avec le pôle positif.

Il se décompose à l'instant où il ne se trouve plus sous l'influence du fluide électrique, en ammoniaque gazeuse et en hydrogène, dans des rapports tels, qu'on peut se représenter l'ammonium comme formé de 1 volume d'azote et 4 volumes d'hydrogène, tandis que l'ammoniaque gazeuse ne l'est que de 1 volume d'azote et de 3 volumes d'hydrogène.

AMMONIAQUE.

Syn. Alkali volatil; alkali fluor; alkali animal; ammoniaque caustique.

Ét. nat. Nese rencontre qu'à l'état de combinaison et principalement uni aux acides sulfurique, phosphorique et acétique.

Prép. Gaz incolore, d'une densité = 0,5912; son pouvoir réfringent = 2,16351; réductible à -40° ou par une pression de 6 et 7 atmosphères en un liquide également incolore et très volatil, dont la densité = 0,76: l'eau à la température ordinaire absorbe 460 fois son volume de gaz ammoniaque ou environ $\frac{1}{3}$ de son poids; cette absorption se fait avec dé-

gagement de chaleur et diminue la densité du liquide; si cette densité = 0,91, il entre en ébullition à $+ 45^{\circ}$ et laisse échapper une grande quantité de gaz; soumise à une température de $- 40^{\circ}$, la dissolution concentrée se prend en une masse gélatineuse, non transparente, lorsque le refroidissement est rapide, ou cristallise en longues aiguilles soyeuses lorsqu'il est lent. Celles-ci sont probablement de l'hydrate ammoniac.

L'eau saturée d'ammoniaque porte le nom d'*ammoniaque liquide*, ou d'*esprit de sel ammoniac*.

P. c. L'ammoniaque verdit le sirop de violettes et brunit le papier de curcuma; éteint les corps en combustion et ne s'enflamme que difficilement au contact de l'air; elle brûle avec une flamme jaunâtre dans de l'oxygène pur; mélangée à ce dernier gaz elle est décomposée par l'étincelle électrique; les produits sont de l'azote et de l'eau; 100 volumes d'ammoniaque absorbent 75 volumes d'oxygène. Le chlore le transforme, sous production de lumière en azote et en chlorure ammoniac. Le soufre lui fait subir une décomposition analogue à l'aide de la chaleur. La chaleur seule ne la décompose que partiellement; lorsqu'elle est aidée par la présence d'un corps anguleux tels que des morceaux de porcelaine, ou par celle d'un métal, la décomposition est complète et souvent le métal change de propriétés (Fer, cuivre, etc.). Les acides volatils la condensent sous forme d'un nuage blanc floconneux. Elle se combine à plusieurs oxides et autres corps, et forme avec eux des composés très remarquables. Elle est l'une des bases les plus énergiques.

P. o. Elle possède une odeur particulière, très forte et très pénétrante; elle excite le larmolement et un picotement très désagréable dans le nez; sa saveur est urineuse, âcre et caustique; elle attaque facilement la peau et y produit des ampoules.

Prép. L'ammoniaque gazeuse se prépare par un mélange de chlorure ammoniac anhydre et de chaux vive que l'on chauffe légèrement. Pour obtenir de l'ammoniaque liquide on fait un mélange de parties égales de sel ammoniac et de chaux, on l'introduit dans un ballon et on le fait communiquer avec un appareil de Woulff. Celui-ci devra contenir autant d'eau en poids que de sel ammoniac employé; ensuite on versera de l'eau dans le mélange par petites portions et aussi longtemps qu'il se produira du gaz; dès que celui-ci

cessera de se dégager à froid, on chauffera le ballon jusqu'à ce que toute l'ammoniaque soit expulsée.

D'après des expériences récentes de M. Kuhlmaun, de l'ammoniaque se forme sous l'influence de la mousse de platine et d'une température plus ou moins élevée, partout où de l'azote à l'état naissant, se trouve en présence d'hydrogène libre ou combiné.

Us. S'emploie en médecine, dans l'art vétérinaire, en teinture et surtout dans l'analyse chimique.

Hist. Black fut le premier qui en 1756, nous apprit à préparer et à distinguer l'ammoniaque d'avec ses autres composés; Schéele prouva que l'azote entré dans sa composition; Priestley y démontra plus tard la présence de l'hydrogène; Berthollet détermina le rapport de l'un et de l'autre élément.

F. $H^3 N^3$.

P. at. 214,474.

SULFURE AMMONIQUE.

Prop. Le sulfure ammonique se produit par la combinaison du gaz ammoniac avec son demi volume de gaz sulfide hydrique. Il est sous forme de cristaux aiguillés, extrêmement volatils et d'une odeur forte et très désagréable. C'est une sulfo-base.

F. $H^2 N^2 S$.

P. at. 428,119.

Outre le sulfure que nous venons de mentionner, l'ammonium paraît pouvoir en produire d'autres, correspondant aux sulfures des autres métaux alcalins. Ils sont tous volatils, solubles dans l'eau et dans l'alcool et peuvent s'obtenir par le mélange et la distillation des divers sulfures potassiques avec du chlorure ammoniac.

CHLORURE AMMONIQUE.

Syn. Sel ammoniac; hydrochlorate d'ammoniac; chlorure d'ammonium.

Et. nat. Se trouve aux environs des volcans.

P. p. Soluble dans 2,72 parties d'eau froide et dans parties égales d'eau bouillante; par le refroidissement il se dépose sous forme de cristaux incolores cubiques ou octaédriques.

Ordinairement il n'offre pas une forme régulière, et présente une cristallisation dites en plumes ; sous cette dernière forme il est flexible et se réduit difficilement en poudre ; la chaleur le volatilise sans décomposition ; sa densité = 1,46.

Dans le commerce il est sous forme de pains coniques, demi-transparents et souillés par de la suie et une petite quantité d'huile empyreumatique.

P. c. Il est facilement décomposé par les alkalis et les terres alkales. Le potassium, le zinc et le fer en dégagent de l'hydrogène et de l'azote. Il forme avec plusieurs chlorides des sels dans lesquels il joue le rôle de base.

P. o. Saveur âcre et piquante.

Prép. Autrefois il ne se préparait qu'en Égypte ; on le retirait par sublimation de la suie que fournissait la combustion de la fiente de chameaux. Aujourd'hui on se sert des produits volatils provenant de la distillation sèche des substances animales et qui contiennent une grande quantité de carbonate et d'acétate ammoniques. Ces sels sont décomposés soit par du sulfate calcique ou ferreux soit par du sulfate aluminico potassique. Le sulfate ammonique qui en provient est évaporé jusqu'à consistance convenable pour le faire cristalliser, mélangé à du chlorure sodique et sublimé. La sublimation se fait dans des vases en verre, en grès ou en fer.

Il se forme aussi par la combinaison immédiate du chlorure hydrique avec l'ammoniaque ou par la décomposition du carbonate ammonique par le chlorure hydrique.

Us. Le chlorure ammonique sert à l'extraction de l'ammoniaque caustique, du carbonate et de plusieurs autres sels ammoniques. On l'emploie dans l'étamage, le soudage, en médecine et en teinture.

F. $\text{H}^{\text{a}} \text{N}^{\text{s}} \text{Cl}^{\text{a}}$.

P. at. 669,61.

OXI-SELS AMMONIQUES.

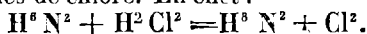
L'ammoniaque se sature par les acides aussi complètement qu'aucune autre base. Les sels ammoniques neutres sont formés d'un atome d'acide et d'un atome d'ammoniaque ; ils contiennent généralement un atome d'eau que l'on ne peut leur enlever sans qu'il n'entraîne leur décomposition, à moins de le remplacer par un composé équivalent.

L'oxygène de cette eau, se trouve par conséquent dans le même rapport avec celui de l'acide, que l'oxygène d'une base quelconque saturant complètement le même acide. La quantité d'hydrogène contenue dans cette même quantité d'eau, est telle que l'on peut se figurer qu'elle transforme l'ammoniaque en ammonium. Si l'on admet que cet atome d'eau appartient à l'ammoniaque, alors les oxi-sels ammoniacaux seront analogues aux oxi-sels des autres bases et contiendront l'oxide ammonique = $H^8 N^2 O$.

L'ammoniaque anhydre s'unit à quelques acides anhydres et forme avec eux des composés particuliers dont les propriétés diffèrent totalement de celles que manifestent les sels formés par les mêmes acides hydratés.

Les composés hydrogénés électro-négatifs, se combinent avec l'ammoniaque, dans un rapport tel, que, si nous supposons, que leur hydrogène se transporte sur l'ammoniaque, celle-ci pourra être convertie en ammonium.

Ainsi, par exemple, si l'on fait le mélange de volumes égaux de chlorure hydrique et d'ammoniaque gazeux et anhydres, à l'instant même ils se combineront et se transformeront en un composé solide, neutre (chlorure ammonique ou chlorhydrate d'ammoniaque), que l'on peut considérer comme formé de deux atomes d'ammoniaque et de deux atomes de chlorure hydrique ou de 2 atomes d'ammonium et de 2 atomes de chlore. En effet :

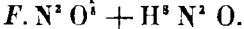


La plupart des sels ammoniacaux possèdent une saveur piquante. Quelques-uns sont volatils, plusieurs se décomposent au feu. Les alkalis et les terres alcalines les décomposent; l'ammoniaque se dégage et se reconnoît facilement à son odeur ou à sa propriété de former un nuage blanc lorsqu'il vient en contact avec un acide volatil. Leur dissolution aqueuse précipite en jaune par l'addition du chlorure platinique.

AZOTATE AMMONIQUE.

Prop. Cristaux prismatiques, déliquescents à l'air, fusibles à une température peu élevée, et se décomposant totalement en eau et en oxide azoteux. L'acide sulfurique de Nordhausen agit absolument de la même manière (Pelouze).

Prép. On sature directement l'ammoniaque caustique ou l'on décompose son carbonate par l'acide azotique.

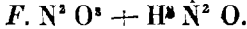


P. at. 1003,99.

AZOTITE AMMONIQUE.

Prop. Ce sel peut être obtenu par évaporation spontanée ou dans le vide en une masse cristalline, de forme indéterminable. A l'état de dissolution, la moindre chaleur le transforme en eau et en azote, tandis que le sel cristallisé produit dans les mêmes circonstances de l'oxide azoteux, de l'eau et de l'ammoniaque libre.

Prép. Par décomposition de l'azotite plombique, au moyen du sulfate ammonique.



P. at. 803,99.

CARBONATE AMMONIACAL.

Prop. Deux volumes de gaz ammoniaque anhydre se combinent lentement à un volume d'acide carbonique sec et forment un composé blanc, très soluble dans l'eau, très volatil et sublimable sans décomposition. La densité de sa vapeur est de 0,8992 par expérience et de 0,90213 par calcul.

Les constituants sont combinés sans condensation. Les gaz chlore et chlorure hydrique secs ne l'attaquent que difficilement. Les réactions de sa dissolution aqueuse ne diffèrent en rien de celles du carbonate ammonique.

Son odeur est ammoniacale et analogue à celle que possèdent tous les composés d'ammoniaque et d'acide carbonique. On l'obtient également par la distillation d'un mélange de sulfate ammoniacal et de carbonate sodique sec.

Lorsque le carbonate ammoniacal n'est pas hermétiquement préservé du contact de l'humidité 2 atomes de ce composé absorbent 1 atome d'eau. Il en résulte un composé qui s'obtient aussi par la distillation du sesqui-carbonate ammonique à une douce chaleur. De l'acide carbonique se dégage et du carbonate se sublime.

$F. CO^2 + H^2 N^2$ et $(CO^2 + H^2 N^2) + (CO^2 + H^2 N^2 O)$, d'après M. H. Rose.

P. at. 490,91 et 1094,3).

SESQUICARBONATE AMMONIQUE.

Syn. Sel volatil d'Angleterre, sel de corne de cerf.

Prop. Cristallisable en rhomboctaèdres; sublimable en masses blanches; d'une odeur ammoniacale très prononcée; se transforme en bicarbonate lorsqu'on le conserve dans des vases mal bouchés: du carbonate ammoniacal se dégage.

Prép. On distille 1 partie de sel ammoniac mêlée à 2 parties de craie. En grand, on l'obtient par la décomposition en vase clos des substances organiques azotées.

F. $3 \text{CO}_2 + 2 \text{H}^8 \text{N}^2 \text{O}$, ou bien d'après M. H. Rose $(\text{CO}_2 \text{H}^8 \text{N}^2) + (2 \text{CO}_2 + \text{H}^8 \text{N}^2 \text{O} \frac{1}{2} \text{aq.})$.

P. at. 1483,22.

D'après M. H. Rose, le résidu de la distillation du sesquicarbonate est un liquide qui par le refroidissement laisse déposer au bout de quelques semaines, des petits cristaux en tables hexagonales, s'effleurissant à l'air et se transformant en bicarbonate. Ces cristaux ne diffèrent du sel précédent que par leur contenu en eau; leur formule est représentée par $\text{CO}_2 + 2 \text{H}^8 \text{N}^2 \text{O} + 3 \text{aq.}$, ou bien par $(\text{CO}_2 + \text{H}^8 \text{N}^2) + (2 \text{CO}_2 + \text{H}^8 \text{N}^2 \text{O}) + 4 \text{aq.}$

BICARBONATE AMMONIQUE.

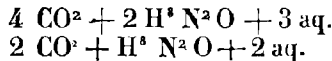
P. Cristallise en prismes hexaèdres; possède à peine une saveur et une réaction alcalines; soluble dans 8 parties d'eau froide; lorsqu'on le chauffe il perd le $\frac{1}{4}$ de son acide carbonique et se transforme en sesquicarbonate.

Prép. On fait passer un courant d'acide carbonique à travers une solution concentrée de sesquicarbonate.

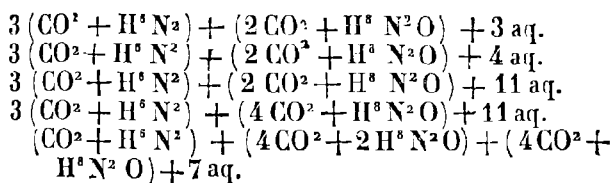
F. $2 \text{CO}_2 + \text{H}^8 \text{N}^2 \text{O} + \text{aq.}$, ou bien $(\text{CO}_2 + \text{H}^2 \text{O}) + (\text{CO}_2 + \text{H}^8 \text{N}^2 \text{O})$.

P. at. 992,31.

M. H. Rose, a obtenu 2 autres hydrates de ce sel dont voici les formules :



Outre les divers composés que nous venons de décrire, M. H. Rose, qui s'est récemment occupé de l'étude des composés que forme l'ammoniaque avec l'acide carbonique, a encore obtenu les sels dont nous nous bornons à indiquer les formules :



OXALATE AMMONIQUE.

P. Cristallisable, peu soluble dans l'eau; insoluble dans l'alcool; s'effleurit à l'air; s'emploie avec avantage dans les analyses pour précipiter la chaux; à la distillation sèche il se transforme en eau, ammoniaque, carbonate ammonique et en *oxamide*.

Prép. On décompose le carbonate ammonique par l'acide oxalique.

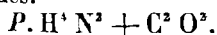


P. at. 779,83.

OXAMIDE.

Pr. Poudre blanche, inodore, parfaitement insoluble dans l'eau froide, peu soluble dans l'eau bouillante. Sa composition est telle qu'on peut l'exprimer par un atome d'oxalate ammonique moins deux atomes d'eau ($\text{H}^8 \text{N}^2 \text{O} + \text{C}^2 \text{O}^8 - 2 \text{H}^2 \text{O} = \text{H}^4 \text{N}^2 \text{C}^2 \text{O}^2$). M. Dumas, qui a découvert l'oxamide, le considère comme un composé dans lequel 2 atomes d'oxide carbonique $= \text{C}^2 \text{O}^2$ jouent le rôle de composé électro-positif et $\text{H}^4 \text{N}^2$ auquel il a donné le nom d'*amide* celui de composé électro-négatif.

En faisant bouillir l'oxamide avec de l'eau on la transforme de nouveau en oxalate ammonique. Cette transformation est beaucoup plus rapide lorsque l'on favorise l'action de l'eau par la présence d'un alkali fixe ou d'un acide; dans le premier cas l'ammoniaque est expulsée et on obtient un oxalate alcalin, dans le second l'ammoniaque se combine avec l'acide employé et l'acide oxalique reste dans la liqueur. Si l'on a employé de l'acide sulfurique concentré on recueille volumes égaux d'acide et d'oxide carboniques.

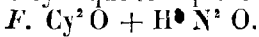


P. a. 554,87.

CYANATE AMMONIQUE.

Prop. Par la réunion immédiate de l'acide cyanique aqueux avec l'ammoniaque, il se forme un sel blanc, cristallin, dont l'action à l'égard des alkalis et des acides est absolument la même que celle des cyanates, en général. Ce même sel peut s'obtenir encore par la décomposition mutuelle du cyanate argentique et du chlorure ammonique.

Si l'on chauffe le cyanate ammonique, ou bien si l'on fait bouillir ou concentrer sa dissolution aqueuse, il se transforme en un composé isomère, dans lequel on ne peut plus reconnaître la présence ni de l'ammoniaque ni de l'acide cyanique et auquel on a donné le nom d'*urée*.



P. at. 756,87.

URÉE.

Syn. Uramide.

Et. nat. Se trouve toute formée dans les urines et en constitue la partie la plus essentielle; elle se trouve aussi en quantité très minime dans le sang.

Prop. Cristaux prismatiques, incolores; fusibles à $+120^\circ$ et se prenant en masse cristalline par le refroidissement; densité = 1,35; très soluble dans l'eau et dans l'alcool; elle est précipitée de sa dissolution aqueuse par les acides azotique et oxalique qui s'y combinent; les acides et les alkalis étendus ne l'attaquent pas à la température ordinaire; il en est de même des dissolutions salines; soumise à une température supérieure à celle de son point de fusion, elle se transforme totalement en acide cyanurique et en ammoniaque; cette transformation se fait sous un bouillonnement considérable, occasionné par le dégagement du gaz ammoniac; dissoute dans l'eau, elle s'empare dans certaines circonstances d'une partie de ce liquide et produit du carbonate ammonique; c'est à cette propriété qu'est due la présence de l'ammoniaque dans les urines putréfiées; les acides et les alkalis concentrés favorisent cette même décomposition; la saveur de l'urée est très fraîche et analogue à celle du nitre.

Prép. On obtient une petite quantité d'urée par la distillation sèche de l'acide urique, mais on l'extrait plus facilement et en plus grande quantité des urines.

A cet effet, on évapore des urines récentes jusqu'à consistance syrupeuse. On laisse refroidir et on ajoute à la masse une quantité d'acide azotique concentré et exempt d'acide azoteux, telle, qu'elle représente trois fois le volume du liquide concentré. Par cette addition il se transforme en une masse gélatineuse que l'on filtre et que l'on exprime. Le résidu qui n'est qu'un composé d'acide azotique et d'urée est traité à deux ou trois reprises différentes par une petite quantité d'eau et de nouveau soumis à la presse. Ensuite on le délaie dans de l'eau et on le traite par du carbonate baritique, dont la base s'empare de l'acide azotique et isole l'urée. La dissolution de celle-ci, qui se trouve mélangée avec de l'azotate baritique est évaporée à une douce chaleur jusqu'à siccité et le résidu est repris par de l'alcool anhydre. L'urée souillée par quelques matières colorantes est seule enlevée; en traitant à plusieurs reprises la dissolution alcoolique par du charbon animal et en la soumettant à des cristallisations successives, on parvient à l'obtenir parfaitement pure.

Hist. L'urée a été isolée par Fourcroy et Vauquelin, lors de leur travail sur les urines. M. Wœbler fut le premier qui nous apprit à la produire artificiellement et qui par conséquent désigna sa place parmi les produits inorganiques.

F. $H^2 C^2 N^4 O^2 = 2 N^2 H^4 + C^2 O^2 = H^8 N^2 O + Cy^1 O.$

P. at. 756,87.

SULFATE AMMONIQUE.

Syn. Vitriol ammoniacal.

Prop. Cristaux incolores, inaltérables à l'air, très solubles dans l'eau. La chaleur le transforme en grande partie en sulfite ammonique sublimé. Contient ordinairement 1 atome d'eau de cristallisation qu'il peut perdre à une douce température.

On l'obtient en saturant l'ammoniaque caustique ou en décomposant un carbonate ammonique par l'acide sulfurique dilué. En grand on traite le carbonate ammonique provenant de la distillation des matières animales, par le sulfate calcique.

F. $H^8 N^2 O + S O^2.$

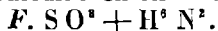
P. at. 828,12.

SULFATE AMMONIACAL.

Prop. Lorsque l'on met en contact de l'acide sulfurique anhydre et du gaz ammoniac sec, ce dernier est absorbé en grande quantité et avec dégagement de calorique. Il en résulte un composé blanc pulvérulent, que la chaleur décompose de la même manière que la sulfate ammonique. Il est très soluble dans l'eau sans décomposition. Sa dissolution ne décompose que peu à peu celles des sels baritiques, strontiques, calciques et plombiques. Les dissolutions des sels strontiques et calciques, ne sont pas même troublées immédiatement.

Le chlorure platinique n'en précipite l'ammonique que partiellement.

D'après toutes ces propriétés, M. H. Rose, qui en a fait le premier l'observation, conclut que les éléments qui constituent le sulfate ammoniacal, doivent s'y trouver groupés d'une autre manière que dans le sulfate ammonique et qu'il pourrait bien être un composé analogue à l'*ozamide*.



P. at. 715,64.

SULFITE AMMONIQUE.

Prop. Cristallise en prismes blancs à 6 ou à 4 pans, terminés par des sommets dièdres. Exposé à la chaleur, il décrépité, perd une partie de son eau et de son ammoniacque et se transforme en bisulfite. A l'air il se change en sulfate. Sa saveur est fraîche, piquante et sulfureuse.

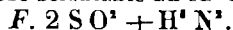
Prép. On sature l'ammoniacque liquide par l'acide sulfureux.



P. at. 728,12.

BISULFITE AMMONIACAL.

Prop. M. H. Rose en faisant un mélange de volumes égaux de gaz ammoniacque et d'acide sulfureux secs a remarqué que ces composés se condensent mutuellement et prennent la forme de petits cristaux jaunes, qui au contact de l'eau se transforment en sulfite ammonique. C'est un composé semblable au sulfate ammoniacal.



P. at. 1016,80.

PHOSPHATE AMMONIQUE.

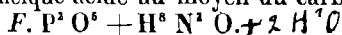
Prop. Cristaux incolores, réagissant à la manière des alkalis; insolubles dans l'alcool, très solubles dans l'eau; s'effleurissent à l'air et abandonnent de l'ammoniaque, en se transformant dans le sel suivant. S'obtient en saturant l'acide phosphorique concentré par de l'ammoniaque caustique.



P. at. 1546,19.

BIPHOSPHATE AMMONIQUE.

Prop. Forme de gros cristaux limpides, solubles dans 5 parties d'eau froide, plus solubles dans l'eau bouillante. A la chaleur il perd d'abord son atome d'eau de cristallisation et se décompose ensuite en ammoniaque et en acide phosphorique. On l'obtient par la saturation du phosphate calcique acide au moyen du carbonate ammonique.



P. at. 1219,24.

SULFHYDRATE AMMONIQUE.

Prop. Liquide incolore, ayant une odeur mixte d'ammoniaque et de sulfide hydrique; au contact de l'air il se transforme en hyposulfite ammonique et laisse déposer du soufre. On l'obtient le plus facilement en faisant passer un courant de sulfide hydrique dans de l'ammoniaque liquide, jusqu'à ce que celle-ci refuse d'en dissoudre. La liqueur est souvent jaune; cette couleur dépend de la présence d'une certaine quantité de sulfure ammonique. Il est employé avec avantage dans les analyses chimiques et en médecine.



P. at.

Les autres sulfosels sont de peu d'importance.

Outre les sels que nous venons d'énumérer et tous ceux

qui peuvent résulter de sa combinaison avec d'autres acides, l'ammoniaque forme des composés bien définis avec la plupart des chlorides, bromides, iodides et fluorides métalloïdiques et y joue le rôle de base.

POTASSIUM.

Syn. Kalium.

Lt. nat. Ne se trouve dans la nature qu'à l'état de combinaison saline. Dans le règne minéral il est ordinairement sous forme de silicate (feldspath, mica). Dans les sucs des plantes son oxide est uni à des acides organiques; de là, la présence de son carbonate dans les cendres.

Prop. Il possède le brillant de l'argent, est très mou à la température ordinaire et très malléable; à 0° il devient cassant et d'une texture cristalline; fond à + 55° et à une température voisine de la chaleur rouge il se volatilise sous forme d'une vapeur verte; à + 15° sa densité = 0,865.

P. c. Exposé à l'air et à la température ordinaire il s'oxide promptement et devient terne; à une température supérieure à celle de son point de fusion il s'enflamme et brûle d'une manière très vive. Jeté sur l'eau, il la décompose instantanément, prend feu et brûle avec une flamme rouge. Son affinité pour l'oxygène est telle, qu'il l'enlève à la plupart des composés qui en contiennent. Cet enlèvement se fait généralement à une température assez élevée et est constamment accompagné d'un vif dégagement de lumière et de chaleur. C'est ce qui fait qu'il brûle dans l'acide carbonique et dans tous les autres gaz qui contiennent de l'oxygène, soit en mélange, soit en combinaison. Il brûle également dans le chlore et enlève cet élément à la plupart de ses composés. A une chaleur suffisante il agit sur les éléments du sulfure et du phosphore hydriques, du fluorure silicique et de plusieurs autres gaz qui ne contiennent pas d'oxygène et les décompose avec flamme et production de composés potassiques. L'hydrogène est absorbé par lui et semble former un composé solide, inflammable à l'air.

P. o. A la température ordinaire on peut le manier impunément avec les doigts, mais à une température un peu plus élevée il attaque la peau et les autres tissus organiques d'une manière très énergique.

Ext. On peut l'obtenir 1° par la décomposition de l'oxide

potassique au moyen de la pile ; 2° par la décomposition du même oxide au moyen du fer chauffé à une température du rouge blanc ; 3° par la distillation à une chaleur intense d'un mélange intime de carbonate potassique et de charbon. Celui-ci s'obtient par la décomposition en vase clos, de la crème de tartre. On recueille et on conserve le métal dans de l'huile de naphte.

Us. On ne s'en sert que dans les laboratoires.

Hist. Le potassium a été découvert par Davy en 1807. Il l'obtint par l'action de la pile. MM. Gay-Lussac et Thenard, furent les premiers qui l'extrayèrent par l'intermède du fer. Brunner fut l'auteur de la 3^me méthode, à laquelle il a donné son nom.

F. Po ou K.

P. at. 489,916.

Sous-oxide potassique.

Prop. Chauffé, il possède une teinte rougeâtre, froid, il est gris. Il s'enflamme facilement à l'air et se transforme en surovide ; l'eau le transforme en oxide et laisse dégager de l'hydrogène. La chaleur opère la même décomposition dans le vide ; du potassium se volatilise. On l'obtient en chauffant du métal dans une quantité d'air qui ne contient pas assez d'oxygène pour le transformer en oxide.

F. Probablement $K^2 O$.

Oxide potassique.

Syn. Protoxide de potassium.

Prop. Ne peut s'obtenir que par la combustion du potassium dans l'air sec. Il est sous forme d'une masse d'un blanc grisâtre, fusible, volatile à une température élevée et très dure ; attirant fortement l'humidité de l'air et se combinant à l'eau, dont on ne peut plus le séparer par l'action seule de la chaleur.

F. KO,

P. at. 589,916.

Oxide potassique hydraté.

Syn. Alkali végétal; potasse caustique; pierre à cauterer potasse à la chaux; lessive caustique.

P. p. Blanc, dur, très cassant; fusible à une chaleur modérée; volatil à une température très élevée; densité = 1,708.

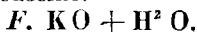
P. c. Se dissout facilement dans l'eau et dans l'alcool, sans dégagement de beaucoup de chaleur; attire fortement l'humidité et l'acide carbonique de l'air; attaque le verre et les creusets; décompose la plupart des sels métalliques formés par d'autres bases; détruit ou modifie la composition d'une foule de substances organiques.

P. o. Saveur brûlante; appliqué sur la peau, il la détruit et met les parties charnues à nu.

Prép. On dissout 1 partie de carbonate potassique bien pur dans 7 parties d'eau, on verse la dissolution dans un vase d'argent et l'on fait bouillir. Puis l'on y ajoute par petites portions successives $\frac{1}{2}$ partie de chaux, également pure et préalablement éteinte. Celle-ci enlève l'acide carbonique à la potasse et se dépose sous forme d'un précipité blanc parfaitement insoluble. En décantant et en évaporant rapidement la liqueur parfaitement claire et ne faisant plus effervescence avec les acides, on obtient l'hydrate potassique pur. Si l'on n'a pas employé du carbonate potassique et de la chaux bien pures, l'oxide peut contenir quelques substances étrangères.

Dans ce cas on le dissout dans de l'alcool concentré, on décante et on évapore. Purifié d'après ce dernier procédé il porte le nom de *potasse à l'alcool*.

Us. Sert dans les analyses chimiques, dans le blanchiment, en teinture, dans la fabrication des savons mous et en médecine.



P. at. 702,39.

Suroxide potassique.

Syn. Peroxide de potassium, deutoxide de potassium.

Prop. Jaune, fusible à une chaleur rouge et prenant par refroidissement une texture cristalline. Chauffé au contact de l'hydrogène, de l'ammoniaque, des acides sulfureux

et azoteux, il abandonne les $\frac{3}{2}$ de son oxygène à ces différents gaz.

Cette même quantité d'oxygène est expulsée par de l'eau ou un acide quelconque à la température ordinaire. On l'obtient en chauffant un morceau de potassium, posé sur une plaque de chlorure potassique fondu ou d'argent, dans un courant de gaz oxygène sec, ou bien en chauffant de la potasse au contact de l'air dans un creuset d'argent.

Hist. A été découvert en 1808, par MM. Gay-Lussac et Thenard.

F. $K O^3$.

P. at. 789,916.

Sulfures potassiques.

Le soufre et le potassium fondus ensemble, se combinent sous un dégagement très considérable de chaleur et de lumière. Ces deux éléments peuvent se combiner en cinq rapports différents et former des composés dans lesquels le potassium est au soufre comme 1 : 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

Le sulfure potassique (monosulfure), est sous forme d'une masse fusible à texture cristalline, d'une couleur rouge foncée, soluble dans l'eau et donnant une solution incolore; attire l'humidité de l'air; les acides en dégagent du sulfide hydrique sans précipitation de soufre; chauffé à l'air il se transforme complètement en sulfate potassique. C'est la sulfo-base la plus énergique.

On l'obtient en décomposant le sulfate potassique neutre à l'aide du charbon ou de l'hydrogène et de la chaleur. Si l'on emploie beaucoup plus de charbon qu'il n'en faut pour convertir le sulfate en sulfure, P. E. 2 parties de sel sur 1 partie de noir de fumée, l'on obtient un sulfure, qui, à cause de son état de division extrême, s'enflamme spontanément à l'air. On lui a donné le nom de *pyrophore*, nom qui a été étendu à tout autre composé jouissant de cette même propriété.

Par la voie humide, on l'obtient, en saturant complètement une certaine quantité de potasse dissoute dans l'eau, par du sulfide hydrique et en y ajoutant ensuite la même quantité d'alcali que celle qui a été saturée d'abord.

F. $K S$.

P. at. 691,081.

Les *bi*, *tri* et *quadrisulfure* sont de peu d'importance et ne s'obtiennent que par des procédés plus ou moins compliqués. Nous les passons sous silence.

Le *persulfure potassique* (pentasulfure, foie de soufre), s'obtient en faisant fondre ensemble parties égales de carbonate potassique et de soufre, à une température convenable. De l'acide carbonique seul, si le carbonate est anhydre, sinon, un mélange de ce gaz et de sulfide hydrique se dégage. Il se forme une masse brune, fusible, très cassante, consistant en un mélange de $\frac{1}{4}$ de sulfate et de $\frac{3}{4}$ de persulfure potassique. Ce dernier possède l'odeur et la saveur du sulfide hydrique, devient déliquescent à l'air, et forme une dissolution jaune avec l'eau. Les acides en dégagent du sulfide hydrique et en précipitent du soufre blanc (lait de soufre).

On peut encore obtenir du sulfure potassique par la fusion d'un mélange de soufre et d'hydrate potassique ou en faisant bouillir une solution de potasse caustique avec du soufre. Dans le premier cas les produits sont les mêmes que par l'emploi du carbonate, dans le second, il y a formation de sulfure et d'hyposulfite potassiques.

Une dissolution aqueuse de sulfure, exposée à l'action de l'air en absorbe promptement de l'oxygène et se transforme d'abord en hyposulfite, puis en sulfite et enfin en sulfate potassique. Les sulfures supérieurs au monosulfure, déposent en même temps du soufre.

F. KS^5 .

P. at. 1465,74.

Phosphure potassique.

En faisant fondre ensemble, à l'abri de l'air, du phosphore et du potassium, ces deux éléments se combinent en développant beaucoup de chaleur et de lumière. Il en résulte une masse brune, qui au contact de l'eau laisse dégager du phosphure hydrique tandis que la liqueur contient de l'hypophosphite potassique.

Chlorure potassique.

Syn. Sel fébrifuge de Sylvius; muriate de potasse; chlorure de potassium.

Prop. Cristaux cubiques, incolores, transparents, fusi-

bles à la chaleur, rouge, et volatils à une température supérieure; densité = 1,826; se dissolvent facilement dans l'eau et produisent un abaissement assez considérable de température; leur saveur est fraîche et ressemble beaucoup à celle du sel marin. On obtient généralement le chlorure potassique par la décomposition du carbonate potassique au moyen du chlorure hydrique. Il est employé en médecine.

F. KCl^2 .

P. at. 922,57.

Iodure potassique.

Prop. L'iodure potassique plus généralement connu sous le nom d'*hydriodate de potasse*, se trouve en petite quantité dans les eaux de la mer et dans les plantes marines.

Il cristallise sous forme de cubes ou d'octaèdres incolores: il est fusible à la chaleur et volatil; il est déliquescents; se dissout dans $\frac{3}{4}$ parties d'eau froide et dans 6 parties d'alcool; sa dissolution aqueuse possède la propriété de se charger d'une plus grande quantité d'iode qu'il ne s'en dissout dans l'eau pure; il est décomposé à chaud par le brome et le chlore; l'acide sulfurique le décompose en partie en iode et en iodure hydrique; il se dégage en même temps de l'acide sulfureux. Sa saveur est acre et amère. Il possède une action spéciale sur les glandes et le système lymphatique. Il est employé en médecine.

On peut l'obtenir de la même manière que le chlorure, mais on préfère généralement saturer d'iode une dissolution aqueuse de potasse caustique jusqu'à ce qu'elle commence à se colorer, l'évaporer ensuite jusqu'à siccité et chauffer le résidu à un degré suffisant pour convertir en iodure, l'iodate qui s'y trouve.

F. KI^2 .

P. at. 2069,42.

Bromure et fluorure potassiques.

Prop. Ils cristallisent de la même manière que les précédents et s'obtiennent par les mêmes procédés. Leurs autres propriétés sont également analogues.

F. KBr^2 et KF^2 .

P. at. 1468,22 et 723,72.

Cyanure potassique.

Syn. Prussiate de potasse; hydrocyanate de potasse; cyanure de potassium.

Prop. Cristallise sous forme de cubes incolores; possède une réaction alcaline; se dissout très facilement dans l'eau; exposé à l'action de l'air il en attire l'humidité et l'acide carbonique. Il se dégage du cyanide hydrique. Par une ébullition soutenue, on parvient à transformer sa dissolution aqueuse en formiate potassique et en ammoniacque.

Son odeur et sa saveur rappellent celles des amandes amères. Il se produit par la combustion du potassium dans le cyanogène ou par l'action de la potasse sur les substances animales, à une température très élevée.

Le meilleur moyen de le préparer consiste à décomposer au feu, le cyanure ferroso potassique anhydre.

Il se combine facilement aux cyanides et forme la base de la plupart des cyanosels. Il s'emploie en médecine.

F. K Cy².

P. at. 819,83.

SELS POTASSIQUES.

Caractères. La plupart sont très solubles dans l'eau et résistent beaucoup mieux à l'action de la chaleur que ceux que forme aucune autre base. Leur dissolution concentrée est précipitée par l'addition d'un excès d'acide tartrique ou de sulfate aluminique. Dans les deux cas le précipité est blanc et cristallin et se dissout dans une grande quantité d'eau. Le chlorure platinique y détermine un précipité jaunâtre, mais comme cette réaction appartient également aux sels ammoniacaux, il faut faire rougir le sel potassique avant de le mettre en contact avec le chlorure platinique.

Par la voie sèche on reconnaît les sels potassiques par la propriété qu'ils possèdent de convertir en bleu, le verre jaune que l'on obtient par la fusion au chalumeau d'une petite quantité d'oxide nickolique avec du borax.

Azotate potassique.

Syn. Salpêtre; nitre; sel de nitre; nitrate de potasse; cristal minéral et sel de prunelle quand il a été fondu.

Et. nat. Plusieurs contrées de l'Inde, de l'Amérique méridionale, de l'Égypte, de l'Espagne et de la Hongrie possèdent des terrains qui contiennent des quantités plus ou moins considérables de nitre, qui s'effleurit à leur surface pendant la saison de sécheresse. Les murs de nos caves, de nos écuries, de nos étables ou de tout bâtiment qui, étant à une faible élévation au-dessus du sol, sert à abriter des hommes ou des animaux, contiennent de l'azotate potassique; il y est constamment accompagné d'azotate calcique et magnésique. Quelques plantes telles que la betterave, la pariétaire, etc., en contiennent également.

P. p. Cristallise en longs prismes hexaèdres, à sommets dièdres; souvent ils se réunissent parallèlement à leur axe, de manière à former des cannelures; ces cristaux sont blancs, demi transparents et fondent à $+350^{\circ}$ en un liquide incolore, qui par le refroidissement se prend en une masse sonore, opaque et cristalline; leur densité = 2,09; suivant M. Gay-Lussac, 100 p. d'eau en dissolvent 13,32 parties à 0° ; 85 p. à $+50^{\circ}$; 170,80 p. à $+80^{\circ}$ et 246,15 p. à $+100^{\circ}$. Il est insoluble dans l'alcool absolu.

P. c. Par la fusion on le convertit d'abord en gaz oxygène et en azotite; en continuant l'action de la chaleur il ne reste que de la potasse. Mêlé à de la poudre de charbon, ou de soufre, à du phosphore, à de la limaille de fer ou de zinc, et exposé à l'action de la chaleur il en résulte une combustion vive et accompagnée d'un grand dégagement de calorique et de lumière.

P. o. Il a une saveur fraîche, piquante et légèrement amère. Il est diurétique.

Prép. Dans l'Inde et dans les autres pays où le nitre s'effleurit à la surface du sol, on n'a qu'à le recueillir avec des houssoirs ou des balais, à le lessiver et à évaporer les eaux de lessivage pour le faire cristalliser (nitre de housse).

Dans nos contrées, on lessive les plâtras ou les décombres. Comme les eaux qui en proviennent, contiennent une forte quantité d'azotate calcique et magnésique, on convertit ceux-ci en azotate potassique, par l'addition de carbonate ou de sulfate de cette dernière base. Après filtration on évapore et par plusieurs cristallisations successives, on obtient du nitre plus ou moins pur, suivant les procédés qui auront été mis en usage.

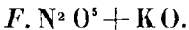
Dans plusieurs pays, P. E. en Suède et en Prusse on a établi des *nitrières artificielles*.

A cet effet on y fait des tas de terre végétale que l'on mêle à de la craie, à de la chaux ou à tout autre alkali et à des matières organiques azotées. Ces tas sont exposés pendant plusieurs années à l'action de l'air, abrités contre les rayons directs du soleil, retournés et arrosés avec de l'urine à certaines époques. Lorsque l'on juge la nitrification assez avancée, on lessive et on traite les liquides à peu près de la même manière que celles que fournissent les plâtras.

Comment le nitre et les autres azotates que nous voyons constamment se former sous nos yeux, se produisent-ils? L'expérience nous a démontré que la présence des matières azotées ainsi que celle d'une base énergique et divisée dans une substance poreuse et légère, favorisent la nitrification. Devons-nous en conclure que cette présence est totalement indispensable? Les expériences de Proust, de Davy, de MM. Gaultier de Claubry et Longchamp, tendent à nous prouver le contraire et à faire supposer que les éléments de l'air concourent seuls à la formation de l'acide azotique favorisée par la présence d'une base énergique et de la substance poreuse, lesquels dans ce cas agiraient sur l'azote et l'oxygène à la manière que le platine spongieux agit sur ces mêmes éléments (1).

Us. S'emploie en médecine, dans la fabrication des acides sulfurique et azotique, du carbonate potassique et d'une foule d'autres composés oxidés. Son principal usage consiste à servir de base à la poudre à canon. C'est un mélange de 75 parties de nitre raffiné, 12 $\frac{1}{2}$ de soufre et 12 $\frac{1}{4}$ de charbon. La poudre de chasse contient 78 de nitre, 12 de soufre et 10 de charbon. Pour éviter les accidents le mélange se fait d'ordinaire dans de grands mortiers en bois, dans lesquels on fait mouvoir des pilons en cuivre ou en zinc.

La grande quantité de gaz qui se produit par la combustion de la poudre et qui consiste principalement en azote et en acide carbonique est cause de la violente explosion qu'elle produit.



P. at. 1166,95.

(1) Voy. à l'art. Platine les dernières expériences de M. Kuhlmann.

Silicate potassique.

Le silicate potassique entre dans la composition d'un grand nombre de minéraux, P. E. du feldspath, du mica, dans lesquels il se trouve combiné à d'autres silicates. Le rapport de l'oxygène de l'acide silicique à celui de la potasse, y est ordinairement = 2, 3, 6 : 1. Par la fusion d'un mélange de silice et de carbonate potassique on obtient différents silicates dont les uns sont solubles dans l'eau et décomposables, par les acides, les autres insolubles dans ce liquide et inattaquables par les acides. P. E. le verre (voyez plus loin).

En faisant fondre ensemble 10 parties de carbonate potassique, 15 parties de quartz bien pulvérisé et 1 partie de poudre de charbon, on obtient le *terre soluble* de Fuchs. Ce silicate est soluble dans l'eau; sa solution concentrée peut être appliquée sur du bois, des tapis etc, sur lesquels il se dessèche sous forme d'un vernis vitreux et les garantit contre l'incendie.

