

ABRÉGÉ  
DE CHIMIE

J. PÉLOUXE & F. FRENAY

MÉTALLOÏDES ET MÉTAUX

Avec 88 figures dans le texte

PARIS  
G. MASSON, ÉDITEUR  
CHIMIE DE LABORATOIRE DE MÉDECINE

ABRÉGÉ  
DE CHIMIE

MÉTALLOÏDES  
MÉTALLOÏDES

GÉNÉRALITÉS SUR LES MÉTAUX.

Les métaux sont des corps simples, qui se distinguent des métalloïdes par cette propriété, qu'en se combinant à l'oxygène, ils donnent toujours naissance à un ou à plusieurs composés basiques; en outre ils n'ont qu'une affinité très-faible pour l'hydrogène. Le plus souvent, ils possèdent un éclat particulier, appelé *éclat métallique*, et de plus ils sont bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité.

Ces caractères physiques ont moins d'importance que les caractères chimiques précédents, car ils dépendent en grande partie du mode de préparation du métal. A l'état pulvérulent, tels qu'on les obtient, notamment par précipitation chimique, les métaux ne possèdent nul éclat, ni aucune conductibilité; pour qu'ils jouissent de ces propriétés, il faut les fondre, ou les soumettre à une forte compression.

La distinction des corps en métalloïdes et en métaux, commode pour l'enseignement, ne présente pas toute la rigueur d'une classification naturelle. Si la plupart des corps simples peuvent être rangés sans hésitation dans l'une ou l'autre de ces catégories, il en est quelques-uns qui, par leurs propriétés chimiques, viennent servir en quelque sorte de transition entre ces deux classes et rendre insensible le passage de l'une à l'autre. Ainsi, à côté de l'arsenic, métalloïde bien caractérisé, vient se placer l'antimoine, qui s'en rapproche par la plupart de ses propriétés, puis à la suite on pourrait classer le bismuth et l'osmium, chez lesquels on trouve d'une façon plus marquée le caractère distinctif des métaux. De même, à côté du silicium, viendraient se ranger le titane, le zirconium et l'étain.

**État naturel.** — Quelques métaux se trouvent dans la nature l'état natif; ce sont l'or, le platine, le rhodium, le palladium, l'iridium, et quelquefois l'argent, le mercure et le cuivre. Le plus souvent, on les rencontre à l'état d'oxydes, comme le fer, l'étain, etc., ou à l'état de sels, comme le potassium, le sodium, le calcium, le baryum, etc., ou encore à l'état de sulfures, comme l'argent, le cuivre, le mercure, le plomb, le zinc, etc.

Les procédés d'extraction varient pour chaque cas particulier; cependant on peut dire, d'une manière générale, que si le métal existe à l'état d'oxyde, on l'extraira en réduisant l'oxyde par le charbon, et que s'il se trouve à l'état de sulfure, on le grillera pour éliminer le soufre et le faire passer à l'état d'oxyde que l'on traitera encore par le charbon.

**Propriétés physiques.** — Tous les métaux sont solides à la température ordinaire, à l'exception du mercure, qui est liquide.

Les métaux pris en masse sont tous opaques, mais la lumière peut les traverser s'ils sont réduits en feuilles d'une grande minceur. C'est ainsi qu'une feuille d'or battu paraît verte quand on la place entre l'œil et la lumière; or le vert est la couleur complémentaire de la lumière réfléchie par l'or.

La couleur ordinaire des métaux est le blanc plus ou moins gris; on peut modifier singulièrement ces apparences, en faisant réfléchir plusieurs fois un faisceau de rayons lumineux sur la surface d'un même métal, comme l'a montré Bénédic Prévost. On trouve ainsi que l'argent est jaune, l'or rouge et le cuivre écarlate; on s'explique ce phénomène, si l'on remarque que les rayons lumineux tombant sur un métal y sont en partie absorbés, en partie réfléchis; ce sont ces derniers qui nous donnent, en arrivant à l'œil, la sensation de la couleur des corps. Par des réflexions multiples d'un même faisceau, on élimine la lumière blanche mélangée à la lumière réfléchie, et celle-ci apparaît alors avec sa nuance particulière.

Les métaux sont en général inodores; cependant l'étain, le cuivre, le fer, le plomb, exhalent une odeur désagréable, surtout quand on les frotte avec la main.