Carbonate potassique.

Syn. Alkali dulcifié; sous carbonate de potasse; sel de tartre.

Dans le commerce on connaît plusieurs variétés du carbonate potassique plus ou moins impur. On leur donne le nom générique de *potasses*. Pour les distinguer entre elles on les désigne par le nom de la localité d'où elles proviennent, ce qui suffit d'ordinaire, pour faire reconnaître leur qualité. Ainsi, l'on a de la potasse d'Amérique, de Dantzic ou de Russie, de Trèves et des Vosges.

Le nom de *Perlasse* ou de *potasse perlasse*, est spécialement donné aux potasses qui possèdent une coloration bleuâtre ou verdâtre, déterminée par la présence d'une certaine quantité d'oxydes de fer ou de manganèse; celui de *endres gravelées*, à la potasse provenant des cendres de la lie de vin.

P. p. Cristallise très difficilement; d'ordinaire il est sous la forme d'une masse blanche, opaque et fusible à une haute température.

P. c. Indécomposable par la chaleur seule; aidée par un

courant de vapeur aqueuse, elle le transforme en hydrate potassique; le charbon le décompose en oxide carbonique et en potassium. Il attire fortement l'humidité de l'air et devient déliquescent; il ramène au bleu le papier de tournesol rougi par un acide.

P. o. Saveur âcre, non caustique.

Prép. Le carbonate potassique pur s'obtient par la calcination du bicarbonate de la même base, ou par la calcination et la lessivation du bitartrate ou de tout autre sel potassique pur, à acide organique.

Pour les besoins du commerce on lessive les cendres de bois et on évapore la liqueur, Le résidu est connu sous le nom de *potasse brute* ou de *salin*.

C'est une masse brune noirâtre que l'on calcine dans des fours particuliers, jusqu'à demi-fusion et ce n'est que sous cet état qu'elle est mise en circulation dans le commerce.

Outre la potasse libre et le carbonate potassique, qui fait leur principale valeur, les potasses du commerce contiennent en général, du chlorure potassique, de l'alumine, de la silice, de la chaux et des oxides de fer et de manganèse. Comme l'on peut être intéressé à connaître la quantité réelle d'alkali, soit libre, soit à l'état de carbonate dans une potasse quelconque, il faut la soumettre à une opération chimique, aucun caractère physique ne pouvant servir à en donner le rapport d'une manière exacte. Cette opération est connue sous le nom d'*essai alkalimétrique*.

Elle est basée sur deux principes :

1° *Qu'un poids de potasse à l'état de pureté exige une quantité constante d'acide sulfurique pour être neutralisée.*

2° *Que la potasse neutralisée par l'acide sulfurique étendu d'une proportion d'eau convenable, ne peut recevoir une quantité nouvelle de cet acide, sans que celle-ci ne devienne sensible aux réactifs colorés, notamment au tournesol.*

Cette méthode qui avait déjà été mise en usage par Richter et que M. Descroizilles avait bien simplifiée, n'a été perfectionnée que depuis peu de temps, par M. Gay-Lussac.

Us. On l'emploie pour la fabrication du savon, du verre, du cyanure ferroso-potassique, de la potasse caustique, en médecine, dans l'analyse d'une foule de minéraux, etc.

$F. CO^2 + KO.$ et cristallisé $2CO^2 + KO + 2H^2O.$

P. at. 866,35.

Sesquicarbonate potassique.

Prop. Cristaux incolores attirant fortement l'humidité de l'air, insolubles dans l'alcool, et décomposables en carbonate neutre par l'action de la chaleur. Leur réaction est alcaline.

Prép. On fait bouillir une dissolution de bicarbonate potassique dans de l'eau jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide carbonique. Par le refroidissement le sesquicarbonate cristallise.

Hist. Découvert en 1809 par Berthollet.

F. $3 \text{CO}_2 + 2 \text{KO}$.

P. at. 2079,15.

Bicarbonate potassique.

Prop. Cristallise en tables quarrées (rhombo-octaèdres) incolores, solubles dans 4 parties d'eau froide et dans $\frac{4}{5}$ parties d'eau bouillante. Ce sel exige 1200 parties d'alcool pour se dissoudre. Il se maintient à l'air, se décompose facilement à la chaleur. Sa réaction est faiblement alcaline; sa saveur est fraîche et alcaline.

Prép. On sature par une courant d'acide carbonique, une dissolution concentrée de carbonate. Il est employé en médecine et dans l'analyse chimique.

F. $2 \text{CO}^2 + \text{KO}$. Cristallisé il contient 1 atome d'eau.

P. at. 1142,79.

Oxalate potassique.

Pr. Sel cristallisable, soluble dans 3 parties d'eau froide effleurissant à l'air par un temps chaud. S'obtient par la saturation du bioxalate au moyen du carbonate potassique.

F. $\text{C}^2 \text{O}^4 + \text{KO}$.

P. at. 1142,97.

Bioxalate potassique.

Ce sel (sel d'oseille) existe dans le suc de plusieurs plantes et principalement dans celui de l'*Oxalis acetosella* et *corniculata*, du *Rumex acetosa* et *acetosella*, du *Geranium acetosum*, etc.

Prop. Il cristallise très facilement avec 2 at. d'eau, en prismes quadrilatères blancs, très peu solubles dans l'eau froide, solubles dans 14 parties d'eau bouillante et dans 34 parties d'alcool. Mis sur des charbons ardents il répand une fumée acide et mordicante et ne se charbonne pas. Il se conserve bien à l'air. Sa saveur est aigre; pris en grande quantité il devient vénéneux. On l'obtient par l'évaporation du suc des plantes qui le contiennent. 50 livres de ce suc, donnent à peu près 4 onces de sel pur. On l'emploie en médecine et à l'enlèvement des taches d'encre.

F. $2 \text{C}^2 \text{O}^3 + \text{KO}$.

P. at. 1495,67.

Quadroxalate potassique.

D'après Berard le sel d'oseille du commerce renferme généralement une certaine quantité de quadroxalate. Il est sous forme de petits prismes blancs, peu solubles dans l'eau. Suivant Wollaston, qui l'a découvert, il suffit de traiter le bioxalate, par un excès d'acide sulfurique ou azotique ou de chlorure hydrique pour lui enlever la moitié de sa base et pour le transformer en quadroxalate. Les cristaux renferment 7 at. d'eau.

F. $4 \text{C}^2 \text{O}^3 + \text{KO}$.

P. at. 2401,42.

Croconate potassique.

Pr. Il est sous forme de petits cristaux prismatiques d'une belle couleur jaune foncée. Le feu le transforme en gaz acide et oxide carboniques, en charbon et en carbonate potassique. Il est soluble dans l'eau et complètement insoluble dans l'alcool. Sa saveur est analogue à celle du nitre. Il se forme en même temps que de l'oxalate, par la réaction de l'eau sur la matière noire qui accompagne le potassium lorsqu'on extrait celui-ci d'après la méthode de Brunner.

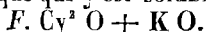
F. $\text{C}^5 \text{O}^4 + \text{K O}$.

P. at. 1373,10.

Cyanate potassique.

Pr. Cristallise en paillettes incolores, semblables à celles

que présente le chlorate de la même base. Il est fusible sans décomposition ; très soluble dans l'eau. Sa dissolution se convertit facilement et surtout à l'aide de la chaleur en bicarbonate potassique et en ammoniaque. On le prépare en faisant rougir au feu, un mélange de cyanure ferroso potassique et de peroxide manganique. En traitant ensuite le résidu par de l'alcool, celui-ci en extrait le cyanate potassique qui y est soluble et que l'on obtient par évaporation.

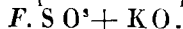


P. at. 1019,83.

Sulfate potassique.

Pr. Cristallise sous forme de prismes obliques à quatre pans, ou sous celle de doubles pyramides à six faces. Ses cristaux sont transparents, incolores et très durs. Ils ne renferment pas d'eau de cristallisation. Ils décrépitent au feu et n'entrent en fusion qu'à une température très élevée, sans subir de décomposition. L'eau à 0° n'en dissout que 8,36 parties pour % ; pour chaque degré supérieur à ce point, elle en dissout 0,1714 parties de plus. Il est parfaitement insoluble dans l'alcool. Sa saveur est amère et nauséabonde.

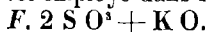
C'est un produit accidentel de la préparation de l'acide azotique. Il est employé en médecine.



P. at. 1091,08.

Bisulfate potassique.

Pr. Ses cristaux sont prismatiques, très solubles dans l'eau, très fusibles au feu et susceptibles d'y abandonner leur excès d'acide ; l'alcool en précipite du sulfate neutre ; il s'effleurit légèrement à l'air. Sa saveur est aigre et mordicante. On le prépare en faisant fondre à une chaleur tempérée, du sulfate neutre avec la moitié de son poids d'acide sulfurique. Il est employé dans l'analyse de quelques minéraux.



P. at. 1592,24

Biarséniate potassique.

Pr. Ce sel se présente sous la forme de cristaux octaédriques à base carrée, très volumineux contenant 2 atomes d'eau de cristallisation et inaltérables à l'air. Leur dissolu-

tion rougit le papier de tournesol il redevient bleu ensuite. Ce sel est très vénéneux. On l'obtient en traitant le nitre par l'acide arsénieux à une température rouge. Il est quelque fois employé en teinture.

F. $\text{K O} + 2 \text{As}^3 \text{O}^5$.

P. at. 2030,00.

Hypochlorite potassique.

Syn. Chlorure de potasse ; chlorite potassique ; eau de Javelle.

Pr. Liquide jaunâtre , qui , évaporée dans le vide laisse une masse cristalline. Lorsqu'on l'évapore à l'air, il se dégage de l'oxygène et il se forme du chlorure et du chlorate potassiques. Il est employé dans le blanchiment des toiles. Cet emploi est basé sur la propriété qu'il possède de détruire la plupart des matières colorantes organiques. Son odeur rappelle faiblement celle du chlore. On l'obtient en faisant passer un courant de chlore à travers une dissolution assez étendue de potasse et jusqu'à ce que celle-ci ait perdu ses propriétés alcalines.

F. $\text{K O} + \text{Cl}^1 \text{O}^2$. *P. at.* 1232,57.

Chlorate potassique.

Syn. Muriate de potasse oxygéné ; oxymuriate de potasse ; poudre brontique.

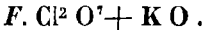
Prop. Ordinairement il est sous forme de paillettes nacrées, quelques fois sous celle de prismes rhomboïdaux, inaltérables à l'air et d'une densité de 1,989 ; il est soluble dans 16 parties d'eau à $+15^\circ$, dans 8 p. à 35° et dans $1\frac{2}{3}$ p. d'eau bouillante. Il est fusible et décomposable à la chaleur en oxygène et en chlorure potassiques. Mélangé à du charbon , du soufre , du phosphore ou un autre corps combustible , il produit une forte explosion lorsqu'on le chauffe ou qu'on le frappe avec un corps dur. L'acide sulfurique concentré le décompose instantanément avec dégagement d'une grande quantité de chaleur. C'est sur cette dernière propriété qu'est basée la fabrication des allumettes oxygénées. Sa saveur est fraîche et très désagréable. On le prépare en faisant passer un courant de chlore dans une dissolution concentrée d'oxide ou de carbonate potassiques. Sert à la préparation de plusieurs composés oxygénés. Il a été découvert par Berthollet en 1786.

F. $\text{K O} + \text{Cl}^1 \text{O}^3$.

P at. 1532,57.

Oxi-chlorate potassique.

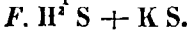
Pr. Il est en général sous forme de très-petits cristaux. En laissant refroidir lentement sa dissolution aqueuse saturée on obtient des octaèdres à base carrée plus volumineux. L'eau n'en dissout que $\frac{1}{88}$ à $+ 15^{\circ}$. L'eau bouillante en dissout une quantité beaucoup plus considérable. Il est insoluble dans l'alcool. Il détonne faiblement avec le soufre et le charbon. Il se décompose vers $+ 200^{\circ}$ et donne 0,44 d'oxygène. On le prépare, en décomposant partiellement le sel précédent soit par l'action de l'acide sulfurique soit par celle de la chaleur. Il a été découvert en 1814 par le comte Stadion.



P. at. 1732,57.

Sulphydrate potassique.

Pr. Ce composé est le plus important des sulfosels potassiques. Il est sous forme de gros prismes incolores à quatre ou à six pans, terminés par des sommets à quatre ou à six faces. Il est très-déliquescent; se dissout facilement dans l'alcool et se décompose à l'air. Les acides en dégagent du sulfide hydrique et le transforment en oxysel. Sa saveur est très-alkaline et amère. On l'obtient soit en saturant une dissolution concentrée de potasse consistant par du sulfide hydrique, soit en faisant chauffer du potassium, du sulfure ou du carbonate potassique anhydre dans un courant de sulfide hydrique. Si en le préparant par la voie humide, l'air a eu accès, la dissolution contient une petite quantité de bisulfure potassique, qui le colore en jaune. On l'emploie dans l'analyse.



P. at. 904,73.

Fluoborate et fluosilicate potassique.

Ces composés se forment par la saturation de la potasse ou du carbonate potassique au moyen des silicio et borofluorides hydriques.

Ils sont tous deux peu solubles dans l'eau, et sous forme d'une poudre blanche cristalline, décomposable à la chaleur et d'une saveur très faible et légèrement amère.

Ils servent l'un à la préparation du bore, l'autre à celle du silicium.

F. $\text{KF}^2 + 2 \text{Si F}^4$ et $\text{K F}^2 + \text{B F}^3$.

P. at. 2681,14 et 1561,32.

SODIUM.

Syn. Natrium.

Ét. nat. L'état le plus ordinaire sous lequel la nature nous offre ce métal est celui de chlorure, plus vulgairement connu sous les noms de *sel marin*, *sel gemme*.

P. p. Elles diffèrent peu de celles du potassium; comme lui il possède l'éclat de l'argent. Il se fond à $+ 90^\circ$; sa densité est de 0,972 à $+ 15^\circ$; il est moins volatil que le potassium; sa texture est plus cristalline.

P. c. Il s'oxide lentement à l'air. La chaleur active sa combinaison avec l'oxigène, mais il n'y prend feu qu'à la température à laquelle il commence à rougir. Il décompose l'eau avec beaucoup de vivacité, tournoie à sa surface mais ne s'enflamme pas. Il a moins d'affinité pour l'oxigène que le potassium.

Extr. Les procédés qui servent à extraire le sodium sont semblables à ceux que l'on met en usage pour obtenir le potassium. C'est ordinairement l'acétate sodique que l'on emploie de préférence à tout autre sel organique de soude pour le convertir en un mélange de carbonate et de charbon.

Hist. Découvert par Davy, en même temps que le potassium.

F. So. ou Na.

P. at. 290,897.

Sous-oxide sodique.

Prop. Possède la plus grande analogie avec le composé correspondant de potassium et s'obtient de la même manière.

F. $\text{Na}^2 \text{O}$.

P. at. 681,794.

Oxide sodique.

Ét. nat. Ne se trouve qu'à l'état de combinaison avec plusieurs acides.

Prop. Il a beaucoup de ressemblance avec l'oxide potassique anhydre. Il est moins fusible et moins volatil que ce dernier et s'obtient de la même manière.

F. Na O .

P. at. 390,90.

Oxide sodique hydraté.

Syn. Soude caustique ; alkali minéral ; soude à la chaux ; soude à l'alcool.

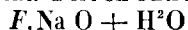
Prop. En tout semblables à celles de l'oxide potassique hydraté. Sa densité est un peu plus faible ; elle est de 1,536.

P. c. Diffèrent peu de celles de l'oxide potassique. Il s'humecte d'abord à l'air et s'y effleurit ensuite ; il n'est précipité par aucun des réactifs qui entraînent la précipitation de l'oxide potassique. Il forme des huiles saponifiables et avec la plupart des graisses des savons durs. Une dissolution concentrée et suffisamment refroidie laisse déposer des gros cristaux en tables carrées, dont le contenu en eau n'a pas encore été déterminé.

P. o. Les mêmes que celles de l'oxide potassique.

Extr. On peut l'extraire de la même manière que la potasse ; on peut aussi décomposer le sulfate sodique par une dissolution concentrée d'oxide potassique.

Us. Sert dans la fabrication du savon et dans le blanchiment. C'est en outre un réactif précieux.

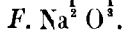


P. at. 503,38.

Peroxide sodique.

Prop. Solide ; d'un jaune verdâtre ; moins fusible que le peroxide potassique.

Prép. On fait chauffer au contact de l'air du sodium, ptacé sur une plaque d'argent ou de chlorure sodique fondu.



P. at. 881,79.

Sulfures sodiques.

Sont analogues de même que les phosphures aux composés potassiques correspondants.

Chlorure sodique.

Syn. Chlorure de sodium, sel marin, sel de cuisine, sel gemme, sel de roche, hydro-chlorate de soude, muriate de soude.

Et. nat. Très répandu dans la nature. Il forme des roches

d'une très grande épaisseur et étendue. L'eau de la mer et celle d'un grand nombre de sources en contiennent une certaine quantité. Il y est mélangé à d'autres chlorures.

P. p. Le chlorure sodique se trouve dans la nature sous forme de cubes incolores. Celui que l'on produit artificiellement est d'ordinaire en pyramides creuses quadrangulaires, formées par la réunion et la superposition d'un certain nombre de petits cubes. Il est aussi soluble dans l'eau froide que dans l'eau chaude; 100 parties d'eau en dissolvent 37 de chlorure; il est insoluble dans l'alcool absolu. Il décrépite fortement lorsqu'on le chauffe; il entre en fusion à la chaleur rouge et se volatilise à une température plus élevée. Sa densité est de 2,22.

P. c. Traité par les acides forts hydratés ou dilués il est décomposé et fournit du chlorure hydrique. Les acides anhydres sont sans action sur lui; l'acide azotique se transforme en eau régale au contact du chlorure sodique.

P. o. Saveur franchement saline.

Prép. et Extr. Le chlorure sodique pur se prépare en versant du chlorure hydrique sur du carbonate sodique pur. Le chlorure ordinaire s'obtient par la dissolution et la cristallisation du *sel gemme*, ou bien par l'évaporation à l'air libre et au moyen d'appareils convenables, soit de l'eau de la mer, soit de celle des *sources salées*.

Us. Il est employé dans l'économie domestique pour la salaison et la conservation des aliments. Il sert à la fabrication du chlore, du chlorure hydrique, de la soude artificielle, du sel de Glauber, etc.

F. Na Cl⁺.

P. at. 733,55.

Iodure sodique.

Syn. Hydriodate de soude, iodure de sodium.

Prop. Ce composé, qui se trouve en petite quantité dans les eaux mères des salines, cristallise en cubes. Il est très déliquescent et soluble dans l'alcool. La chaleur le décompose partiellement. Il s'obtient de la même manière que l'iodure potassique et sert aux mêmes usages.

F. Na I⁺.

P. at. 1870,40.

SELS SODIQUES.

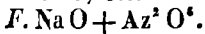
Ils ont beaucoup de ressemblance avec les sels potassiques.

La plupart retiennent une grande quantité d'eau de cristallisation, dans laquelle ils se fondent par la chaleur. Un grand nombre d'entre-eux est efflorescent. On ne possède aucun moyen qui puisse faire reconnaître immédiatement la présence de la soude dans un sel. On conclut que c'est de la soude lorsque les réactifs n'indiquent pas la présence d'un autre alkali et que la dissolution n'est pas précipitée par le carbonate potassique.

Azotate sodique.

Syn. Nitre cubique, nitrate de soude.

Pr. Il forme une couche très puissante et d'une étendue de 50 lieues environ dans le désert d'Atakama au Pérou. Il cristallise en prismes rhomboïdaux, transparents et incolores; d'après M. Marc, 100 parties d'eau en dissolvent 63,1 parties à -6° ; 80 p. à 0° ; 22,7 p. à $+10^{\circ}$; 55 p. à $+16$ et 218,5 p. à $+119^{\circ}$; il attire l'humidité de l'air; la chaleur le décompose incomplètement. Mêlé avec du soufre et du charbon, il brûle avec une flamme d'un jaune orangé et trois fois plus lentement que l'azotate potassique, auquel il ressemble pour ses autres propriétés. A cause de son bas prix on l'emploie de préférence au nitre, dans la fabrication de l'acide azotique et sulfurique et dans celle du jaune de chrôme, etc.



P. at. 1067,93.

Silicate sodique.

Pr. Ce que nous avons dit du silicate potassique peut s'appliquer au silicate sodique.

Verre. Le verre blanc peut-être envisagé comme un sur-silicate sodico-potassique, fondu avec du silicate calcique et souvent même avec du silicate plombique. Les verres colorés, ne doivent leur couleur qu'à la présence d'un ou de plusieurs autres silicates métalliques. Ainsi le verre rouge s'obtient par l'addition de pourpre de Cassius ou d'oxide cuivreux; le bleu par celle d'oxide cobaltique; le vert par celle d'oxide cuivrique ou chromique; le blanc par celle d'oxide stannique, etc. Le verre laiteux est produit par la présence de poudre d'os calcinés. Les émaux et les masses vitreuses qui servent à imiter les pierres précieuses sont

tous produits de cette manière. Pour les rendre plus fusibles on les fait avec du silicate plombique seul, ou avec un verre contenant une très forte proportion de ce dernier sel.

Les principaux produits qui servent à la fabrication du verre, sont : 1° du sable blanc ou du quartz ; 2° de la potasse, et pour le verre commun des cendres de bois ; 3° de la soude ou du sel de Glauber ; 4° de la chaux.

Ces différentes matières sont mélangées dans des rapports convenables, suivant la qualité du verre que l'on veut obtenir, et chauffées pendant un certain temps à une température rouge, mais trop faible pour amener leur fusion (fritter). La masse rougie est portée ensuite dans des creusets préalablement chauffés jusqu'au rouge, dans lesquels elle est fondue, et vitrifiée, à l'aide d'un feu bien nourri et prolongé. Dès que la fusion est complète on le souffle ou on le coule.

Tous les produits de la fabrication, doivent être refroidis lentement et à cet effet on les introduit immédiatement après leur confection dans un four d'une construction particulière. Si l'on ne prend pas cette précaution, le verre devient cassant et se brise au moindre choc ou au plus léger changement de température.

Lorsque l'on veut obtenir un verre à base de plomb (cristal flintglass), on ajoute à la masse précédente une certaine quantité de minium.

Le verre à bouteilles se fait avec de la cendre de bois, ou même avec le résidu qu'elle laisse après le lessivage lequel contient beaucoup d'alumine et de silicate potassique. On ajoute d'ordinaire une petite quantité de peroxide manganique, d'arsenic blanc ou de nitre, au verre blanc, afin qu'une partie de leur oxygène décolore la masse en se portant sur l'oxide ferreux qu'elle contient généralement.

Le verre de bonne qualité est parfaitement transparent. Sa densité varie entre 2, 3 et 4 suivant son contenu en oxide plombique. A la chaleur rouge il se ramollit et se laisse tirer en fils très minces. A la température ordinaire, il est sonore et élastique. Il n'y a que le fluoride hydrique et les dissolutions alcalines qui puissent l'attaquer à cette température. A une haute température il est détruit, par les acides sulfurique et phosphorique. L'eau bouillante le décompose à la longue.

Le verre de soude résiste mieux à l'action des acides que celui de potasse. Celui à base de chaux est plus facilement attaqué encore que ce dernier, mais il se fond moins facilement et est d'une dureté beaucoup plus grande.

Biborate sodique.

Syn. Borate, sous-borate de soude; dans l'Inde, le borax brut porte le nom de *Tinkal*.

Et. n. Il se trouve en dissolution dans l'eau de certains lacs du Thibet, de la Tartarie, de Ceylan et de l'Amérique méridionale.

Pr. A la température ordinaire il cristallise en prismes hexaèdres, terminés par des pyramides trièdres; densité = 1,705; cassure vitreuse; se dissout dans 12 parties d'eau froide et dans 2 parties d'eau bouillante; au feu il se fond, se boursoufle et finit par se transformer à $+300^{\circ}$ en un liquide transparent et incolore, qui peut se couler et qui, après le refroidissement reste sous la forme d'un verre également transparent et incolore. Si l'on concentre une dissolution aqueuse de borax jusqu'à ce qu'elle marque 30° à l'aréomètre de Baumé et qu'on la fasse cristalliser à une température de $+56^{\circ}$ à $+79^{\circ}$, les cristaux seront des octaèdres réguliers; leur dureté sera plus forte que celle des précédents et leur densité s'élèvera à 1,815.

P. c. Le biborate sodique ordinaire exposé à l'air, s'effleurit à sa surface et contient 0,47 = 10 atomes d'eau; le biborate octaédrique n'en contient que 0,30 = 5 atomes; il est inaltérable à l'air; tous deux possèdent une réaction alcaline sur les couleurs végétales; plusieurs oxides métalliques se combinent à l'aide de la chaleur au borate anhydre et le colorent diversement; il favorise la fusion de la silice et de l'alumine.

P. o. Saveur légèrement alcaline et douceâtre.

Prép. On raffine le borax brut, dont les masses cristallines sont toujours enduites d'une couche grasseuse, en le traitant par une petite quantité d'eau à laquelle on ajoute 0,01 de chaux caustique, destinée à enlever la matière grasse. Ensuite on dissout les cristaux dans $2\frac{1}{2}$ parties d'eau bouillante; on y ajoute 0,02 de chlorure calcique, on filtre, on évapore jusqu'à 20° Baumé et on laisse cristalliser. On peut aussi traiter le borax placé sur des tamis, par une dissolution de soude caustique, dissoudre, y ajouter 0,12 de carbonate sodique, évaporer et laisser cristalliser.

Aujourd'hui le borax se fabrique en France en décompo-

sant 600 parties de carbonate sodique dissoutes dans 500 parties d'eau, par 500 parties d'acide borique brut d'Italie, ce qui produit 700 parties de borax propre au commerce.

Us. Ce sel est d'un grand secours dans la soudure de différents métaux; il entre dans la composition de certains verres, sert à l'extraction de l'acide borique, en médecine et dans les expériences faites au chalumeau.

F. $2\text{BO}^3 + \text{Na O}$.

P. at. 1263,31.

Borate sodique.

Pr. Ce sel est très soluble dans l'eau, cristallise facilement; possède une réaction alcaline très prononcée; attire l'acide carbonique de l'air et se transforme en carbonate et en biborate sodiques. Il est beaucoup moins fusible que le précédent. On l'obtient en faisant fondre ensemble 1 atome de biborate avec 1 atome de carbonate sodiques.

F. $\text{BO}^3 + \text{Na. O}$.

P. at. 827,11.

Carbonate sodique.

Syn. Sous-carbonate de soude; carbonate de soude; natron; sel de soude; soude artificielle.

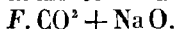
Et. nat. Se trouve en dissolution dans l'eau de plusieurs lacs et de quelques sources minérales (Karlsbad).

Prop. Se trouve dans le commerce en gros cristaux rhombooctaédriques transparents, s'effleurissant promptement à l'air et contenant 62,9 % (10 at.) d'eau de cristallisation. Il est soluble dans 2 parties d'eau froide et dans parties égales d'eau bouillante. Les cristaux formés dans une dissolution de soude caustique, ne s'effleurissent plus à l'air et contiennent 7 atomes d'eau de cristallisation. Ceux obtenus à une température élevée ne retiennent que 17,74 % d'eau.

A une chaleur modérée, il se fond, se boursoffle et perd son eau de cristallisation; à une température rouge, le carbonate sec, se fond en un liquide limpide, qui se prend en cristaux par le refroidissement. Sa saveur et sa réaction sont alcalines.

Extr. Deux méthodes sont principalement mises en usage : la première consiste à lessiver les cendres de différentes espèces de *Salsola* et de *Salicornia* et à évaporer le liquide jusqu'à cristallisation. Dans le commerce le carbonate brut obtenu de cette manière, porte d'ordinaire le nom du pays d'où il provient ou des plantes qui l'ont fourni. De là *la soude d'Alicante, d'Espagne, de Varechs, Salicor, etc.* D'après la seconde méthode, dont Leblanc est l'inventeur, on transforme d'abord le chlorure sodique en sulfate anhydre qu'on mélange intimément avec parties égales de craie et $\frac{1}{4}$ de poudre de charbon ; on calcine jusqu'à ce que toute la masse soit devenue pâteuse ; puis on l'extrait du four et on la laisse refroidir. On a alors ce que l'on nomme *soude artificielle brute*. On en retire le carbonate sodique par lessivation et cristallisation. On détermine la valeur des *soudes* du commerce de la même manière que celle des *potasses*.

Us. On s'en sert dans la fabrication du verre, en teinture et en médecine. C'est un des réactifs les plus employés.

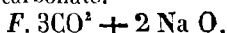


P. at. 667,34.

Sesquicarbonate sodique.

Et. nat. Se trouve en grande abondance dans certains lacs de Hongrie, de l'Égypte et de l'Amérique. Il porte dans le commerce le nom de *Trona*.

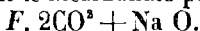
Prop. Cristallisable, inaltérable à l'air ; très soluble dans l'eau ; contient 20 % = 2 atomes de ce liquide. Sa saveur est alcaline. On l'obtient en faisant bouillir une dissolution de bicarbonate.



P. at. 611, 11.

Bicarbonate sodique.

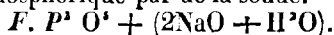
Prop. Cristallise avec 2 at. d'eau ; les cristaux sont inaltérables à l'air, solubles dans 13 parties d'eau et se décomposent partiellement à la chaleur. S'obtient de la même manière que le bicarbonate potassique. S'emploie en médecine.



P. at. 943, 77.

*c*Phosphate sodique.

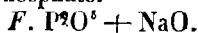
Prop. Forme de gros cristaux incolores, s'effleurissant promptement à l'air; possède une réaction alcaline; contient $64,15\%$ = 24 at. d'eau de cristallisation plus 1 at. d'eau basique. Ce dernier atome ne peut lui être enlevé que par la calcination à une chaleur rouge, tandis qu'il peut perdre les premiers à une température inférieure à celle de l'eau bouillante. Les cristaux que l'on obtient à $+31^\circ$ ne contiennent que 17 at. d'eau, dont un basique. On le rencontre dans les urines et on le prépare en saturant l'acide phosphorique par de la soude.



P. at. 1786, 56.

*b*Phosphate sodique.

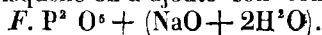
Prop. Par dissolution et cristallisation du *c*phosphate calciné, l'on obtient des cristaux qui ne contiennent que 10 at. d'eau de cristallisation et qui ne s'effleurissent pas à l'air. L'acide azotique transforme promptement leur solution en *c*phosphate.



P. at. 1674,08.

*Bi*Phosphate sodique.

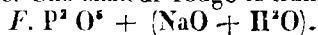
Prop. Gros cristaux, contenant 26% = 4 at. d'eau, dont 2 at. d'eau basique. Ces 2 derniers ne s'enlèvent qu'à une température supérieure. Produit un précipité jaune dans les sels argentiques neutres. A $+200^\circ$ il perd 3 at. d'eau et se transforme dans le sel suivant. On l'obtient en faisant cristalliser une dissolution de *c*phosphate neutre à laquelle on a ajouté son contenu en acide phosphorique.



P. at. 1508,14.

Bi *b*Phosphate sodique.

Prop. Masse blanche, incristallisable, très soluble dans l'eau. Possède les mêmes réactions que le *b*phosphate neutre. Une chaleur rouge le transforme dans le sel suivant.



P. at. 1395,66.

Phosphate sodique.

Prop. Insoluble dans l'eau. Lorsqu'on le chauffe jusqu'à ce qu'il soit entré en fusion, il devient très soluble dans l'eau et déliquescet.

F. $P^2O^5 + NaO$.

P. at. 1283, 18.

Phosphate ammonico-sodique.

Syn. Sel de phosphore.

Prop. Ce sel se trouve tout formé dans les urines, dont on peut l'extraire par évaporation. Il forme des cristaux limpides qui s'effleurissent à l'air et perdent une partie de leur ammoniacque. Il fond à une chaleur modérée et se décompose. Il contient, 27,30 % d'eau de cristallisation. Il se produit par l'action de 6 parties de phosphate sodique sur 1 partie de sel ammoniac dissoute dans 2 parties d'eau bouillante. Sert dans les essais au chalumeau.

*Sulfate sodique.*

Syn. Sel de Glauber, soude vitriolée.

Prop. Ce sel qui se rencontre très souvent en dissolution dans les eaux minérales, cristallise en gros prismes limpides; ils contiennent 59,76 % = 10 atomes d'eau de cristallisation; ils s'effleurissent promptement à l'air et perdent toute leur eau de cristallisation. Les cristaux qui se forment à la température de $+ 40^{\circ}$ sont anhydres et présentent la forme d'un rhombo-octaèdre; 100 parties d'eau à 0° ne dissolvent que 5,02 parties; à $+ 18^{\circ}$, 16,73 p.; à $+ 30,75^{\circ}$, 43,05; à $+ 32,75^{\circ}$, 50,65 p.; à $+ 70,6^{\circ}$, 44; à $+ 103,17^{\circ}$, 42,65 p. de sulfate ordinaire (Gay-Lussac). A une faible température, il se fond dans son eau de cristallisation. Sa saveur est fraîche, amère et légèrement salée.

Prép. On décompose le sel marin par l'acide sulfurique.

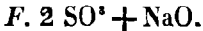
Us. On l'emploie dans la fabrication du verre, de la soude artificielle et en médecine.

F. $SO^3 + NaO$.

P. at. 892,06.

Bisulfate sodique.

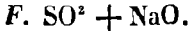
Prop. Prismes hexaèdres, incolores, solubles dans 2 parties d'eau à 0° et dans parties égales d'eau bouillante. La chaleur le convertit en sel neutre.



P. at. 1393,23.

Sulfite sodique.

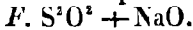
Prop. Cristaux prismatiques à 4 ou 6 pans, solubles dans 4 parties d'eau; la chaleur les décompose en soufre et en sous-sulfate; leur saveur est fraîche, piquante, sulfureuse. L'air les transforme en sulfate. Il se prépare par voie directe.



P. at. 792,06.

Hyposulfite sodique.

Prop. Forme de gros prismes tétraèdres, transparents, délignescents, très solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool; s'obtient en faisant bouillir le sel précédent avec de la fleur de soufre. Il sert à fixer les images sur les plaques métalliques du Daguerriotype.

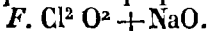


P. at. 993,23.

Hypochlorite sodique.

Syn. Chlorure de soude; liqueur de Labarraque; chlorite sodique.

Prop. Sont les mêmes que celles de l'hypochlorite potassique. On le prépare de la même manière que ce dernier.



P. at.

LITHIUM.

Et. nat. Ne se rencontre qu'en petite quantité, et à l'état de sel, dans quelques minéraux assez rares, tels que la *Petalite*, le *Spodumène*, l'*Ambligonite* et la *Tourmaline*. Quelques eaux minérales renferment également de petites quantités de composés lithiques.

Prop. Sont à peine connues, elles semblent être analogues à celles des deux métaux précédents.

Jusqu'ici on n'a encore pu l'obtenir que par l'action de la pile sur l'oxide lithique.

Oxide lithique.

Prop. L'oxide lithique ou la *lithine* hydratée possède à-peu-près les mêmes réactions que l'hydrate potassique; il n'est point déliquescent à l'air et se dissout difficilement dans l'eau. Il attaque fortement le platine à l'aide de la chaleur. Sa dissolution alcoolique brûle avec une flamme pourprée. On l'obtient de la même manière que l'oxide potassique. Le spodumène en contient 8,85 et la pétalite 5,75 %.

F. Li O. P. at. 1803,3.

Chlorure lithique.

Prop. Cristallise en cubes très déliquescents, solubles dans l'alcool absolu, fusibles et volatils. Sa saveur est analogue à celle du sel marin.

SELS LITHIQUES.

Caractères. La potasse ne les précipite pas; le carbonate potassique n'y produit point de précipité à la température de l'eau bouillante; par l'addition de phosphate sodique ils se transforment en un phosphate double à peine soluble dans l'eau; leurs dissolutions alcooliques brûlent avec une flamme rouge-pourprée; mélangés avec de la soude ils attaquent fortement le platine.

Le carbonate lithique est sous forme d'une poudre blanche, soluble dans 100 parties d'eau froide.

Le phosphate lithique est moins soluble encore que le sel précédent.

Ils sont sans usages.

BARIUM.

Et. nat. A l'état de sel et principalement de sulfate et de carbonate.

Prop. Couleur grise métallique, moins brillante que

celle de la fonte ; plus dense que l'oxide sulfurique ; s'oxide très facilement à l'air et dans l'eau ; brule avec une flamme d'un rouge foncé. S'obtient de la même manière que le métal précédent.

Oxide baritique.

Prop. L'oxide baritique, que l'on nomme encore *baryte* ou *terre pesante*, est une substance terreuse, d'un blanc grisâtre, fusible au chalumeau à gaz détonnant, d'une densité d'environ 4,00 ; arrosé d'eau, il s'hydrate, se délite en une poudre blanche et dégage une très grande quantité de calorique.

L'hydrate contient 10,53 % = 1 at d'eau. Il est fusible sans décomposition, soluble dans l'eau et dans l'alcool. Sa dissolution saturée laisse déposer des cristaux prismatiques incolores renfermant 61 % d'eau ; elle possède une saveur et une réaction alkalines ; elle est délétère.

Prop. On calcine fortement de l'azotate baritique cristallisé, dans un creuset de porcelaine.

Us. C'est un des réactifs les plus fréquemment employés.

F. Ba O. P. at. 956,88.

Peroxide baritique.

Prop. Substance terreuse, d'un gris sale, qui, par son hydratation se transforme en une poudre blanche, soluble dans les acides dilués sans dégagement d'oxigène et sous production d'eau oxigénéc. On l'obtient en chauffant modérément l'oxide, dans une atmosphère d'oxigène.

F. Ba O² P. at. 1056,88.

Sulfure baritique.

Prop. Forme une masse d'un rouge jaunâtre, soluble dans l'eau et cristallisable dans ce liquide en paillettes blanches, très facilement décomposable par les acides.

On le prépare en calcinant à une température très élevée et soutenue pendant une heure, un mélange de 8 parties de sulfate baritique, de 1 partie de charbon bien pulvé-

risé et 2 parties de farine. Il sert à la préparation de la plupart des composés de barium.

F. Ba S.at. 1058,06.

Chlorure baritique.

Prop. Substance blanche amorphe, fusible à une température très élevée, soluble dans l'eau. Sa dissolution concentrée laisse déposer des cristaux sous forme de tables carrées, incolores, inaltérables à l'air et contenant 14,75 % = 2 at. d'eau de cristallisation. Ils se dissolvent dans 400 parties d'alcool bouillant. La dissolution alcoolique brûle avec une flamme jaune, leur saveur est amère, désagréable. C'est un violent poison.

On le prépare soit en décomposant le sulfure par le chlorure hydrique; soit en faisant chauffer fortement un mélange de sulfate baritique et de chlorure calcique.

Il est employé dans l'analyse chimique et en médecine.

F. Ba Cl.² P. at. 1299,53.

SELS BARITIQUES.

Caractères. Les sels baritiques solubles sont très facilement reconnaissables par leur propriété de former avec l'acide sulfurique ou un sulfate, un précipité blanc, parfaitement insoluble dans tous les acides.

Azotate baritique.

Prop. Cristaux octaédriques, incolores, solubles dans l'alcool et dans 15 parties d'eau à + 15° et dans moins de 3 p. d'eau bouillante. Insolubles dans l'acide azotique. Saveur âcre, amère. Se prépare en décomposant le sulfure ou le carbonate barytiques par l'acide azotique.

F. N O⁵ + Ba O. P. at. 1633,92.

Carbonate baritique.

Prop. Se trouve dans la nature sous forme de prismes hexaèdres, incolores (Witherite). Celui que l'on prépare artificiellement constitue une poudre blanche, insoluble dans l'eau. La chaleur seule ne peut lui enlever la totalité

de son acide carbonique. Pour le préparer, on précipite une dissolution de sulfure barytique par du carbonate potassique.

F. $\text{Ca O}_2 + \text{Ba O}$. *P. at.* 1509,76.

Sulfate baritique.

Prop. Le sulfate naturel est connu sous le nom de *spath pesant* et se présente sous plusieurs formes cristallines, que l'on peut ramener à un prisme rhomboïdal. Leur densité est de 4,1 à 4,6. Le sel artificiel est une poudre blanche, insoluble dans l'eau et les acides. A 35° W. il se fond en une masse blanche opaque. Pour l'obtenir on n'a qu'à décomposer un sel barytique soluble, par l'acide sulfurique. Il sert à constater la présence et à doser l'acide sulfurique. La céruse est souvent falsifiée par ce sel.

F. $\text{SO}^4 + \text{Ba O}$. *P. at.* 1458,05.

Hyposulfate baritique.

Prop. Cristallise avec 2 at. d'eau, en prismes quadrangulaires, solubles dans $\frac{1}{6}$ de son poids d'eau à la température ordinaire; inaltérables à l'air. La chaleur le transforme en sulfate neutre et en acide sulfureux. On le prépare, en décomposant l'hyposulfate manganoux par l'eau de barite.

F. $\text{S}^2 \text{O}^4 + \text{Ba O}$. *P. at.* 1859,21.

Sulfite baritique.

Prop. Poudre blanche insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide sulfureux et cristallisable en aiguilles blanches. S'obtient par double décomposition.

F. $\text{SO}^3 + \text{Ba O}$. *P. at.* 1358,05.

Hyposulfite baritique.

Prop. Petits cristaux aiguillés, peu solubles dans l'eau se dépose dans une dissolution de sulfure baritique exposé au contact de l'air.

F. $\text{S}^2 \text{O}^3 + \text{Ba O}$. *P. at.* 1559,21.

STRONTIUM.

Et. nat. La nature nous l'offre en quantités beaucoup moins considérables que le barium et comme lui à l'état de carbonate (*strontianite*) et de sulfate (*cælestine*).

Prop. Sont très analogues à celles du barium avec lequel il possède la plus grande analogie. Il se prépare de la même manière.

Oxide strontique.

Prop. Sont presque les mêmes que celles de l'oxide baritique. Il est un peu moins dense que celui-ci, possède une saveur moins caustique; sa dissolution alcoolique brule avec une flamme rouge. Il se combine aussi à un second atome d'oxygène et forme un peroxide. La préparation de ces oxides est exactement la même que celle des oxides baritiques correspondants.

F. SrO. P. at. 647,29.

Chlorure strontique.

Prop. Cristallise avec 6 at. d'eau, en longs prismes incolores, très déliquescents et solubles dans 24 parties d'alcool absolu.

SELS STRONTIQUES.

Car. Ils sont en général plus solubles que les sels baritiques. Lorsqu'ils sont très étendus l'acide sulfurique ne les trouble pas; ils brûlent avec une flamme rouge; le fluosilicé hydrique précipite les sels barytiques et non les sels strontiques avec un léger excès d'acide; le chlorate potassique précipite complètement les sels baritiques, non les sels strontiques; ces derniers ne sont pas vénéneux.

Azotate strontique.

Prop. Cristaux octaédriques, incolores, solubles dans 5 parties d'eau froide et $\frac{1}{2}$ p. d'eau bouillante; inaltérables à l'air; décrépitent au feu et se décomposent. Ce sel est soluble dans l'alcool et s'obtient de la même manière que l'azotate baritique. On l'emploie dans les feux d'artifice.

F. N² O⁵ + Sr O. P. at. 1324,32.

CALCIUM.

Et. nat. Très répandu dans la nature. A l'état de carbonate et de sulfate il forme des roches qui occupent une étendue très considérable ; à celui de phosphate il constitue la partie solide du squelette de l'homme et des animaux.

Prop. Métal d'un blanc d'argent, très facilement oxidable à l'air et à l'eau. S'extrait de la même manière que le barium.

Oxide calcique.

Prop. L'oxide calcique pur, est une substance parfaitement blanche, infusible au feu de forge, d'une densité de 2,30 et d'une saveur caustique, alkaline. On le prépare par la calcination du carbonate calcique pur.

La *chaux vive* ordinaire s'obtient par la calcination de calcaire ou de coquilles marines. Cette opération se fait dans des fours d'une construction particulière. Obtenue par ce procédé elle est mélangée d'une certaine quantité de substances étrangères, qui souvent influent fortement sur sa qualité. Par son exposition à l'air elle en attire l'eau et l'acide carbonique et tombe en poussière (se délite).

Lorsqu'on l'arrose d'eau, cet oxide s'hydrate en dégageant une forte quantité de calorique et se transforme en une poudre blanche et légère (*chaux éteinte*). Il contient alors 24 % = 1 at. d'eau, qu'il peut perdre complètement à une faible température. Avec plus d'eau il forme d'abord une pâte molle, puis un liquide blanc qui tient beaucoup de chaux en suspension et qui est vulgairement nommé *lait de chaux*. Par le repos l'excès de chaux se dépose et il surnage un liquide limpide et incolore, de réaction et de saveur alkalines (*eau de chaux*). Cette liqueur qui ne contient que $\frac{1}{150}$ d'oxide se couvre bientôt d'une pellicule blanche par son exposition à l'air et perd toute ses propriétés alkalines.

De la chaux qui renferme une trop grande quantité de silice et d'alumine et qui a été exposée à une trop haute température ne possède pas la propriété de s'hydrater.

Le *mortier* ordinaire, n'est que de la chaux hydratée à laquelle on a ajouté du sable à gros grain et qui par son contact à l'air se carbonate et se durcit.

La *chaux hydraulique* ou le *cément*, se distingue de la chaux

ordinaire par sa propriété de s'échauffer faiblement par son contact avec l'eau et de se durcir non seulement à l'air mais sous l'eau. On l'obtient par la calcination d'un mélange de calcaire et de 8 à 25 % de matières quarzo-alumineuses.

Usages. Ils sont fort nombreux. Outre l'usage qu'on en fait généralement comme mortier, on l'emploie en teinture, dans le tannage, dans la fabrication du sucre, du verre et des savons; il sert à la préparation de l'ammoniaque, de la potasse, de la soude, etc.

F. Ca O. P. at. 356,02.

Phospure calcique.

Prop. Substance brune, solide, très dure, décomposable à l'air et dans l'eau. Au contact de cette dernière il y a dégagement de phosphure trihydrique. On le forme en chauffant de l'oxide calcique dans de la vapeur de phosphore.

Sulfure calcique.

Prop. Ce composé est solide, d'une couleur de chair, infusible et à peine soluble dans l'eau. Il luit dans l'obscurité, après avoir été exposé aux rayons solaires. De là son nom de *phosphore de Canton*. Se prépare par la calcination du sulfate calcique avec de la poudre de charbon.

F. Ca S. P. at. 457,17

Chlorure calcique.

Prop. Ce chlorure qui se trouve en petite quantité dans les eaux de la mer et des sources salées, cristallise en longs prismes quarrés ou hexaèdres, contenant 49,12 % d'eau. Ils sont très déliquescents et se dissolvent dans une quantité minime d'eau avec production d'un froid assez considérable. L'alcool les dissout aussi et brûle avec une flamme rougeâtre. A la chaleur ils perdent toute leur eau et se fondent en un liquide incolore, qui par le refroidissement se prend en une masse blanchâtre à demi transparente. Au contact de l'eau il dégage du calorique. Il absorbe une grande quantité d'ammoniaque et se combine à l'alcool, à l'oxide et à l'oxalate calcique.

Prép. Le chlorure pur s'obtient par l'action du chloride

hydrique sur le marbre. Dans le commerce on l'obtient comme résidu de la préparation de l'ammoniaque et du carbonate ammoniac. Sa saveur est amère, désagréable.

Us. On l'emploie pour produire du froid artificiel, pour dessécher les gaz et dans l'analyse des substances organiques.

F. Ca Cl^2 Celles de l'oxido et de l'oxalato-chlorures = $\text{Ca Cl}^2 + 3 \text{Ca O} + 15 \text{H}^2\text{O}$ et $\text{Ca Cl}^2 + (\text{Ca O} + \text{C}^2\text{O}^3) + 7\text{H}^2\text{O}$.

P. at. 698,67; 3453,92 et 2294,92.

Fluorure calcique.

Prop. Ce fluorure qui se trouve dans la nature, cristallisé en cubes transparents de différentes couleur est plus généralement connu sous le nom de *spath-fluor*. Celui que l'on prépare artificiellement est en poudre blanche. Il est insoluble dans l'eau, décomposable par les carbonates alkalis et fusible à une température élevée.

Il sert à la préparation de la plupart des composés du fluore.

F. Ca F^2 *P. at.* 489,82.

SELS CALCIQUES.

Caract. Un grand nombre est insoluble dans l'eau. Les sels solubles se reconnaissent facilement à leur propriété de former un précipité blanc par l'addition de l'acide oxalique, d'un oxalate ou d'un carbonate alcalin. Lorsque la dissolution est concentrée, l'acide sulfurique y produit un précipité semblable. Ils colorent la flamme de l'alcool en rouge.

Azotate calcique.

Prop. On le rencontre dans les décombres des vieux bâtiments; je l'ai trouvé en petite quantité dans l'eau de nos puits. Il cristallise difficilement en prismes incolores, très déliquescents, solubles dans l'alcool. Sert dans la fabrication du salpêtre.

F. $\text{N}^2 \text{O}^5 + \text{CaO}$. *P. at.* 1033,06.

Silicate sesqui-calcique.

Prop. Il est cristallisé dans la nature. C'est le *spath en tables* des minéralogistes. Entre dans la composition du verre.

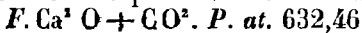
F. $2 \text{Si O}^3 + 3 \text{CaO}$. *P. at.* 2222,68.

Carbonate calcique.

Et. nat. C'est le sel le plus abondant de la nature. Sa plus grande masse est à l'état amorphe et possède des couleurs et des textures très variées. Il se présente sous deux formes cristallines primitives incompatibles. La première est un rhomboëdre avec une base de $105^{\circ} 5'$ et de $74^{\circ} 55'$, qui peut se modifier en une quantité considérable de formes secondaires. Sous cette forme il a reçu le nom de *Spath calcare*. Sa densité = 2,65. *L'arragonite* cristallise en prismes à 6 pans, dont la forme primitive est le ditetraëdre rectangulaire. Sa densité = 2,72. Par une chaleur modérée elle se gonfle et tombe en poussière, sans perdre de son poids. Le carbonate calcique entre dans la composition du squelette de l'homme et des animaux mammifères et constitue à peu près à lui seul les parties solides des animaux inférieurs.

Prop. Le carbonate artificiel est en poudre blanche insoluble dans l'eau pure, soluble en partie dans une dissolution d'acide carbonique. La chaleur le décompose; lorsque l'on expose à l'air une dissolution de chaux et de sucre ou que l'on chauffe suffisamment du carbonate amorphe dans un vase hermétiquement fermé on l'obtient cristallisé. Le premier contient 5 at. d'eau de cristallisation.

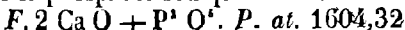
Us. On en fait de la chaux, on en extrait de l'acide carbonique, on s'en sert en peinture. Les pierres lithographiques ne sont qu'une variété de carbonate amorphe.

*Oxalate calcique.*

Prop. Ce sel se rencontre dans beaucoup de plantes. C'est une poudre blanche parfaitement insoluble dans l'eau. La chaleur le transforme en oxide carbonique et en carbonate.

*Phosphate calcique.*

Prop. Poudre blanche, insoluble dans l'eau, soluble dans les acides. On l'obtient en précipitant le chlorure calcique par le phosphate sodique neutre.



Sousphosphate calcique.

Prop. C'est le sel qui constitue la majeure partie des os des animaux. Il se trouve aussi dans la règne minéral (phosphorite). Il est soluble dans l'acide azotique. L'ammoniaque le précipite de nouveau de cette dissolution.

F. $3 P^2 O^5 + 8 Ca O.$ *P. at.* 5525,01.

L'apatite est également un sous phosphate calcique. Sa formule est exprimée par $P^2 O^5 + 3 Ca O.$ *P. at.* 1960,34.

Biphosphate calcique.

Prop. Petites paillettes cristallines, très déliquescentes, fusibles en un verre demi transparent. On l'obtient par l'action d'un acide sur le phosphate neutre. Sert à l'extraction du phosphore. 1248,30.

F. $P^2 O^5 + Ca O.$ *P. at.* 1248,30.

Sulfate calcique.

Et. n. La nature nous l'offre en grandes masses blanchâtres, grenu, ou en cristaux incolores (*Gypse, Plâtre, Albâtre, Sélénite*). Il contient presque toujours 2 at. d'eau de cristallisation. Celui qui n'en a pas, a reçu le nom d'*Anhydrite*.

Prop. Il est à peu près aussi soluble dans l'eau froide que dans l'eau bouillante. Il demande 461,5 parties d'eau pour se dissoudre. A 100° il perd son eau de cristallisation et tombe en poussière. Il la reprend lorsqu'on le remet en contact avec elle, et forme une bouillie épaisse qui se durcit en une masse compacte. Si au lieu d'eau simple on emploie une dissolution de colle forte, il forme le *Stuc*. A une température élevée il se fond en une masse blanche opaque, qui n'absorbe plus son eau de cristallisation.

F. $S O^3 + Ca O.$ *P. at.* 857,18.

Hypo-sulfate calcique.

Prop. Cristallisable, soluble dans 2 $\frac{1}{2}$ parties d'eau froide, et dans 0,8 p. d'eau bouillante. Contient 4 at. d'eau de cristallisation.

F. $S^2 O^6 + Ca O.$ *P. at.* 1258,35.

Sulfite calcique.

Prop. Poudre blanche, soluble dans 800 parties d'eau.
F. $\text{SO}^2 + \text{Ca O}$. *P. at.* 757,18.

Hyposulfite calcique.

Prop. Cristallise en gros prismes hexaèdres ; s'effleurit à + 40°; se dissout facilement dans l'eau. A + 60° il se décompose en soufre et en sulfite. S'obtient de la même manière que l'hyposulfite baritique.

F. $\text{S}^2 \text{O}^2 + \text{Ca O}$. *P. at.* 958,36.

Hypochlorite calcique.

Prop. Il est ordinairement sous forme d'une poudre blanche, dont les acides dégagent du chlore. Son odeur est analogue à celle de ce dernier. Il est peu soluble dans l'eau et se décompose au contact de l'air, dont il attire l'acide carbonique. Il détruit les matières colorantes et odorantes. De là son usage dans le blanchiment, en teinture et dans les hôpitaux. Dans le commerce il porte le nom de *chlorure de chaux*.

On le prépare en saturant de l'hydrate calcique ou du lait chaux par du chlore. Il est toujours mêlé avec du chlorure calcique.

Pour déterminer la quantité de chlore contenue dans une quantité donnée d'hypochlorite et partant sa valeur commerciale, M. Gay Lussac, a proposé de dissoudre une quantité donnée de ce sel dans une quantité mesurée d'eau, et de verser sa solution goutte à goutte dans du sulfate d'indigo, dont la quantité de matière colorante serait connue, et jusqu'à ce qu'elle fut complètement décolorée.

F. $\text{Cl}^2 \text{O} + \text{Ca O}$. *P. at.* 898,67

MAGNESIUM.

Et. nat. De même que les métaux précédents, celui-ci n'existe qu'à l'état de combinaison. On rencontre le plus fré-

quement , le carbonate, le sulfate, et le borate magnésiques.

Prop. Métal d'un blanc d'argent, malléable, inaltérable à la température ordinaire par l'air sec et par l'eau parfaitement pure. Il attaque faiblement l'eau bouillante, il la décompose avec violence sous l'influence des acides. Il fond à une température d'environ 27° W. Chauffé au contact de l'air ou de l'oxygène, il brûle avec projection d'étincelles. Le mercure ne s'y amalgame qu'à l'aide de la chaleur.

Pour l'obtenir on décompose le chlorure magnésique anhydre par du potassium.

Oxide magnésique.

Prop. L'oxide magnésique, ou la *magnésie blanche calcinée* également connue sous le nom de *terre amère*, est une poudre blanche, à peine soluble, même dans l'eau bouillante et fusible au chalumeau de Brook. L'eau la transforme en hydrate avec développement d'une élévation de température à peine sensible. Ce composé se trouve sous forme de petits cristaux dans la nature. Il absorbe l'acide carbonique de l'air. Il est insoluble dans les dissolutions alcalines. Calciné avec de l'azotate cobaltique il prend une couleur rosée. Il s'obtient par la calcination du carbonate magnésique et est employé en médecine.

F. Mg O. *P. at.*

Chlorure magnésique.

Prop. Matière blanche cristalline, très déliquescente, soluble dans l'eau avec dégagement de calorique. Son hydrate cristallise en petits prismes incolores, contenant 48,33, % = 5 at. d'eau. La chaleur les décompose en oxide magnésique et en chlorure hydrique. Il se trouve, en dissolution dans les eaux de la mer et des sources salées. On prépare le chlorure anhydre en décomposant l'oxide dans un courant de chlore ou de chlorure hydrique secs à l'aide de la chaleur.

F. Mg Cl ². *P. at.* 601,00.

SELS MAGNÉSIQUES.

Ils se distinguent par une saveur amère, particulière,

très-désagréable. L'ammoniaque ne précipite que partiellement leur oxide. Elle ne précipite pas une dissolution étendue, lorsqu'elle contient un sel ammonique. Le carbonate ammonique de même que les bicarbonates alkalis, ne les précipitent pas. Les carbonates potassique et sodique y déterminent un précipité blanc. Le phosphate ammonique y produit un précipité blanc cristallin (phosphate ammonico magnésique). Ils ne sont pas précipités par l'acide oxalique ni par le bi ni quadroxolate potassiques.

Azotate magnésique.

Prop. Ce sel se trouve dans les eaux-mères du salpêtre. Il cristallise difficilement, est extrêmement déliquescent et se dissout dans 8 parties d'alcool.

$F.N^oO^3 + MgO$. *P. at.* 935, 39.

Silicate magnésique.

On le trouve dans la nature à l'état anhydre (*Stéatite* = $SiO^3 + MgO$) et à l'état d'hydrate (*écume de mer* = $SiO^3 + MgO + H^2O$).

Les autres silicates magnésiques naturels sont le *chrysolithe* = $SiO^3 + 3MgO$ et la *serpentine* = $2(2SiO^3 + 3MgO) + 3(MgO + H^2O)$.

Silicate calcico-magnésique.

La nature nous offre deux composés cristallisés dans lesquels un silicate magnésique est combiné à un silicate calcique. Ce dernier y est quelques fois remplacé par le silicate ferreux correspondant. L'un porte le nom d'*amphibole* ou de *hornblende* = $(SiO^3 + CaO) + (2SiO^3 + 3MgO)$; l'autre celui de *pyroxène* ou d'*augite* = $(2SiO^3 + 3CaO) + (2SiO^3 + 3MgO)$. Ce dernier se trouve souvent cristallisé dans les laitiers des hauts fourneaux.

Carbonate magnésique.

Le carbonate naturel porte le nom de *magnésite*. C'est une substance qui ordinairement est en masses amorphes,

blanches, quelques fois cristallines, contenant 3 at. d'eau de cristallisation [$(\text{C O}^2 + \text{Mg O}) + 3\text{H}^2\text{O}$].

La *magnésie blanche*, que l'on obtient par la décomposition du sulfate magnésique par le carbonate potassique, forme une poudre blanche, très-légère, insoluble dans l'eau et décomposable au feu. C'est du carbonate neutre combiné à une certaine quantité d'oxide magnésique hydraté. Sa formule est représentée par $3(\text{CO}^2 + \text{Mg O} + \text{H}^2\text{O}) + (\text{Mg O} + \text{H}^2\text{O})$.

La nature nous offre un composé formé par la réunion des carbonates calcique et magnésique. C'est la *dolomie*.

Oxalate magnésique.

Poudre blanche insoluble dans l'eau, soluble dans les acides. L'ammoniaque ne précipite pas cette dissolution. C'est sur cette propriété que repose la séparation de la chaux d'avec la magnésie.

F. $\text{C}^2\text{O}^3 + \text{Mg O}$. P. at. 711, 23.

Phosphate magnésique.

Se trouve dans les semences des graminées et dans les liquides animaux. Cristallise en aiguilles, s'effleurissant lentement à l'air, fusibles en un verre transparent incolore.

F. $\text{P}^2\text{O}^5 + 2\text{Mg O}$. P. at.

Phosphate bi-ammonico-magnésique.

Il se trouve dans différentes concrétions animales et se dépose sous forme d'un précipité cristallin dans de l'urine en putréfaction. Il se prépare en versant une dissolution de sous phosphate ammonique dans un sel magnésique. C'est une poudre blanche, farineuse, très peu soluble dans l'eau, insoluble dans une dissolution d'un phosphate alcalin. Par la calcination il se transforme en phosphate magnésique $= \text{P}^2\text{O}^5 + 2\text{Mg O}$ contenant $36,67 \frac{0}{0}$ de magnésie. On met ces propriétés à profit dans l'analyse quali et quantitative des composés magnésiques.

Sulfate magnésique.

Il se trouve dans l'eau de la mer et dans celle de plusieurs

sources. Il est plus généralement connu sous le nom de *sel amer* ou de *sel d'Epsom*. Il forme des prismes quadrangulaires terminés par une pyramide à 4 faces, renfermant 51 % = 7 at. d'eau de cristallisation. Ce sel est soluble dans 3 parties d'eau, insoluble dans l'alcool et s'effleurit faiblement à l'air, lorsqu'il est exempt de chlorure. Il est fusible sans décomposition. Sa saveur est très amère, salée. On l'obtient par l'évaporation des eaux dans lesquelles il est en dissolution. On l'emploie en médecine.

F. $\text{So}^3 + \text{MgO}$. P. at. 759, 52.

YTRIUM.

Et. n. Ce métal est l'un de ceux dont la nature semble être avare. On le trouve à l'état de silicate dans l'*ytthro-tantalite*, dans la *gadolinite* et dans quelques autres minéraux très-rares.

Prop. Poudre, noirâtre, prenant l'éclat métallique sous le brunissoir. A la chaleur rouge il s'enflamme à l'air et brûle avec un éclat très vif. On l'extrait de la même manière que le métal précédent.

Oxide yttrique.

Prop. Poudre blanche, insoluble dans l'eau et dans les liqueurs alcalines. Sa densité = 4,8. On extrait généralement l'*yttria* de la *gadolinite*, minéral qui doit son nom à Gadolin, qui en 1794 distingua le premier cet oxide de ses analogues.

F. YO. P. at. 502,515.

SELS YTRIQUES.

Leur densité est en général plus forte que celle des sels formés par les métaux qui appartiennent au même groupe. Le cyanure ferroso potassique les précipite en blanc. Les oxides alcalins y causent un précipité semblable, insoluble dans un excès d'alkali. Celui formé par les carbonates alcalins est soluble dans un grand excès de ces sels. Leur saveur est sucrée et astringente. Le sulfate yttrique est remarquable par la lenteur avec laquelle il se dissout dans l'eau. Un excès d'acide le rend moins soluble encore et favorise sa cristallisation.

GLUCIUM.

Et. nat. A l'état d'oxide, il forme la base de l'émeraude et de quelques autres minéraux rares.

Prop. Poudre grise métallique, inattaquable par l'eau et par l'air à la température ordinaire. A la chaleur rouge il s'oxide et brûle en répandant beaucoup de lumière. Il décompose l'eau sous l'influence des oxides alcalins et des acides. On l'extrait de son chlorure à l'aide du potassium.

Oxide glucique.

Prop. Poudre blanche, légère, insoluble dans l'eau, d'une densité de 2,967; soluble dans les oxides et les carbonates alcalins, insoluble dans l'ammoniaque; son hydrate attire l'acide carbonique de l'air.

On extrait la *glucine* de l'émeraude, contenant $13\frac{2}{3}\%$ de cette base et dont la formule = $(4\text{SiO}^3 + \text{G}^2\text{O}^3 + 2\text{SiO}^3 + \text{Al}^2\text{O}^3)$. Sa découverte date de 1797. Elle est due à Vauquelin.

F. G_2O^3 . *P. at.* 962, 52.

SELS GLUCIQUES.

Caractères. Ils sont précipités en blanc par les alkalis et les carbonates alcalins. Le précipité est soluble dans un excès de ces composés, parmi lesquels l'ammoniaque caustique fait exception. Le cyanure ferroso potassique ne les trouble pas. Le sulphydrate potassique les précipite. Il se dégage du sulfide hydrique. En versant une dissolution chaude de fluorure potassique dans une dissolution également chaude d'un sel glucique, il se dépose par le refroidissement des paillettes cristallines peu solubles dans l'eau.

ALUMINIUM.

Et nat. A l'état d'oxide c'est le composé qui après la silice est le plus répandu dans la nature.

Prop. Poudre grise, prenant l'éclat sous le brunissoir de l'étain; infusible à la chaleur blanche; inattaquable par l'air et par l'eau à la température ordinaire. S'enflamme et brûle

avec beaucoup d'éclat à la chaleur rouge. Il se dissout dans les dissolutions alkales et acides avec dégagement d'hydrogène. On l'obtient de la même manière que le métal précédent.

Oxide aluminique.

Prop. Cet oxide se trouve cristallisé dans la nature. Il est ou incolore ou coloré diversement par une faible quantité de substance étrangère. Son nom varie suivant sa couleur. (Saphir , Rubis , Corindon). Sa forme cristalline a pour base un rhomboëdre. Sa densité est de 4,3. C'est le minéral le plus dur , après le diamant. On le trouve aussi à l'état d'hydrate. L'oxide artificiel se présente sous forme d'une poudre blanche , fusible au chalumeau à gaz oxyhydrogène , très difficilement soluble dans les acides lorsqu'elle est anhydre ; il ne forme pas de carbonate ; la potasse et la soude en dissolvent une assez forte quantité. Il se combine aux bases énergiques et joue le rôle d'acide. La nature nous offre un pareil composé dans le *spinell* ($Al^2 O^3 + MgO$). Calciné avec de l'azotate cobaltique il devient bleu. L'oxide aluminique s'obtient de la manière suivante : on précipite une dissolution d'alun par un excès de carbonate potassique ; le précipité est recueilli sur un filtre , lavé à l'eau et redissout dans du chlorure hydrique ; on précipite de nouveau par l'ammoniaque , on lave et on sèche l'alumine obtenue.

$F. Al^2 O^3$ P. at. 642,332.

Chlorure aluminique.

Prop. Substance cristalline d'un jaune verdâtre , très fusible et volatile. Il est déliquescent à l'air et se transforme en alumine et en chlorure hydrique. Il se dissout dans l'eau avec dégagement de chaleur. Sa dissolution aqueuse se décompose par l'évaporation. Il se combine au sulfure et au phosphore hydriques et à l'ammoniaque. On le prépare en chauffant un mélange d'alumine et de poudre de charbon dans un courant de chlore sec.

$F. Al^2 Cl^6$ P at. 1610,20

SELS ALUMINIQUES.

Caract. Leur saveur est aigre , astringente et légèrément

douceâtre. Les alkalis et leurs carbonates les précipitent. Le précipité est soluble dans un excès de potasse ou de d'acide. Une dissolution saturée de sulfate potassique produit dans les dissolutions concentrées des sels aluminiques un précipité blanc, cristallin, soluble dans une plus forte quantité d'eau (Alun).

Silicate aluminique.

Et. nat. La nature nous offre plusieurs silicates à des degrés différents de saturation. Les plus abondants sont les *argiles*, qui tout récemment ont fait l'objet de recherches très intéressantes de la part de M. Malaguti. Ils forment la base de la porcelaine, de la fayence, des poteries, des briques, etc., et comme telle, trouvent une application très variée.

Le *Cyanite* ou *Disthène* est un sous silicate bleu, cristallisé. $(\text{Si O}^2 + \text{X}^2 \text{Al}^2 \text{O}^3)$.

Silicate aluminico-potassique.

C'est le feldspath, l'un des composés les plus abondants de la nature. Il est cristallisé, peu fusible, inattaquable par les acides et constitue l'une des parties essentielles du *gneiss* et du *granit*. Il sert comme vernis dans la fabrication de la porcelaine.

F. $(\text{Si O}^2 + \text{KO}) + (\text{Si O}^2 + \text{Al}^2 \text{O}^3)$. C'est par conséquent de l'alun anhydre dans lequel l'acide sulfurique a été remplacé par de l'acide silicique. *P. at.* 3491,38.

L'*albite* est le même sel à base de soude.

Il se rencontre encore dans la nature un grand nombre d'autres silicates doubles.

Sulfate aluminique.

Prop. Cristallise difficilement en paillettes minces, nacrées, très solubles dans l'eau. La chaleur le transforme d'abord en une masse poreuse, et le décompose ensuite. Ses cristaux renferment 18 atomes d'eau.

F. $3 \text{S O}^2 + \text{Al}^2 \text{O}^3$ *P. at.* 2145, 83.

Sulfate aluminico-potassique.

Prop. Ce sel, plus vulgairement connu sous le nom d'*Alun*, cristallise en octaèdres réguliers, incolores, rougit faiblement le papier de tournesol. Il est soluble dans 13,3 p.

d'eau à $+ 12^{\circ},5$ et dans 0,6 p. à $+ 87^{\circ},5$. Il s'effleurit faiblement à l'air, se fond quand on le chauffe, perd son eau de cristallisation laquelle s'élève à $45,5\%$. 24 at., se boursouffle et laisse une matière spongieuse blanche, que l'eau ne dissout que lentement (alun calciné ou brûlé). Quand on le calcine fortement il abandonne une partie de son acide sulfurique et le résidu n'est que du sulfate potassique et de l'alumine. Calciné en vase clos et avec du charbon il constitue le *pyrophore de Homberg*. Sa saveur est astringente, légèrement douceâtre.

Fabrication. Plusieurs méthodes sont mises en pratique. Les principales consistent : 1° à lessiver les terres volcaniques alunifères. (Solfatarre près de Naples); 2° à calciner légèrement et à lessiver la pierre d'alun ou l'alunite (Tolfa près de Civita-Vecchia) (1) 3° à griller ou à laisser se décomposer à l'air, de la terre ou du schiste alumineux, à lessiver, à concentrer les liqueurs et à y ajouter un sel potassique, et 4° à traiter l'argile par de l'acide sulfurique et à ajouter à la lessive concentrée, du sulfate potassique (Alun de fabrique). La potasse peut être remplacée dans l'alun par la soude et par l'ammoniaque, sans que sa forme cristalline en soit altérée.

L'alun de soude s'effleurit promptement à l'air et tombe en poussière. L'alun d'ammoniaque est plus stable. Tous deux s'obtiennent par l'un ou l'autre des deux derniers procédés que nous venons d'indiquer.

Us. Il trouve son principal usage en teinture. Il sert à la préparation de la plupart des composés aluminiques. On l'emploie aussi dans le tannage et en médecine.

F. $(\text{SO}^3 + \text{KO}) + (3 \text{SO}^3 + \text{Al}^2 \text{O}^2)$. *P. at.* 3236,91.

ZIRCONIUM.

Et. nat. A l'état de silicate (Zircon, Hyacinthe, Eudialite).

Prop. Poudre noire, pesante, prenant l'éclat métallique sous le brunissoir; inflammable à l'air à l'aide la chaleur; mauvais conducteur du fluide électrique, difficilement attaqué par les acides, même par l'eau régale; très soluble dans le fluorure hydrique. S'obtient par l'action du potassium sur le fluorure zirconico-potassique.

(1) L'alun obtenu par cette méthode est coloré en rose par la présence d'une petite quantité d'oxide ferrique. Il est connu dans le commerce sous le nom d'*Alun de Rome*.

Oxide zirconique.

Prop. Poudre blanche, insoluble dans l'eau, infusible au feu de forge, d'une densité de 4,3; la calcination le rend insoluble dans les acides. Les alkalis sont sans action sur lui; les carbonates alcalins le dissolvent. La *zircon*e a été découverte par Klaproth en 1789.

F. $Zr^2 O^3$, *P. at.* 11 40,40.

SELS ZIRCONIQUES.

Caract. Saveur astringente; leur dissolution neutre est précipitée par le sulfate potassique. Le précipité n'est plus entièrement soluble dans l'eau pure, après l'ébullition de la liqueur, ce qui les distingue des sels céreux et thoriques. La potasse les précipite. Le précipité est insoluble dans un excès d'alkali. Le même précipité est formé par la sulfhydrate potassique; il se dégage du sulfide-hydrique. La noix de galle les précipite en jaune. Le cyanure mercurique et le cyanure ferroso potassique sont sans action.

THORIUM.

Et. nat. Jusqu'ici il n'a été rencontré que dans deux minéraux très rares de la Norwège. (Pyrochlor et Thorite).

Prop. Poudre d'un gris de plomb, s'enflammant à l'air à une chaleur modérée et brûlant avec un éclat extraordinaire.

Oxide thorique.

Prop. Poudre blanche, insoluble dans l'eau; après la calcination il se réduit difficilement en poudre et devient insoluble dans les acides. Sa densité est de 9,402. Il est insoluble dans les alkalis, soluble dans les carbonates alcalins et surtout dans le carbonate ammoniacque.

F. Th O. *P. at.* 844,90.

SELS THORIQUES.

Caractères. Saveur franchement astringente comme celle du tannin; ils sont précipités par l'acide oxalique, même lorsqu'ils sont très acides; le cyanure ferroso potassique précipite les sels neutres. En saturant complètement une dissolution de sel thorique par du sulfate potassique, il se dépose au bout de quelque temps un sel double. Ces réactions apparte-

naut également aux sels céréux, on les distingue de ces derniers tant par leur saveur que par la couleur jaune que prend le précipité que la potasse produit dans les sels céréux, par son exposition à l'air, tandis que celui des sels thoriques reste blanc. La chaleur les décompose complètement.

ZINC.

Et. nat. Les composés zinciques les plus abondants sont le sulfure (blende), le silicate et le carbonate (calamine).

P. p. Possède une couleur d'un blanc bleuâtre et beaucoup d'éclat. Sa cassure est cristalline et feuilletée. A la température ordinaire ou à + 200°, il est cassant. A + 120° — 150° il est malléable et se laisse laminer avec facilité. Il se fond à + 361° et se volatilise à la chaleur blanche. C'est un des métaux le plus électro-positifs.

P. c. Exposé à l'air il se couvre bientôt d'une couche grise, très mince (sous oxide); à une température élevée, il brûle avec beaucoup d'éclat et se change en oxide. A la température ordinaire il est sans action sur l'eau pure. La présence de la moindre quantité d'acide ou d'oxide alalin fait dégager de l'hydrogène. Il réduit un grand nombre de sels et d'oxides; détonne avec l'azotate et le chlorate potassiques. Se combine directement à la plupart des métalloïdes.

Extr. On distille la calamine préalablement grillée et mélangée avec du charbon. Cette opération se fait dans des cornues en grès d'une construction particulière.

Us. Il entre dans la composition du laiton et du bronze statuaire; sert dans la construction des piles et à couvrir les bâtiments.

Hist. Malgré que les anciens aient employé les minerais de zinc pour faire le laiton, malgré qu'il fut connu en Chine depuis plusieurs siècles, Paracelse fut le premier, qui au 16^{me} siècle parvint à l'isoler.

Qu. p. n. 414

Oxide zincique,

Syn. Pompholix; nihilum album; lana philosophica; tutie.

Prop. Cet oxide se trouve dans la nature combiné à l'oxide ferrique (Franklinite). Il est blanc, pulvérulent à la température ordinaire, jaunit lorsqu'on le chauffe. Il reprend sa couleur primitive par le refroidissement. A une

température très élevée il se fond en un verre transparent, jaunâtre. Il est soluble dans les alkalis et le carbonate ammoniac. Son hydrate renferme 1 at. d'eau.

Prép. On chauffe du zinc au contact de l'air, ou bien l'on précipite un sel zincique par de l'ammoniac. Il est employé en médecine.

F. Zn O. P. at. 502,28, 514

Le zinc forme encore deux autres oxides (le sous-oxide et le sur-oxide zinciques). Le premier s'obtient par la calcination en vase clos de l'oxalate zincique, le second par l'action de l'eau oxigénée sur l'oxide hydraté.

F. Zn² O et Zn O². P. at. 906,46 et 603,23.

Sulfure zincique.

Prop. Le sulfure naturel est sous forme de cristaux miroitants d'une couleur foncée et variable. On ne l'obtient que difficilement par la réunion immédiate de ses éléments. Celui que fournit la réduction du sulfate zincique par le charbon est sous forme d'une poudre jaune peu fusible et difficilement oxidable; son hydrate est blanc et se prépare en versant du sulfhydrate ammoniac dans un sel zincique.

F. Zn S. P. at. 604,39.

Chlorure zincique.

Prop. Matière cristalline, grisâtre, transparente, hygrométrique, sublimable. Il décompose les substances organiques et transforme l'alcool en éther. Ce composé se produit lorsque l'on chauffe du zinc dans du gaz chlore. Le métal y brûle avec une flamme bleuâtre. On l'obtient plus facilement par la réaction du chlorure hydrique sur du zinc métallique.

F. Zn Cl². P. at. 845,88.

SELS ZINCIQUES.

Caract. Saveur astringente et métallique très désagréable; ils provoquent le vomissement. Les alkalis y produisent

un précipité blanc, soluble dans un excès de ces bases. Le sulfhydrate ammoniacal les précipite en blanc. Il y a dégagement de sulfure hydrique. Aucun autre métal n'est capable d'en précipiter le zinc à l'état métallique,

Azotate zincique.

Prop. Petits prismes quarrés, incolores, très déliquescents, solubles dans l'alcool.

F. $N^2O^5 + Zn O$. *P. at.* 1180,26,

Silicate zincique.

Prop. Il est sous forme cristalline dans la nature. Il constitue la plus grande partie de la pierre calaminaire. Il acquiert la polarité électrique par la chaleur, blanchit et laisse échapper de l'eau.

F. $2(Si O^2 + 3 Zn O) + 3 H^2 O$. *P. at.*

Carbonate zincique.

Prop. Le carbonate naturel est cristallisé et a pour formule $CO + Zn O$. Celui que l'on obtient par la précipitation d'un sel zincique au moyen d'un carbonate alcalin est une poudre blanche, insoluble, contenant un excès de base. Sa formule est $2(Ca O^2 + Zn O) + 3(Zn O + H^2 O)$.

P. at. 779,66 et 3406,45.

Sulfate zincique.

Syn. Vitriol blanc; vitriol de zinc; couperose blanche.

Prop. Cristaux prismatiques, incolores, s'effleurissant à leur surface: solubles dans 2 p. d'eau froide, plus solubles dans l'eau bouillante. Ils contiennent 43,92 % = 7 at. d'eau. La chaleur les décompose complètement. Dans les laboratoires on l'obtient comme produit accidentel de la préparation de l'hydrogène. En grand on grille le sulfure naturel et on lessive. Il est employé en médecine.

F. $SO^2 + Zn O$

P. at. 1004,39.

CADMIUM.

Et. nat. Jusqu'ici on ne l'a rencontré qu'en petite quantité dans les minerais de zinc.

Prop. Elles sont très analogues à celles du zinc. Sa couleur est plus blanche ; il est moins dur que le zinc ; il est malléable à la température ordinaire ; se fond à une température un peu supérieure à celle de 360°. Il est volatil et cristallise facilement sous la forme d'octaèdres. L'air ne le ternit pas et ne l'oxide qu'à une température élevée.

Comme il est plus volatil que le zinc il se dégage avant lui. On profite de cette circonstance pour se le procurer.

Oxide cadmique.

Prop. Poudre d'une couleur brunâtre, d'une densité de 8,183 ; infusible et fixe au feu. Son hydrate est blanc.

F. Cd O. P. at. 796, 77.

Sulfure cadmique.

Prop. Poudre d'un beau jaune orangé, fusible à la chaleur blanche, cristallisable par le refroidissement ; soluble dans le chlorure hydrique concentré. Il se trouve aussi dans la nature.

On l'emploie en peinture.

F. Cd S. P. at. 897, 93.

SELS CADMIQUES.

Caract. Leur saveur est astringente, métallique et désagréable. Les alkalis caustiques, les carbonates alkalis et le cyanure ferroso potassique les précipitent en blanc. Le sulfide hydrique et les sulfures solubles y produisent un précipité d'un jaune orangé. Le zinc en précipite le cadmium.

Sulfate cadmique.

Prop. Cristallise en gros prismes rectangulaires, incolores, qui contiennent 25,5 % H_2O = 4 at. d'eau et s'effleuris-

sent à l'air. La chaleur le décompose. On en fait usage en médecine.

F. $\text{SO}^2 + \text{Cd O}$. *P. at.* 1297, 93.

ÉTAIN.

Syn. Jupiter des anciens chimistes.

Ét. nat. C'est à l'état d'oxide qu'on le rencontre généralement. C'est le seul minéral que l'on exploite.

P. p. Il possède exactement la couleur et l'éclat de l'argent ; sa dureté est intermédiaire entre celle du plomb et celle de l'or ; il est très malléable et réductible en feuilles extrêmement minces ; lorsqu'on le plie, il fait entendre un bruit particulier (cri de l'étain) ; il se fond à 228° et cristallise en rhomboédres par le refroidissement ; il se volatilise à la chaleur blanche.

P. c. L'air l'attaque faiblement à la température ordinaire et lui fait perdre son éclat. Le chlorure hydrique, l'acide sulfurique et plusieurs acides organiques le dissolvent sous dégagement d'hydrogène. L'acide azotique l'oxide sans le dissoudre. L'eau régale le transforme en chlorure.

P. o. Par le frottement il acquiert une odeur particulière, rebutante et communiquée à la langue un goût désagréable.

Extr. On grille le minéral, on le bocarde, on le lave et on le fait fondre dans un fourneau à manche avec du charbon et un fondant approprié à la gangue. Pour le purifier, on le refond à plusieurs reprises différentes à une faible température et on le décante. Les scories surnagent, les métaux moins fusibles restent au fond.

L'étain du commerce contient en général une certaine quantité d'arsenic, de fer, de cuivre, de plomb ou de quelques autres métaux. L'étain de Malacca ou des Indes et l'étain en larmes d'Angleterre, sont les plus purs. Suivent l'étain en saumons d'Angleterre, celui de Saxe et de Bohême.

Us. On en fabrique des ustensiles de cuisine ; on s'en sert pour étamer. Il forme plusieurs alliages très employés dans les arts.

Alliage d'étain et de zinc.

Cet alliage se fait très facilement par la fusion des deux

métaux. Il est plus dur, plus cassant et moins malléable que l'étain. Celui qui présente au plus haut degré ces propriétés est formé de parties égales de chaque métal.

Oxide stanneux.

Prop. Poudre d'un gris foncé; insoluble dans l'eau, d'une densité de 6,66; s'enflamme à l'air à l'aide de la chaleur et se convertit en oxide stannique. Il se forme par l'action de l'air sur de l'étain maintenu pendant quelque temps à une température voisine de son point de fusion. On peut aussi l'obtenir en précipitant du chlorure stanneux par de l'ammoniaque faible.

. Sn O. P. at. 835, 29.

Sousoxide stannique.

Prop. Pulvérulent, d'un blanc jaunâtre; soluble dans le chlorure hydrique et dans l'ammoniaque. Il se forme par l'ébullition d'une dissolution de chlorure stanneux avec de l'oxide ferrique hydraté. Il n'est pas salifiable.

F. Sn² O³. P. at. 1770,580.

Oxide stannique.

Prop. L'oxide naturel est sous forme de cristaux qui dérivent d'un octaèdre obtus à base carrée et qui possèdent une couleur très foncée et une densité de 6,92 à 6,96. Il ne se dissout dans les acides qu'après calcination avec un alkali.

L'oxide artificiel nous offre deux modifications isomériques, suivant le procédé employé pour sa préparation. M. Berzélius donne le nom d'*oxide a*stannique à celui que l'on obtient par l'action de l'acide azotique ou de l'oxide mercurique sur l'étain, et d'*oxide b*stannique à celui qui se précipite lorsque l'on verse de la potasse ou un autre alkali dans une dissolution de chlorure stannique. Le premier est insoluble dans l'acide azotique, l'acide sulfurique et le chlorure hydrique. Le second se dissout d'abord dans l'acide azotique, puis se dépose à + 50° en grumeaux blancs; il se dissout mieux lorsqu'on le traite d'abord par l'ammoniaque. Il est soluble dans l'acide sulfurique et dans le chlorure hy-

drique. Tous deux sont blancs, solubles dans les alkalis et les carbonates alkalis. Ils jouent le rôle d'acides faibles et rougissent le papier de tournesol.