Quelques métaux ont une saveur particulière et désagréable, le fer et l'étain, par exemple.

Les métaux sont plus lourds que l'eau, à l'exception toutefois du potassium, du sodium et de quelques autres métaux des deux premières sections: l'érouissage augmente ordinairement leur densité. Nous donnons, dans le tableau suivant, la densité des principaux métaux.

DENSITÉ DES PRINCIPAUX MÉTAUX.			
Platine écr.....	23,00	Cuivre.....	8,79
— fondu.....	21,13	Cadmium.....	8,60
Osmium.....	21,3	Fer en barre.....	7,79
Or forgé.....	19,35	Fer fondu.....	7,21
— fondu.....	19,25	Étain fondu.....	7,24
Mercure.....	13,60	Manganèse.....	7,20
Palladium.....	11,80	Chrome.....	7,00
Plomb.....	11,35	Zinc fondu.....	6,86
Argent fondu.....	10,44	Aluminium.....	2,56
Bismuth fondu.....	9,8	Sodium.....	0,97
Nickel.....	8,8	Potassium.....	0,86
Cobalt.....	8,8	Lithium.....	0,59

La dureté des métaux est très-variable; quelques-uns, comme le plomb, l'étain, sont très-mous; d'autres, comme le fer, l'antimoine, sont fort durs; la présence de petites quantités de carbone, de silicium, d'arsenic, de phosphore, augmente la dureté des métaux.

La *ductilité* est la propriété dont jouissent les métaux de s'allonger en fils, lorsqu'on les étire en les passant à la filière.

La *malléabilité* est la propriété que possèdent les métaux de se réduire en feuilles minces par l'action du marteau ou du laminoir. Les métaux ou les alliages qui ont subi l'action du marteau, de la filière ou du laminoir, deviennent presque toujours durs et cassants; pour continuer à les réduire en fils ou en lames, il faut les recuire de temps en temps, c'est-à-dire les chauffer au rouge et les laisser refroidir lentement. Les métaux sont différemment ductiles et malléables; nous classerons ici les principaux métaux d'après leur ductilité et leur malléabilité.

## ORDRE DE DUCTILITÉ.

Or.  
Argent.  
Platine.  
Aluminium.  
Fer.  
Nickel.  
Cuivre.  
Zinc.  
Étain.  
Plomb.

## ORDRE DE MALLÉABILITÉ.

Or.  
Argent.  
Aluminium.  
Cuivre.  
Étain.  
Platine.  
Plomb.  
Zinc.  
Fer.  
Nickel.

La malléabilité et la ductilité sont en général augmentées par la chaleur.

La *ténacité* des métaux est la résistance qu'ils opposent à la rupture; cette propriété est très-variable pour les différents métaux.

On compare les métaux, sous le rapport de la ténacité, en évaluant les poids qui déterminent la rupture de fils de même diamètre.

sant son oxyde par l'hydrogène, s'enflamme dès qu'on le met au contact de l'air.

Le plus souvent, lorsqu'une certaine quantité d'oxyde s'est formée à la surface d'un métal, celui-ci est préservé du contact du gaz comburant et par suite l'oxydation s'arrête ou du moins se ralentit beaucoup. Toutefois il n'en est pas ainsi, lorsque l'oxyde formé est volatil, comme dans le cas de l'antimoine, ou lorsque le métal lui-même est volatil, comme le zinc par exemple.

Lorsque l'oxygène est humide, il n'agit à la température ordinaire que sur certains métaux qui ont la propriété de décomposer l'eau à froid, tels que le sodium, le baryum, le strontium, le calcium. Mais si à l'influence de l'oxygène humide s'ajoute celle d'un acide même très-faible, tous les métaux s'oxydent, à l'exception de ceux dits précieux, comme le platine, l'or et l'argent. C'est ainsi qu'agira l'air humide, à cause de l'acide carbonique qu'il renferme toujours; et la base résultant de l'oxydation du métal s'unira généralement à l'acide: par exemple, le cuivre, le plomb, le zinc, abandonnés à l'air, s'y recouvrent d'une couche d'hydrocarbonate.