Us. On en fait usage dans la fabrication des *émaux blancs*. Celui que l'on obtient par l'oxidation de l'étain à une température élevée (potée d'étain), sert à polir les objets d'une grande dureté.

SnO^2

Arséniures d'étain.

Prop. L'arsénic se combine facilement et en plusieurs proportions à l'étain. En général, l'arséniure est plus blanc, plus cassant et plus sonore que l'étain pur.

Sulfure stanneux.

Prop. Se trouve dans la nature et peut s'obtenir par combinaison directe. C'est une substance cristalline, d'un gris bleuâtre, à éclat métallique, d'une densité de 5,267; moins fusible que l'étain et indécomposable par la chaleur. Le sulfure précipité est brun, pulvérulent.

F. Sn S. *P. at.* 936,46.

Sesquisulfure stannique.

Prop. Substance d'un gris jaunâtre, à reflet métallique.

F. Sn² S³. *P. at.* 2074,08.

Sulfure stannique.

Syn. Or mussif; or de Judée; deuto sulfure d'étain.

Prop. Il se présente sous la forme de petites paillettes brillantes, de la couleur de l'or et grasses au toucher. Aucun acide autre que l'eau régale ne le dissout. Il agit plus souvent comme sulfide que comme sulfo-base. On le prépare en chauffant d'abord faiblement et en portant ensuite au rouge obscur, un mélange de 12 parties d'étain amalgamées à 6 p. de mercure, de 7 p. de fleurs de soufre et de 6 p. de sel ammoniac. Il se sublime du sulfure mercurique et du chlorure mercurieux; le sulfure stannique reste au fond du vase.

Us. On s'en sert pour bronzer et dorer sur bois.

F. Sn S². *P. at.* 1137,52.

Chloride stanneux.

Prop. Ce composé est connu dans le commerce sous le nom de *sel d'étain*. A l'état anhydre il forme un composé gris, transparent, à cassure vitreuse, fusible et volatil à la chaleur rouge. On l'obtient en chauffant de l'étain dans du gaz chloré ~~pendant~~ sec. Lorsqu'il est hydraté, il est sous forme de gros cristaux incolores, très déliquescents et très solubles dans l'eau. Une grande quantité de ce liquide le décompose. Il se dépose de l'oxichlorure stanneux ($\text{Sn Cl}^2 + \text{Sn O}$). Réduit complètement et quelques fois partiellement un grand nombre d'oxides et d'autres composés oxigénés. Il se prépare en grand par la dissolution de l'étain dans le chlorure hydrique.

Us. On l'emploie en teinture. Il sert à préparer le pourpre de Cassius.

F. Sn Cl^2 . *P. at.* 1177,95.

Chloride stannique.

Syn. Deuto chlorure d'étain; liqueur fumante de Libavius; composition d'étain.

Prop. Liquide incolore, d'une densité de 2,25; très volatil; bout à 120° ; fume fortement à l'air dont il attire avidement l'humidité; son odeur est pénétrante, désagréable; sa saveur est métallique. On l'obtient par l'action du chlore sur l'étain ou sur le chlorure précédent, ou par la sublimation d'un mélange de 1 p. d'étain et de 4 parties de sublimé corrosif.

Le chlorure stannique hydraté ($\text{Sn Cl}^4 + 2\text{aq.}$) est sous forme de petits cristaux, très déliquescents, fusibles; il est décomposable par une grande quantité d'eau. Il se produit par la dissolution de l'étain dans l'eau régale. Sert en teinture.

F. Sn Cl^4 . *P. at.* 1620,60.

SELS STANNEUX.

Caractères. Saveur métallique, très désagréable. Le cyanure ferroso-potassique y forme un précipité blanc; le sulfure hydrique et les sulfhydrates les précipitent en brun foncé; les alkalis caustiques et les carbonates alkalis donnent un précipité blanc, soluble dans un excès de potasse

ou de soude, insoluble dans l'ammoniaque; forment un précipité pourpre, dans une dissolution étendue de chlorure aurique, réduisent un grand nombre de sels et absorbent l'oxygène de l'air.

SELS STANNIQUES.

Caract. Ils ne réduisent aucun sel, et n'absorbent point d'oxygène; ne précipitent pas le chlorure aurique; le sulfure hydrique y produit un précipité d'un jaune sale, soluble dans les sulfhydrates et les oxides alcalins. Ces derniers les précipitent en blanc.

Le plomb et le zinc précipitent l'étain à l'état métallique aussi bien des sels stanneux que des sels stanniques. Il n'existe pas de carbonate ni de l'une ni de l'autre base.

PLOMB.

Syn. Saturne des anciens.

Et. nat. A l'état d'oxide (minium), de sulfure (galène), de chlorure (plomb corné), de carbonate, de phosphate, d'arséniate, de sulfate, etc. C'est de la galène que l'on extrait le plus généralement le plomb.

P. p. Il possède une couleur grise particulière et beaucoup d'éclat. Il cristallise en octaèdres réguliers; il est malléable et très mou et comme tel il se plie et se laisse facilement entamer au couteau. Sa faible cohésion empêche de le tirer en fils minces. Il se fond à 322° et bout à la chaleur blanche.

P. c. Il se ternit promptement à l'air et dans l'eau lorsque cette dernière contient une certaine quantité d'air ou d'acide carbonique. L'eau parfaitement pure ne l'altère pas. L'acide azotique le dissout facilement. Il est inattaquable par l'acide sulfurique.

P. o. Odeur désagréable; agit comme poison ainsi que la plupart de ses composés (colique des peintres).

Extract. Deux méthodes principales servent à la réduction de la galène. La première consiste à griller le minerai et à réduire le plomb qui s'est oxidé aux dépens de l'air, par du charbon et du fondant. Cette opération se fait dans un four à manche. On peut aussi se contenter de faire fondre le minerai grillé, dans un fourneau à vent. Dans l'un et dans

l'autre cas l'on obtient du plomb réduit, du laitier, du sulfate et du sulfure plombiques. Ce dernier peut être traité de nouveau.

Dans la seconde méthode on se contente de réduire la galène par le fer.

Lorsque le minerai de plomb contient de l'or ou de l'argent, ces métaux s'allient au plomb réduit. Pour les séparer on oxide ce dernier et on le réduit de nouveau par le charbon. On peut aussi faire fondre la masse, la laisser refroidir lentement et en extraire l'alliage du plomb et des métaux précieux, qui, étant moins fusible, se solidifie le premier. De cette manière on évite la nécessité de devoir opérer sur de trop grandes masses.

Us. Il sont très étendus. Il sert à garnir les parois des chambres dans lesquelles on fabrique l'acide sulfurique ; celles des citernes, etc. ; à couvrir les toits ; à faire le minium et la plupart des composés plombiques.

Alliage de plomb et de zinc.

Prop. Il est plus dur que le plomb, quoique malléable, même lorsqu'il y entre 2 parties de zinc pour 1 p. de plomb.

Alliages de plomb et d'étain.

Prop. Ces deux métaux s'allient en toute proportion. L'alliage est moins blanc et plus dur que l'étain. Celui dans lequel le plomb domine est en général plus fusible que l'un et l'autre métal. 2 p. de plomb alliées à 1 p. d'étain constituent la *soudure des plombiers*. La présence de l'étain rend le plomb moins facilement attaqué par les acides faibles. C'est ainsi que suivant Vauquelin, l'on peut conserver impunément du vin et du vinaigre dans des vases formés par un alliage dans lequel il entre 0, 17 de plomb.

Oxide plombique.

Pr. Poudre jaune, fusible à la température rouge et cristallisable par le refroidissement en paillettes brillantes ou en octaèdres réguliers. Sa densité est d'environ 8,00. Il est très peu soluble dans l'eau et forme avec elle un hydrate blanc ($Pb O + H_2 O$), soluble dans un excès d'alkali. Lors qu'il est à l'état pulvérulent il porte le nom de *Massicot* ;

crystallisé, il est connu sous celui de *Litharge*. On le prépare en oxidant le plomb au contact de l'air ou en décomposant son azotate ou son carbonate par la chaleur.

Us. Entre dans la composition du *Flintglas* et d'autres verres fusibles ; dans celle des emplâtres, etc., sert à vernir les poteries.

F. Pb O . *P. at.* 1394, 50.

Sesquioxide plombique.

Pr. Poudre d'un rouge jaunâtre, non basique. Les acides le décomposent en oxide et en peroxyde ; à une température élevée il perd le tiers de son oxygène. Il se prépare par l'addition de l'hypochlorite sodique sur l'oxide plombique dissout à froid dans de la potasse caustique.

Le *Minium* résulte de la combinaison des deux oxides précédents. Il est pulvérulent, possède une couleur rouge, vive. Une forte chaleur le décompose en oxygène et en oxide. L'acide azotique le change en azotate et en peroxyde plombiques. On le prépare en grand en prolongeant pendant plusieurs heures, l'exposition du massicot au contact de l'air, dont l'oxygène s'absorbe sous l'influence de la température du rouge obscur. Il possède les mêmes usages que l'oxide plombique. Sert en peinture.

F. $\text{Pb}^2 \text{O}^1$ et $\text{Pb O} + \text{Pb}^2 \text{O}$. *P. at.* 2889,00 et 4283,50.

Peroxyde plombique.

Prop. Poudre d'un brun foncé, d'une densité de 8,902, décomposable à la chaleur ; enflamme le soufre par la trituration ; le chlorure hydrique le change en chlorure plombique ; du chlore se dégage ; rougit dans du gaz acide sulfureux et se transforme en sulfate. Il oxide un grand nombre d'autres corps. On le prépare en versant de l'acide azotique sur du minium.

F. Pb O^2 . *P. at.* 1494,50.

Sulfure plombique.

Prop. Se trouve dans la nature cristallisé en cubes, d'une couleur grise métallique ; densité = 7,585. Il est moins fusible que le plomb. Le grillage le transforme en oxide et en sulfate. On l'obtient très facilement par la combinaison im-

médiate de ses éléments, ou bien, par la décomposition d'un sel plombique au moyen du sulfide hydrique. Sert à l'extraction du plomb et comme émail (Alquifoux).

F. Pb S. P. at 1495,66.

Chlorure plombique.

Prop. Cristallise en aiguilles blanches très brillantes, fusibles en une masse blanche transparente. Il est très peu soluble dans l'eau. On peut l'obtenir par double décomposition sous forme d'un précipité blanc cristallin, très volumineux.

F. Pb Cl². P. at. 1737,15.

Oxido chlorure plombique.

Pr. Substance jaune, cristalline, fusible. Il est connu dans le commerce sous le nom de *Jaune minéral* et se prépare par la fusion d'un mélange de 4 parties de minium avec 1 p. de sel ammoniac.

F. 7 PbO + Pb Cl². P. at. 9763,50.

Iodure plombique.

Pr. Poudre d'un beau jaune, très peu soluble dans l'eau froide. L'eau bouillante en dissout une plus grande quantité; par le refroidissement il se dépose sous forme de paillettes jaunes dorées, très brillantes, d'une densité de 6,11, solubles dans la potasse. Il se prépare de la même manière que le chlorure correspondant. Il est employé en médecine.

F. Pb I². P. at.

SELS PLOMBIQUES.

Caractères. Saveur sucrée, astringente. Ils sont précipités en blanc par les alkalis et les carbonates alcalins. Un excès d'oxide potassique dissout le premier. Un précipité de la même couleur se produit par le cyanure ferroso potassique, l'acide sulfurique, les sulfates, le chlorure hydrique et les chlorures. Les deux derniers sont solubles dans une grande quantité d'eau.

L'iode et le chromate potassique occasionnent un précipité jaune; le sulfide hydrique et les sulfhydrates un précipité noir. Le zinc métallique en sépare le plomb sous for-

me de petites lames brillantes, dendritiques (arbre de Saturne).

Azotate plombique.

Prop. Cristallise en octaèdres réguliers transparents et anhydres, d'une densité de 4,068, solubles dans 7 parties d'eau froide, beaucoup plus solubles à chaud; insolubles dans l'alcool et dans l'acide azotique concentré. Se décompose à la chaleur.

F. $N^2 O^6 + Pb O$. *P. at.* 2071,53.

Silicate plombique.

Prop. L'oxide plombique se combine facilement à l'acide silicique. Il en résulte un verre jaunâtre, transparent, très pesant, constituant la partie essentielle du vernis des poteries et de la fayence. Il entre aussi dans la composition du *crystal* (V. art. verre).

Borate plombique.

Prop. Il a beaucoup d'analogie avec le sel précédent et comme lui entre dans la composition de certaines espèces de verre.

Carbonate plombique.

Prop. Se trouve cristallisé dans la nature. Celui que l'on prépare artificiellement est sous forme d'une poudre blanche pesante, insoluble dans l'eau et connue généralement sous le nom de *blanc de plomb* ou de *blanc d'argent*. Il se prépare en grand 1° en exposant à la vapeur de vinaigre des lames de plomb renfermés dans des vases bien fermés et maintenues à une température à peu près constante de 30 à 35°. On atteint ce résultat, en plaçant les vases dans du tan ou dans du fumier (méthode hollandaise). 2° En faisant dégager un courant d'acide carbonique à travers une dissolution de sous acétate plombique (méthode de M. Thénard). Il est souvent falsifié par de la craie ou du sulfate baritique. Ces sels sont faciles à reconnaître.

Us. On en fait un grand usage en peinture. Il fait généralement la base des couleurs à l'huile.

F. $CO^2 + Pb O$. *P. at.* 1670,94.

Oxalate plombique.

Pr. Poudre blanche insoluble dans l'eau.
F. $C^2 O^4 + Pb O$. *P. at.* 1847,37.

Phosphate plombique.

Prop. Poudre blanche, insoluble dans l'eau, fusible et cristallisable par refroidissement; soluble dans l'acide azotique, la potasse et la soude. Il se combine à l'azotate plombique. On le prépare en précipitant une dissolution de chlorure plombique, par un phosphate soluble.

Le phosphate basique se trouve dans la nature combiné au chlorure ($Pb Cl^2 + (3 P^2 O^5 + 3 Pb O)$). Il est quelques fois remplacé par de l'arséniate correspondant. Ce sel est cristallisé sous forme de prismes verts ou bruns.

F. $P^2 O^5 + 2 Pb O$. *P. at.* 3681,38.

Sulfate plombique.

Pr. Dans la nature il est sous forme de cristaux incolores. Le sulfate artificiel est une poudre blanche, insoluble dans l'eau. Il ne couvre pas assez pour pouvoir être employé en peinture. S'obtient par double décomposition.

F. $SO^4 + Pb O$. *P. at.* 1895,66.

Hyposulfate plombique.

Pr. Forme de gros cristaux incolores, inaltérables à l'air, très solubles dans l'eau et contenant 16,38 % = 4 at. d'eau de cristallisation.

F. $S^2 O^5 + Pb O$. *P. at.* 2296,83.

BISMUTH.

Et. n. A l'état réduit ou en combinaison avec l'oxygène, le soufre, le sélénium et le tellure.

Prop. Couleur blanche à reflet rougeâtre, très éclatant, à cassure cristalline. Il se réduit facilement en poudre et cristallise en cubes réguliers. Chauffé au rouge il s'oxyde au contact de l'air. Il se fond à + 247°.

Extr. On fait rougir les minerais de bismuth. La faible température à laquelle il entre en fusion permet d'extraire ainsi la plus grande partie du métal. Pour le purifier on doit le faire fondre à plusieurs reprises avec du nitre.

Alliages de bismuth et d'étain.

Prop. Ils sont plus cassants et plus sonores que l'étain pur ; l'alliage fait à parties égales de chaque métal, se laisse pulvériser et se fond à $+ 137^{\circ},66$.

Alliages de bismuth et de plomb.

Prop. Leur densité est plus forte que celle que n'indique la moyenne des deux métaux. Formé de parties égales il est cassant et d'une densité de 10,709.

Alliages d'étain, de plomb et de bismuth.

Prop. Ces alliages sont remarquables par la facilité avec laquelle ils entrent en fusion. L'addition d'une petite quantité de mercure les rend encore plus fusibles. Plus les quantités de plomb et d'étain sont fortes relativement à celle du bismuth moins ils sont fusibles. D'après M. Rose on obtient un alliage qui se fond à $+ 93^{\circ},75$ en employant 2 p. de bismuth de 1 p. d'étain et de 1 p. de plomb. Il est connu sous le nom d'*alliage fusible de Darcel*. Ils servent à *clicher*. On en fait des *plaques fusibles* pour les chaudières à vapeur.

Oxide bismuthique.

Prop. Poudre jaune, fusible, salifiable ; facilement réductible par le charbon et par l'hydrogène. Il se forme par l'action de l'air sur le bismuth fondu.

F. Bi O. *P. at.* 986,92.

Sesqui oxide bismuthique.

Prop. Poudre d'un brun foncé, décomposable à la chaleur ; produit du chlore par son action sur le chlorure hydrique.

F. Bi² O³. *P. at.* 2073,84.

Sulfure bismuthique.

Prop. Dans la nature, il est sous forme de prismes rhomboïdaux, à éclat métallique, d'une densité de 6,1. Il est peu fusible et peut s'obtenir par voie directe.

F. Bi S. P. at. 1088,08.

Chlorure bismuthique.

Prop. Substance grisâtre, opaque, non cristalline, sublimable. A l'état d'hydrate il est sous forme de cristaux prismatiques incolores, décomposables par une forte quantité d'eau. On l'obtient directement ou par l'action de l'eau régale sur le bismuth.

F. Bi Cl³. P. at. 1329,57.

SELS BISMUTHIQUES.

Caractères. Leur saveur est âcre et styptique. Une petite quantité d'eau les dissout, une grande quantité les décompose en sur et en sous sel. Le cyanure ferroso potassique et les alkalis caustiques les précipitent en blanc. Le sulfide hydrique et les hydrosulfates donnent un précipité noir. Une lame de zinc précipite le bismuth, sous forme d'une poudre noire.

Azotate bismuthique.

Prop. Prismes incolores, d'une saveur métallique, désagréable; contenant 3 at. d'eau de cristallisation et décomposables par l'eau. Il se prépare par la dissolution du bismuth dans l'acide azotique.

Le sous azotate ou *magistère de bismuth, blanc de fard*, est une poudre blanche, cristalline, très peu soluble dans l'eau, soluble dans l'acide azotique.

F. Du sel neutre = $N^2O^5 + Bi O + 3H^2O$, celle du sous sel = $N^2O^5 + 4Bi O + 2H^2O$. *P. at.* 1663,95.

LANTANE (1).

Et. nat. Se trouve dans tous les minerais de cérium, métal qu'il accompagne constamment.

(1) De *λαντανειν* se cacher, parce qu'il altère très peu les propriétés des composés de cérium.

Prop. On l'a obtenu à l'état d'une poudre grise, métallique, dont la couleur est plus foncée que celle du plomb; sa mollesse est assez forte; par la compression il s'unit par adhérence. Le lantane décompose lentement l'eau à la température ordinaire. A chaud, il se fait une forte effervescence; il se dégage de l'hydrogène et il se dépose de l'oxide hydraté blanc. A l'air il se convertit en oxide..

Extr. L'oxide lantanique forme environ la moitié en poids de l'oxide cérique brut, tel qu'on l'obtient par le traitement des minerais de cerium. C'est de cet oxide qu'on l'extrait. A cet effet, on le dissout dans de l'acide azotique, on évapore à siccité et on chauffe jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus rien. On pulvérise le résidu et on le traite à une faible température par de l'acide azotique, étendu de 50 à 100 parties d'eau. Au bout de deux heures, l'acide a enlevé l'oxide lantanique et le résidu, qui n'est que de l'oxide cérique, est complètement insoluble aussi bien dans l'acide azotique, que dans le chlorure hydrique. On filtre et on précipite par le carbonate ammoniac. Après 24 heures, on recueille le précipité, qui est sous forme de petites paillettes cristallines; on le lave et on le sèche. On dissout ce carbonate dans du chlorure hydrique, dont l'excès est chassé par la chaleur. On achève de dessécher le chlorure par un courant de gaz chlorure hydrique sec. Ce chlorure est décomposé par le potassium. On enlève le chlorure potassique par de l'alcool à 0,833.

Hist. Découvert en 1839, par M. Mosander.

F. L. P. at. Inconnu. Plus faible que le poids atomique admis jusqu'ici pour le cérium.

Oxide lantanique.

Et. nat. Se trouve combiné à l'acide phosphorique et en mélange avec les oxides thorique, cerique, zincique etc.

Prop. L'oxide lantanique anhydre possède deux modifications isomériques. Ainsi lorsqu'on le chauffe au contact de l'hydrogène, il blanchit en conservant une légère teinte verdâtre, et se dissout plus difficilement dans les acides. Ses sels ont la même couleur que l'oxide; tandis que, lorsqu'on le chauffe dans de l'oxygène, il prend une couleur rouge, qui au contact de l'hydrogène ne s'enlève plus. Il se dissout beaucoup plus facilement dans les acides. Ses solutions sa-

lines concentrées sont d'un rouge d'améthyste, et ses sels cristallisés possèdent une teinte rougeâtre. L'oxide lantanique s'hydrate au contact de l'eau chaude et s'y dissout à peine. L'hydrate est blanc. Il bleuit lentement le papier de tournesol rougi par un acide.

Prép. On calcine très fortement du carbonate lantanique.

F. L O? P. at. Inconnu.

Peroxide lantanique.

Quand on décompose un sel lantanique neutre par du peroxide barytique on obtient du peroxide lantanique hydraté, d'une nuance faiblement jaunâtre. Il ne peut être desséché sans perdre un atome d'oxigène.

F. Probablement $L O^2$.

Sulfure lantanique.

Prop. Jaune, décomposable par l'eau froide sous dégagement de sulfide hydrique et formation d'oxide hydraté.

Prép. On chauffe du lantane réduit dans le gaz sulfide hydrique sec.

F. L S?

SELS LANTANIQUES.

Caract. Leurs propriétés sont encore peu connues. Ils se dissolvent sans coloration dans l'eau ; leur saveur est astringente et légèrement douceâtre. Le sulfate et l'azotate sont très solubles dans l'eau, tandis que le carbonate et l'oxalate y sont insolubles. Avec le sulfate potassique on obtient un sel double peu soluble.

CERIUM.

Et. nat. Se rencontre dans quelques minéraux assez rares de la Suède et principalement à l'état de silicate cereux (cérîte ou cérerite).

Prop. Poudre d'un brun foncé, prenant un faible éclat métallique sous le brunissoir, mauvais conducteur de l'électricité ; ne décompose l'eau qu'à une température voisine de celle de l'eau bouillante ou sous l'influence des acides.

Chauflé au contact de l'air, il s'enflamme; détonne avec le chlorate et l'azotate potassiques. S'extrait de la cérîte.

Oxide cérique.

Prop. Poudre d'un blanc grisâtre, se jaunissant promptement à l'air par l'absorption d'une certaine quantité d'oxygène; il est salifiable et forme un hydrate blanc. Se prépare en précipitant le chlorure cérique par la potasse.

F. CeO .

Oxide cérique.

Prop. Poudre d'un brun rougeâtre; forme avec l'eau un hydrate jaune; salifiable. Traité par le chlorure hydrique, il laisse dégager du chlore. S'obtient par la calcination de l'azotate cérique.

F. Ce^2O^3 .

SELS CÉREUX.

Caractères. Saveur sucrée, astringente; ils sont généralement incolores, quelques uns ont une couleur rougeâtre. La potasse caustique, les carbonates alcalins, les sulfhydrates y forment un précipité blanc insoluble dans un excès de ces composés. Par l'addition de sulfate potassique il se précipite un sulfate double, d'une couleur blanche, peu soluble. Le sulfide hydrique et la teinture de noix de galles sont sans action.

SELS CÉRIQUES.

Caract. Saveur douce; un peu aigre; très astringente; couleur jaune ou jaune orangée; la potasse, le cyanure ferroso potassique et le sulfate potassique les précipitent en jaune, les sulfhydrates en blanc. Chauflés avec le chlorure hydrique, ils dégagent du chlore. La liqueur ne contient plus qu'un sel et du chlorure cérique.

Silicate tricérique.

Prop. Se trouve dans la nature sous forme d'une substance amorphe, rougeâtre (cérîte), d'une densité de 4,7 à 4,9.

F. $\text{Si O}^2 + 3\text{CeO} + 3\text{H}^2\text{O}$ (1).

(1) Il est probable que par suite de la découverte du lanthane, sa composition doit être exprimée par une autre formule.

Et. nat. Ce métal est très répandu dans la nature. On le trouve : 1° à l'état réduit (fer météorique); 2° à celui d'oxide ferroso-ferrique (fer magnétique); 3° d'oxide ferrique (fer oligiste, hématite); 4° d'oxide hydraté (limonite); 5° de carbonate ferreux (fer spathique). Ce dernier mélangé à une quantité variable d'argile, de phosphate, de silicate, de chromate et de titanate de fer, forme le fer carbonaté des houillères; 6° à l'état de divers degrés de sulfuration et en combinaison avec plusieurs acides.

P. p. Le fer parfaitement pur possède à peu près la couleur et l'éclat de l'argent; il est plus mou et plus tenace que le fer ordinaire; il est cristallisable en cube et attirable à l'aimant; il perd sa polarité magnétique aussitôt qu'on le soustrait à son influence. Fondu, il possède une densité de 7,8439; en feuilles minces de 7,6 et en barres de $\frac{1}{16}$ de pouce de diamètre, de 7,75. Le fer en barres ordinaire est d'une couleur grise, claire, à cassure fibreuse et d'une densité moyenne de 7,7. Il se polit facilement et acquiert un grand éclat. C'est le métal malléable le plus dur et le plus tenace. Il ne se laisse pas facilement réduire en feuilles très minces; on peut néanmoins le tirer en fils très déliés. Il ne se durcit point par la *trempe*. A la chaleur rouge il commence à se ramollir. Il se *brase* à la température de la chaleur blanche. Il se fond à 1587° du pyromètre de Daniell, équivalant à 1530° du thermomètre à air.

P. c. Le fer ordinaire contient en général 0,005 de carbone et quelques traces de silicium et de manganèse. La présence d'une petite quantité de phosphore le rend *cassant à froid*. Celle d'une quantité minime de soufre ou d'arsenic le rend au contraire *cassant à chaud*. Fondu au contact du charbon, il se transforme en *fonte*. Lorsque la température n'est pas assez élevée pour en opérer la fusion il en résulte de *l'acier*.

Il s'oxide facilement au contact de l'air humide et se couvre d'une couche brune (rouille), formée par du carbonate ferreux et de l'oxide ferrique hydraté. L'oxidation se fait autant par l'oxigène de l'air que par celui de l'eau, dont l'hydrogène se transforme en ammoniaque. Celle-ci se combine en partie avec l'oxide. Les corps gras et les li-

queurs alcalines préservent le fer contre l'effet de l'air. L'air sec ne l'attaque qu'au rouge obscur. Cependant lorsqu'il est très divisé, il s'enflamme spontanément à la température ordinaire. Dans le premier cas il y a formation d'oxide ferroso-ferrique dans le second d'oxide ferrique. Les acides le dissolvent avec dégagement d'*hydrogène*. Il en résulte un sel ferreux.

L'acide azotique hydraté n'attaque pas le fer bien décapé. Il en est de même de l'acide azotoso-azotique. Il précipite un grand nombre de sels.

Extr. Le fer pur se prépare en dirigeant un courant d'hydrogène sur de l'oxide ferrique. La réduction s'opère à une température inférieure à celle du mercure bouillant. On l'obtient encore en faisant fondre du fer ordinaire avec de l'oxide ferrique et sous une couche de verre vert.

En grand, on procède de la manière suivante : on lave ou on grille le minerai, qui d'ordinaire forme un ou plusieurs des composés oxidés que nous avons mentionnés plus haut ; puis on l'assortit ; ensuite on le mêle avec une proportion convenable de fondant (calcaire (1) ou silice) ; enfin on le dispose par couches avec du charbon de bois ou du coak dans un *haut fourneau*, dont le feu est alimenté par des soufflets. A mesure que la réduction s'opère, et que le charbon brûle, la masse s'affaisse. Le vide se remplit par de nouvelles couches de minerai et de charbon. L'on peut marcher ainsi sans discontinuer pendant des années entières. On ne s'arrête que lorsque le fourneau exige des réparations.

A mesure que le fer se réduit il se rend dans la partie inférieure du fourneau à laquelle on a donné le nom de *creuset*. Le *laitier*, espèce de verre formé par le fondant et la gangue, le surnage et le garantit contre l'oxidation. Lorsqu'on en a recueilli une quantité suffisante, on le transforme en gros lingots (gueuses) en le faisant couler dans les moules en sables préparés à cet effet.

Le fer obtenu de cette manière contient une grande quantité de carbone et quelques autres corps. Il porte le nom de *fonte*. Pour lui enlever les matières étrangères et la convertir en fer malléable, on doit la soumettre à l'*affinage*. Cette opération se fait par la fusion soit dans des forges,

(1) Ce fondant porte en général le nom de *castine*.

soit dans des fourneaux à manche (fourneau à puddler) et par l'oxidation des substances étrangères au moyen d'un courant d'air que l'on dirige sur la surface. Peu à peu le fer s'épaissit et finit par se solidifier. Alors on le retire du feu et on le porte sous de gros marteaux (martinets) qui en expriment les scories. L'opération s'achève par les laminoirs, sous lesquels le fer est converti en barres ou en feuilles (tôle).

Aujourd'hui l'on admet généralement que la réduction du fer dans les hauts fourneaux se fait par l'oxide carbonique. Cette théorie, dont M. Le Play s'est à tort constitué l'auteur, appartient de droit à mon estimable collègue, M. Ad. Lesoinne, qui l'a émise et professé depuis 1825.

« En partant de cette idée, dit M. Lesoinne, il est étonnant comment tous les phénomènes qui accompagnent la réduction des minerais de fer, trouvent une explication simple et naturelle. Les minerais les plus poreux ou ceux qui deviennent tels par l'abandon de l'un ou de l'autre de leurs principes constituants (fers carbonatés et hydratés) sont ceux qui se traitent le plus facilement au haut fourneau, tandis que tous les minerais compacts (fers oligistes, magnétiques) sont comparativement d'une réduction difficile.

La réduction opérée, le fer se carbure par cémentation et se transforme en fonte (1) ».

Us. Le fer est le métal le plus usité et le plus utile. Ses nombreux usages sont généralement connus. Il est quelquefois employé en médecine.

Alliages de fer.

Le fer s'allie à un grand nombre de métaux. Aucun alliage de fer n'est employé dans les arts. Le fer blanc n'est que de la tôle recouverte d'une couche mince d'étain.

Oxide ferreux.

Prop. L'oxide ferreux (éthiops martial) est une poudre

(1) Ce qui précède est extrait d'une note très détaillée que je dois à la complaisance de M. Ad. Lesoinne et que le cadre resserré de l'ouvrage m'a empêché d'insérer en entier. J'aurai l'occasion d'en faire usage ailleurs.

noire, fusible à une forte température ; attirable à l'aimant. Son hydrate est blanc. Sous l'influence de l'air il se transforme promptement en hydrate ferrique d'un brun clair. Avant d'atteindre cette dernière nuance il passe successivement par le gris, le vert et le noir-bleuâtre.

Prép. On l'obtient difficilement à l'état de pureté parfaite. Le meilleur procédé consiste à oxider le fer à une faible température au moyen de l'eau.

F. Fe O. P. at. 439,21.

Oxide ferrique.

Syn. Safran de Mars ; colcothar ; rouge d'Angleterre ; peroxyde de fer.

Prop. Cet oxide est très abondant dans la nature et s'y trouve sous forme de lames cristallines grises, d'un éclat métallique faible. L'oxide artificiel est tantôt sous forme d'une poudre d'un rouge clair ou foncé, tantôt sous celle de petits cristaux qui possèdent le même éclat que les cristaux naturels. Sa densité est de 5,24. Il se dissout difficilement dans les acides. Il forme un hydrate très abondant dans la nature et qui en Belgique sert presque uniquement à l'extraction du fer.

Prép. On expose un fer rouge pendant un certain temps à l'action de l'air, ou bien on décompose le sulfate ferreux à une température très élevée. D'après M. Woehler, on l'obtient cristallisé par la calcination de parties égales de sulfate ferreux et de chlorure sodique.

Us. Il est employé en peinture, dans le brunissage et en médecine.

F. Fe² O³. P. at. 978,41.

Oxide ferrosferrique.

Prop. Ce composé résultant de la combinaison des deux oxides précédents, se trouve dans la nature sous forme de cristaux octaédriques. Il constitue *la battiture de fer*. Il est noir, possède un faible éclat métallique, donne une poudre d'un gris foncé ; sa densité varie entre 4,25 et 5,28. Il est fusible et attirable à l'aimant. Il est lui-même magnétique.

F. Fe O + Fe³ O³. P. at. 1417,61.

Siliciures de fer.

Le fer se combine facilement au silicium dans des rapports qui n'ont pas encore été déterminés. Les siliciures possèdent l'éclat métallique, sont malléables et plus fusibles que le fer. Leur présence ne semble pas nuire aux propriétés générales du métal. La fonte contient toujours une certaine quantité de siliciure.

Borures de fer.

Le bore ne paraît s'unir que difficilement au fer. Le composé est ductile et possède une couleur plus blanche que celle du fer. On l'obtient en traitant à une forte température un mélange de limaille de fer, d'acide borique et de poudre de charbon.

Carbures de fer.

L'on ne connaît jusqu'ici que deux carbures de fer dont la composition soit bien déterminée.

Le premier est le *carbure ferrique*. Il est à l'état d'une poudre noire, facilement inflammable et brûlant comme de l'amadou. Il s'obtient par la décomposition du bleu de Prusse, en vase clos. Sa formule = $\text{Fe}^2 \text{C}^2$.

Le second, dont les propriétés ont beaucoup d'analogie avec le précédent, est le *bicarbure ferrique* et reste comme résidu de la distillation du cyanure ferroso-ammonique. Sa formule est Fe C^2 .

Les différentes espèces de *fontes* et *d'aciers* ne sont que des carbures de fer.

On distingue généralement trois espèces principales de fontes : la *fonte noire*, la *fonte grise* et la *fonte blanche*.

La première possède une couleur foncée d'un faible éclat; elle est cassante; à cassure à gros grains. La lime l'attaque facilement. Elle se fond plus facilement que les suivantes et il n'est pas rare de trouver du graphite à sa surface. Elle se produit par l'emploi d'une trop forte proportion de charbon.

La seconde est d'une couleur plus claire que la précédente, son grain est plus fin, sa tenacité plus forte. On peut la limer, la forer et la tourner. Elle est fournie par l'emploi de proportions convenables de minerais de bonne

qualité. Elle sert particulièrement au coulage des bouches à feu et d'un grand nombre d'autres objets. Lorsqu'elle se rapproche de la fonte noire elle porte le nom de *fonte truitée*.

La troisième est d'un blanc d'étain, d'un éclat métallique très remarquable, d'une texture cristalline ou à grain très fin. Elle est très cassante et assez dure pour rayer le verre. Elle se forme par le défaut de charbon ou bien par le jeu prolongé des soufflets.

La fonte est en général cassante, non malléable, non laminable. Elle est plus fusible que le fer; se contracte par le refroidissement. Elle est plus ou moins cassante et sa texture est variable suivant qu'elle s'est refroidie plus ou moins rapidement. Elle se ramollit à la chaleur rouge. Elle se dissout dans l'acide sulfurique et le chlorure hydrique dilués avec dégagement d'un gaz très fétide. Du charbon reste comme résidu. L'acide azotique très étendu la dissout à froid sans dégagement de gaz et en laissant un squelette formé par toute la quantité de carbone qu'elle contenait. Cette quantité s'élève de 3,15 à 5,25 %. Outre le carbone combiné ou mélangé à l'état de graphite, la fonte contient encore des quantités variables de silicium, de manganèse, de phosphore, de soufre, etc.

L'*acier* n'est que du fer moins carburé que la fonte. Il renferme en général des traces de silicium, d'aluminium et de manganèse. Sa couleur ressemble à celle du fer ordinaire. Son grain est très fin; sa cassure est nette, non fibreuse. Il reçoit fort bien le poli. Il est comparativement plus dense que le fer. Par la *trempe* il devient dur, cassant et élastique et acquiert la propriété de décomposer le fluide magnétique et de le conserver.

Les propriétés de l'acier ramené à la température habituelle par un refroidissement lent, diffèrent à peine de celles du fer ordinaire: comme celui-ci, il est malléable à froid, mou et se brase à la chaleur blanche. Chauffé à l'air il s'oxyde aux dépens de son oxygène et prend une teinte qui varie d'après la température à laquelle il a été exposé. On a mis cette propriété à profit, pour déterminer d'avance le degré de dureté et d'élasticité que l'acier peut prendre par la trempe. A 221° il est d'un jaune pâle; à 232° d'un jaune de paille; à 243° d'un jaune d'or; à 254° il est brun; à 266° il se couvre de taches pourprées;

à 278° il est entièrement pourpre et de 288° à 316 il est d'un bleu plus ou moins foncé. A la chaleur rouge, il se couvre d'une couche noire, plus épaisse que les précédentes. Il est plus fusible que le fer, moins fusible que la fonte. Son point de fusion est estimé à 150° — 155° W.

L'acier s'obtient par deux méthodes différentes. Dans la première on traite certaines espèces de fonte à peu près de la même manière que dans l'affinage. On arrête l'opération lorsque l'on juge qu'il a été enlevé une quantité suffisante de carbone. (Acier de fonte; acier brut; acier d'Allemagne).

La seconde méthode consiste à chauffer pendant plusieurs jours des barres de fer entourées de poudre de charbon et renfermées dans des caisses en terre réfractaire. (Acier de cémentation).

Afin que l'acier de cémentation soit d'une texture et d'une composition uniforme il est nécessaire de le *raffiner*, de le *corroyer*. A cet effet, on peut ou bien applatir les barres sous le laminoir et puis en braser plusieurs ensemble, ou bien se contenter de les faire fondre sous une couche de verre (Acier fondu). L'acier des Indes, connu sous le nom d'*acier Wootz* n'est que de l'acier obtenu par cette dernière méthode. L'*acier damascé* est également de l'acier raffiné dont la surface polie a été attaquée par un acide faible et présente des dessins irréguliers et d'une teinte tantôt claire, tantôt sombre.

La présence d'une petite quantité d'argent (¹/₅₀₀) rend l'acier plus dur que l'acier fondu et même que l'acier Wootz.

D'après M. Regnault le meilleur procédé pour doser le carbone contenu dans les fontes et dans les aciers, consiste à mêler 5 grammes de fonte ou d'acier pulvérisés avec 60 à 80 grammes de chromate plombique préalablement fondu, à retirer le tiers de ce mélange qu'on met à part et à y ajouter 5 grammes de chlorate potassique. On introduit ce mélange triple dans un tube de verre semblable à ceux que l'on emploie dans les analyses organiques et on le recouvre de la partie du mélange que l'on a d'abord mise à part. On calcine au rouge obscur et on reçoit le gaz acide carbonique dans l'appareil à potasse de M. Liebig.

Les usages de l'acier, comme ceux du fer, sont extrêmement variés. Il sert exclusivement dans la fabrication

des instruments tranchants. On en fait des aimants artificiels, etc., etc.

Phosphure de fer.

Prop. Il possède l'éclat et la couleur de l'argent ; il est très dur et très cassant ; reçoit fort bien le poli ; il est très fusible comparativement au fer. A la température ordinaire il n'est attaqué par aucun acide ; l'acide azotique et l'eau régale le dissolvent à chaud. Lorsque le fer en contient plus de 0,7 %, il devient cassant à froid. On peut l'obtenir soit par combinaison directe, soit par la fusion d'un mélange de fer, de poudre d'os, de silice et de charbon.

Arseniures de fer.

Le fer paraît pouvoir se combiner en plusieurs rapports avec l'arsenic. Les composés sont plus blancs, plus fusibles et plus cassants que le fer réduit. Le fer perd sa vertu magnétique par la présence d'une assez forte quantité d'arsenic. On trouve dans la nature un *biarseniure*. Il est cristallin, blanc et très cassant. Sa formule est Fe As_2 . *P. at.* 1279, 29.

Sulfures de fer.

Le fer et le soufre se combinent facilement par voie directe et à l'aide de la chaleur. La combinaison se fait avec dégagement de lumière. Une barre de fer ou d'acier rougée à blanc est percée par un morceau de soufre. Le trou présente exactement la forme de la coupe horizontale de ce dernier. Le soufre n'a aucune action sur la fonte.

Le fer se combine au soufre en cinq rapports différents :

I. Le *sulfure octoferreux*, est une poudre d'un gris foncé, susceptible de prendre l'éclat métallique sous le brunissoir. Les acides dilués le dissolvent sous dégagement d'un mélange gazeux de 7 volumes d'hydrogène et d'un volume de sulfure hydrique. Il s'obtient d'après M. Arfwedson par la calcination du soussulfate ferrique dans un courant d'hydrogène. *F. Fe⁸ S.* *P. at.* 2914, 81.

II. Le *sous-sulfure ferreux* ressemble au précédent. Il se dissout dans les acides dilués avec dégagement de volumes

égaux d'hydrogène et de sulfide hydrique. On le prépare en remplaçant dans l'opération précédente le sous-sulfate ferrique, par du sulfate ferreux anhydre. *F. Fe² S. P. at. 879, 57.*

III. Le *sulfure ferreux* se rencontre assez rarement dans la nature. Certaines couches de houilles et d'argile en renferment des petites quantités. Il est jaune, doué de l'éclat métallique et attirable à l'aimant. Il se transforme facilement en sulfate ferreux sous l'influence de l'eau et de l'air. Les acides le dissolvent avec dégagement de sulfide hydrique pur. C'est une sulfobase. D'après M. Berzelius le meilleur moyen de le préparer consiste à chauffer en vase clos et jusqu'au rouge blanc, un mélange de soufre et de lamères de tôle mince. On l'obtient aussi en précipitant un sel ferreux par un sulfhydrate. Alors il est sous forme d'une poudre noire, se décomposant avec la plus grande facilité. *F. Fe S. P. at. 540, 37.*

IV. Le *sulfure ferrique* est d'un gris jaunâtre d'un faible éclat métallique. Il n'est pas attirable à l'aimant. Au rouge naissant il abandonne les $\frac{2}{3}$ de son soufre et se convertit en *pyrite magnétique*. Avec les acides étendus il dégage du sulfide hydrique et laisse un résidu de persulfure. C'est une sulfobase. Il se forme lorsque l'on fait passer un courant de sulfide hydrique sur de l'oxide ferrique dont la température ne doit pas dépasser celle de l'eau bouillante. *F. Fe³ S². P. at. 1281, 90.*

V. Le *persulfure ferrique* se rencontre abondamment dans la nature (Pyrite). Il est sous forme de cristaux ou de masses amorphes de la couleur et de l'éclat du laiton. Il est très dur, non attirable à l'aimant, d'une densité de 4,981 et insoluble dans les acides faibles. La chaleur lui enlève une partie de son soufre et le transforme en *pyrite magnétique*. Celle-ci est en partie soluble dans les acides avec dégagement de sulfide hydrique et peut être considérée comme formée de 6 at. de sulfure ferreux et d'un atome de persulfure ferrique. C'est le composé que l'on obtient en général par l'action du soufre sur le fer. Le persulfure se combine avec le biarséniure du même métal composé qui se trouve cristallisé dans la nature et qui porte le nom de *Mispickel* ($\text{Fe S}^2 + \text{Fe As}^2$). *F. Fe S². P. at. 741, 54.*

Séleniures de fer.

Le fer se combine aisément au sélénium. La combinaison

se fait avec dégagement de lumière. Les sélénures jouissent de l'éclat métallique et possèdent une couleur grise jaunâtre. Il est probable que leur composition correspond à celle des sulfures.

Chlorure ferreux.

Prop. Substance blanche, fusible et volatile à une haute température, sublimable en paillettes brillantes, solubles dans l'eau et dans l'alcool. La dissolution aqueuse laisse déposer par concentration des cristaux d'un vert pâle, très déliquescents et décomposables à l'air en chlorure et en oxide ferriques. S'obtient par l'action du chlorure hydrique sur le fer. S'emploie quelques fois en teinture.

F. Fe Cl². P. at. 781, 86.

Chlorure ferrique.

Syn. Sesquichlorure, deutochlorure, permuriate de fer.

Prop. Le chlorure anhydre est sous forme de cristaux en tables, jouissant d'un reflet faiblement métallique, sublimes et très déliquescents. Les cristaux hydratés sont rouges, solubles dans l'alcool et dans l'éther; ces solutions qui d'abord possèdent une teinte jaunâtre, se décomposent peu à peu à la lumière et deviennent incolores. Il se forme par l'action soit du chlore soit de l'eau régale sur le fer, ou bien par la dissolution de l'oxide ferrique dans le chlorure hydrique concentré. Il est employé en médecine.

F. Fe²Cl⁶ P. at. 2006, 36.

Cyanide ferreux.

Syn. Cyanure ferreux, protocyanure de fer.

Prop. Poudre d'un gris jaunâtre, qui ne se transforme que difficilement en *bleu de Prusse*. Ce composé s'obtient le plus facilement par la décomposition du cyanure ferroso ammonique à l'aide de la chaleur. Le cyanure ammonique se dégage. Il forme avec un grand nombre de cyanures des composés très remarquables et qui sont de véritables sels.

F. Fe Cy². P. at. 669, 12.

Cyanide ferrique.

Syn. Sesquicyanure, deutocyanure de fer; cyanure ferrique.

Prop. Jusqu'ici on n'est pas encore parvenu à l'isoler. Comme le précédent, il se combine à un grand nombre de cyanures.

F. Fe^3Cy^3 . *P. at.* 1668,15.

Cyanure ferrosferrique.

Prop. Poudre verte, qui à $+180^\circ$ laisse échapper de l'eau et du cyanure hydrique et prend une teinte d'un bleu foncé. La potasse le transforme en oxide ferrique et en cyanures ferroso et ferrico potassiques. D'après M. Pelouze on l'obtient en faisant passer un courant de chlore à travers une dissolution bouillante de cyanure ferroso ou ferrico potassique. Le précipité qui s'est formé pendant cette réaction, est traité par 8 à 10 parties de chlorure hydrique bouillant, afin de lui enlever le bleu de Prusse et l'oxide ferrique qui lui sont restés adhérents. On filtre on lave et on sèche dans le vide.

F. $\text{FeCy}^2 + \text{Fe}^2\text{Cy}^3 + 4\text{H}^2\text{O}$. *P. at.* 2787,19.

Cyanide ferroshydrique.

Syn. Acide hydroferrocyanique, acide chyazique (Porret), acide prussique ferruré, cyanure double ferrosohydrique (Berzelius).

Prop. Il est ordinairement sous forme d'une substance blanche cristalline, quelques fois sous celle de petits cristaux aiguillés, bleuissant au contact de l'air. La chaleur décompose sa dissolution aqueuse en cyanure hydrique et en un précipité blanc, lequel se bleuit à l'air. Les oxides métalliques lui enlèvent l'hydrogène que remplace l'équivalent du métal. Il n'est pas vénéneux.

Prép. D'après M. Berzelius on l'obtient en traitant du cyanure plombique ou cuivrique récemment précipité et délayé dans de l'eau, par du sulfure hydrique, et en évaporant la liqueur filtrée, dans le vide.

F. La formule brute de ce composé est représentée par

$C^6N^6FeH^4$. M. Berzélius en déduit la formule rationnelle $Cy^2Fe + Cy^4H^4$, et M. Liebig $Cfy + H^4$. D'après ce dernier, Cfy représenterait un radical composé, formé de 6 at. carbone, 6 at. azote et 1 at. fer, qui à l'instar du cyanogène, du chlore, etc. serait susceptible de se combiner directement à l'hydrogène et aux métaux.

P. at. 1353,898.

Cyanure ferroso-potassique.

Syn. Cyanure ferroso-potassique; sel triple de Prusse, proto ferro-cyanure de potassium.

Prop. Cristallise ou bien en gros prismes carrés, dont les arêtes et les angles sont souvent modifiés, ou bien en tables dont la forme primitive est un octaèdre à base carrée, d'une couleur jaune citrine, et dont la densité = 1,832. Ce composé est inaltérable à l'air, se dissout dans 4 parties d'eau froide et dans 2 parties d'eau bouillante. Il est insoluble dans l'alcool; à 100° il blanchit et perd 12,82 % = 3 atomes d'eau. Par sa calcination en vase clos il produit du bicarbonate ferrique et du cyanure potassique. Lorsqu'elle se fait au contact de l'air ou de l'oxygène, il y a formation de cyanate potassique. L'acide azotique et le chlore le transforment en cyanure ferrico potassique. Il se combine à d'autres cyanures. Il n'est pas vénéneux.

Prép. En grand on l'obtient par la calcination de matières azotées (cornes, sang, peaux, etc.), avec 2 à 3 parties de carbonate potassique, dans des vases en fer. Lorsque la masse est liquifiée par la chaleur, on la laisse refroidir, on la dissout dans l'eau (lessive de sang) et on la fait cristalliser à différentes reprises. En petit on l'obtient en traitant du bleu de Prusse par du carbonate potassique et de l'eau.

Us. Il sert comme réactif, à constater la présence de l'oxide ferrique. On l'emploie pour préparer le cyanure hydrique, le bleu de Prusse, en teinture, etc.

F. $Cfy + K^2$ (Liebig) ou $Fe Cy^2 + 2Cy^3K$ (Berzélius).
P. at. 2308,77.

Cyanure triferroso-ferrique.

Syn. Bleu de Prusse, cyanure ferroso-ferrique.

Prop. Substance d'une couleur bleue très foncée, poreuse et légère, lorsqu'elle a été séchée à la température ordinaire ; par une température plus élevée, elle acquiert une couleur métallique bronzée, bleuâtre et devient plus compacte. Le bleu de Prusse est insoluble dans l'eau et dans les acides faibles. L'acide azotique concentré le décompose ; l'acide sulfurique concentré forme avec lui une masse blanchâtre, semi fluide ; le chlorure hydrique le convertit en cyanure ferroso hydrique ; le sulfure hydrique, le fer et le zinc le blanchissent ; il reprend sa couleur primitive par l'exposition à l'air ; les alkalis le convertissent en ferroso cyanures solubles et en oxide ferrique ; l'oxide mercurique le change à l'aide de l'eau et de la chaleur en un mélange d'oxide ferrique et de cyanure ferreux ; il se forme du cyanure mercurique. La chaleur seule le transforme lorsqu'on opère en vase clos, en carbure, en eau, en cyanure et en carbonate ammoniques ; à l'air il s'enflamme et brûle en laissant de l'oxide ferrique pour résidu. Il est sans saveur, non vénéneux.

Prép. On précipite du chlorure ou de l'azotate ferrique par du cyanure ferroso potassique, en ayant soin de ne pas employer un excès de ce dernier.

Us. En peinture, en médecine et dans les laboratoires.

Hist. Découvert par hasard en 1710, par Dierbach de Berlin. Le procédé de sa fabrication ne fut rendu public qu'en 1724.

F. $3\text{Cfy} + 2\text{Fe}^3$ (Liebig) ou $3\text{Fe Cy}^3 + 2\text{Fe}^2 \text{Cy}^6$ (Berz).
P. at. 5343,66.

Cyanure ferroso-potassico ferreux.

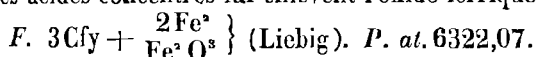
Prop. Ce composé s'obtient sous forme d'un précipité blanc bleuâtre, en versant la dissolution d'un sel ferreux dans une dissolution de ferro-cyanure potassique. Le chlore ou l'acide azotique le changent en bleu de Prusse. Cette transformation a lieu par l'enlèvement ou l'oxidation de 3 at. de potassium et d'un at. de fer sur 3 at. du composé. Celui-ci bleuit à l'air ; par des lavages à l'eau on peut lui enlever du cyanure ferroso potassique. Il reste le composé suivant.

F. $2\text{Cfy} + \left. \begin{matrix} \text{K} \\ 3\text{Fe} \end{matrix} \right\}$ (Liebig). *P. at.* 5494,37.

Oxido-cyanure ferroso-ferrique.

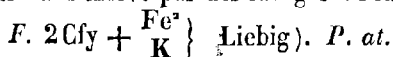
Syn. Ferrocyanure-ferrique basique; bleu de Prusse basique.

Prop. Substance d'un bleu foncé, soluble dans l'eau; cette solution n'est pas troublée par l'alcool. Les acides la précipitent. Le précipité est de nouveau soluble dans l'eau. Les acides concentrés lui enlèvent l'oxide ferrique.

*Cyanure ferroso-potassico ferreux.*

Prop. Matière d'un bleu foncé, éclatant, soluble dans l'eau; la dissolution est précipitée par les acides et par l'alcool. Le précipité est de nouveau soluble dans l'eau.

Prépr. On précipite un sel ferreux par un excès de cyanure ferroso potassique; le précipité est un mélange de bleu de Prusse et de cyanure ferroso potassico ferreux. Ce dernier s'enlève par des lavages à l'eau.

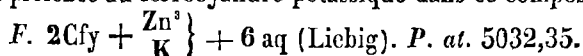
*Cyanure ferroso potassico zincique.*

Syn. Ferrocyanure de zinc.

Prop. Poudre blanche, insoluble dans l'eau et dans les acides faibles. On l'obtient par la précipitation d'un sel zincique par le cyanure ferroso potassique.

Us. Employé en médecine.

Hist. C'est à M. Mosander que l'on doit l'observation de la présence du ferrocyanure potassique dans ce composé.

*Cyanide ferrico hydrique.*

Syn. Cyanure ferrico hydrique (Berz.).

Prop. Il est sous forme de cristaux aiguillés bruns ou d'une poudre de la même couleur, dont la dissolution se décompose très facilement, surtout à l'aide de la chaleur. Son action sur les oxides métalliques est analogue à celle du

cyanide ferroso hydrique. On l'obtient par l'action de l'acide sulfurique sur le cyanure ferrico plombique.

Hist. Sa découverte, ainsi que celle de tous les composés auxquels il donne lieu, est due à M. Gmelin.

F. $2\text{Cfy} + 6\text{H}$. (Liebig). $3\text{Cy}^2 \text{H}^2 + \text{Fe}^2 \text{Cy}^6$ (Berzélius).
P. at. 2695,32.

Cyanure ferrico potassique.

Syn. Ferrocyanure rouge de potassium.

Prop. Cristaux rhomboédriques rouges transparents, anhydres. Ils sont solubles dans 3,8 p. d'eau froide et dans une quantité plus faible d'eau bouillante. La dissolution possède une couleur verte jaunâtre. Le chlore et le sulfide hydrique la décomposent. Elle forme un précipité bleu dans les sels ferreux. Elle est sans action sur les sels ferriques. Exposés à la flamme d'une bougie, ses cristaux brûlent avec projection d'étincelles éclatantes. Chauffé en vase clos, il se transforme en carbure de fer et en cyanure ferroso potassique.

Prép. On fait passer un courant de chlore à travers une dissolution de cyanure ferroso potassique jusqu'à ce qu'elle ne soit plus précipitée en bleu par les sels ferriques.

Us. C'est un excellent réactif pour découvrir la présence de l'oxide ferreux.

F. $2\text{Cfy} + 3\text{K}$ (Liebig) $3\text{K Cy}^2 + \text{Fe}^2 \text{Cy}^6$ (Berzélius).
P. at. 4127,64.

Cyanure ferrico ferreux.

Syn. Bleu de Turnbull; dans le commerce il est confondu avec le bleu de Prusse.

Prop. Substance d'une couleur bleue, un peu plus pâle que celle du bleu de Prusse ordinaire; en le faisant bouillir avec une dissolution de ferrocyanure potassique, il se transforme, selon Campbell, en cyanure ferrico potassique et en un précipité gris, formé par du cyanure ferroso potassico ferreux. Ce composé s'obtient par la précipitation du sulfate ferreux au moyen du cyanure ferrico potassique, ou d'un mélange de cyanure ferroso potassique et d'oxide chlorure sodique.

F. 2Cfy , 3Fe (Liebig). *P. at.* 3675,51.

SELS FERREUX.

Caract. Couleur vert bleuâtre, ou vert émeraude clair, en général solubles dans l'eau; saveur d'abord douceâtre, ensuite astringente, semblable à celle de l'encre. Leur dissolution s'oxide facilement à l'air; elle se transforme en sel ferrique; il se précipite en même temps un sel basique jaune insoluble. Le cyanure ferroso potassique y produit un précipité blanc qui se bleuit à l'air ou par l'addition d'un peu de chlore. Le précipité que forme le cyanure ferrico potassique est d'un bleu foncé. Le carbonate potassique y détermine un précipité blanc-verdâtre, qui devient vert de bouteille au contact de l'air; la potasse caustique donne d'abord un précipité de la même couleur que le précédent; il jaunit à l'air. Le sulfide hydrique et l'infusion de noix de galles sont sans action. Les sulfures alcalins y forment un précipité noir floconneux, soluble dans les acides.

SELS FERRIQUES.

Caract. Leur couleur est généralement jaune ou rouge; leur saveur est très aigre et astringente. Le cyanure ferroso potassique les précipite immédiatement en bleu foncé; le cyanure ferrico potassique est sans action; la potasse caustique et l'ammoniaque y produisent un précipité jaunâtre, couleur de rouille; le carbonate potassique un précipité gélatineux, jaune rougeâtre; les sulphydrates alcalins un précipité noir; l'infusion de noix de galles un précipité noir bleuâtre; le sulfocyanure potassique les colore en rouge de sang; le sulfide hydrique les transforme en sels ferreux, avec dépôt de soufre.

Le zinc, à l'exclusion complète de l'air, précipite du fer métallique aussi bien des sels ferreux que des sels ferriques.

Azotate ferrique.

Prop. Substance rouge brunâtre, non cristallisable, soluble dans l'eau et dans l'alcool. La chaleur le transforme d'abord en sous sel et ensuite en oxide ferrique. S'obtient par la dissolution du fer dans l'acide azotique aqueux.

S'emploie en teinture et dans la peinture sur porcelaine.

F. $3\text{N}^2\text{O}^5 + \text{Fe}^2\text{O}^3$. *P. at.* 3009,52.

Silicate ferreux.

On trouve dans la nature du silicate triferreux et biferreux en combinaison avec quelques autres silicates (Lievrite, Grenat, Diallage, Pyroxène). Ces mêmes sels se rencontrent assez souvent dans les laitiers et y sont même quelques fois sous forme cristalline. Il en est de même du silicate ferrique.

Carbonate ferreux.

Prop. Dans la nature on le rencontre sous forme de cristaux rhomboédriques (fer spathique), incolores ou colorés en jaune, brun ou noir. Il est ordinairement mélangé des carbonates magnésique, calcique et manganoux, qui possèdent la même forme cristalline. Il se trouve en dissolution dans un grand nombre d'eaux minérales, à la faveur d'un excès d'acide carbonique.

Quand on verse un carbonate alcalin dans une dissolution d'un sel ferreux, on obtient d'abord un précipité blanc de carbonate ferreux hydraté, qui à l'air, se transforme peu à peu, d'abord en oxide ferroso-ferrique hydraté et ensuite complètement en oxide ferrique hydraté.

Us. Il sert à l'extraction du fer et à la fabrication de l'acier brut.

F. $\text{CO}^2 + \text{Fe O}$. *P. at.* 715,64.

Oxalate ferrique.

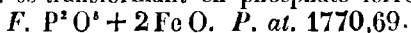
Prop. Poudre jaune, peu soluble dans l'eau, décomposable à la chaleur en acide carbonique et en fer réduit, spontanément inflammable à l'air.

F. $3\text{C}^2\text{O}^3 + \text{Fe}^2\text{O}^3$. *P. at.* 892,08.

Phosphate ferreux.

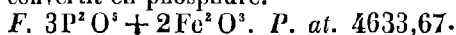
Et. nat. On a trouvé dans la nature plusieurs phosphates à divers degrés de saturation et ordinairement mélangés au sel manganoux correspondant. Le phosphate neutre s'ob-

tient en précipitant un sel ferreux par du phosphate sodique. Le précipité est blanc, se bleuit promptement à l'air en se transformant en phosphate ferroso-ferrique.



Phosphate ferrique.

Pr. La nature nous offre également plusieurs degrés de saturation de ce sel. Ils sont quelques fois mélangés à un phosphate ferreux (phosphate bleu). Celui que l'on obtient par l'art est blanc pulvérulent, très soluble dans les acides. La chaleur lui fait perdre de l'eau et le brunit. Le charbon le convertit en phosphure.



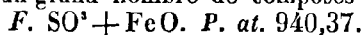
Sulfate ferreux.

Syn. Vitriol de fer; vitriol vert; couperose verte; protosulfate de fer.

Prop. Cristallise sous forme de prismes rhomboïdaux verts pomme, transparents, effleurissant et brunissant au contact de l'air sec, solubles dans 1,43 p. d'eau froide et dans 0,27 p. d'eau à +90°. La chaleur lui enlève 42% = 6 at. d'eau de cristallisation et le transforme en une masse blanche. Une chaleur plus forte le décompose complètement en acide sulfureux, en acide sulfurique fumant et en oxide ferrique (colcothar). L'oxide azotique brunit sa dissolution aqueuse. Il est insoluble dans l'alcool.

Prép. En grand, par le grillage, l'exposition à l'air et le lessivage de la *pyrite martiale*; en petit, par la dissolution du fer dans l'acide sulfurique étendu.

Us. En teinture, en médecine, dans la fabrication de l'encre, du bleu de Prusse, de l'acide sulfurique de Saxe et d'un grand nombre de composés de fer.



Sulfate ferrique.

Syn. Deuto sulfate, persulfate de fer.

Prop. Substance pulvérulente, d'un blanc sale, se dissolvant lentement dans l'eau à laquelle elle communique une teinte rouge. Elle est insoluble dans l'acide sulfurique concentré. On la prépare en saturant de l'oxide ferrique

par de l'acide sulfurique, ou par l'oxidation du sulfate ferreux au contact de l'air. Sert aux mêmes usages que le précédent.

F. $3\text{SO}^3 + \text{Fe}^2\text{O}^3$. *P. at.* 2481,90.

L'oxide ferrique forme avec l'acide sulfurique encore plusieurs sels et entr'autres celui qui se dépose sous forme d'une poudre brune dans le sulfate ferreux exposé au contact de l'air. Sa formule est représentée par $\text{SO}^3 + 2\text{Fe}^2\text{O}^3$, ou bien par $(3\text{SO}^3 + \text{Fe}^2\text{O}^3) + 5\text{Fe}^2\text{O}^3$. *P. at.* 2457,98 ou 7373,94.

Sulfate ferrico potassique.

Syn. Alun de fer.

Prop. Il possède la même forme cristalline que l'alun ordinaire et exactement la même composition, sauf que l'oxide aluminique y est remplacé par de l'oxide ferrique. L'ammoniaque peut également ici remplacer la potasse, sans que la forme cristalline en soit altérée. On l'obtient par l'évaporation de la dissolution mélangée des deux sels.

F. $(\text{SO}^3 + \text{KO}) + (3\text{SO}^3 + \text{Fe}^2\text{O}^3)$. *P. at.* 2031,45.

COBALT.

Et. nat. Ce métal n'est pas très abondant dans la nature. Il s'y trouve surtout à l'état d'arséniure (cobalt arsénical = Co As^3) et de sulfoarséniure (cobalt gris = $\text{Co S}^2 + \text{Co As}^3$). Il accompagne constamment le nickel.

Prop. Il possède une couleur grise d'acier et un grand éclat; il est dur, cassant et d'une densité de 8,71. Il résiste à l'action de l'eau et de l'air à la température ordinaire. Il est magnétique à un degré bien inférieur à celui du fer.

Ext. M. Wöhler indique le procédé suivant pour l'obtention du cobalt parfaitement pur. On calcine l'un ou l'autre minéral que nous avons indiqués, avec le triple de son poids de potasse et de soufre. Il se forme du sulfarséniate potassique et des sulfures de cobalt et de nickel. L'eau enlève le sulfarséniate et ne dissout point les sulfures. Ces derniers sont dissous dans l'acide azotique. Par un courant de sulfide hydrique, on précipite de la dissolution le bis-

muth et le cuivre qu'elle pourrait contenir. On filtre et après que tout l'excès de sulfide hydrique a été enlevé, on précipite par le carbonate potassique. Le précipité renferme du carbonate nickolique, de l'oxide cobalteux et de l'oxide ferrique. Après l'avoir bien lavé à l'eau, on l'arrose avec un excès d'acide oxalique. Cet acide laisse l'oxide cobalteux intact et se combine aux oxides nickolique et ferrique. L'oxalate ferrique étant seul soluble dans l'eau, est séparé par filtration. Ensuite on dissout le résidu dans de l'ammoniaque caustique et on abandonne la dissolution bleue à elle même. Au bout d'un certain temps il s'y forme un précipité bleu verdâtre d'oxalate ammonico nickolique. L'oxalate cobalteux se trouve en dissolution dans la liqueur et la colore en rose. Par filtration, évaporation et décomposition du résidu, dans un creuset couvert, on obtient le cobalt réduit.

Hist. Dès le 16^m siècle on a fait usage des minerais de cobalt. Brandt fut le premier qui l'isolât en 1733. Ce n'est que depuis quelques années que l'on connaît le cobalt à l'état de pureté.

Oxide cobalteux.

Prop. Récemment préparé et anhydre, il est sous forme d'une poudre de couleur olive, qui se brunit à l'air. A l'état d'hydrate il est rose, insoluble dans l'ammoniaque caustique, soluble dans les sels ammoniacaux. Il est facilement réductible tant par l'hydrogène que par le charbon. On l'extrait de l'azotate cobalteux; à cet effet, on le précipite à chaud par de la potasse. A froid l'on n'obtiendrait qu'un sous sel.

F. Co O. *P. at.* 468,99.

Oxide cobaltique.

Prop. Il est noir, soluble dans le chlorure hydrique. L'acide oxalique le décompose, il se forme de l'oxalate cobalteux et de l'acide carbonique se dégage. C'est une faible base. La chaleur le change en oxide cobaltoso-cobaltique. Pour l'obtenir on traite de l'hydrate cobalteux par de l'oxydichlorure sodique.

F. Co² O³. *P. at.* 1037,98.

Oxide cobaltoso-cobaltique.

Prop. Il est noir, anhydre et jouit des propriétés mixtes des deux oxides précédents. Il se forme en chauffant de l'oxide cobaltesu au contact de l'air ou par la décomposition au feu de l'azotate cobaltesu.

F. $\text{CoO} + \text{Co}^2\text{O}^3$. *P. at.* 1506,97.

Les oxides de cobalt sont solubles dans le verre et le colorent en bleu foncé. C'est sur cette propriété qu'est basé leur emploi dans la peinture sur porcelaine et dans la fabrication des émaux et des verres colorés. Le *safr*e (smalt, azur) est un composé de cobalt, que l'on obtient par la fusion des minerais grillés de cobalt, avec de la silice et de la potasse. Ensuite, on bocarde et on pulvérise la matière vitrifiée, sous une meule de granit.

Le *bleu de Leiden* (oxide aluminico-cobaltesu), s'obtient par la précipitation au moyen d'un alkali, d'un mélange d'alun et d'un sel cobaltesu et par la calcination du précipité.

Le *vert de Rinmann* (oxide cobaltoso-zincique), se prépare de la même manière que le précédent. On n'a qu'à remplacer l'alun par un sel zincique.

Chlorure cobaltesu.

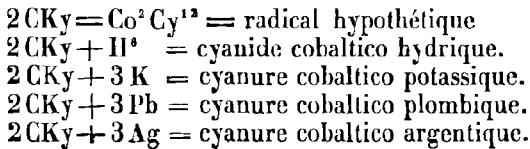
Prop. Cristaux prismatiques rouges, hydratés, déliquescents, très solubles dans l'eau et dans l'alcool. La chaleur les décompose partiellement et les change en un composé bleu (oxido chlorure). On l'emploie comme *encre sympathique* et comme réactif.

F. Co Cl^2 . *P. at.* 811,64.

Cyanide cobaltique.

Ce composé, correspondant à l'oxide cobaltique n'est pas encore connu à l'état isolé. Combiné à 6 at. de cyanide hydrique, il constitue un composé semblable au cyanide ferrico hydrique (cyanide cobaltico hydrique), qui à l'état anhydre est formé de 12 at. de cyanogène, de 2 at. de cobalt et de 6 at. d'hydrogène. M. Liebig représente 1 at. de son radical par la formule 2CKy . Il constitue les composés

suivants, dont on doit la connaissance à M. L. Gmelin :

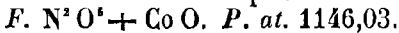


SELS DE COBALT.

Caract. Ils sont d'un rouge cramoisi, roses ou brunâtres lorsqu'ils sont hydratés, bleuâtres à l'état anhydre. L'ammoniaque caustique y occasionne un précipité bleu formé par un sel basique, verdissant à l'air et se redissolvant peu à peu dans la liqueur. La présence d'un sel ammoniacal empêche cette précipitation. Les autres alkalis les précipitent en bleu ou en vert. Leurs carbonates donnent à froid un précipité rose et à chaud un précipité d'un rouge sale $2(\text{CO}^2 + \text{Co O} + \text{H}^2\text{O}) + 3(\text{Co O} + \text{H}^2\text{O})$. Le cyanure ferroso potassique les précipite en vert grisâtre et les sulhydrates alkalis en noir. Le sulfide hydrique, la noix de galle et le zinc sont sans action. Tous colorent le borax en bleu, par la fusion. Leur saveur est astringente, peu métallique.

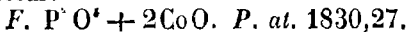
Azotate cobalteux.

Prop. Prismes d'un rouge cramoisi, déliquescents, décomposables à la chaleur. On l'obtient par la dissolution du cobalt dans l'acide azotique. Il sert comme réactif.



Phosphate cobalteux.

Prop. Poudre rose, insoluble dans l'eau; soluble dans un excès d'acide phosphorique. Par la chaleur il devient bleu. Se forme par l'addition du phosphate sodique à l'azotate cobalteux. Le *bleu de Thénard* n'est qu'un mélange intime de ce phosphate avec de l'alumine qui a été maintenu pendant environ une demie heure à la température du rouge obscur.



NICKEL.

Et. nat. Il est assez rare. Se présente quelques fois à l'état réduit, d'ordinaire à celui d'arséniure (Kupfernickel). Il s'en trouve également dans le fer météorique et dans la *Chrysoprase*.

Prop. Sa couleur est intermédiaire entre celles de l'argent et de l'acier. Il est très éclatant et possède la dureté du fer; il est malléable et se laisse laminier avec facilité. Il est attirable à l'aimant. Il se liquéfie à la même température que le fer. L'air sec et humide ne l'altère pas à la température ordinaire.

Extr. Elle est la même que celle du cobalt (V. ce métal).

Oxide nickolique.

Prop. Poudre d'une couleur cendrée, infusible. Son hydrate est d'un vert pomme. C'est à sa présence que la chrysoprase doit sa couleur. L'hydrogène, le carbone et l'oxide carbonique le réduisent facilement. Il se produit par la précipitation d'un sel nickolique au moyen d'un alkali caustique, ou par la calcination de son carbonate.

F. Ni O. *P. at.* 469,68.

Sesqui-oxide nickolique.

Prop. Poudre noire, qui par son traitement par la chaleur, l'acide sulfurique et l'acide azotique laisse échapper de l'oxigène. Il donne du chlore par le chlorure hydrique. L'acide oxalique et l'ammoniaque le dissolvent, le premier sous production d'acide carbonique; le second sous celle de gaz azote. Il n'est pas salifiable et se forme par l'action de l'oxido chlorure sodique sur le carbonate nickolique.

F. Co²O³. *P. at.* 1039,35.

Sulfure nickolique.

Prop. Ce sulfure se trouve dans la nature (Haarkies). Il y est sous forme de petits cristaux aiguillés d'une couleur de laiton. Quand on chauffe du nickel avec du soufre, ce même composé se produit, sous un fort dégagement de lumière. Il est très cassant, attirable à l'aimant et soluble dans le sulfure potassique à une température très élevée. Il se forme un sulfosel.

F. Ni S. *P. at.* 570,84.

On rencontre dans la nature un composé de bisulfure nickolique combiné à du biarséniure ($\text{Ni S}^2 + \text{Ni As}^2$) et à du biantimoniure nickolique ($\text{Ni S}^2 + \text{Ni Sb}^2$).

Alliages de nickel.

L'alliage le plus important de ce métal est celui qu'il forme avec le zinc et le cuivre (V. ce dernier métal).

SELS NICKOLIQUES.

Caract. Ils sont verts, d'une saveur sucrée et astringente, avec un arrière goût métallique. L'ammoniaque colore leur dissolution en bleu ou en violet. La potasse donne un précipité vert pomme; le carbonate potassique un précipité un peu plus clair (carbonate basique); le cyanure ferroso potassique, un précipité vert pâle. Le sulfide hydrique ne précipite pas les sels nickoliques acides; les sulfures alcalins le précipitent en noir. Aucun métal n'en précipite du nickel métallique.

CUIVRE.

Et. nat. Le cuivre se trouve assez abondamment à l'état réduit dans la nature. Les composés de ce métal que l'on y rencontre sont en très grand nombre. L'un des plus abondants est le sulfure cuivreux en combinaison avec le sulfure ferrique (kupferkies ou pyrite cuivreuse).

Prop. Couleur rouge, d'un grand éclat, cristallisable en cubes; très malléable; passe facilement au laminoir et à la filière; il se laisse tirer en fils et se réduire en feuilles très minces. Il se fond à $27^\circ \text{W} = 1092^\circ$ du pyromètre de Daniell. Rougi au contact de l'air, il se couvre d'une couche d'oxide noir ou brun, qui se détache facilement. A l'air humide il se recouvre d'une pellicule verte de carbonate cuivrique (vert de gris). L'acide sulfurique faible ne l'attaque pas. Le même acide concentré le dissout avec dégagement d'acide sulfureux; l'acide azotique l'attaque plus facilement: il se manifeste une forte effervescence due à la grande quantité d'oxide azotique qui se produit. Il émane une odeur métallique particulière, qui devient plus sensible par le frottement. Il est vénéneux ainsi que tous ses composés.

Ext. La plus grande quantité de cuivre s'extrayant de la pyrite cuivreuse, nous nous bornerons à indiquer la méthode que l'on suit généralement dans la réduction de ce minerai. D'abord on le bocarde et on le grille, puis on y ajoute des fondants quarzeux et on le soumet à l'action d'une forte chaleur. Cette opération a pour but d'enlever le fer qui s'est oxidé pendant le grillage et d'obtenir un sulfure plus riche en cuivre. Ce sulfure est de nouveau grillé et fondu avec du charbon et une nouvelle quantité de matière quarzeuse. Dans cette troisième opération, il se produit du cuivre impur (cuivre noir) contenant du soufre, du fer et quelques autres métaux. Enfin, ce dernier est raffiné en le faisant fondre dans un fourneau à manche et en dirigeant sur sa surface un courant d'air, aux dépens duquel le soufre, le fer etc. s'oxident. Dès que l'on juge avoir atteint le point convenable, on l'enlève dans des cuillères en fer, garnies d'une couche d'argile et on le coule dans des formes (cuivre rosette).

Us. Il sert à la fabrication d'une foule d'instruments, au doublage des bâtiments de mer, à la construction des piles voltaïques et la préparation d'un grand nombre de ses composés. Il entre dans la composition de plusieurs alliages utiles.

Oxide cuivreux.

Syn. Protoxide de cuivre.

Prop. Il se trouve dans la nature sous forme d'octaèdres rouges, transparents. Celui que l'on obtient artificiellement est une poudre rouge brunâtre susceptible de colorer le verre en rouge de sang. Les acides faibles le décomposent en cuivre métallique et en oxide cuivrique. Il est indécomposable à la chaleur. Se prépare par la fusion de chlorure cuivrique avec du carbonate sodique. En traitant le produit par de l'eau, l'oxide cuivreux se décompose.

F. $\text{Cu}^2 \text{O}$. *P. at.* 891,39.

Oxide cuivrique.

Syn. Deutoxide de cuivre.

Prop. Poudre noire, résistant parfaitement à l'action de la chaleur, susceptible de se combiner à l'eau et de former un hydrate d'un beau bleu, soluble dans l'ammoniaque. La

température de l'eau bouillante le convertit en oxide anhydre. Il donne une couleur verte au verre. S'obtient par l'oxidation du cuivre à l'air, ou par la décomposition au feu de l'azotate cuivrique. Sert dans l'analyse des substances organiques. Cet emploi est basé sur la facilité avec laquelle il se réduit par l'hydrogène et le carbone, propriété qu'il a en commun avec l'oxide cuivreux.

F. Cu O. *P. at.* 495,70.

Peroxide cuivrique.

Prop. Jaune brunâtre, décomposable à la chaleur et par les acides. Se forme par l'action de l'eau oxigénée sur l'hydrate cuivrique.

F. Cu O². *P. at.* 595,70.

Phosphure de cuivre.

Prop. Le composé que l'on obtient, soit par la combinaison immédiate des deux éléments, soit par la fusion d'un mélange de cuivre, de poudre d'os, de charbon et de silice, possède une couleur grise métallique; il est très dur et très cassant.

Sulfure cuivreux.

Prop. Ce sulfure que l'on rencontre aussi dans la nature sous forme cristalline, possède une couleur plombée, est mou et très fusible. Il se forme par l'action directe du soufre sur le cuivre. Il se trouve combiné à d'autres sulfures métalliques dans un grand nombre de composés naturels. Tel est le kupferkies ou la pyrite cuivreuse = Cu² S + Fe² S².

F. Cu² S. *P. at.* 992,56.

Sulfure cuivrique.

Prop. La nature ne nous l'offre que rarement. Celui que l'on prépare en précipitant un sel cuivrique par le sulfide hydrique, constitue après sa dessiccation une poudre d'un vert foncé, décomposable à la chaleur.

F. Cu S. *P. at.* 596,86.

Chlorure cuivreux.

Prop. Substance d'un brun jaunâtre, transparente, fu-

sible, non volatile, soluble dans le chlorure hydrique. S'obtient en chauffant un mélange d'une partie de cuivre avec 2 parties de sublimé corrosif. Son hydrate qui est sous forme de cristaux incolores, se verdissant au contact de l'air, s'obtient en faisant digérer du cuivre métallique avec du chlorure cuivrique privé du contact de l'air.

F. $\text{Cu}^2 \text{Cl}^1$. *P. at.* 1234,04.

Chlorure cuivrique.

Prop. A l'état anhydre il est d'un brun jaunâtre, très déliquescent. Son hydrate cristallise sous forme d'aiguilles prismatiques vertes, très solubles dans l'eau et dans l'alcool. Sa solution alcoolique brûle avec une belle flamme verte. Une forte chaleur le décompose en chlore et en chlorure cuivreux.

On l'obtient soit par combinaison directe, soit par la dissolution du cuivre dans l'eau régale ou du carbonate cuivrique dans le chlorure hydrique.

F. Cu Cl^2 . *P. at.* 838,35.

Cyanure ferroso cuivrique.

Prop. Poudre d'une belle couleur brune, insoluble dans les acides foibles, soluble dans l'ammoniaque. Il se forme par le mélange du cyanure ferroso potassique avec un sel cuivrique. La présence de $\frac{1}{60,000}$ de ce dernier peut être décelée de cette manière.

F. Cfy , Cu^2 (Liebig) et $\text{Fe Cy}^2 + 2 \text{Cu Cy}^2$ (Berz).
P. at. 2120,34.

Alliages de cuivre.

Le cuivre forme un grand nombre d'alliages, qui sont employés à différents usages. Les plus importants sont :

I. Le *laiton* ou le *cuivre jaune* que l'on obtient en faisant fondre du cuivre avec de l'oxide zincique et du charbon. Il renferme d'ordinaire 70 à 72 % de cuivre.

II. Le *tombak*, qui ne diffère du précédent que par une plus forte proportion de zinc.

III. Le *bronze antique* (alliage d'étain et de cuivre en diverses proportions).

IV. Le *bronze des canons* (alliage de 11 à 12 p. d'étain et de 100 p. de cuivre).

V. Le *métal des cloches* (alliage de 22 p. d'étain et de 78 de cuivre).

VI. Le *bronze statuaire* (alliage de 82 à 92 p. de cuivre de 5 à 10 p. de zinc de 2 à 4 p. d'étain et de 1,5 à 3 de plomb).

VII. Le *packfung*, aussi nommé *argentan*, *argent neuf*; *Maillechort* (alliage de nickel, de zinc et de cuivre en différents rapports. Il y entre aussi quelques fois un peu de fer).

SELS CUIVREUX.

Caract. Quelques uns sont incolores, les autres sont rouges ou jaunes. Les sels solubles absorbent l'oxygène de l'air et se transforment en sous-sels cuivriques. L'acide azotique produit le même effet. Les alkalis fixes y produisent un précipité jaune. L'ammoniaque les dissout sans coloration. La dissolution bleuit au contact de l'air.

SELS CUIVRIQUES.

Caract. Ils sont bleus ou verts. Les alkalis y occasionnent un précipité bleu, soluble dans un excès d'ammoniaque, laquelle forme avec lui une dissolution d'un bleu foncé superbe. Le carbonate potassique les précipite en bleu pâle: l'arsénite potassique en vert d'herbe; le cyanure ferrosopotassique en brun marron, le sulfide hydrique et les sulfures alkalis en noir. Le zinc et le fer en séparent le cuivre à l'état métallique. Ils possèdent une saveur acre, métallique, très désagréable. Ils sont très vénéneux (1).

Azotate cuivrique.

Prop. Cristaux prismatiques bleus, transparents, d'une densité de 2,174, très déliquescents, décomposables à la chaleur. Pour le préparer il suffit de dissoudre du cuivre dans de l'acide azotique.

F. $\text{N}^2\text{O}^4 + \text{CuO}$. *P. at.* 1172,73.

(1) Comme le cuivre est très facilement attaqué par les corps gras et les acides, il est très dangereux de préparer les aliments dans des vases de cuivre non étamés et de les faire servir à d'autres usages domestiques. Le sucre est le meilleur antidote contre ce poison.

Silicate sesquicuvrique.

Prop. Ce composé constitue un minéral très rare (Diop-tas) et forme des cristaux verts transparents, insolubles.

F. $2 \text{SiO}^2 + 3 \text{CuO} + 3 \text{H}^2\text{O}$. *P. at.* 2979,15.

Carbonate bicuvrique.

Syn. Vert de montagne; cendres vertes; vert de Brème; vert de Brunswick; sous carbonate de cuivre.

Prop. Il se trouve assez abondamment dans la nature (Malachite). Le composé artificiel est sous forme d'une poudre verte, hydratée, se noircissant et se déshydratant par son ébullition prolongée dans l'eau. On le prépare en versant du carbonate potassique ou sodique dans une dissolution chaude d'un sel cuivrique. Il est employé en peinture.

F. $\text{CO}^2 + 2 \text{CuO} + \text{H}^2\text{O}$. *P. at.* 1380,31.

La nature nous offre encore un autre carbonate cuivrique formé de $2 (\text{CO}^2 + \text{CuO}) + (\text{CuO} + \text{H}^2\text{O})$. Celui-ci est sous forme de prismes rhomboïdaux obliques, d'une belle couleur bleue foncée. Il est connu dans le commerce sous le nom de bleu *minéral*. Il sert quelques fois à l'extraction du cuivre (Chessy). Il est employé en peinture.

Phosphate bicuvrique.

Prop. Ce sel constitue un minéral cristallisé sous forme d'octaèdres verts, transparents (Pseudomalachite).

F. $\text{P}^2\text{O}^5 + 4\text{CuO} + 6 \text{H}^2\text{O}$. *P. at.* 3549,94.

Arsénite cuivrique

Syn. Vert de Scheele; vert minéral; deutoarsénite de cuivre.

Prop. Poudre d'un beau vert, insoluble dans l'eau, soluble dans les acides forts et dans l'ammoniaque. Il se prépare par double décomposition du sulfate cuivrique et de l'arsénite potassique. Employé en peinture. Violent poison.

F. $\text{As}^2\text{O}^3 + \text{CuO}$. *P. at.* 2331,47.

Sulfate cuivrique.

Syn. Deutosulfate de cuivre; vitriol de cuivre, v. bleu, v. de Chypre.

Prop. Il se trouve en dissolution dans l'eau qui s'échappe des mines de cuivre (eau de cémentation). Il est ordinairement

rement sous forme de gros cristaux bleus, transparents, d'une densité de 2,194, contenant 36 % = 5 at. d'eau de cristallisation. Leur surface s'effleurit à l'air. Une faible chaleur suffit pour leur enlever la totalité de leur eau et pour les convertir en une poudre blanche. L'acide sulfurique concentré agit de même et ne les dissout point. A une température élevée, le sel se décompose sous production d'acide sulfureux, d'oxygène et d'oxide cuivrique. Sa dissolution rougit le papier de tournesol. Le sel du commerce contient généralement une certaine quantité de sulfate ferreux. Sa saveur est âcre, métallique, rebutante; poison.