Lorsque la couche qui s'est formée de la sorte à la surface du métal est imperméable, elle constitue une sorte de vernis qui protège les objets de toute altération ultérieure; c'est ce que nous observons pour le zinc, le cuivre et le plomb. Si la couche est au contraire poreuse, toute la masse du métal peut à la longue éprouver cette transformation: le fer, dans ces circonstances, se convertit en rouille. Sous l'influence de l'oxygène et de l'acide carbonique, il tend à se former du carbonate de protoxyde de fer, lequel est décomposé ensuite par l'eau et l'oxygène en acide carbonique qui se dégage et en hydrate de sesquioxyde de fer ou rouille.

Dans cette altération du fer, on remarque que la première tache de rouille met un temps fort long à se produire, mais qu'une fois l'oxydation commencée, elle se poursuit très-rapidement. La rouille et le fer non altéré forment en effet un couple voltaïque dans lequel la rouille joue le rôle de pôle positif, et le métal celui de pôle négatif; l'eau est alors décomposée, son oxygène se porte sur le fer avec lequel il se combine, et l'hydrogène se dégage en partie, tandis que l'autre portion, en s'unissant à l'azote, forme de l'ammoniaque, dont on peut constater la présence dans toutes les taches de rouille.

Pour s'opposer à cette oxydation rapide du fer, on a songé à le recouvrir d'une couche mince d'un métal moins altérable, comme l'étain ou le zinc. Dans le premier cas on a le fer-blanc, dans le second le fer galvanisé. Bien que le zinc soit plus facilement oxydable que l'étain, il est préférable à ce dernier métal pour l'application dont nous parlons; le zinc, en effet, est électro-positif

par rapport au fer; par suite même dans le cas où ce dernier métal viendrait à être mis à nu sur une portion de la surface, il constituerait le pôle positif du couple formé par les deux métaux et ne subirait aucune altération. Le zinc seul s'oxyderait, et ce phénomène serait même de courte durée, l'hydrocarbonate de zinc produit formant une couche imperméable.

Avec l'étain, les choses ne se passent pas ainsi, car l'étain est électro-négatif par rapport au fer; si donc il ne constitue pas une surface continue, il devient une cause d'altération rapide du métal dont il devait prolonger la durée.

Le cuivre, que l'on emploie pour le doublage des navires, éprouve, de la part de l'eau de mer des altérations rapides. Il se forme d'abord, sous l'influence des gaz dissous dans cette eau, de l'hydrocarbonate de cuivre, lequel en réagissant sur les chlorures de sodium et de magnésium qui existent en dissolution, donne du carbonate de soude, de l'hydrocarbonate de magnésie, et du sous-chlorure de cuivre. Pour préserver le cuivre de cette corrosion, H. Davy a proposé de le mettre en contact avec un autre métal qui puisse former avec lui une pile dont il serait le pôle positif; l'oxygène devant alors se porter sur cet autre métal qui seul subirait son action destructive. L'expérience a montré qu'il suffit d'une lame de fer ayant pour surface  $\frac{1}{150}$  de celle de la feuille de cuivre, pour que celle-ci se trouve entièrement préservée. Malheureusement par suite du courant électrique qui résulte de cette association, il se forme à la surface du cuivre des dépôts de carbonates de chaux et de magnésie, sur lesquels se fixent des multitudes de coquilles, ce qui ralentit considérablement la marche des navires; aujourd'hui on emploie pour ce doublage un bronze contenant 96 % de cuivre et 4 % d'étain, et qui paraît s'altérer fort peu sous l'influence de l'eau de mer.

**Action du soufre et du chlore.** — L'action du soufre sur les métaux est tout à fait comparable à celle de l'oxygène. Le soufre sec et à la température ordinaire n'agit sur aucun métal; à une température élevée il se combine avec presque tous: il faut excepter le zinc, l'aluminium, l'or et le platine.

En présence de l'eau, le soufre peut s'unir à certains métaux à la température ordinaire. Ainsi lorsqu'on abandonne à lui-même un mélange de limaille de fer et de fleur de soufre, arrosée d'un peu d'eau, bientôt il y a formation de sulfure de fer et dégagement de chaleur assez abondante pour vaporiser la plus grande partie de l'eau. Cette expérience, due à Léméri, qui avait cru pouvoir expliquer ainsi les éruptions des volcans, est encore connue sous le nom de *volcan de Léméri*.