Prép. En grand on grille et on lessive la pyrite cuivreuse; en petit on fait dissoudre du cuivre dans de l'acide sulfurique.

Us. En teinture; en médecine; dans la fabrication de différentes couleurs.

F. $\text{SO}^3 + \text{CuO}$. *P. at.* 996,86.

Sulfate tetracuvrique.

Prop. Se trouve dans la nature et se forme par la précipitation incomplète du sulfate cuivrique par les alkalis fixes. Poudre verte, qui par son ébullition avec l'eau, devient noire et perd 15 % = 4 at. d'eau.

F. $\text{SO}^3 + 4 \text{CuO}$. *P. at.* 2933,87.

Sulfate cupricobiammonique.

Syn. Sulfate de cuivre ammoniacal.

Prop. Cristaux prismatiques quadrilatères, d'une belle nuance bleue foncée, très solubles dans l'eau; décomposable dans une grande quantité de ce liquide; insolubles dans l'alcool, décomposables à une température peu élevée, et par leur exposition à l'air libre. Ce sel se prépare en versant de l'alcool concentré dans une dissolution de sulfate cuivrique et d'ammoniaque. Par l'évaporation spontanée le sel ammoniac se prend en cristaux.

Us. Comme réactif, en médecine, en teinture.

F. $(\text{SO}^3 + \text{N}^2 \text{H}^3 \text{O}) + (\text{CuO} + \text{N}^3 \text{H}^6)$ *P. at.* 1538,29.

URANE.

Et. nat. On ne le rencontre qu'en petite quantité et sur tout à l'état d'oxide uraneux (Pechblende).

Prop. Poudre brune ou noire, sans éclat; chauffé au contact de l'air ou de l'oxigène, il s'enflamme, et se transforme en oxide uraneux. On l'extrait de ce dernier ou bien du chlorure uranico potassique ($3 \text{ K Cl}^3 + \text{U}^2 \text{ Cl}^6$), en les chauffant dans un courant d'hydrogène.

Oxide uraneux.

Prop. L'oxide naturel est impur et se présente sous forme d'une matière noire, pesante, amorphe. L'oxide artificiel est une poudre noire ou verdâtre, infusible, insoluble dans le chlorure hydrique et après sa calcination très peu soluble dans les acides. On l'emploie comme couleur noire dans la peinture sur porcelaine.

F. UO. *P. at.* 2811,36.

Oxide uranique.

Prop. Poudre d'un jaune citron, décomposable à la chaleur. Agit en même temps comme base et comme acide foible.

F. U²O³. *P. at.* 5722,72.

SELS URANEUX.

Caract. Couleur verte, saveur âcre et styptique. Par l'action de l'air et par celle du chlore ils se convertissent en sels uraniques; la potasse donne un précipité vert-grisâtre, insoluble dans un excès de cet alkali.

SELS URANIKES.

Caract. Ils sont jaunes de la même saveur que les précédents. Les alkalis y occasionnent un précipité jaune, qui est de l'oxide uranique retenant une certaine quantité des bases précipitantes. Celui que donne l'ammoniaque perd par la chaleur de l'eau, de l'ammoniaque et de l'oxigène. Il est soluble dans un excès de carbonate ammonique, propriété qu'on met à profit pour l'enlever aux autres oxides qu'il pourrait contenir. Le cyanure ferroso potassique y produit un précipité d'un beau rouge foncé; le sulfide hydrique est sans action; les sulfures solubles donnent un précipité noir. L'infusion de noix de galle un précipité brun chocolat. Aucun métal n'en précipite de l'urane réduit.

RHODIUM.

(1) *Et. nat.* Le minerai de platine en contient de 1 à 3%. On le trouve au Mexique allié à l'or.

Prop. Blanc d'argent, très dur et très cassant; fusible au chalumeau à gaz oxihydrogène; densité = 11,00; inattaquable par les acides; quelques-uns le dissolvent lorsqu'il est allié au platine, au cuivre etc. A l'état pulvérulent il absorbe l'oxygène de l'air à une température élevée. On l'extrait de la manière suivante: On dissout du minerai de platine dans de l'eau régale; ou précipite la dissolution par le cyanure mercurique, puis par le chlorure ammoniac. La liqueur filtrée est décomposée par du zinc. Celui-ci précipite, du platine, du rhodium, du palladium, du cuivre, du plomb etc. On traite ce précipité d'abord par l'acide azotique, lequel dissout tous les métaux à l'exception du platine, du rhodium et d'un peu de palladium; le résidu est repris par de l'eau régale et on ajoute à la dissolution du chlorure sodique. On évapore ce mélange à siccité et on traite le résidu par de l'alcool, dans lequel le chlorure platinico sodique se dissout. Après la dissolution du chlorure rhodico sodique dans l'eau on le décompose par l'immersion d'une lame de zinc.

Oxide rhodieux.

Prop. Il n'a pas encore été bien isolé; ses propriétés sont encore inconnues.

F. RO. P. at. 751,39.

Oxide rhodique.

Prop. Poudre brune décomposable par les acides; indécomposable par la chaleur; facilement réductible par l'hydrogène. Il se combine au précédent. Son hydrate est gris verdâtre. On le prépare soit par l'oxidation du rhodium à l'air, soit par l'évaporation d'un mélange de chlorure rhodico potassique et de carbonate potassique.

F. R²O³. P. at. 1602,77.

SELS RHODIQUES.

Extract. Ils sont encore peu connus. Ils sont jaunes, rouges ou bruns. Les alkalis ne les précipitent pas instantanément et ce n'est qu'au bout de quelque temps qu'il s'y forme un précipité jaune verdâtre. Le sulfide hydrique n'y produit de précipité noir, qu'à l'aide de la chaleur. Tous sont réduits lorsqu'on

(1) De $\rho\alpha\rho\alpha$; rougeâtre.

les chauffe dans un courant d'hydrogène. Le zinc et le fer, précipite le rhodium de leur dissolution.

MERCURE.

Syn. Hydrargyrum, vif-argent.

Et nat. À l'état réduit sous forme de globules ou de masses plus ou moins considérables, disséminées dans du grès et des roches argileuses; plus souvent à l'état de sulfure (cinnabre natif), quelques fois à celui de chlorure mercurieux (mercure corné) et d'amalgame d'argent.

Prop. Il possède la couleur et l'éclat de l'argent; il est liquide à la température ordinaire, à $+ 4,1^{\circ}$ sa densité = 13,5886; à $- 39^{\circ}$ C. il est solide, un peu malléable, de la couleur de l'étain et cristallisable en octaèdres, dont la densité = 14,4. Il se volatilise à la température ordinaire et bout à 360° . Sa vapeur est incolore. Par son agitation avec de l'eau ou un corps gras il se transforme en une masse grisâtre, composée d'une infinité de petits globules de mercure métallique. Le mercure parfaitement pur ne s'oxide pas à l'air et y conserve tout son éclat, même par l'agitation. En le répandant sur une surface horizontale il se divise en globules circulaires de différents diamètres. Lorsqu'il contient du plomb ou du bismuth il se couvre bientôt d'une légère couche d'oxide, ses globules sont plus ou moins allongés (font queue) et laissent des traces de métal sur le papier. Le chlorure hydrique est sans action sur le mercure; les corps halogènes et la plupart des acides forts l'attaquent avec énergie. Sa vapeur est très délétère et produit la salivation.

Tous les composés de mercure se volatilisent ou se décomposent par la chaleur. Tous donnent du mercure réduit par leur calcination avec le carbonate sodique.

Extr. On distille les minerais de mercure avec de la chaux ou avec de la battiture de fer. Cette opération se fait ou bien dans des cornues en fer ou dans des fours à manche d'une construction particulière. Le mercure pur s'obtient par la distillation d'une mélange de sulfure mercurique et de limaille de fer.

Us. Il sert à l'extraction de l'or et de l'argent, à la construction des baromètres, des thermomètres et autres instruments de physique et de chimie; à recueillir des gaz solubles dans l'eau; dans la dorure; dans l'étamage des glaces; en médecine et à la préparation d'un grand nombre de composés chimiques et pharmaceutiques.

Oxide mercurieux.

Syn. Protoxide de mercure; oxide noir de mercure.

Prop. Poudre noire légèrement grisâtre, d'une densité de 10,674 à + 17°, insoluble dans l'eau. La lumière solaire et la chaleur le réduisent en mercure et en oxygène. Il se forme par la dissolution du mercure dans de l'acide azotique froid. On peut le précipiter de cette dissolution par la potasse ou la soude, non par l'ammoniaque.

F. Hg²O. *P. at.* 2631,65.

Oxide mercurique.

Syn. Précipité rouge; précipité per se; deutoxide de mercure; peroxide de mercure.

Prop. Obtenu par l'action prolongée de l'air atmosphérique sur le mercure maintenu à une température voisine de son point d'ébullition, il est sous forme de petits cristaux d'une couleur brunâtre, faiblement métallique et d'une densité de 11,085 à 18°. Celui que l'on prépare par la calcination de l'azotate mercurique, est d'un rouge vif, et possède un reflet métallique. Par la chaleur sa couleur se fonce et devient noirâtre, puis il se décompose en mercure et en oxygène. Chauffé avec du soufre ou du phosphore il fait explosion. Son hydrate est jaune. On en fait usage en médecine et pour la conservation de certaines substances fermentescibles. C'est un violent poison.

F. HgO. *P. at.* 1365,82.

Sulfure mercurique.

Syn. Cinnabre; vermillon; deutosulfure de mercure.

Prop. Le sulfure naturel est sous forme de cristaux rouges transparents, ou de masses amorphes, d'un rouge plus ou moins éclatant. Il possède des propriétés physiques différentes suivant la méthode que l'on a mise en pratique pour le préparer. Sublimé, il est d'un rouge foncé, fibreux et possède un léger éclat métallique. Obtenu par la voie humide, il constitue une poudre d'un rouge vif, insoluble dans l'eau. Sa densité est de 8,124. Chauffé à une température convenable, il s'enflamme et brûle avec une flamme bleuâtre et sous production de vapeurs mercurielles et d'acide sulfureux. La chaux, le fer, l'étain et l'antimoine le décomposent. L'acide azotique et sulfuriques concentrés et l'eau régale le dissolvent.

Prép. On éteint par trituration 6 parties de mercure dans 1 partie de soufre et on sublime la poudre noire (ethiops minéral), ainsi obtenue; ou bien on se sert de 300 p. de mercure éteintes dans 114 p. de soufre que l'on mélange avec 400 à 450 parties d'eau dans laquelle on a fait dissoudre 75 p. d'hydrate potassique. On porte le mélange à une température de 45° ou tout au plus de 50° et on l'y maintient pendant environ 10 heures.

Us. En peinture, en teinture et dans la préparation du mercure à l'état de pureté.

F. Hg S. P. at. 1466,99.

Chlorure mercurieux.

Syn. Protochlorure, protohydrochlorate, protomuriate de mercure; mercure doux; calomel.

Prop. Obtenu par précipitation de l'azotate mercurieux au moyen du chlorure sodique ou par la distillation d'un mélange intime de chlorure mercurique et de mercure au contact de la vapeur aqueuse (calomel à la vapeur), il est pulvérulent et blanc. Sans la présence de vapeurs aqueuses il se sublime sous forme de prismes blancs quadrilatères ou d'une masse cristalline, légèrement grisâtre, demi-transparente, d'une texture fibreuse et dont la poudre a un aspect jaunâtre. Sa densité est de 7,7 à 15°. Il se sublime sans se liquifier. La lumière le noircit légèrement. L'acide azotique et le chlorure hydrique le transforment partiellement en chlorure mercurique. Il n'est pas vénéneux, même à une dose assez forte; il provoque la salivation. S'emploie en médecine.

F. Hg² Cl². P. at. 2974,30.

Chloride mercurique.

Syn. Chlorure mercurique; deuto chlorure, perchlorure, deuto muriate, permuriate, deuto hydrochlorate de mercure; sublimé corrosif.

Prop. Cristallise sous forme d'aiguilles ou d'octaèdres rectangulaires, dérivant d'un prisme droit rhomboïdal et incolores. Ordinairement il se présente sous forme d'une substance blanche, demi-transparente, d'une cassure conchoïdale et d'une densité de 5,42. A la chaleur il se fond, bout et se sublime. Il est soluble dans 18 p. d'eau froide, dans 12 p. d'eau bouillante, dans 2 $\frac{1}{2}$ p. d'alcool et dans 3 p. d'éther.

froid. Ces dissolutions rougissent le papier de tournesol et sont décomposées par l'action de la lumière. Il est soluble dans le chlorure hydrique et l'acide azotique bouillants. Sa dissolution aqueuse est précipitée en jaune orangé (oxyde mercurique hydraté), par la potasse et en blanc (composé que l'on appelle vulgairement précipité blanc = $\text{Hg Cl}^2 + \text{Hg N}^2\text{H}^4$), par l'ammoniaque. Le sulfure hydrique y détermine d'abord un précipité blanc (= $\text{Hg Cl}^2 + 2\text{Hg S}$) et ensuite un précipité noir. Il forme des chlorosels avec un grand nombre de chlorures, dont celui à base de chlorure ammoniac (sel Alembroth = $\text{N}^2\text{H}^3\text{Cl}^2 + \text{Hg Cl}^2$) est connu depuis longtemps. Sa saveur est âcre, métallique, rebutante et laisse un arrière goût, persistant et très désagréable. C'est un violent poison. Le blanc d'œuf est le meilleur antidote.

Prép. On dissout de l'oxyde mercurique dans le chlorure hydrique ou bien l'on soumet à la sublimation un mélange de sulfate mercurique et de sel marin.

Us. En médecine, en teinture. Sert à la conservation de certaines substances organiques, facilement putrescibles.

F. Hg Cl_2 . *P. at.* 1708,47.

Bromure mercureux.

Prop. Il a les plus grands rapports avec le chlorure mercureux. *F.* Hg^2Br^2 . *P. at.* 3509,95.

Bromide mercurique.

Prop. Il a beaucoup d'analogie avec le chlorure correspondant et s'en distingue particulièrement, d'après Berthelot, en ce qu'il ne précipite pas le chromate potassique. On l'obtient en faisant bouillir le bromure précédent avec de l'eau et du brome. Il est très vénéneux et s'emploie en médecine.

F. Hg Br^2 . *P. at.* 2244,13.

Iodure mercureux.

Prop. Poudre jaune, se noircissant facilement à la lumière, décomposable au feu en mercure et en iodure. Se forme en versant de l'azotate mercurique dans de l'iodure potassique. Employé en médecine.

F. Hg^2I^2 . *P. at.* 4111,14.

Iodide mercurique.

Prop. Poudre écarlate, sublimable en cristaux de la même couleur ou d'un jaune clair, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et dans les acides. Sa densité = 6,32. Il est vénéneux.

Prép. On précipite une dissolution de chlorure mercurique par de l'iodure potassique.

F. Hg I². *P. at.* 2845,32.

Cyanide mercurique.

Syn. Cyanure mercurique; deuto ou percyanure de mercure; prussiate de mercure.

Prop. Cristaux prismatiques incolores, d'une densité de 2,76; solubles dans l'eau, dans l'alcool et dans les acides sulfurique et azotique. Les alkalis ne le décomposent pas. La chaleur le transforme en gaz cyanogène et en mercure réduit. Sa saveur est fortement métallique. Violent poison.

Prép. On fait bouillir un mélange d'oxide mercurique, de bleu de Prusse et d'eau jusqu'à ce que toute la couleur bleue ait disparu, on filtre et on évapore. Sert en médecine et à séparer le palladium du platine.

F. Hg Cy². *P. at.* 1595,73.

Amalgames.

Le mercure forme avec un grand nombre de métaux des composés bien déterminés et cristallisables qui tous cependant sont solubles dans un excès de mercure. 90 p. de mercure se combinent à 1 p. de potassium et forment un amalgame solide, de la couleur de l'étain et dont la formation est accompagnée d'un dégagement de calorique.

La combinaison du mercure et du sodium s'opère à la température ordinaire avec dégagement de lumière. Le mercure s'amalgame au zinc à l'aide de la chaleur. 1 p. de zinc et 2 p. de mercure forment un composé cristallin. L'amalgame de cadmium se fait à la température ordinaire et forme des cristaux octaédriques, durs, très cassants et de l'éclat de l'argent.

Le plomb s'amalgame avec facilité. Formé de parties

égales des deux métaux, il est cristallisable et possède beaucoup d'éclat.

L'amalgame cristallisable de l'étain est composé de 3 p. de mercure et de 1 p. d'étain. La combinaison s'opère facilement. Un amalgame avec excès d'étain sert à l'étamage des glaces et un autre formé de parties égales d'étain et de zinc et de 2 à 2 $\frac{1}{4}$ p. de mercure à garnir les coussinets de la machine électrique.

L'amalgame de bismuth contenant 1 p. de bismuth et 2 p. de mercure cristallise en octaèdres. Les amalgames de bismuth sont remarquables par la facilité avec laquelle ils entrent en fusion.

Le fer ne se combine pas directement au mercure.

Le cuivre ne s'amalgame que difficilement.

SELS MERCUREUX.

Caract. Ils sont blancs ou incolores. Leur saveur est âcre, métallique et très désagréable. La potasse et l'ammoniaque, le sulfide hydrique et les sulfures alcalins y déterminent un précipité noir; le carbonate potassique un précipité grisâtre; le cyanure ferroso potassique, le chlorure hydrique et les chlorures alcalins un précipité blanc; l'iodure potassique un précipité jaune. Les acides sulfureux et phosphorique, le chlorure stanneux et le cuivre métallique en précipitent du mercure réduit.

SELS MERCURIQUES.

Caract. A l'état de sels neutres, ils sont incolores, et à celui de sels basiques, ils sont jaunes. L'ammoniaque les précipite en blanc; la potasse y forme un précipité jaune orangé; le carbonate potassique un précipité rouge jaunâtre; le cyanure ferroso potassique un précipité blanc; l'iodure potassique un précipité rouge, soluble sans coloration dans un excès d'iodure. Le sulfide hydrique y produit d'abord un précipité blanc et lorsqu'il est en excès, un précipité noir. Le cuivre les réduit. Ils sont tous très vénéneux.

Azotate mercurieux.

Prop. Forme des cristaux incolores contenant 2 at. d'eau, solubles dans une petite quantité d'eau, décomposables par

une grande quantité de ce liquide, en sel acide soluble et en sous-sel insoluble. Sa dissolution se transforme par la chaleur en sel mercurique. L'ammoniaque en précipite un sel double basique noir (mercure soluble de Hahnemann = $N^2 O^6 + N^2 H^6 + 3 Hg^2 O$). Il se forme par la dissolution du mercure dans un excès d'acide azotique froid, sert comme mordant dans la fabrication des chapeaux (secrétage).

F. du sel neutre $N^2 O^6 + Hg^2 O$; du sel basique $2 N^2 O^4 + 3 Hg^2 O$. *P. at.* 3308,68 et 9249,01.

Azotate mercurique.

Prop. Le sel neutre n'est connu qu'à l'état de dissolution, Par l'évaporation il se cristallise de l'azotate bibasique, sous forme de prismes incolores, contenant 6,18 % = 2 at. d'eau. Ils sont faiblement déliquescents à l'air et décomposables par une grande quantité d'eau en sel acide et en un sel plus basique encore, On l'obtient en dissolvant le mercure dans l'acide azotique bouillant.

F. $N^2 O^4 + Hg O + x aq.$ et $N^2 O^4 + 2 Hg O$. *P. at.* 2042,86 et 3408,68.

Sulfate mercurique.

Prop. Ce sel se présente sous forme d'une substance blanche cristalline que l'eau décompose en sel acide et en sel tri-basique, jaune, insoluble (turbith minéral). Il se forme par l'action d'un excès d'acide sulfurique sur le mercure. S'emploie dans la préparation du chlorure mercurique.

F. $SO^2 + Hg O$ et $SO^2 + 3 Hg O$. *P. at.* 1866,97 et 4598,64.

Fulminate mercurique.

Syn. Fulminate de mercure; mercure fulminant.

Prop. Il est sous formes de petites aiguilles blanches soyeuses, que la chaleur, le frottement et la percussion décomposent avec explosion. On l'obtient en dissolvant $1 \frac{2}{3}$ p. de mercure dans 20 p. d'acide azotique de 1,36 à 1,38, en ajoutant à la dissolution froide 27 p. d'alcool à 0,85 et en chauffant le mélange au bain de sable. Aussitôt qu'il entre ébullition on l'enlève et après que toute réaction a cessé on sépare le fulminate par filtration. On doit employer les plus grandes précautions dans cette préparation dangereuse. Il forme la partie essentielle des capsules à percussion.

F. $Cy^4 O^2 + 2 Hg O$. *P. at.* 3591,46.

ARGENT.

Syn. Diane, Lune.

Ét. nat. A l'état réduit, de sulfure, de chlorure, d'alliage et d'amalgame.

Prop. C'est le métal le plus blanc que l'on connaisse ; il possède beaucoup d'éclat et recoit facilement le poli. Il possède une dureté intermédiaire entre celle du cuivre et celle de l'or. Il cristallise en octaèdres. Il est très sonore, très malléable et très ductile. On peut le réduire en feuilles de $\frac{1}{100000}$ de pouce d'épaisseur et en fils tellement déliés que 400 pieds en pèsent à peine un grain. Sa densité est de 10,474. Il se fond à 22° W. = 1061° de Daniell ou 1023° du thermomètre à air. L'argent fondu pur absorbe de l'oxygène, qui s'échappe par le refroidissement. En même temps il se manifeste une sorte de végétation à sa surface et quelques fois des parcelles d'argent sont projetées au loin. Lorsque ce phénomène se produit, on dit que l'argent *roche*. L'argent pur ne se dissout que dans les acides azotique et sulfurique concentrés.

Extr. La composition variable des divers minerais d'argent a engendré diverses méthodes d'extraction appropriées à leur nature.

I. Lorsque le minerai est très riche en argent réduit, on le sépare mécaniquement, on le fond et on le coupelle.

II. Lorsque les minerais sont plus pauvres on extrait l'argent au moyen du plomb, auquel il s'allie très facilement. A cet effet on fait fondre le minerai d'argent avec de la galène grillée; ou bien l'on fond d'abord les minerais très pauvres avec de la pyrite, on grille le produit et ensuite on le traite de la manière précédente. On peut encore extraire l'argent contenu dans les minerais de cuivre en faisant fondre le *cuivre noir* avec du plomb, en laissant refroidir l'alliage et en le soumettant de nouveau à une température convenable, pour en séparer par *liquation* le plomb qui entraîne avec lui la plus grande partie de l'argent.

L'argent s'extrait par coupellation de l'alliage de plomb obtenu par l'un ou par l'autre des procédés que nous venons d'indiquer.

III. Une troisième méthode, qui trouve surtout son application au Mexique et dans quelques exploitations de l'Al-

lemagne, consiste à extraire l'argent par *amalgamation*. A cet effet on grille les minerais argentifères sulfurés avec du sel marin afin de transformer l'argent en chlorure; puis on l'introduit dans des tonneaux avec de l'eau, du fer et du mercure. Par le mouvement que l'on imprime aux tonneaux, les différents corps qu'ils contiennent se trouvent en contact et par leur réaction mutuelle, il en résulte du chlorure ferreux et de l'amalgame d'argent, dissout dans un excès de mercure. On sépare ce dernier par expression et le résidu soumis à la distillation dans des appareils particuliers en fonte, donne de l'argent plus ou moins pur.

Us. L'argent à l'état de pureté parfaite est d'un faible emploi. On le réduit en feuilles très minces pour l'argenture. Il sert à la préparation de la plupart de ses composés.

Oxide argentique.

Prop. Poudre d'un brun foncé, d'une densité de 7,14. Elle est réductible à la chaleur et colore le vert en jaune. On l'obtient en précipitant l'azotate argentique par la potasse ou la soude.

F. Ag O. P. at. 1451,607.

Ammoniaure argentique.

Syn. Argent fulminant.

Prop. Poudre noire, insoluble dans l'eau, que le moindre choc, que la chaleur et l'étincelle électrique décomposent en argent, en eau et en azote. Il en résulte en même temps une violente détonnation. Bertholl et l'obtint en 1787 par la digestion de l'oxide argentique avec l'ammoniaque.

Bioxide argentique.

Prop. D'après Ritter il se dépose sur le pôle positif d'une pile, que l'on fait agir sur une faible dissolution d'azotate argentique, sous forme d'aiguilles cristallines, douces de l'éclat métallique. Traité par le chlorure hydrique, il laisse dégager du chlore; avec l'ammoniaque il produit un dégagement considérable d'azote.

F. Ag O². P. at. 1551,607.

Sulfure argentique.

Prop. Dans la nature il est cristallisé en cubes (argent

vitreux) possédant l'éclat métallique, d'une densité de 7,0. Le sulfure artificiel que l'on prépare par voie directe est d'un gris plombé, malléable, plus fusible que l'argent, difficilement décomposable par la chaleur. La pellicule noire dont se recouvre l'argent au contact de l'air, n'est que du sulfure.

F Ag S. P. at. 1552,77.

Chlorure argentique.

Syn. Argent ou Lune cornée.

Prop. Le chlorure naturel se rencontre quelques fois sous forme de cubes d'une couleur grise bleuâtre ou verdâtre, d'une densité de 5,55. Le chlorure artificiel est blanc, totalement insoluble dans l'eau; exposé à la lumière il se colore promptement en violet, puis en noir. Il se fond à 260° en un liquide jaunâtre, qui après refroidissement donne une matière vitreuse, demi transparente, de couleur grisâtre et qui se laisse facilement entamer au couteau. Il se dissout dans l'ammoniaque et dans le chlorure hydrique concentré. Il se réduit facilement par le contact du fer ou du zinc et de l'acide sulfurique ou par sa fusion avec un alkali. Il est indécomposable par la chaleur.

Prép. On précipite l'azotate argentique par le chlorure hydrique ou par un chlorure soluble.

Us. La complète insolubilité de ce composé tant dans l'eau que dans les acides, permet de s'en servir pour doser le chlore ou l'argent que peut contenir un composé. Il sert aussi à l'extraction de l'argent pur.

F Ag Cl² P. at. 1794,36.

Iodure argentique.

Prop. Se rencontre en petite quantité dans la nature; C'est une substance jaunâtre, très fusible, très peu soluble dans l'ammoniaque. Cette dernière propriété permet de le séparer du chlorure.

F. Ag I². P. at. 2931,11.

Cyanure argentique.

Prop. Poudre blanche insoluble dans l'eau, très soluble dans l'ammoniaque. Se combine aux cyanures alcalins. On

peut l'obtenir par l'addition du cyanide hydrique à l'azotate argentique.

$F Ag Cy^2 P. at. 1681,52.$

Alliages d'argent.

La plupart des métaux qui précèdent s'allient à l'argent. De tous ces alliages il n'y a que celui de cuivre et l'amalgame qui soient employés dans les arts.

Alliage de cuivre et d'argent.

Le cuivre et l'argent s'allient en toute proportion. L'alliage, se rapproche de la couleur du métal qui y domine et possède une dureté plus grande que l'argent pur. C'est pourquoi tout les objets d'argenterie et les monnoies se fabriquent avec de l'alliage.

Pour éviter autant que possible la fraude et les accidents qui pourraient résulter de l'emploi d'une trop grande quantité de cuivre, la loi pose les limites que cette quantité peut atteindre. Le maximum de cuivre qu'il est permis aux orfèvres d'employer en Belgique monte à 17,7 %.

L'argent monnoyé ne peut en contenir d'après la loi que 10 %.

On désigne par le mot *titre* la valeur réelle d'un alliage. Pour plus de facilité, on a désigné par $\frac{1000}{1000}$ le titre de l'argent fin de sorte qu'en retranchant de cette valeur la quantité de cuivre que l'alliage contient sur mille on exprimera le titre de l'alliage. Ainsi $\frac{900}{1000}$ représentera le titre d'un alliage de 100 p. de cuivre et de 900 p. d'argent, ou de l'argent monnoyé.

Afin de déterminer le titre d'un alliage quelconque d'argent on suit généralement deux méthodes. Dans la première on le *coupelle*. Cette opération consiste à peser exactement une certaine quantité d'argent, à y ajouter 4 à 5 fois son poids de plomb, à poser le tout sur une *coupelle* et à l'introduire dans la *mouffle* d'un *sourneau de coupellation*. A l'aide de la chaleur et du courant d'air qui s'établit dans l'intérieur de la mouffle, le plomb et le cuivre s'oxydent et pénètrent dans les interstices de la coupelle, (1) tandis que l'argent pur forme un bouton métallique, que l'on peut enlever et peser après le refroidissement.

(1) La coupelle consiste en un petit cylindre fait en poudre d'os calcinés et en cendres lavés, ayant à sa partie supérieure une petite cavité dans laquelle on pose l'alliage à essayer.

La seconde méthode, consiste à dissoudre une quantité pesée d'alliage dans de l'acide azotique pur et à précipiter l'argent par une dissolution de chlorure sodique normale. On déduit le titre de l'argent de la quantité mesurée de solution de chlorure employée.

Amalgame d'argent.

Cet amalgame se trouve dans la nature sous forme de cristaux octaédriques. Ce même amalgame se produit par le contact du mercure avec de l'azotate argentique (arbre de Diane). Il sert à l'extraction de l'argent. Il est formé de 65 p. de mercure et de 35 p. d'argent. On peut le représenter par la formule Ag Hg_2 .

SELS ARGENTIQUES.

Caract. Blancs ou incolores, saveur âcre, métallique, très désagréable. La potasse et la soude y produisent un précipité gris brunâtre; une petite quantité d'ammoniaque un précipité semblable, soluble dans le moindre excès. Il ne se forme point dans les dissolutions acides. Le sulfide hydrique et les sulphydrates y déterminent un précipité noir; le cyanure ferroso potassique un précipité blanc floconneux; les carbonates alcalins un précipité blanc; le chlorure hydrique et les chlorures solubles un précipité blanc caillebotté, insoluble dans les acides, soluble dans l'ammoniaque et se noircissant rapidement au contact de la lumière. Le zinc, le cuivre, le mercure, plusieurs autres métaux et le sulfate ferreux réduisent l'argent.

Azotate argentique.

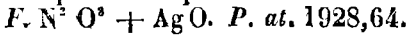
Syn. Nitrate d'argent; cristaux lunaires.

Prop. Cristallise sous forme de tables quarrées ou hexagonales, incolores, anhydres, très solubles dans l'eau; solubles dans 4 p. d'alcool bouillant. Ils se noircissent à la lumière. Leur solution attaque les corps organisés et noircit la peau. Ils sont très fusibles et décomposables à une haute température. Par le refroidissement on obtient une masse cristalline ordinairement noirâtre (pierre infernale). C'est un violent poison. S'emploie en Médecine et pour marquer le linge. On l'obtient par la dissolution de l'argent dans l'acide azotique.

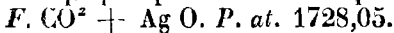
F. $\text{N}^3 \text{O}^3 + \text{Ag O}$. *P. at.* 2128,64.

Azotite argentique.

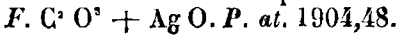
Prop. Prismes incolores, solubles dans 120 p. d'eau à + 15°, plus solubles dans l'eau bouillante. Se prépare par double décomposition de l'azotate argentique et de l'azotite potassique ou sodique.

*Carbonate argentique.*

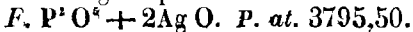
Prop. Poudre d'un blanc, jaunâtre, insoluble dans l'eau, On le prépare par double décomposition

*Oxalate argentique.*

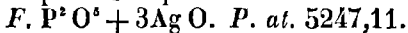
Prop. Poudre blanche, insoluble dans l'eau. Il se forme par l'addition d'acide oxalique à un sel argentique.

*^bPhosphate argentique.*

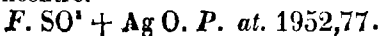
Prop. Précipité blanc, insoluble dans l'eau et qui se forme lorsque l'on verse du ^bphosphate sodique dans de l'azotate argentique.

*^cPhosphate argentique.*

Prop. Précipité jaune que l'on obtient en employant du ^cphosphate sodique.

*Sulfate argentique.*

Prop. Petites aiguilles brillantes, solubles dans 88 p. d'eau bouillante décomposables à la chaleur. Se prépare en dissolvant l'argent dans parties égales d'acide sulfurique concentré.

*Chlorate argentique.*

Prop. Petits prismes quadrilatères incolores, solubles dans 12 p. d'eau froide et dans 2 p. d'eau bouillante, co-

lore en brun les substances organiques ; fait explosion lorsqu'on le percute avec du soufre. Se prépare par la dissolution de l'oxide argentique dans l'acide chlorique.

F. $\text{Cl}^{\text{a}}\text{O}^{\text{s}} + \text{Ag O.}$ *P. at.* 2394,26.

Cyanate argentique.

Prop. Poudre blanche, insoluble dans l'eau. Ne fait pas explosion par la chaleur.

F. $\text{Cy}^{\text{a}}\text{O} + \text{Ag O.}$ *P. at.* 1881,52.

Fulminate argentique.

Prop. Petites aiguilles blanches, solubles dans 36 p. d'eau bouillante. Il fait explosion par la chaleur, le frottement ou la percussion. S'obtient de la même manière que le fulminate mercurique.

F. $\text{Cy}^{\text{a}}\text{O}^{\text{s}} + 2\text{Ag O.}$ *P. at.* 3763,04.

PALLADIUM.

Et. nat. Il se trouve en petite quantité sous forme de paillettes disséminées dans le minerai de platine. Celui-ci en contient d'ordinaire environ 1 ‰. On le rencontre aussi à l'état de séléniure, au Harz.

Prop. Par sa couleur, son éclat et sa malléabilité il se rapproche fortement du platine. Sa densité est de 12,1. Il se fond à 150° — 160° W. La chaleur lui fait prendre une couleur bleue analogue à celle de l'acier. Il se dissout dans l'acide azotique, sans dégagement de gaz. Exposé à la flamme d'une lampe à alcool, il se couvre de suie et devient cassant. La teinture d'iode y laisse une tache noire après son évaporation par la chaleur. D'après Wollaston, qui en fit la découverte en 1803, on obtient le palladium en précipitant la dissolution du platine brut dans l'eau régale, par du cyanure mercurique et en décomposant le précipité (cyanure palladique) au feu. Il est rarement employé dans les arts.

Oxide palladeux.

Prop. Poudre d'un noir brillant, décomposable au feu. Son hydrate est d'une couleur rouge jaunâtre. Il se prépare en précipitant l'azotate palladeux par l'oxide potassique.

F. Pd O. *P. at.* 765,90.

Oxide palladique.

Prop. Son hydrate se précipite du chlorure palladique par la potasse caustique. Il est d'un brun foncé et entraîne constamment une certaine quantité d'alkali. Par son ébullition dans l'eau il devient noir.

F. PbO^2 . *P. at.* 865,90.

SELS PALLADEUX.

Caract. Couleur jaune ou jaune brunâtre, saveur âcre ou styptique. La potasse y détermine un précipité jaune, soluble dans un excès d'alkali ; le cyanure-ferroso potassique un précipité jaune ; le cyanure mercurique un précipité blanc ; l'iodure potassique un précipité noir, soluble dans l'ammoniaque sans coloration ; le sulfide hydrique un précipité noir ; le chlorure stanneux, l'acide sulfureux, le sulfate ferreux, le zinc et le fer en précipitent du palladium réduit.

SELS PALLADIQUES.

Caract. Les caractères de ces sels ne sont pas encore bien connus.

PLATINE (1).^e

Et. nat. Le platine se trouve sous forme de *pépites* plus ou moins fortes et contenant d'ordinaire une petite quantité de fer, de cuivre, de rhodium, de palladium, d'iridium et d'osmium. Ce minéral est d'une densité de 17,7 et mélangé à des grains d'or, de palladium, d'iridosmine, de fer chromé et titané, des hyacinthes, du spinelle etc. Il n'existe jusqu'ici des mines de platine que dans l'Oural et dans l'Amérique méridionale.

Prop. Sa couleur tient le milieu entre celles de l'argent et de l'acier. Il est plus dur que le cuivre ; il est très malléable et se laisse tirer en fils très minces. Il se soude à la chaleur blanche. Il ne se fond qu'à la flamme de la lampe à alcool alimentée par un courant de gaz oxygène, au chalumeau à gaz oxihydrogène et par la décharge d'une forte pile. A l'état très divisé, il est tantôt gris, terne (éponge de platine),

(1) Diminutif du mot espagnol *Plata*, argent.

rougit lorsqu'on l'expose à un courant d'hydrogène et l'enflamme (1); tantôt il est complètement noir (noir de platine) enflamme le gaz hydrogène, absorbe une grande quantité de gaz et favorise l'oxidation d'un grand nombre d'autres

(1) M. Kuhlmann vient de soumettre l'éponge de platine à un grand nombre d'expériences, dans le but de produire par son intermédiaire, les acides de l'azote et l'ammoniaque. Voici le résumé des principaux résultats qu'il a obtenus

1° Fait-on passer à la température ordinaire un mélange de gaz ammoniacal et d'un excès d'air atmosphérique à travers un tube contenant de l'éponge de platine, il ne se manifeste aucune réaction. A 308° le platine rougit fortement et il se forme de l'acide azotique et azotoso-azotique. A une température plus élevée, on n'obtient que de l'acide azotoso-azotique. Par l'emploi d'un excès d'ammoniacal, ce dernier acide se produit également et se convertit en azotate ammoniacal sous l'influence de l'air, de l'eau et de l'ammoniacal.

2° Si dans l'expérience précédente on remplace l'ammoniacal par son carbonate, il ne se forme que de l'acide azotique. L'opération marche beaucoup plus lentement.

3° Si au lieu de carbonate on emploie du chlorure ammoniacal, il y a production de chlorure hydrique et d'acide azotique et par suite du chlore, de l'acide azotoso-azotique et de l'eau

4° Un mélange de cyanogène et d'un excès d'air donne dans les mêmes circonstances de l'acide carbonique et de l'acide azotoso-azotique.

5° Un mélange de vapeur d'acide azotique et d'hydrogène en excès, dirigé à froid sur de l'éponge de platine n'amena à aucun résultat. A l'aide de la chaleur tout l'acide fut converti en ammoniacal.

6° En remplaçant, dans l'essai précédent, l'acide azotique par l'acide azotoso azotique, le platine froid, rougit instantanément au contact du mélange et tout l'acide fut converti en ammoniacal, sous production d'une vive lumière. Cette expérience, ainsi que la suivante exigent beaucoup de précaution à cause des violentes explosions qui peuvent avoir lieu, même lorsque le dégagement des gaz est fort lent.

7° Le mélange de gaz ammoniacal et oxide azotique donna les mêmes résultats.

8° En remplaçant l'oxide azotique par de l'oxide azoteux, l'ammoniacal ne se forme plus qu'à l'aide de la chaleur.

9° Si dans ces expériences, on remplace l'éponge, par le noir de platine, on arrive aux mêmes résultats. Les réactions marchent avec plus de lenteur et ne se manifestent qu'à l'aide de la chaleur.

10° Dirige-t-on sur de l'éponge de platine chaude, un mélange d'oxide azotique en excès et de carbure bihydrique, le platine rougit fortement et il se dégage du cyanure ammoniacal, de l'eau, de l'acide carbonique et de l'azote.

11° En remplaçant le carbure bihydrique par de la vapeur alcoolique, aucune réaction ne se manifeste à froid. A la chaleur rouge, il se forme de l'eau, du cyanure et du carbonate ammoniacal. Du charbon se dépose.

12° A 400° l'éponge de platine convertit la vapeur d'éther acétique en oxide azotique; à une température plus élevée, il la transforme en cyanure ammoniacal et en charbon qui se dépose

corps et particulièrement de l'alcool. Il se combine difficilement aux métalloïdes. Tous ses composés métalloïdiques sont décomposables par la chaleur. La potasse l'attaque avec violence à l'aide de la chaleur.

Prép. Avant que le minerai de platine ne soit versé dans le commerce, on lui enlève l'or, par le procédé de l'amalgamation. Il contient d'ordinaire environ 80 % de platine. Au moyen du triage on en sépare autant que possible les substances étrangères, auxquelles il se trouve mélangé. Puis on le traite à l'acide azotique. Le résidu se dissout dans de l'eau régale faible. Celle-ci à son tour laisse un faible résidu pulvérulent, noirâtre, formé par de l'iridium et de l'iridosmine. On neutralise la dissolution par de la soude et on précipite le palladium par le cyanure mercurique. Après filtration on ajoute à la liqueur une petite quantité d'acide azotique, afin d'empêcher la précipitation de l'iridium et on y verse une dissolution de chlorure ammonique, aussi longtemps qu'un précipité jaune continue à s'y former. Celui-ci, qui est du chlorure platinico ammonique, est lavé et séché.

Les métaux étrangers sont restés dans la dissolution qui a également retenu une petite quantité de platine.

En décomposant le chlorure platinico ammonique par la chaleur, on obtient de l'éponge de platine. Pour le travailler, on l'introduit dans un cylindre en fer légèrement conique, on le comprime fortement au moyen d'une presse, on le rougit à blanc et on le presse en cet état à plusieurs reprises avant de le traiter au marteau.

On prépare le noir de platine de la manière suivante : On dissout le chlorure platinique dans une dissolution concentrée et bouillante de potasse caustique, puis on y verse de l'alcool par petites quantités. Le noir de platine se précipite sous un dégagement considérable d'acide carbonique. On le purifie par des lavages successifs à l'alcool, au chlorure et à l'oxide potassiques. On doit avoir soin de ne pas le dessécher au contact de matières organiques.

Hist. Antonio d'Ulloa le découvrit en 1736 ; Wood le transporta en Europe en 1741 et le décrivit en 1750. On ne le considéra comme métal particulier qu'en 1752. Ce n'est qu'en 1803 que Tennant et Wollaston en séparèrent le palladium, le rhodium, l'iridium et l'osmium.

Us. Le peu d'affinité que possède le platine pour la plu-

part des corps, la température élevée qu'il supporte sans se fondre et la facilité avec laquelle il se laisse travailler, le rendent précieux pour la construction de creusets, de spatules et d'une infinité d'autres instruments de laboratoire. Les arts en ont également tiré un parti avantageux. Ainsi, par exemple, on concentre l'acide sulfurique, et on dissout l'argent dans des vases en platine. L'éponge de platine, sert dans la construction de la lampe de Dœbereiner.

Oxide platineux.

Prop. Poudre d'un gris sale. Son hydrate est noir. Il détonne avec les corps combustibles. Il est soluble dans la potasse et se combine difficilement aux acides. Il se forme lorsqu'on fait digérer du chlorure platineux avec de la potasse.

F. Pt O. P. at. 1333,499.

Oxide platinique.

Prop. Poudre noire à l'état anhydre, de la couleur de rouille à l'état hydraté; décomposable au feu, susceptible de se combiner tant aux acides qu'aux oxides des trois premières divisions. Uni à l'ammoniaque, il constitue le *platine fulminant*. On l'obtient en ne précipitant que la moitié de l'azotate platinique, par l'oxide sodique.

F. PtO². P. at. 1433,499.

Siliciure de platine.

Prop. Il est beaucoup plus fusible et beaucoup plus cassant que le platine. Il se forme lorsqu'on chauffe fortement le platine au contact d'un mélange de charbon et de silice. Comme les cendres de charbon contiennent toujours une certaine quantité d'acide silicique, il n'est pas difficile d'expliquer la dégradation qu'éprouvent les objets en platine lorsqu'on les chauffe au milieu et au contact immédiat de ce combustible.

Chlorure platineux.

Prop. Poudre jaune verdâtre, insoluble dans l'eau; indécomposable par les acides sulfurique et azotique bouillants; décomposable par le chlorure hydrique. Il se combine aux

chlorures alcalins et forme des chlorosels. S'obtient par l'action de la chaleur sur le chlorure platinique.

F. PlCl. P. at. 1676,15.

Chlorure platinique.

Prop. Substance cristalline d'un brun foncé, soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther; rougit le papier de tournesol; décomposable par la chaleur, d'abord en chlorure platineux, ensuite en platine réduit. Il colore la peau en pourpre.

Prép. On dissout le platine dans de l'eau régale et on évapore jusqu'à consistance convenable.

Us. La propriété que possède ce chlorure de former avec le chlorure potassique un sel très peu soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool, tandis que le sel sodique correspondant y est au contraire très soluble, en fait un réactif précieux pour déterminer la présence de l'un ou de l'autre de ces alkalis. Il forme avec le chlorure ammoniacal également un sel peu soluble. On les distingue facilement entr'eux par l'examen des résidus qu'ils laissent lorsqu'on les décompose par la chaleur. L'un ne laisse que du platine pur, l'autre un mélange de platine et de chlorure potassique.

Alliages de platine.

Le platine s'allie facilement à la plupart des métaux et forme avec eux des composés fusibles à une température peu élevée. Tels sont surtout le zinc et le plomb. Aussi ne peut-on faire fondre, ni rougir ces métaux, ni aucun de leurs composés, dans des creusets de platine sans s'exposer à les perdre.

Le platine ne s'allie que difficilement au fer et ne s'amalgame pas directement.

SELS PLATINEUX.

Caract. Couleur brune, saveur styptique; la potasse y produit un précipité noir, soluble dans un excès d'alkali; le sulfure hydrique donne également un précipité de la même couleur; le cyanure ferrose potassique, le cyanure mercurique et les chlorures potassique et ammoniacal ne les précipitent pas; le fer et le zinc en précipitent le platine sous forme d'une poudre noire.

SELS PLATINIQUES.

Caract. Couleur rouge foncée; saveur âcre, très styptique. Les alkalis ne les précipitent que partiellement; les chlorures ammoniac et potassique y forment un précipité jaune; l'iodure potassique et le sulfide hydrique un précipité noir; le chlorure stanneux leur donne une couleur plus foncée; les cyanures mercurique et ferroso-potassique sont sans action; le fer et le zinc en précipitent du platine réduit,

IRIDIUM.

Et. nat. A l'état d'alliage avec l'osmium (iridosmine) et en petite quantité (de 1 à 5 %), dans le minerai de platine.

Prop. N'est connu qu'à l'état d'une poudre grise ou de masses métalliques, ayant éprouvé une demi fusion. Il n'est soluble dans aucun acide, pas même dans l'eau régale. Sa densité est de 15,588. Un mélange intime d'iridium et de chlorure sodique se transforme à la chaleur rouge en un chlorosel très soluble dans l'eau.

Prép. On fait un mélange de parties égales de nitre sec et d'iridosmine réduit en poudre fine et on l'introduit dans une cornue en porcelaine à laquelle on adapte un récipient contenant de l'ammoniac. On chauffe la cornue et après l'avoir porté à la chaleur rouge, on disout le résidu dans l'eau et on y ajoute du chlorure hydrique et une grande quantité d'acide azotique. On distille de nouveau, et après qu'il ne se dégage plus d'acide osmique on filtre le résidu, on y ajoute du chlorure potassique et on évapore à siccité. On calcine le composé ainsi obtenu, avec du carbonate sodique. Il se dégage encore un peu d'acide osmique et il se forme de l'oxide iridique, que l'on réduit par l'hydrogène,

Oxides d'iridium.

L'iridium possède quatre degrés d'oxidation: l'oxide irideux, l'oxide sesqui iridique, l'oxide iridique et l'oxide triiridique. Il sont tous salifiables et décomposables à la chaleur et sont représentés par IrO ; Ir^3O^3 ; IrO^2 et IrO^3 .

P. at. 1333, 59; 2767, 09; 1433, 50 *at.* 1633, 50

SELS D'IRIDIUM.

Caract. Encore peu connus. Leur couleur varie du brun foncé au rouge jaunâtre ; ils sont tous précipités en noir par le sulfide hydrique et les sulfhydrates alcalins. Le zinc et le fer les réduisent.

OR.

Et. nat. Ne se rencontre qu'à l'état réduit ou d'alliage avec quelques autres métaux. C'est un des métaux les plus répandus.

Prop. Jaune, cristallisable en cubes et en octaèdres, plus mou que l'argent. C'est le métal le plus malléable. On peut le réduire en feuille de 0,00009 de millimètre d'épaisseur. 1 grain d'or se laisse tirer en un fil long de 500 pieds et s'étendre en une feuille, occupant un espace de 56,75 pouces carrés. A l'état pulvérulent il est brun et en feuilles très minces il paraît vert par transparence. La densité de l'or fondu est de 19,258 ; celle de l'or martelé, de 19,36—19,48. Il se fond à 32° W. = 1102° de Daniell ; l'or fondu présente un reflet vert bleuâtre et se dilate considérablement. Il ne se volatilise qu'au chalumeau de Brook ou par l'action d'une forte batterie électrique. De tous les métaux, c'est celui qui a le moins d'affinité pour l'oxygène. Il ne se dissout bien que dans l'eau régale.

Extr. L'or qui se trouve dans les sables aurifères, sous forme de grains ou de masses (pépites) d'un volume variable peut en être séparé soit par le lavage soit par le procédé de l'amalgamation. Celui qui est répandu dans un minerai moins riche, et dans lequel il devient invisible (par exemple l'or contenu dans la pyrite), s'extrait de la même manière que l'argent. Les minerais de ce dernier métal sont toujours aurifères.

Pour séparer l'or de l'argent, on traite l'alliage par de l'acide sulfurique concentré et bouillant. Cette opération se fait dans des vases en platine. L'argent se dissout et l'or se précipite sous forme d'une poudre brune, que l'on lave et que l'on fond. L'argent est réduit par le cuivre. On peut également employer la méthode du *départ* (inquantation). Ce procédé repose sur l'insolubilité de l'or dans l'acide azotique pur. Pour qu'il réussisse convenablement il faut que l'alliage ne contienne pas au delà d'un quart d'or et qu'on

le réduit en feuilles minces ou en grains d'un faible diamètre. On le traite à chaud par de l'acide azotique de 1,178. L'argent seul se dissout. Lorsque l'alliage contient une plus forte quantité d'or que d'argent, on remplace l'acide azotique par l'eau régale. Dans ce cas l'or se dissout et l'argent se transforme en chlorure insoluble. On précipite la dissolution par le sulfate ferreux.

Us. L'or pur ne s'emploie guères que dans la dorure. L'or des monnaies et des orfèvres est allié au cuivre ou à l'argent et souvent à tous deux à la fois.

Oxide aureux.

Prop. Poudre verte, soluble dans la potasse caustique. Cette dissolution se décompose promptement et l'oxide se change en oxide aurique; de l'or se précipite. Il n'est pas salifiable. On l'obtient en versant une dissolution froide de potasse sur du chlorure aureux.

F. Au³O. *P. at.* 2586,026.

Oxide aurique.

Prop. Poudre noire ou d'un brun foncé à l'état anhydre. Son hydrate est d'un jaune rougeâtre. Les acides sulfurique et azotique concentrés le dissolvent. L'eau précipite l'oxide de ces dissolutions. Le chlorure hydrique le dissout également et le transforme en chlorure aurique. On ne connoît encore que le séléniate et le fulminate de cette base. Il se combine facilement aux alkalis et joue le rôle d'acide. Avec l'ammoniaque il forme un composé d'un brun jaunâtre un peu pourpre, qui détonne fortement à l'aide de la chaleur (or fulminant). D'après M. Pelletier le meilleur moyen de préparer l'oxide aurique consiste à décomposer le chlorure aurique par la magnésie. En remplaçant cette dernière par un excès d'ammoniaque il se précipite de l'or fulminant.

Us. L'oxide aurique se dissout dans le verre et lui communique, une belle teinte rouge pourprée. A cet effet, ainsi que dans la peinture sur émail et sur porcelaine on employe un composé particulier constituant une poudre d'une couleur foncée, connue sous le nom de *pourpre de Cassius* et que l'on prépare en versant du chlorure stanneux dans une dissolution très étendue de chlorure aurique. La composition de ce corps et l'état dans lequel l'or s'y trouve, n'ont pas encore été bien déterminés.

F. Au³O³. *P. at.* 2786,02.

Sulfure aureux.

Prop. Poudre d'un brun foncé, décomposable au feu; se forme lorsque l'on fait passer un courant de sulfide hydrique à travers une dissolution bouillante de chlorure aurique. Il se produit en même temps, de l'acide sulfurique, du chlorure hydrique et de l'eau.

F. Au^2S . *P. at.* 2687,19.

Sulfure aurique.

Prop. Poudre d'un jaune foncé, décomposable à la chaleur; s'unit aux sulfures aussi bien qu'aux sulfides et forme avec eux deux genres distincts de sulfosels. S'obtient par l'action du sulfide hydrique sur le chlorure aurique très étendu et froid.

F. Au^2S^2 . 3089,52.

Chlorure aureux.

Prop. Substance saline, blanchâtre, insoluble dans l'eau. Au contact de ce liquide il se décompose en or et en chlorure aurique. On l'obtient en évaporant le chlorure aurique jusqu'à siccité et en maintenant le résidu à la température de l'étain fondant, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de chlore.

F. Au^2Cl^2 . *P. at.* 2928,68.

Chlorure aurique.

Prop. Substance d'un rouge foncé, d'une texture cristalline, déliquescente et soluble dans l'eau à laquelle elle communique une couleur rouge jaunâtre. La chaleur le décompose d'abord en chlorure aureux, puis en chlore et en or. Le phosphore, l'acide phosphoreux, le sulfate ferreux, le zinc, le fer, le cuivre et plusieurs autres métaux en précipitent de l'or réduit. Il en est de même de l'acide oxalique et de la plupart des sels alcalins à acides organiques, surtout lorsqu'ils sont aidés par la lumière. Les oxides alcalins en précipitent de l'oxide aurique combiné en partie à l'oxide précipitant. Il se combine au chlorure hydrique et forme avec lui un sel cristallisable sous forme de longues aiguilles jaunes solubles dans l'alcool et dans l'éther et qu'une cha-

leur modérée convertit en chlorure. L'un et l'autre colorent la peau en pourpre.

Le chlorure se combine aussi aux chlorures alcalins et forme avec eux des sels jaunes cristallisables.

Prép. On dissout l'or dans de l'eau régale ; par l'évaporation et la cristallisation on obtient le chlorhydrate aurique, que l'on décompose en l'exposant à une chaleur modérée. L'or bien divisé ou sous forme de feuilles minces se combine directement au chlore.

Us. On met à profit la propriété qu'il possède de se réduire par le sulfate ferreux pour préparer l'or pur et pour le séparer du cuivre ou d'autres métaux. Le chloraurate sodique est employé en médecine.

F. Au^1Cl^6 . *P. at.* 3813,98.

Cyanide aurique.

Prop. Poudre d'un jaune pâle, insoluble dans l'eau, soluble dans un excès de cyanure potassique. Sa dissolution est rouge. On le prépare en précipitant une dissolution aqueuse et bien neutre de chlorure aurique, par du cyanure potassique récemment fait et contenant un excès de cyanide hydrique. On doit avoir soin de laisser un léger excès de chlorure aurique dans la liqueur. Il est quelques fois employé en médecine.

F. Au^3Cy^6 . *P. at.* 3475,76.

On ne connaît pas le cyanure aureux.

Alliages d'or.

L'or s'allie par la fusion à un très grand nombre de métaux ; 1 partie de zinc et 60 p. d'or constituent un alliage cassant. L'alliage formé de 1 p. de plomb et de 11 p. d'or est jaunâtre et aussi cassant que le verre.

La présence de $\frac{1}{1920}$ de bismuth dans l'or suffit pour le rendre cassant. L'or s'amalgame très facilement, même à froid. Son amalgame sert dans la dorure.

La plus grande partie de l'or monnoyé et travaillé est allié soit au cuivre, soit à l'argent, soit à tous deux à la fois.

L'alliage de cuivre possède une couleur plus rouge que celle de l'or pur, celui d'argent est d'un jaune verdâtre. Le titre de l'or s'estime de la même manière que celui de l'argent. L'essai de l'or par la voie sèche se fait également comme celui de l'argent. A cet effet lorsqu'il ne contient

que du cuivre on se contente de le coupeller avec du plomb. Si en même temps il contient de l'argent on le fait fondre avec 2 à 3 fois son poids d'argent et 10 fois celui de plomb, on le coupelle et après cette opération on détermine le titre par *inquartation* (V. plus haut).

SELS AURIQUES.

On ne connaît encore que deux oxisels de l'or, savoir le fulminate et le séléniate. Les sulfo, chloro et cyano sels sont plus nombreux. Tous sont décomposables à la chaleur et donnent de l'or pour résidu. La décomposition du fulminate se fait avec explosion.

OSMIUM (1).

Et. nat. On en trouve à peu près 1 % dans le minerai de platine. Il se rencontre aussi en combinaison avec l'iridium (iridosmine).

Prop. Les propriétés de ce métal diffèrent suivant le procédé que l'on a mis en usage pour le réduire. Obtenu par l'action de l'hydrogène sur l'acide osmique, il est sous forme d'une masse cohérente faiblement métallique d'un gris bleuâtre, se réduisant facilement en poudre, et d'une densité d'environ 10,0. Il est infusible et fixe au feu. Au contact de l'air, il se transforme à l'aide de la chaleur en acide osmique. Avant d'avoir été soumis à l'action d'une forte température il est soluble dans l'acide azotique et dans l'eau régale.

Oxide osmieux.

Prop. Son hydrate constitue une matière d'un vert très foncé, soluble dans la potasse et dans les acides. La chaleur lui enlève son eau et ne lui fait subir aucun autre changement. L'hydrogène le réduit à froid. Chauffé avec des corps combustibles, il détonne. On l'obtient en précipitant le chlorure potassicoosmieux par l'oxide potassique.

F. Os O. P. at. 1344,487.

(1) De *osm* odor.

Sesquioxide osmique.

Prop. Poudre brune, foncée, insoluble dans l'eau, décomposable par la chaleur, soluble dans les acides. Se prépare en dissolvant l'oxide suivant dans un grand excès d'ammoniaque. Le sesquioxide retient une partie de cette base.

F. Os¹ O³. *P. at.* 2788,97.

Oxide osmique.

Prop. Son hydrate est noir, soluble dans les acides au moment de sa formation. La chaleur rouge ne le décompose pas à l'abri de l'air; l'hydrogène le réduit sans le concours de la chaleur; il détonne avec les corps combustibles. On l'obtient en précipitant le chlorure osmico potassique par le carbonate potassique ou sodique. Il entraîne de l'alkali dans sa précipitation. On peut l'enlever par le chlorure hydrique.

F. Os O². *P. at.* 1444,487.

Oxide bleu d'osmium.

En dégageant de l'acide sulfureux dans une dissolution aqueuse d'acide osmique, la liqueur devient d'abord jaune, puis brune et enfin d'un bleu très foncé. En évaporant on obtient l'oxide sous forme d'une masse fendillée, non cristalline, à laquelle l'eau enlève de l'acide sulfurique. Par la dessiccation cet oxide acquiert une couleur cuivrée. On ignore encore la véritable composition de cet oxide.

Acide osmique.

Prop. Cristallise sous forme de longs prismes incolores, qui se liquéfient à une température bien inférieure à celle de l'eau bouillante, entrent en ébullition et se subliment. Il se dissout lentement mais en quantité considérable dans l'eau. Il se dissout également dans l'alcool et dans l'éther. Ces dissolutions ne rougissent pas le papier de tournesol. Les deux dernières sont décomposées au bout de quelques heures. Les graisses, différentes autres substances organiques et un grand nombre de métaux le réduisent. L'hydrogène ne le décompose qu'à l'aide de la chaleur. Sa saveur est âcre,

brulante, nullement acide; son affinité pour les oxides est faible, son odeur est piquante; il excite la toux et attaque fortement les yeux. Ses sels sont jaunes ou brunâtres. La plupart sont décomposés par la chaleur ou par l'eau. On l'obtient par l'action de l'air ou de l'acide azotique sur l'osmium.

F. Os O⁴. P. at. 1644,487.

SELS OSMIEUX, SESQUI OSMIQUES ET OSMIQUES.

Ces sels dont la couleur, suivant le degré d'oxidation est verte, brune ou jaunâtre, ont en général une saveur astringente. On reconnaît les sels d'osmium à l'odeur de l'acide osmique qu'ils dégagent lorsqu'on les chauffe sur une feuille de platine avec du carbonate sodique et à la propriété de donner plus d'éclat à la flamme de la lampe à alcool.

TITANE.

Et. nat. A l'état d'acide titanique, soit isolé, soit combiné à différentes bases.

Prop. Le titane que l'on rencontre dans le laitier d'un grand nombre de hauts fourneaux, est sous forme de cubes plus ou moins gros, d'une couleur rouge, très éclatante, analogue à celle du cuivre. Sa densité = 5,3. Il est cassant, inaltérable à l'air, infusible à la plus haute température que l'on puisse produire dans nos fourneaux ordinaires. Il est dur et raie l'acier. Aucun acide ne le dissout. Le métal que l'on obtient par la décomposition du chlorure titanico ammonique dans un courant de gaz ammoniac et à l'aide de la chaleur, constitue de petites paillettes rouges, qui, chauffées à l'air, brûlent et se transforment en acide titanique. Elles se dissolvent dans l'acide azotique et dans l'eau régale.

Oxide titanique.

Prop. Poudre noire, possédant un faible éclat métallique, insoluble dans les acides; il se transforme difficilement en acide titanique même lorsqu'on le soumet à une très haute température au contact de l'air. On le prépare en chauffant de l'acide titanique dans un creuset brasqué, dans lequel il se réduit partiellement.

F. Ti O. P. at. 403,66.

Acide titanique.

Prop. L'acide naturel (rutile, anatase) est cristallisé sous forme de prismes droits à quatre pans, d'un brun rougeâtre, transparents et capables de rayer le verre. L'acide artificiel est une poudre blanche que la chaleur jaunit et qui après avoir été exposée à une haute température devient insoluble dans tous les acides à l'exception de l'acide sulfurique concentré et bouillant et du fluorure hydrique. Joue le rôle d'acide et de base faibles. Les titanates les plus remarquables sont ceux que l'on trouve dans la nature. Le *sphène* ou *titanite* = $(2\text{SiO}^2 + \text{CaO}) + (3\text{TiO}^2 + \text{CaO})$ et le titanate ferreux (Nigriac, Ménakanite = $\text{TiO}^2 + \text{FeO}$) sont ceux que l'on rencontre le plus souvent. Le dernier est ordinairement mélangé à du titanate calcique, magnésique ou manganeux.

Ti O². P. at. 503.66.

SELS TITANIQUES.

Ils ont été peu étudiés. L'eau les décompose, surtout à la température de l'ébullition et met de l'acide titanique en liberté. L'infusion de noix de galle les précipite en orange. Les alkalis y forment un précipité blanc (Berz.)

TANTALE.

Syn. Columbium.

Et. n. Très rare. Comme acide tantalique combiné à différents oxides.

Prop. Poudre noire, qui sous le brunissoir prend l'éclat métallique; il est mauvais conducteur de l'électricité. Il ne se dissout que très difficilement et à l'aide d'une longue ébullition dans l'acide sulfurique et dans l'eau régale. Le fluorure hydrique le dissout avec facilité. Chauffé au contact de l'air il se transforme en acide tantalique. S'extrait du fluorure tantalico-potassique à l'aide du potassium et de la chaleur.

Hist. Il fut découvert par Hatchett en 1810 dans un minéral américain et nommé par lui *Erithrynum*. En 1802 Ekberg le découvrit dans un minéral de Suède. Wollaston prouva plus tard l'identité des deux produits.

Oxide tantalique.

Prop. Substance d'un gris foncé, poreuse, donnant une poudre brune. Se forme lorsque l'on calcine l'acide tantalique dans un creuset brasqué.

F. Ta O. *P. at* 1253,72.

Acide tantalique.

Prop. Poudre blanche, pesante et après calcination, insoluble dans tous les acides. Sa densité est de 5,6.

Les tantalates naturels sont *l'yttrotalite jaune* ($= \text{Ta}^2 \text{O}^3 + \left\{ \begin{array}{l} 3\text{YO} \\ \text{U}^2\text{O}^3 \end{array} \right\}$) et *noire* ($= \text{Ta}^2 \text{O}^3 + 3 \left\{ \begin{array}{l} \text{CAO} \\ \text{YO} \\ \text{FeO} \end{array} \right\}$) et le *tantalite* ($= (\text{Ta}^2 \text{O}^3 + \text{FeO}) + (\text{Ta}^2 \text{O}^3 + \text{MuO})$).

F. Ta²O³. *P. at.* 260,43.

TUNGSTÈNE.

Syn. Wolfram.

Et. n. Principalement à l'état de tungstate ferrosomaneux (Wolfram).

Prop. Couleur grise de fer, cassant, très dur, d'une densité de 17,22. Il se fond difficilement. Il est inaltérable à l'air. A l'état pulvérulent il s'y enflamme à une haute température et se convertit en acide tungstique. S'obtient par la réduction de son oxide, au moyen de l'hydrogène.

Oxide tungstique.

Prop. Poudre brune, foncée, qui, à une haute température s'enflamme à l'air et se transforme en acide tungstique. On l'extrait du Wolfram. A cet effet on le calcine avec un poids double de carbonate potassique, on traite à l'eau et on ajoute du sel ammoniac à la liqueur. Puis on évapore et on chauffe jusqu'à fusion. On traite de nouveau à l'eau et après avoir séparé l'oxide par le filtre on le lave à la potasse caustique (Woehler).

F. WO³. *P. at.* 1383,0.

Acide tungstique.

Prop. Poudre d'un jaune de soufre, soluble dans les alkalis avec lesquels il forme des sels particuliers, cristallisables. Les acides n'en précipitent point de l'acide tungstique parfaitement pur. Au contact d'une lame de zinc et

de chlorure hydrique faible, il se colore d'abord en bleu foncé, et se transforme ensuite en oxyde, qui apparaît sous forme de petites paillettes d'une couleur cuivrée. L'hydrogène ne le réduit que partiellement à une faible température. A une température élevée, la réduction est complète.

Prép. On décompose le tungstate calcique naturel par l'acide azotique.

F. WO^3 . *P. at.* 1483,0.

Les tungstates naturels sont : 1° le tungstate calcique ($= \text{WO}^3 + \text{CaO}$). Il est sous forme de cristaux octaédriques blancs ou incolores, pesants, analogues à ceux du sulfate barytique. 2° Le tungstate plombique ($= \text{WO}^3 + \text{PbO}$). Petits cristaux bruns, insolubles dans l'eau. 3° Le Wolfram ($= (\text{WO}^3 + \text{MnO}) + (\text{WO}^3 + 3 \text{FeO})$). Prismes quadrilatères noirs, luisants, d'une densité de 6,8—7,4.

MOLYBDÈNE (1).

Et. nat. A l'état de sulfure, d'acide molybdique et d'molybdate plombique. Il est assez rare.

Prop. Sa couleur se rapproche de celle de l'argent; il a beaucoup d'éclat; il est assez cassant et se fond très difficilement. Sa densité est de 8,6. Il se dissout dans l'acide azotique. Le chlorure et le fluorure hydrique ne l'attaquent pas. On peut l'extraire de l'acide molybdique en le réduisant au feu, soit par le charbon soit par l'hydrogène. Obtenu par l'intermédiaire de ce dernier, il est gris et pulvérulent et s'acidifie facilement à l'air, lorsqu'on l'expose à une température élevée.

Oxyde molybdeux.

Prop. Il est noir et après calcination, insoluble dans les acides. Son hydrate est également noir, s'oxyde facilement à l'air, se dissout bien dans les acides et dans le carbonate ammoniac. On le prépare en versant du chlorure hydrique dans un molybdate, en y plongeant ensuite une lame de zinc et en le précipitant par l'ammoniaque. Le précipité doit être séché dans le vide.

F. MoO . *P. at.* 698,52.

(1) De *μολυβδαίη*, minéral de plomb

Oxide molybdique.

Prop. Poudre brune foncée, insoluble dans l'eau et dans les acides. Son hydrate est couleur de rouille. Se forme par la calcination du molybdate sodique avec le chlorure ammonique.

F. MoO^3 *P. at.* 798,52.

Acide molybdique.

Prop. Blanc, cristallin, fusible et sublimable. Il se dissout difficilement dans l'eau. Sa densité est de 3,49. Il se combine facilement aux oxides alcalins et forme avec eux des sels solubles et cristallisables.

Dans la nature il est combiné à l'oxide plombique ($\text{MoO}^3 + \text{PbO}$) et constitue un sel cristallisé en octaèdres ou en prismes quarrés jaunes, d'une densité de 5,69 à 6,8 et solubles dans l'acide azotique.

Prép. On décompose le molybdate ammonique par la chaleur, ou bien on traite l'oxide molybdique par l'acide azotique.

F. MoO^3 *P. at.* 898,52.

Quadrिमolybdate molybdique.

En faisant bouillir dans de l'eau un mélange de 3 p. d'oxide et de 4 p. d'acide molybdiques, on obtient une liqueur d'un beau bleu, qui par l'évaporation donne une poudre de la même couleur, faiblement soluble dans l'alcool, rougissant le papier de tournesol, que les alkalis convertissent en molybdate et en oxide molybdique.

F. $4\text{MoO}^3 + \text{MoO}^3$. *P. at.* 4392,60.

Sulfure molybdique.

Prop. Cristallise en tables quarrés d'une couleur plombée, métallique, d'une densité de 4,40 à 4,73, décomposable par le grillage en acides molybdique et sulfurique.

F. MoS^2 . *P. at.* 1000,84.

Le molybdène forme en outre, d'après M Berzélius deux sulfides dont la formule est MoS^3 et MoS^4 .

SELS MOLYBDEUX.

Caract. Couleur noire ou pourpre , saveur astringente , sans arrière gout métallique. La potasse les précipite en brun foncé. Le cyanure ferroso potassique y produit un précipité de la même couleur , soluble dans un excès de cyanure. Leurs dissolutions s'oxydent moins facilement que celles des sels molybdiques.

SELS MOLYBDIQUES.

Caract. Anhydres , ils sont presque noirs ; hydratés , ils sont rouges ; leur saveur est astringente et métallique. Le cyanure ferroso potassique y occasionne un précipité brun insoluble dans un excès. L'infusion de noix de galle les colore en jaune orange foncé et y produit un faible précipité brunâtre. Le zinc les noircit et précipite de l'oxide molybdique zincifère.

VANADIUM.

Et. nat. Se trouve dans les minerais de fer de la mine de Taberg en Suède et par suite dans le fer et les scories qui en proviennent. Le vanadate plombique se rencontre à Zimapan au Mexique , à Wanlockhead en Ecosse et à Beresow en Sibérie.

Prop. Poudre noirâtre , prenant l'éclat métallique sous le brunissoir ; bon conducteur du fluide électrique ; s'enflamme au-dessous de la chaleur rouge et se convertit en oxide vanadique. On l'obtient aussi quelques fois sous forme de petites paillettes blanches , très facilement réductibles en poudre grise. Il est soluble dans l'acide azotique et dans l'eau régale. Sa dissolution est bleue. L'acide sulfurique , le chlorure et le fluorure hydrique concentrés et bouillants sont sans action.

Prép. On réduit l'acide vanadique par le potassium ou bien l'on décompose le chlorure ammoniovanadique saturé d'ammoniaque , par la chaleur.

Hist. Del Rio l'entrevit en 1801 dans le vanadate plombique de Zimapan, M. Sefström le découvrit en 1830 dans le fer de Suède.

Sousoxide vanadique.

Prop. Poudre noire, cristalline, d'un éclat faiblement métallique, bon conducteur de l'électricité. Il est infusible au feu et s'oxide à l'air et dans l'eau. Il est insoluble dans les acides et dans les alkalis. Se forme par la réduction partielle de l'acide vanadique au moyen de l'hydrogène.

F. VO. P. at. 956,89.

Oxide vanadique.

Prop. Poudre noire. Son hydrate est d'un gris pâle; à l'air il se verdit ou se brunit promptement et se convertit en acide vanadique. Il est soluble dans les acides et dans les carbonates alkalis. Se prépare par la calcination d'un mélange intime de 5 p. de sous oxide et de 6 p. d'acide vanadiques.

F. VO². P. at. 1056,89.

Acide vanadique.

Prop. Poudre de couleur de rouille, fusible et partiellement décomposable au feu. Il est très peu soluble dans l'eau et rougit le papier de tournesol. Il se dissout facilement dans les acides. Avec le chlorure hydrique il forme une espèce d'eau régale, capable de dissoudre l'or et le platine. On l'extrait du vanadate ammonique en l'exposant à une chaleur modérée.

L'acide vanadique, se combine en plusieurs rapports avec l'oxide vanadique et forme avec lui des composés solubles dans l'eau et d'une couleur tantôt pourpre, tantôt orange ou verte.

F. VO³. P. at. 1156,89.

SELS VANADIQUES.

Caract. A l'état hydraté ils sont bleus ou verdâtres, à l'état anhydre ils sont bruns ou verts. La plupart sont solubles dans l'eau et leur dissolution est généralement bleue. Leur saveur est astringente légèrement douceâtre. La potasse et la soude y produisent un précipité d'abord gris ensuite brun. Un excès de ces bases dissout le précipité et colore la liqueur en brun. L'ammoniaque donne un précipité brun, soluble sans coloration dans un excès

de cette base. Les carbonates alcalins les précipitent en gris pâle; le sulfide hydrique est sans action; les sulfures solubles occasionnent un précipité noir, soluble dans un excès, avec coloration en pourpre; le cyanure ferroso potassique un précipité jaune citron, verdissant à l'air, l'infusion de noix de galle un précipité bleu foncé.

CHROME (1).

Et. nat. A l'état d'oxide soit isolé soit combiné à l'oxide ferrique (fer chromé) et à celui de chromate plombique (plomb rouge) ou cuivrique. Il s'en trouve une petite quantité dans la serpentine.

Prop. Il possède la couleur de l'acier; il est très cassant et se fond très difficilement. Sa densité est de 6,0. Il est insoluble dans les acides. L'eau régale l'attaque difficilement. Il se dissout dans le fluoride hydrique. Le nitre le convertit en chromate potassique.

Ext. On mélange l'oxide chromique avec de la poudre de charbon et on l'expose à une température très élevée.

Hist. Vauquelin et Klaproth le découvrirent presque en même temps en 1797.

Oxide chromique.

Prop. Il est sous forme d'une poudre verte ou de cristaux dont la forme cristalline est la même que celle de l'oxide ferrique. Ils sont durs, noirs et possèdent l'éclat métallique. Cet oxide est infusible et ne se dissout plus dans les acides, après calcination. Il est irréductible par l'hydrogène. Le charbon ne le décompose qu'à la plus haute température. C'est à sa présence que l'émeraude doit sa couleur verte.

Prép. On décompose au feu, soit le chromate mercureux, soit un mélange de bichromate potassique, de chlorure ammonique et de carbonate sodique. On peut, également se le procurer en précipitant la dissolution bouillante de chromate potassique par une dissolution également bouillante de persulfure potassique. On en fait usage dans la peinture sur porcelaine et dans la fabrication des émaux.

F. Cr² O³ *P. at.* 1003,631.

(1) De χρῶμα, couleur.

Oxide ferrico-chromique.

Prop. Ce composé se trouve dans la nature cristallisé sous forme d'octaèdres ou en masses amorphes d'une couleur brune foncée, sans éclat, d'une densité de 4,00 — 4,50. Il se fond à une haute température. Sert à la fabrication du chromate potassique.

F. $\text{Fe}^2 \text{O}^3 + \text{Cr}^2 \text{O}^3$, *P. at.* 1982,04.

Peroxyde chromique.

Syn. Oxide suschromique (Berz).

Prop. Poudre brune, foncée, soluble dans les acides, décomposable au feu en oxygène et en oxide chromique. On l'obtient en décomposant l'azotate chromique à une température peu élevée ou en versant de l'acide sulfureux dans l'acide chromique. D'après M. Maus cet oxide serait du chromate chromique.

F. Cr O^2 . *P. at.* 551,82.

Acide chromique.

Prop. Cristallise en aiguilles aplaties, rouges, d'un volume assez considérable, déliquescentes à l'air. La chaleur les décompose en oxygène et en oxide chromique. Il est très soluble dans l'eau. Sa dissolution est d'un brun jaunâtre très foncé. L'alcool le dissout également; cette dissolution se décompose au bout de quelque temps: de l'oxide chromique se dépose. Cette décomposition marche plus rapidement à l'aide de la lumière ou de la chaleur. Elle a lieu en outre par un grand nombre d'autres corps, tant organiques qu'inorganiques, capables de s'emparer d'une partie de l'oxygène de l'acide. Tels sont l'ammoniaque, le chlorure hydrique etc. Sa dissolution aqueuse très concentrée, enflamme le papier. Sa saveur est astringente. Il colore la peau en jaune. Il se combine avec l'acide sulfurique et forme un composé cristallisable sous forme de petits octaèdres, couleur de rubis. Cet acide double se décompose plus facilement que l'acide chromique. L'acide chromique est isomorphe avec l'acide sulfurique.

Prép. On décompose le fluorure chromique par l'eau (Unverdorben), ou bien une dissolution concentrée et bouillante de bichromate potassique par le fluosilicure hydrique (Maus).

F. Cr O_3 . *P. at.* 651,82.

Chlorure chromique.

Prop. Substance cristalline rose, sublimable sans décomposition en petites paillettes brillantes de la même couleur. Son hydrate et sa dissolution aqueuse et alcoolique sont verts. Calciné à l'air il se décompose et donne de l'oxide chromique d'un beau vert.

Prép. On dirige du chlore bien sec, sur un mélange intime de charbon et d'oxide chromique contenu dans un tube de porcelaine et porté au rouge.

F. $\text{Cr}^2 \text{Cl}^3$. *P. at.* 2031,59.

Perchlorure chromique.

Prop. Ce composé se forme par l'action du chlorure hydrique sur le peroxide chromique, est liquide, d'une couleur rouge, se décompose en dégageant du chlore, par la concentration.

F. CrCl_4 . *P. at.* 1237,12.

Oxi-chloride chromique.

Prop. Liquide d'un rouge de sang, répandant à l'air des vapeurs abondantes et de la même couleur que l'acide azoteux. A la chaleur rouge obscure, il se décompose en oxigène, en chlore et en oxide chromique cristallisé. Il enflamme l'alcool et se décompose par l'eau en acide chromique et en chlorure hydrique.

Prép. On fait fondre un mélange de 10 p. de chlorure sodique sec et de 17 p. de bichromate potassique, puis on distille avec 30 p. d'acide sulfurique fumant.

F. $\text{CrCl}^5 + 2 \text{CrO}^3$ d'après M. Roze et $\text{Cr} \left. \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{Cl}_2 \end{array} \right\}$ d'après

M. Liebig. D'après la formule de M. Rose son poids atomique serait 2983,41; d'après celle de M. Liebig, il ne serait que 894,47.

Fluoride chromique.

Prop. Liquide rouge jaunâtre, très volatil, formant à l'air des vapeurs jaunes sur les bords, rougeâtres dans leur milieu. La moindre humidité le décompose en acide chromique et en fluorure hydrique. Il attaque facilement le verre et se convertit en acide chromique et en fluorure silicique.

Il agit d'une manière très délétère sur les poumons. On le prépare par la distillation, dans des vases de plomb ou de platine, d'un mélange de chromate potassique, de fluorure calcique et d'acide sulfurique fumant.

F. $\text{Cr}^2 \text{F}^6$. *P. at.* 1405,03.

SELS CHROMIQUES.

Caract. Ils sont verts ou violets. Leur saveur est douceâtre, astringente. La potasse les précipite en gris-verdâtre; le cyanure ferroso potassique en vert et l'infusion de noix de galle en brun.

Sulfate chromique.

Prop. Il constitue une matière cristalline verte, qui devient insoluble dans l'eau par une légère calcination.

F. $3 \text{SO}^3 + \text{Cr}^2 \text{O}^3$. *P. at.* 2507,13.

Sulfate chromico potassique.

Syn. Alun de chrome.

Prop. Possède exactement la même forme cristalline et la même composition que l'alun ordinaire. Les cristaux sont octaédriques, d'une couleur améthyste foncée et contiennent, 24 at. d'eau de cristallisation; leur solution, est bleue verdâtre. Se forme par le mélange et l'évaporation spontanée des deux sulfates.

F. $(3 \text{SO}^3 + \text{Cr}^2 \text{O}^3) + (\text{SO}^3 + \text{KO})$. *P. at.* 3598,21.

CHROMATES.

Caract. Ils sont remarquables par leur couleur jaune, orange ou rouge. Au chalumeau ils colorent les flux en vert. Mélangés à un chlorure ou un fluorure et distillés avec de l'acide sulfurique fumant ils donnent une vapeur rutilante, liquéfiable. Les chromates solubles sont précipités en jaune orangé par les sels plombiques; en rouge par les sels mercurieux et en rouge pourpré par les sels argentiques. L'acide chromique forme des sels neutres, des bichromates et des chromates sesqui et bibasiques.

Chromate potassique.

Prop. Il est isomorphe avec le sulfate potassique. Ses cristaux sont d'un jaune clair, transparents, inattaquables

à l'air, très solubles et colorant fortement la liqueur en jaune. Ils se fondent lentement et sans décomposition par la chaleur. Sa dissolution aqueuse verdit par l'action soit de l'acide sulfureux, soit d'un mélange d'alcool et d'acide sulfurique et se change en *alun de chrome*. Sa réaction par l'acide sulfurique se fait avec un dégagement considérable de calorique.

Il s'obtient en calcinant la poudre de l'oxide ferrico-chromique naturel avec le double de son poids de nitre. On dissout la masse dans l'eau, on filtre, on sature l'excès de potasse par l'acide azotique et on évapore. Il est employé en teinture et sert à la préparation d'un grand nombre de chromates insolubles.

F. $\text{CrO}^3 + \text{KO}$. *P. at.* 1241,73.

Bichromate potassique.

Prop. Cristallise en gros prismes quarrés, d'un beau rouge, transparents, fusibles à la chaleur rouge; solubles dans 10 p. d'eau froide, insolubles dans l'alcool. S'obtient en traitant le sel précédent par l'acide azotique ou acétique

F. $2 \text{CrO}^3 + \text{KO}$. *P. at.* 1893,55.

Chromate baritique.

Prop. Poudre jaune insoluble dans l'eau, soluble dans les acides chromique et azotique. Se prépare par voie de double décomposition.

F. $\text{CrO}^3 + \text{BaO}$. *P. at.* 1608,70

Chromate plombique

Syn. Jaune de chrome; chromate de plomb.

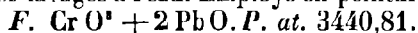
Prop. Le chromate naturel (plomb rouge), est sous forme de prismes rouges, d'une densité de 5,7 à 6,0. Le sel artificiel constitue une poudre d'une belle couleur jaune orangée, insoluble dans l'eau, soluble dans la potasse. Se prépare par double décomposition. Il est employé en teinture et dans l'analyse des substances organiques.

F. $\text{CrO}^3 + \text{PbO}$. *P. at.* 2046,31.

Chromate biplombique.

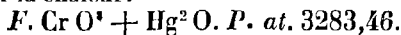
Prop. Poudre de la couleur du cinnabre Se forme p. 1

la fusion du sel précédent avec du nitre. On le purifie par des lavages à l'eau. Employé en peinture.



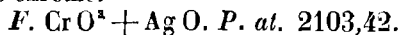
Chromate mercureux.

Prop. Poudre rouge, décomposable en oxide chromique par la chaleur.



Chromate argentine.

Prop. On l'obtient par voie de double décomposition; il est pulvérulent et possède une couleur pourprée. En plongeant une lame d'argent dans une dissolution de chromate potassique et en y ajoutant de l'acide sulfurique, du bichromate argentine se dépose sur la lame sous forme de petits cristaux rouges foncés, luisants. La liqueur contient de l'alun de chrome.



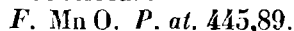
MANGANÈSE (1).

Et. nat. Son minerai le plus abondant est le peroxide manganique.

Prop. Couleur grise, d'un faible éclat métallique, très cassant; cassure à grain fin; il est dur et très peu fusible. Il s'oxide facilement à l'air et décompose l'eau à la température ordinaire. S'extrait par l'action du charbon sur l'oxide manganique à la température la plus élevée que l'on puisse produire.

Oxide manganoux.

Prop. Poudre grise verdâtre, très foncée. Il se convertit en oxide manganoso-manganique lorsqu'on le chauffe au contact de l'air. Se prépare en chauffant du carbonate manganoux dans un courant d'hydrogène. Son hydrate est blanc. L'air le colore promptement en noir et le transforme en oxide manganique. Se précipite en versant de la potasse dans la dissolution d'un sel manganoux. Il est isomorphe avec l'oxide ferreux.