Les métaux ont pour le chlore une affinité bien supérieure à

celle qu'ils possèdent pour l'oxygène et le soufre; tous sont attaqués par le chlore, à l'exception du platine et des métaux de la mine de platine (rhodium, iridium), et la plupart du temps la combinaison se produit à la température ordinaire, ce que l'on n'observe pas pour l'oxygène et le soufre.

#### Classification des métaux.

On n'est point parvenu jusqu'à présent à trouver pour les métaux une classification naturelle, analogue à celle que nous avons indiquée pour les métalloïdes. La classification actuellement adoptée est due à Thénard; c'est une classification artificielle fondée sur l'action de l'oxygène libre ou combiné sur les différents métaux, et qui présente l'avantage de grouper ces corps d'après leurs propriétés les plus importantes au point de vue de leurs applications journalières. C'est cette classification, un peu modifiée par une connaissance plus complète des propriétés de certains métaux peu connus du temps de Thénard, que nous allons exposer.

Les métaux sont classés en six sections d'après leur degré d'affinité pour l'oxygène.

Cette affinité est constatée :

- 1° Par l'action que l'oxygène exerce sur les métaux;
- 2° Par l'action de la chaleur sur les oxydes, et par la réduction plus ou moins facile de ces oxydes;
- 3° Par la décomposition que les métaux font éprouver à l'eau directement ou en présence des acides.

PREMIÈRE SECTION. — *Potassium, sodium, lithium, rubidium, caesium, thallium, baryum, strontium, calcium.*

Ces métaux absorbent l'oxygène à une température peu élevée; leurs oxydes résistent à la température la plus élevée et ne sont décomposés que très-difficilement par les corps avides d'oxygène. Ils décomposent l'eau à froid en dégageant de l'hydrogène.

DEUXIÈME SECTION. — *Magnésium, manganèse.*

Ces métaux s'oxydent dans l'air sec aux températures élevées; leurs oxydes sont irréductibles par la chaleur. Ils décomposent l'eau au-dessus de 50°.

Nous laisserons dans cette section, par suite de l'impossibilité où l'on est actuellement de les classer, les métaux suivants : *Aluminium, glucinium, cérium, lanthane, didyme, yttrium, erbium, terbium, thorium, zirconium.*

L'aluminium et le glucinium se rapprochent des métaux nobles par la propriété qu'ils possèdent de ne pas se combiner à l'oxygène même aux températures les plus élevées, et de ne décomposer l'eau qu'au rouge blanc, mais ils se rapprochent du magnésium par l'irréductibilité par la chaleur de leurs oxydes et même par

la grande résistance de ces oxydes à l'action des agents réducteurs.

TROISIÈME SECTION. — *Fer, nickel, cobalt, zinc, cadmium, chrome, vanadium, indium, uranium.*

Ces métaux n'absorbent l'oxygène qu'à une température assez élevée; leurs oxydes, indécomposables par la chaleur, sont facilement réduits par l'hydrogène, le charbon, l'oxyde de carbone. Ces métaux ne décomposent l'eau qu'au rouge ou à la température ordinaire en présence des acides.

QUATRIÈME SECTION. — *Étain, tungstène, molybdène, osmium, tantale, titane, antimoine, niobium, ilménium.*

Ces métaux se distinguent des précédents en ce qu'ils ne décomposent pas l'eau en présence des acides, bien qu'ils la décomposent au rouge vif. Mais comme ils ont une grande tendance à former des acides, ils décomposent l'eau en présence des bases énergiques, comme la potasse. Ils s'oxydent dans l'air sec aux températures élevées; leurs oxydes sont irréductibles par la chaleur.

CINQUIÈME SECTION. — *Bismuth, plomb, cuivre.*

Ces métaux ne décomposent la vapeur aqueuse que lentement et à une température très-élevée. Ils s'oxydent dans l'air sec aux températures élevées; leurs oxydes ne sont pas réduits par la chaleur.

SIXIÈME SECTION. — *Mercur, ruthénium, rhodium, palladium, argent, platine, or, iridium.*

Cette section comprend les métaux appelés nobles, qui ne décomposent l'eau à aucune température pour s'emparer de son oxygène. Les quatre premiers s'oxydent dans l'air sec à des températures peu élevées; les quatre derniers ne s'oxydent à aucune température. Les oxydes de tous ces métaux se décomposent sous l'influence de la chaleur.