(1) De *μαγγανου* enchantement.

Oxide manganique.

Prop. Se rencontre dans la nature à l'état anhydre (braunite) et à l'état hydraté (manganite). Le premier est noir lorsqu'il est en masses. Sa poudre est brunâtre. Le second est cristallisé sous forme de prismes rhomboïdaux, de couleur gris de fer. Sa poudre est brune. Il est isomorphe avec l'oxide ferrique, auquel il se trouve souvent mélangé.

F. $Mn^2 O^3$. *P. at.* 991,77.

Oxide manganoso-manganique.

Prop. Se trouve cristallisé dans la nature (hausmannite). L'oxide artificiel constitue une poudre brune. C'est à sa présence que l'améthyste doit sa belle couleur. Il la communique également au verre. Se produit par la calcination du carbonate manganoux au contact de l'air ou par celle du peroxide manganique.

F. $Mn O + Mn^2 O^3$. *P. at.* 1437,66.

Peroxide manganique.

Syn. Manganèse; magnésie noire; savon de verriers; pyrolusite des minéralogistes.

Prop. La nature nous l'offre sous forme de prismes quarrés ou hexaèdres ou de masses amorphes de la couleur et de l'éclat de l'acier. Sa densité est de 3,69 — 3,76. La chaleur ne lui enlève que le tiers = 12,21 % de son oxigène et le convertit en oxide manganoso manganique. L'acide sulfurique le transforme en sulfate manganoux et en dégage 18,3 % d'oxigène. L'acide sulfureux, le chlorure hydrique et un grand nombre de corps avides d'oxigène le décomposent. On l'exploite pour les besoins des arts, l'extraction de l'oxigène, la fabrication du chlore et des oxido-chlorures, la décoloration du verre, la peinture sur porcelaine, etc.

F. $Mn O^2$. *P. at.* 545,89.

Acide manganique.

En faisant fondre au contact de l'air un mélange de parties égales de peroxide manganique bien pulvérisé et d'oxide ou d'azotate potassique, on obtient une masse noire (carméleon minéral) qui projetée dans l'eau se dissout partiellement.

ment et la colore en vert foncé. Par l'exposition à l'air, la couleur verte se change bientôt en bleu, en violet et enfin en rouge. En évaporant la solution verte dans le vide on obtient d'après M. Mitscherlich, des cristaux verts de manganate potassique, qui ont la même forme cristalline que ceux du sulfate de la même base. On n'est pas encore parvenu à isoler l'acide manganique.

F. Mn O⁴. P. at. 645,89.

Acide permanganique.

Prop. N'est connu qu'à l'état de dissolution dans l'eau. Elle est d'un beau rouge. Sa décomposition commence déjà à la température ordinaire. A + 40° elle est instantanée. Il se dégage de l'oxygène; du peroxide manganique se précipite. Les substances organiques et un grand nombre d'autres corps oxidables, la décomposent également avec beaucoup de facilité. Il est isomorphe avec l'acide perchlorique.

Prép. On décompose le permanganate barytique par l'acide sulfurique et on décante. Si l'on essayait de filtrer, le papier décomposerait l'acide.

F. Mn³ O⁷. P. at. 1391,77.

Chlorure manganeux.

Prop. Substance cristalline, d'un brun pâle, fusible. Il se dissout très facilement dans l'eau, et cristallise en tables quarrées roses contenant 41,32 % = 10 at. d'eau, s'effleurissant à une faible chaleur. Il est soluble dans l'alcool. C'est le produit de la décomposition du peroxide manganique par le chlorure hydrique. Il est employé en teinture.

F. Mn Cl². P. at. 788,54.

SELS MANGANEUX.

Caract. Incolores ou légèrement colorés en rose. Les alkalis y occasionnent un précipité blanc, qui par le contact de l'air se jaunit, se brunit ensuite et finit par être complètement noir. L'ammoniaque ne précipite que la moitié de l'oxide des sels neutres et forme un sel double avec le reste. Lorsque le sel est acide il n'y a aucune action. Les carbonates alcalins et le cyanure ferroso-potassique donnent un précipité blanc, qui au bout de quelque temps prend une couleur améthyste par son exposition à l'air. Les sulf-

hydrates y produisent un précipité rouge brique. Le sulfide hydrique et la noix de galle sont sans action. Aucun métal n'en précipite le manganèse.

SELS MANGANIQUES.

Caract. Leur couleur est ordinairement d'un violet foncé, facilement décomposables en sels manganoux avec dégagement d'oxygène.

Ils sont peu connus.

Permanganate potassique.

Prop. Cristaux prismatiques, d'une couleur rouge très foncée, à reflet vert, métallique. Leur dissolution est d'un pourpre magnifique; une petite quantité de sel suffit pour produire cet effet. La plupart des corps combustibles le décomposent. Il détonne avec le phosphore et avec le soufre. La chaleur rouge le réduit en manganate et en peroxide. Il est isomorphe avec le perchlorate potassique.

Prép. On fait fondre un mélange de chlorate et d'oxide potassique dans un creuset de platine et on y ajoute un excès de peroxide manganique en poudre fine. On dissout le produit dans l'eau, on décante et on évapore.

F. $Mn^2 O^7 + KO. P. at.$ 1981,69.

ANTIMOINE.

Syn. Stibium, régule d'antimoine.

Ét. nat. En petite quantité à l'état réduit et plus généralement à celui de sulfide hypantimonieux.

Prop. Sa couleur se rapproche de celle de l'étain; il possède un grand éclat; il est cassant et facilement réductible en poudre. Sa texture est cristalline, feuilletée. Sa densité = 6,7. Il se fond à 432°, se volatilise difficilement et s'enflamme au contact de l'air, à une température élevée. Il communique aux doigts une odeur particulière.

Ext. On l'extrait généralement du sulfide hypantimonieux du commerce. A cet effet on le fait fondre avec un mélange de charbon et de potasse, que l'on peut remplacer par 1 $\frac{1}{2}$ p. d'azotate et 3 p. de tartrate potassiques, sur 4 p. de sulfide. Ainsi obtenu, le métal contient d'ordinaire de l'arsenic, qu'il convient de lui enlever surtout lorsqu'on le destine à des préparations pharmaceutiques.

Le procédé le plus convenable pour arriver à ce but, con-

siste à faire fondre 1 p. d'antimoine en poudre avec 1 ½ p. d'azotate potassique et 1 p. de carbonate sodique. Il en résulte de l'antimonié et de l'arsénié alcalins. Ce dernier étant seul soluble dans l'eau est enlevé par ce liquide bouillant. Après avoir lavé convenablement le résidu, on le sèche et on le réduit par le charbon (Woehler).

Us. Il sert à préparer la plupart de ses composés.

Hist. Sa découverte est due à Basile Valentin. Ce n'est que depuis peu qu'on le connaît à l'état de pureté parfaite.

Oxide antimonique.

Syn. Fleurs d'antimoine; fleurs argentines.

Prop. Ce composé se rencontre en petites quantités dans la nature. Il est en poudre blanche ou en aiguilles brillantes de la même couleur et d'une densité de 5,778. Il est fusible, sublimable à une température élevée, insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique et soluble dans le chlorure hydrique. L'hydrogène, le charbon et le soufre le décomposent à l'aide de la chaleur. Se forme par l'action de l'air sur de l'antimoine fondu. Il est employé en médecine.

F. Sb^2O^3 . *P. at.* 1912,90.

Acide antimonieux.

Prop. Poudre blanche, infusible, fixe au feu, insoluble dans l'eau et d'une densité de 6,525. Son hydrate rougit le papier de tournesol. On l'obtient par le grillage du sulfure hypantimonieux (cendres d'antimoine), ou par la décomposition au feu, de l'acide antimonique.

F. Sb^3O^5 . *P. at.* 2012,90.

Acide antimonique.

Syn. Bezoard minéral.

Prop. Poudre d'un jaune clair dont la couleur se fonce au feu. Il est insoluble dans l'eau et décomposable par la chaleur en acide antimonieux. Son hydrate est blanc et rougit le papier de tournesol. Cet acide se produit par la déflagration de l'antimoine avec le nitre ou par l'action de l'eau sur le perchlorure antimonique. Plusieurs antimoniés rougissent subitement lorsqu'on les chauffe, sans qu'il en résulte la moindre perte et sont ensuite indécomposables par les

acides. Il est employé en médecine sous le nom d'*antimoine diaphorétique lavé*.

F. $\text{Sb}^1 \text{O}^1$. P. at. 2112,90.

Sulfide hypantimonieux.

Syn. Antimoine crud; sulfure d'antimoine, sulfure antimonique

Prop. La nature nous l'offre à l'état isolé et cristallisé sous forme de prismes quarrés ou hexaèdres obliques, sous celle de petites aiguilles ou bien en masses rayonnées, d'une couleur grise bleuâtre, d'un grand éclat métallique et d'une densité de 4,1 à 6. Il est cassant et se laisse facilement réduire en poudre. A l'état de division extrême il paraît brun. Il est plus fusible que l'antimoine réduit et sublimable. Il est soluble dans les carbonates alcalins et dans le chlorure hydrique. Il se combine aux sulfures et forme des sulfosels. Plusieurs de ces composés se trouvent cristallisés dans la nature. L'hydrogène le réduit. Il peut s'obtenir par la combinaison immédiate de ses éléments à l'aide de la chaleur.

Préparé par voie humide, par exemple, en faisant passer un courant de sulfide hydrique à travers une dissolution aqueuse d'un sel antimonique, il constitue une poudre d'un brun rougeâtre.

En faisant fondre 1 p. de carbonate potassique avec $2\frac{2}{3}$ p. de poudre fine de sulfide hypantimonieux, en dissolvant le produit dans l'eau et en filtrant la dissolution bouillante; ou mieux, en faisant bouillir cette même poudre avec une dissolution de carbonate sodique et en filtrant également à chaud, les liqueurs passent incolores et laissent déposer par le refroidissement une matière pulvérulente brune. Ce précipité, que l'on connaît généralement sous le nom de *Kermès minéral*, est du sulfide hypantimonieux qui est combiné à une petite quantité de sulfure potassique et qui en outre a entraîné un peu d'oxide potassique et antimonique.

Us. Il sert à l'extraction de l'antimoine, à la préparation de quelques composés de ce métal et à celle du sulfide hydrique. Il est employé en médecine.

F. $\text{Sb}^2 \text{S}^1$. P. at. 2216,40.

Oxido bisulfure antimonique.

Prop. Ce composé se rencontre dans la nature sous forme

de prismes rhomboïdaux rouges cerise, transparents, dont la densité est de 4,0 — 4,6. On peut l'obtenir par l'art en grillant incomplètement le sulfide hypantimonieux. Il se présente alors sous forme d'une matière vitreuse, transparente, d'une couleur rouge foncée (verre d'antimoine). On prépare encore ce même composé par la déflagration de parties égales de sulfide hypantimonieux et de nitre. On lave et on sèche le produit. Cette méthode le donne sous forme d'une poudre de couleur de rouille (safran des métaux). Il est employé en médecine sous ces diverses modifications.

F. $\text{Sb}^{\circ}\text{O}^{\circ} + 2\text{Sb}^{\circ}\text{S}^{\circ}$. *P. at.* 6345,70.

Sulfide antimonieux.

Prop. Poudre rouge de feu, qui abandonne du soufre par l'action de la chaleur et se dissout dans le chlorure hydrique avec dégagement de sulfide hydrique et dépôt de soufre. Il se produit en faisant passer un courant de sulfide hydrique à travers une dissolution très étendue d'antimonite potassique aiguisée par du chlorure hydrique.

F. $\text{Sb}^{\circ}\text{S}^{\circ}$. *P. at.* 2417,563.

Sulfide antimonique.

Syn. Soufre doré d'antimoine.

Prop. Poudre jaune orangée, que la chaleur décompose en soufre et en sulfide hypantimonieux.

Prép. On traite le chlorure antimonique par le sulfide hydrique, ou bien l'on fait fondre ensemble 4 p. de carbonate potassique, 5 p. de sulfide hypantimonieux et 1 p. de soufre. La dissolution aqueuse de ce produit est filtrée et décomposée par l'acide sulfurique. Le sulfide se précipite sous un fort dégagement de sulfide hydrique. Il est employé en médecine.

F. $\text{Sb}^{\circ}\text{S}^{\circ}$. *P. at.* 2618,73.

Chlorure hypantimonieux.

Syn. Protochlorure d'antimoine, beurre d'antimoine.

Prop. Substance incolore, cristalline que la chaleur transforme d'abord en un liquide oléagineux et volatilise ensuite. L'eau le convertit en une poudre blanche, insoluble (poudre d'Algaroth = $\text{Sb}^{\circ}\text{Cl}^{\circ} + \text{Sb}^{\circ}\text{O}^{\circ}$) et en chlorure qui

se dissout à la faveur du chlorure hydrique formé aux dépens de l'hydrogène de l'eau décomposée. Ce dernier s'obtient à un état très concentré par la distillation d'un mélange de verre d'antimoine, de sel marin et d'acide sulfurique. Il sert à bronzer le fer.

F. $\text{Sb}^2 \text{Cl}^6$. *P. at.* 2940,86.

Chlorure antimonieux.

Prop. Liquide jaunâtre que l'on obtient par la dissolution de l'acide antimonieux dans du chlorure hydrique concentré et que l'eau décompose de nouveau en ces deux produits.

F. $\text{Sb}^2 \text{Cl}^6$. *P. at.* 3383,51.

Chlorure antimonique.

Prop. Liquide incolore, très volatil, fumant fortement à l'air, décomposable par l'eau en acide antimonique et en chlorure hydrique. Cette décomposition est accompagnée d'un dégagement considérable de chaleur. Se forme par l'action du chlore sur l'antimoine.

F. $\text{Sb}^2 \text{Cl}^{10}$. *P. at.* 3826,16.

Alliages d'antimoine.

L'antimoine s'allie facilement à un grand nombre de métaux. Il les rend en général plus cassants et plus durs. Les alliages d'antimoine et de potassium, et d'antimoine et de sodium sont cassants et décomposables à l'air et dans l'eau. L'antimoine se réduit. On les obtient en chauffant fortement un mélange de poudre d'antimoine et de bitartrate potassique ou sodique.

Les caractères d'imprimerie sont faits avec un alliage de plomb et d'antimoine dans lequel ce dernier entre pour $\frac{7}{8}$ à $\frac{1}{16}$. On y ajoute quelques fois un peu de bismuth et de zinc.

Le *pewter* des Anglais ou le métal dont on fabrique les théières etc., est un alliage de 12 p. d'étain et de 1 p. d'antimoine. Il est blanc, assez dur et se ternit promptement à l'air.

Sels antimoniques.

Caract. Blancs ou incolores, décomposables par l'eau. La présence de l'acide tartrique s'oppose à cette décomposition. La potasse et la soude y produisent un précipité blanc so-

luble dans un excès de ces alkalis. L'ammoniaque donne un précipité de la même couleur, insoluble dans un excès; le sulfide hydrique et les sulfhydrates un précipité brun orangé. Une lame de fer ou de zinc en précipite de l'antimoine réduit, sous forme d'une poudre noire. Leur saveur est faiblement métallique; la plupart provoquent le vomissement.

Hyposulfantimonite sodique.

Prop. Forme de gros cristaux incolores très solubles dans l'eau et qui se conservent bien à l'air. Les acides précipitent de sa dissolution aqueuse du sulfide hypantimonieux de couleur rouge de feu. On l'obtient en faisant fondre 4 p. de sulfide hypantimonieux, avec 8 p. de sulfate sodique sec et avec 2 p. de charbon, en dissolvant le produit dans une petite quantité d'eau bouillante. Par le refroidissement, le sel cristallise.

f. $\text{Sb}^2 \text{S}^3 + \text{Na S. P. at. 2708,46.}$

Sulfantimoniate sodique.

Prop. Ses propriétés sont analogues au précédent. Les acides précipitent de sa dissolution aqueuse, du soufre doré d'antimoine. Il se prépare en traitant de la même manière que ci-dessus 6 p. de carbonate sodique, 3 ½ p. de soufre, 6 p. de sulfide hypantimonieux et ¾ p. de charbon.

f. $\text{Sb}^2 \text{S}^6 \text{Na S. P. at. 3110,79.}$

Plusieurs composés semblables, se trouvent cristallisés dans la nature. Tels sont l'*argent rouge* = $\text{Sb}^2 \text{S}^3 + 3 \text{Ag S}$; le *myargyrite* = $\text{Sb}^2 \text{S}^3 + \text{Ag S}$. etc.

TELLURE.

Et. nat. Il est très rare; se rencontre tant à l'état réduit, qu'en combinaison avec d'autres métaux et principalement avec l'or et le bismuth.

Prop. Couleur blanche, légèrement grisâtre, d'une texture feuilletée, très cassant et d'une densité de 6,1379. Il est fusible et volatil; très mauvais conducteur du fluide électrique. Chauffé au contact de l'air, il s'enflamme, brûle avec une flamme bleue et se convertit en oxide tellurique. Il se combine en des rapports bien déterminés avec un grand nombre de métaux et forme avec eux des tellures et des tellurides.

Prép. On fait fondre le tellure bismuthique avec de la poudre de charbon et du carbonate potassique. Il se forme du tellure potassique. Le bismuth devient libre. En traitant le produit par l'eau le tellure seul se dissout, donne un liquide d'un pourpre très foncé, qui par son exposition à l'air laisse précipiter du tellure réduit, sous forme d'une poudre grise, métallique.

Oxide tellurique.

Syn. Acide tellureux (Berz.).

Prop. Il présente deux modifications. Dans l'une (acide ^a tellureux Berz.), il est sous forme de petits cristaux blancs octaédriques, qui jaunissent par une chaleur modérée et reprennent leur couleur primitive par le refroidissement. Ils ne rougissent le papier de tournesol qu'au bout d'un certain temps. Ils sont anhydres, fusibles, moins volatils que le métal et se produisent par l'évaporation de la dissolution du tellure dans l'acide azotique. La seconde modification (acide ^b tellureux Berz.), constitue une masse légère, blanche, amorphe et rougit instantanément le papier de tournesol. C'est l'oxide hydraté. Il se produit lorsque l'on décompose par l'eau la dissolution que l'on obtient par l'action de l'acide azotique sur le tellure, aussitôt que tout est dissout. L'oxide tellurique joue, à la fois le rôle de base et d'acide.

F. Te O². *P. at.* 1001,76.

Acide tellurique.

Prop. On en connaît également deux modifications. La première est d'un beau jaune orangé insoluble dans l'eau, insoluble dans le chlorure hydrique froid, dans l'acide azotique et dans une dissolution aqueuse de potasse caustique bouillants. Il est anhydre (acide ^a tellurique Berz.).

La seconde modification (acide ^b tellurique Berz.), présente des cristaux prismatiques, hexagones, incolores, lentement solubles dans l'eau; la chaleur lui fait perdre 3 at. d'eau et le transforme dans la modification précédente. Toutes deux donnent des sels particuliers.

Prép. On dissout le tellure dans l'eau régale et on évapore la liqueur.

F. Te O³. *P. at.* 1101,76.

Telluride hydrique.

Prop. Gaz incolore, analogue par son odeur et ses autres propriétés au sulfide hydrique. Il se combine aux tellurures et forme des tellurosels. Il précipite un grand nombre de sels métalliques. On le prépare de la même manière que le sulfide hydrique.

F. H¹Te. P. at. 814,24.

Alliages de tellure.

La plupart de ces composés sont en rapports bien déterminés. Les uns sont électropositifs, les autres électronégatifs.

SELS TELLURIQUES.

Caract. Les sels telluriques à acides minéraux sont complètement décomposés par l'eau; ceux à acides organiques se dissolvent dans l'eau sans éprouver d'altération. Leur principal caractère consiste en ce qu'un sulfite en précipite du tellure métallique après leur mélange avec du chlorure hydrique.

ADDITION.

SUR LES HYPOCHLORITES,

PAR M. E. MILLON.

On admet généralement que les composés décolorants formés par l'action directe du chlore sur les alcalis sont des mélanges de chlorures métalliques et de sels constitués par un acide particulier, l'acide hypochloreux.

« Cette hypothèse, dit M. Millon, paraissait solidement établie par la découverte que M. Balard a faite d'un composé particulier de chlore et d'oxygène formé d'un équivalent de chlore et d'un équivalent d'oxygène; mais en examinant l'action de ces mélanges supposés de chlorure et d'hypochlorite sur les sels des sections inférieures, on découvre une série de faits nouveaux qui sont inexplicables par la théorie des hypochlorites et qui conduisent à une manière neuve et tout-à-fait inattendue d'envisager les composants décolorants. Voici les faits :

« Si l'on fait agir une solution récente de chlorure de chaux sur une solution de d'azotate plombique, on obtient un précipité blanc qui jaunit bientôt, et, par des nuances de plus en plus foncées, devient brun. Dans la liqueur surnageante on ne trouve que de l'azotate calcique. On avait considéré le précipité blanc comme du chlorure plombique qui, par la décomposition postérieure de l'hypochlorite, se convertissait en oxide pur; mais en séparant le précipité blanc aussitôt qu'il s'est formé, on reconnaît sans peine qu'il ne possède pas les propriétés du chlorure plombique. Il continue de se colorer en l'absence de l'hypochlorite calcique sous l'influence d'une température un peu élevée; et l'analyse démontre que le précipité blanc et le précipité devenu brun sont deux états isomériques d'un même corps qui a pour formule $\text{Pb} \left. \begin{matrix} \text{O} \\ \text{Cl}_2 \end{matrix} \right\}$. C'est un composé qui corres-

pond à l'oxide puce et dans lequel l'oxigène constituant le bioxide est remplacé par son équivalent de chlore. Le même composé se forme encore lorsqu'on fait arriver un courant de chlore sec sur de la litharge provenant de la calcination de carbonate plombique. — En remplaçant l'azotate plombique par l'azotate ferreux, il se dépose un corps brun qui a toutes les propriétés extérieures de l'oxide ferrique, mais qu'on représente par la formule $Fe^2 \frac{O^2}{Cl_2}$; c'est encore un peroxide dans lequel tout l'oxigène constituant le degré d'oxidation supérieur est remplacé par son équivalent de chlore. — Avec les sels manganoux le précipité est encore analogue, mais la quantité de chlore est double. — Si au lieu des protosels on emploie les persels de manganèse et de fer, il se dépose un sel basique et il se dégage du chlore en abondance. — Avec les sels d'oxide cuivrique les phénomènes se passent encore autrement. Il se forme un composé qui se détruit presque aussitôt à la température ordinaire et qui laisse dégager de l'oxigène pur. En même temps que l'oxigène se dégage, il se dépose un oxido-chlorure cuivrique qui a pour formule $Cu^2 \frac{O}{Cl_2}$ } et qui correspond ainsi à l'oxide cuivrique. On forme directement le même composé en faisant arriver du chlore sec sur de l'oxide cuivrique qu'on chauffe légèrement avec la flamme à alcool.

« Il devenait assez simple, continue M. Millon, de généraliser ces faits et de considérer les composés décolorants formés par les alcalis comme des composés correspondants aux peroxides dans lesquels tout l'oxigène constituant le peroxide serait remplacé par son équivalent de chlore. Dès lors, dans ces deux oxides de corps, l'analogie de composition entraînait l'analogie de propriétés : même instabilité, même action oxidante, même action décolorante, car les peroxides alcalins décolorent aussi avec une grande énergie.

» Cette théorie nouvelle devait trouver sa vérification dans la composition comparative des composés décolorants par la soude et la potasse.

» Les deux peroxides de ces bases ont une constitution bien différente. Celle du potassium est KO^2 , et celle du sodium, qui n'a pas été précisée par M. Thénard, est représentée dans les tables de M. Berzélius par $Na^2 O^2$. Il

résulterait des deux formules que le composé décolorant de potasse doit contenir quatre fois autant de chlore que celui de soude.

$KO + O^2$ peroxide potassique correspond à $KO + Cl^4$.

$Na^2O^2 + O$ » sodique » » $Na^2O^2 + Cl^2$.

L'expérience prouve que la potasse absorbe une quantité de chlore double de celle qui est absorbée par la soude. La potasse aurait dû en absorber une quantité quadruple; il y avait donc erreur dans la formule ou dans la théorie assignée au peroxide sodique. L'analyse de ce dernier fut reprise, et on trouva en effet que dans la formule adoptée l'oxygène avait été dosé trop faiblement, que le sodium prenait deux atomes d'oxygène au lieu d'un et demi pour passer à l'état de peroxide et devait être représenté par NaO^2 . La potasse devait donc, ainsi que l'expérience le démontrait, avoir un pouvoir décolorant double de celui de la soude. La théorie se trouvait ainsi confirmée.

» Dès lors, poursuit l'auteur, les composés décolorants ne constitueraient plus des sels, mais bien des composés correspondants aux peroxides, dans lesquels tout l'oxygène qui s'ajoute à l'oxide pour constituer l'oxide supérieur est remplacé par son équivalent de chlore; et, par un retour bien singulier des théories, les composés envisagés comme des mélanges de chlorures et d'hypochlorites seraient réellement des composés simples; tandis que les hypochlorites, considérés comme des sels simples et sans mélanges, seraient des mélanges de peroxides et de corps particuliers correspondants aux peroxides.

» Il est naturel de présumer que le brome, l'iode, le soufre, et peut-être encore d'autres métalloïdes formeront des composés analogues, complémentaires nouveaux des suroxides; et d'une autre part les composés de cette nature qui sont constitués sur le chlore et qui correspondent à des oxides supérieurs impropres à former des sels, comme les peroxides de plomb et de bismuth, donnent avec le chlorure hydrique quand la réaction se passe au milieu d'un mélange réfrigérant, un nouveau composé décolorant formé de chlore et d'hydrogène qui contient deux fois autant de chlore que le chlorure hydrique. C'est un bichlorure hydrique qui, dans la série des combinaisons du chlore, est tout-à-fait l'analogue du bioxide hydrique. L'eau oxygénée promet de devenir ainsi le type

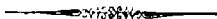
de séries nombreuses de parallèles qui étendent considérablement le champ de la chimie minérale, sans y introduire toutefois aucune complication. » (*Journal de Pharmacie*, 1839, pag. 595).

FIN.

CORRECTIONS.

Page	43	ligne	19	au lieu de	phosphore	lisez :	phosphure.
—	48	—	18	—	1,8	—	1,48.
—	49	—	6	—	26,895	—	26,895 ^{cm}
—	52	—	dernière	—	zinciques	—	zincique.
—	53	—	12	—	du charbon	—	de charbon.
—	53	—	34	—	mêlé	—	mêlé.
—	54	—	30	—	se transforme	—	sa transforma- tion.
—	59	—	29	—	phosphate ammonique	lisez :	phosphite ammoniacal.
—	67	—	34	—	teiture	lisez :	texture.
—	68	—	20	—	plus bas que O°	—	au-dessous de O°.
—	71	—	3	—	fernombouc	—	Fernambouc.
—	74	—	1	lisez :	DES COMPOSÉS MÉTALLOÏDIQUES ÉLEC- TRO NÉGATIFS.		
—	78	—	29	au lieu de	coucher	lisez :	toucher.
—	89	—	9	—	et quel	—	lequel.
—	89	—	39	—	$P^2 O^5 + H^2 C$	—	$P^2 O^5 + H^2 O$.
—	91	—	15	—	cuvrique	—	cuvrique am- moniacal.
—	93	—	7	—	ammoniques anhydres	lisez :	am- moniacaux.
—	98	—	20	—	+ SO	lisez :	+ SO ² .
—	98	—	22	—	ACIDE HYPOSULFURIQUE	lisez :	ACIDE HYPOSULFUREUX.
—	102	—	34	—	hyposazotique	lisez :	hypoazo- tique.
—	113	—	14	—	ordinaire	lisez :	ordinairement.
—	113	—	17	—	ordinaï	lisez :	en général.
—	117	—	37	—	F. o.	—	P. o.
—	119	—	19	—	charbon	—	charbon
—	120	—	18	—	d'une rouge	lisez :	d'un rouge

Page 122	ligne 37	au lieu de	CCl^{12}	lisez :	C^4Cl^{12} .
— 128	— 32	—	SULFUREUX	—	SULFURIQUE.
— 134	— 17	—	H Br^2	—	H^2Br^2 .
— 136	— 35	—	chloride	—	brômide.
— 137	— 3	—	Cl^{10}	—	Br^{10} .
— 145	— 12	—	rougi au feu	—	calciné.
— 145	— 16	—	id.	—	id.
— 149	— 34	—	rougir	—	réagir.
— 157	— 18	—	<i>métalliques</i>	—	<i>métalliques</i> .
— 163	— 25	—	rhodium	—	rhodium.
— 169	— 23	—	premier	—	dernier.
— 169	— 25	—	second	—	premier.
— 190	— 29	—	$\text{SO}^3 + \text{FH}^8\text{N}^2\text{O}$	lisez :	$\text{F. SO}^2 + \text{H}^8\text{N}^2\text{O}$.



TABLE

DES MATIÈRES.

	Page	Page.
<i>Préface</i>	3	
NOTIONS PRÉLIMINAIRES.		
<i>Définition de la Chimie</i>	6	
<i>Propriétés physiques des corps</i>	<i>ib.</i>	
<i>Propriétés chimiques des corps</i>	9	
<i>Propriétés organoleptiques des corps</i>	<i>ib.</i>	
<i>Nature des corps</i>	10	
NOMENCLATURE CHIMIQUE.		
<i>Corps simples</i>	15	
<i>Composés du premier ordre</i>	<i>ib.</i>	
<i>Composés du second ordre</i>	18	
<i>Définition de l'espèce</i>	20	
<i>Nombres proportionnels</i>	<i>ib.</i>	
<i>Théorie atomique</i>	22	
<i>Isomorphisme</i>	25	
<i>Corps isomériques</i>	27	
<i>Signes et formules atomiques</i>	<i>ib.</i>	
<i>Affinité</i>	30	
<i>Force catalytique</i>	33	
DES CORPS SIMPLES		
<i>et de leurs composés électro-</i>		
<i>positifs.</i>		
<i>Division des corps simples</i>	34	
<i>Des métalloïdes</i>	<i>ib.</i>	
<i>Oxygène</i>	36	
<i>Hydrogène</i>	37	
<i>Fau</i>	39	
<i>Suroxide hydrique</i>	40	
<i>Azote</i>	41	
<i>Air atmosphérique</i>	42	
<i>Composition de l'air atmosphérique</i>		43
<i>Oxide azoteux</i>		44
<i>Oxide azotique</i>		45
<i>Silicium</i>		<i>ib.</i>
<i>Siliciure hydrique</i>		46
<i>Bore</i>		<i>ib.</i>
<i>Carbone</i>		47
<i>Oxide carbonique</i>		52
<i>Carbure tétrahydrique</i>		53
<i>Carbure bihydrique</i>		54
<i>Carbure hydrique</i>		55
<i>Phosphore</i>		56
<i>Oxide phosphorique</i>		57
<i>Phosphure trihydrique</i>		58
<i>Phosphure azotique</i>		59
<i>Arsenic</i>		<i>ib.</i>
<i>Arseniure trihydrique</i>		60
<i>— bihydrique</i>		61
<i>Soufre</i>		<i>ib.</i>
<i>Persulfure hydrique</i>		63
<i>Sulfocarbure bihydrique</i>		<i>ib.</i>
<i>Selenium</i>		64
<i>Oxide selenique</i>		65
<i>Chlore</i>		<i>ib.</i>
<i>Chloro carbure bihydrique</i>		66
<i>Chloretéroïde</i>		67
<i>Brome</i>		<i>ib.</i>
<i>Bromocarbure bihydrique</i>		68
<i>Brométhéroïde</i>		<i>ib.</i>
<i>Iode</i>		69
<i>Iodocarbure bihydrique</i>		70
<i>Iodéthéroïde</i>		<i>ib.</i>
<i>Fluore</i>		<i>ib.</i>
<i>Cyanogène</i>		71

<i>Paracyanogène</i>	72	<i>Acide cyanique</i>	104
<i>Mellone</i>	<i>ib.</i>	— <i>fulminique</i>	105
<i>Mélan</i>	73	— <i>paracyanique</i>	106
		— <i>cyanurique</i>	<i>ib.</i>
		— <i>cyanurique insoluble</i>	107
		— <i>cyanilique</i>	<i>ib.</i>
DES ACIDES.			
<i>Acides de l'azote</i>	75		
<i>Acide azotique</i>	<i>ib.</i>	DES SULFIDES.	
— <i>azoteux</i>	77	<i>ib.</i>	<i>Sulfide hydrique</i>
— <i>azotoso-azotique</i>		78	<i>Cyanogène et sulfide hydrique</i>
— <i>silicique</i>			109
— <i>borique</i>		79	<i>Sulfide azoteux</i>
— <i>carbonique</i>			<i>ib.</i>
— <i>oxalique</i>		80	— <i>silicique</i>
— <i>mésosaxalique</i>		82	— <i>borique</i>
— <i>rhodizonique</i>		83	— <i>carbonique</i>
— <i>croconique</i>		84	<i>Sulfocarbonate hydrique</i>
— <i>mellitique</i>		85	<i>Sulfide phosphoreux</i>
— <i>formique</i>		<i>ib.</i>	— <i>hyparsénieux</i>
<i>Formicone</i>		86	— <i>arsénieux</i>
<i>Acide phosphorique</i>	<i>ib.</i>	88	— <i>arsénique</i>
— <i>phosphoreux</i>	90	<i>ib.</i>	<i>Recherche de l'arsenic dans</i>
— <i>hypophosphoreux</i>	<i>ib.</i>		<i>des cas d'empoisonnement ou</i>
— <i>arsénique</i>	91		<i>autres</i>
— <i>arsénieux</i>	<i>ib.</i>		<i>ib.</i>
— <i>sulfurique</i>	92		<i>Sulfide sélénieux</i>
— <i>sulfurique anhydre</i>	<i>ib.</i>		— <i>cyanique</i>
— — <i>sous-hydraté</i>	93		<i>Sulfocyanide hydrique</i>
— — <i>fumant</i>	<i>ib.</i>		<i>Sélénide hydrique</i>
— — <i>hydraté</i>	94	DES CHLORIDES.	
— — <i>bihydraté</i>	<i>ib.</i>	95	<i>Chloride hydrique</i>
— — <i>trihydraté</i>	96		<i>Eau régale</i>
— <i>azotoso-sulfurique</i>	<i>ib.</i>		<i>Chloride azoteux</i>
— <i>hyposulfurique</i>	<i>ib.</i>		— <i>silicique</i>
— <i>sulfureux</i>	97		— <i>borique</i>
— <i>sulfuroso-sulfurique</i>	<i>ib.</i>		<i>Trichloride carbonique</i>
— <i>hyposulfureux</i>	98		<i>Bichloride</i> —
— <i>nitrosulfurique</i> (Pelouze)	<i>ib.</i>		<i>Chloride</i> —
— <i>sélénique</i>	99		<i>Oxichloride</i> —
— <i>sélénieux</i>	<i>ib.</i>		— <i>carbosulfureux</i>
— <i>perchlorique</i>	100		<i>Chloride phosphorique</i>
— <i>chlorique</i>	<i>ib.</i>		— <i>phosphoreux</i>
— <i>hypochloreux</i>	101		— <i>arsénieux</i>
— <i>chloroso-chlorique</i>	<i>ib.</i>		— <i>sulfurique</i>
— <i>brômique</i>	102		— <i>sulfureux</i>
— <i>hypobroméux</i>	<i>ib.</i>		— <i>hyposulfureux</i>
— <i>periodique</i>	103		<i>Sulfate chlorosulfurique</i>
— <i>iodique</i>	104		<i>Oxichloride sulfureux</i>
— <i>iodéux</i>	<i>ib.</i>		<i>Chlorosulfide sulfazotique</i>
			129

<i>Chloride selenieux</i>	130	DES CYANIDES,	
— <i>hyposelénieux</i>	<i>ib.</i>	<i>Cyanide hydrique</i>	149
— <i>bromique</i>	<i>ib.</i>	— <i>azoteux</i>	150
— <i>iodique</i>	131	<i>Mellonide hydrique</i>	<i>ib.</i>
— <i>iodeux</i>	<i>ib.</i>	<i>Acide azulmique</i>	151
— <i>hypoiodeux</i>	132	DES MÉTAUX EN GÉNÉRAL.	
— <i>cyanique gazeux</i>	<i>ib.</i>	133 <i>Etat naturel des métaux</i>	152
— <i>cyanique solide</i>	133	<i>ib. Propriétés physiques des métaux</i>	<i>ib.</i>
<i>Chlorocyanide hydrique</i>	<i>ib.</i>	<i>Propriétés chimiques des métaux</i>	153
DES BROMIDES.		Oxides métalliques	<i>ib.</i>
<i>Bromide hydrique</i>	134	Acides métalliques	157
<i>Bromhydrate de phosphure trihydrique</i>	<i>ib.</i>	135 <i>Action de l'hydrogène et de l'azote sur les métaux</i>	<i>ib.</i>
<i>Bromide azoteux</i>	135	<i>ib. Action du silicium, du bore et du carbone sur les métaux</i>	<i>ib.</i>
— <i>silicique</i>	<i>ib.</i>	136 <i>Action du phosphore sur les métaux</i>	158
— <i>carbonique</i>	<i>ib.</i>	<i>ib. Phosphures métalliques</i>	<i>ib.</i>
— <i>carboneux</i>	136	<i>ib. Action de l'arsenic sur les métaux</i>	<i>ib.</i>
— <i>phosphorique</i>	137	138 <i>Action du soufre sur les métaux</i>	159
— <i>phosphoreux</i>	<i>ib.</i>	<i>ib. Sulfures métalliques</i>	<i>ib.</i>
— <i>arsénieux</i>	<i>ib.</i>	<i>Action du selenium sur les métaux</i>	160
— <i>sulfurique</i>	<i>ib.</i>	140 <i>Sélénures métalliques</i>	<i>ib.</i>
— <i>selenique</i>	138	<i>Action du chlore sur les métaux</i>	<i>ib.</i>
— <i>iodique</i>	<i>ib.</i>	<i>ib. Chlorures et chlorides métalliques</i>	<i>ib.</i>
— <i>iodeux</i>	<i>ib.</i>	142 <i>Action du brome et de l'iode sur les métaux</i>	162
— <i>cyanique</i>	139	<i>ib. Brômures et bromides, iodures et iodides métalliques</i>	<i>ib.</i>
DES IODIDES.		<i>ib. Action du fluor sur les métaux</i>	<i>ib.</i>
<i>Iodide hydrique</i>	140	Fluorures et fluorides métalliques	<i>ib.</i>
<i>Iodhydrate de phosphure trihydrique</i>	<i>ib.</i>	146 <i>Action du cyanogène sur les métaux</i>	163
<i>Iodide azoteux</i>	141	147 <i>Cyanures et cyanides métalliques</i>	<i>ib.</i>
— <i>carbonique</i>	<i>ib.</i>	148 <i>Action des métaux entre eux</i>	164
— <i>carboneux</i>	142	<i>ib. Alliages et amalgames</i>	<i>ib.</i>
— <i>de phosphore</i>	143	<i>ib. Action de l'eau sur les métaux</i>	<i>ib.</i>
— <i>arsénieux</i>	<i>ib.</i>		
— <i>sulfurique</i>	144		
— <i>cyanique</i>	<i>ib.</i>		
DES FLUORIDES			
<i>Fluoride hydrique</i>	145		
— <i>silicique</i>	<i>ib.</i>		
<i>Fluosilicide hydrique</i>	146		
<i>Fluoride borique</i>	147		
<i>Fluoboride hydrique</i>	<i>ib.</i>		
<i>Fluoride phosphoreux</i>	148		
— <i>arsénieux</i>	<i>ib.</i>		
— <i>sulfurique</i>	<i>ib.</i>		

<i>Action des métalloïdes oxigénés sur les métaux</i>	165	Azotate potassique	198
<i>Action des métalloïdes hydrogénéés sur les métaux</i>	<i>ib.</i>	Silicate potassique	201
Propriétés organoleptiques des métaux	<i>ib.</i>	Carbonate potassique	<i>ib.</i>
Extraction des métaux	<i>ib.</i>	Sesquicarbonate potassique	203
Usages des métaux	166	Bicarbonate potassique	<i>ib.</i>
Historique	<i>ib.</i>	Oxalate potassique	<i>ib.</i>
Classification des métaux	<i>ib.</i>	Bioxalate potassique	<i>ib.</i>
<i>Oxisels</i>	167	Quadroxalate potassique	204
<i>Sulfo-sels</i>	177	Croconate potassique	<i>ib.</i>
<i>Chlorosels</i>	178	Cyanate potassique	<i>ib.</i>
		Sulfate potassique	205
		Bisulfate potassique	<i>ib.</i>
		Biarséniate potassique	<i>ib.</i>
		Hypochlorite potassique	206
		Chlorate potassique	<i>ib.</i>
		Oxi-chlorate potassique	207
		Sulphhydrate potassique	<i>ib.</i>
		Fluoborate et fluosilicate potassique	<i>ib.</i>
		<i>Sodium</i>	208
		Sous-oxide sodique	<i>ib.</i>
		Oxide sodique	<i>ib.</i>
		Oxide sodique hydraté	209
		Peroxyde sodique	<i>ib.</i>
		Sulfures sodiques	<i>ib.</i>
		Chlorure sodique	<i>ib.</i>
		Iodure sodique	210
		<i>Sels sodiques</i>	<i>ib.</i>
		Azotate sodique	218
		Silicate sodique	<i>ib.</i>
		Biborate sodique	213
		Borate sodique	214
		Carbonate sodique	<i>ib.</i>
		Sesquicarbonate sodique	215
		Bicarbonate sodique	<i>ib.</i>
		^c Phosphate sodique	216
		^b Phosphate sodique	<i>ib.</i>
		Bi ^c Phosphate sodique	<i>ib.</i>
		Bi ^b Phosphate sodique	<i>ib.</i>
		^a Phosphate sodique	217
		Phosphate ammonico-sodique	<i>ib.</i>
		Sulfate sodique	<i>ib.</i>
		Bisulfate sodique	218
		Sulfite sodique	<i>ib.</i>
		Hyposulfite sodique	<i>ib.</i>
		Hypochlorite sodique	<i>ib.</i>
		<i>Lithium</i>	<i>ib.</i>
		Oxide lithique	219
		Chlorure lithique	<i>ib.</i>