On peut remarquer que les métaux de la première section forment les bases les plus énergiques; ceux de la seconde donnent des bases moins énergiques, et quelques-uns, des acides. Dans la troisième on trouve, parmi les oxydes d'un même métal, des bases et des acides; la quatrième donne surtout des acides.

Les métaux sont quelquefois divisés :

1° *En métaux alcalins* : potassium, sodium, lithium, rubidium, caesium, thallium;

2° *En métaux alcalino-terreux* : calcium, baryum, strontium;

3° *En métaux terreux* : aluminium, magnésium, glucinium; zirconium, yttrium, erbium, terbium, thorium, niobium, cérium, lanthane, didyme;

4° *En métaux proprement dits* : manganèse, fer, chrome, zinc, cadmium, cobalt, nickel, étain, titane, antimoine, bismuth, plomb, cuivre, uranium, molybdène, vanadium, tungstène, tantale, mer-

cure, argent, or, platine, osmium, iridium, rhodium, palladium, ruthénium.

**Alliages.** — On donne le nom d'*alliages* aux produits qui résultent de la combinaison ou du mélange de plusieurs métaux.

Il n'est qu'un petit nombre de métaux qui soient employés industriellement à l'état de pureté, ce sont : le fer, le cuivre, le plomb, l'étain, le zinc, le platine, l'aluminium et le mercure. Tous les autres s'emploient exclusivement à l'état d'alliages ; on obtient ainsi des composés possédant des propriétés que ne présenterait pas un métal isolé : l'or et l'argent sont trop mous pour pouvoir être employés à l'état de pureté dans la bijouterie ; on leur donne de la dureté sans nuire à leur couleur et à leur inaltérabilité en les alliant à un dixième de cuivre. Pour obtenir les caractères d'imprimerie, on ne pourrait pas employer le plomb qui est trop mou, ni l'antimoine qui est trop cassant et qui s'écraserait sous l'action de la presse ; on obtient un métal convenable en fondant ensemble quatre parties de plomb et une partie d'antimoine.

Ainsi un alliage est pour l'industrie un métal nouveau d'une importance souvent plus grande que celle des métaux qui le constituent.

Les alliages ne sont pas seulement des mélanges de différents métaux, ce sont en réalité de véritables combinaisons, ordinairement dissoutes dans un excès de l'un des métaux qui les constituent.

On retrouve en effet dans les circonstances qui accompagnent l'union des métaux et dans les propriétés des produits qui en résultent tous les caractères d'une combinaison : dégagement de chaleur, composition définie des produits, forme cristalline déterminée, enfin ensemble de propriétés du composé différentes de celles des corps constituants.

Lorsqu'on écrase des fragments de sodium dans du mercure, il se produit un bruit strident analogue à celui que produit un fer rouge plongé dans l'eau, au moment où la combinaison se produit, à cause du dégagement considérable de chaleur qui l'accompagne.

Quand on plonge du platine en feuilles minces dans de l'étain en fusion, il se produit un grand dégagement de chaleur : il en est de même lorsqu'on mêle du cuivre et du zinc qu'on a d'abord fondus séparément.

Souvent on a pu analyser des combinaisons à proportions définies. Ainsi, quand on fait fondre de l'étain et du plomb mélangés en proportions quelconques et qu'on suit la marche d'un thermomètre plongé dans le bain métallique, on observe que la température s'abaisse peu à peu, et reste toujours stationnaire à 187°. Ce point fixe correspond à la solidification d'un alliage qui peut être

représenté par la formule  $PbSn^3$  ; on connaît aussi les alliages  $ZnSn^3$ ,  $BiSn^3$ ,  $PbBi^3$  (M. Rudberg). Des expériences analogues ont été faites sur les alliages ternaires de zinc, d'étain et de plomb ; on a obtenu un alliage défini  $ZnSn^3$ ,  $2PbSn^3$  qui se solidifie à 168°.

Il peut arriver que ces combinaisons (ou même les métaux isolés lorsque leurs points de fusion sont très-éloignés les uns des autres), se séparent pendant le refroidissement du bain métallique et se solidifient successivement en se superposant d'après l'ordre de leurs densités. Ce phénomène est connu sous le nom de *liquation* : on le met quelquefois à profit pour opérer la séparation des métaux, et notamment celle du plomb et de l'argent. Il est souvent très-difficile d'obtenir des alliages homogènes, à cause des phénomènes de liquation. Aussi l'analyse accuse-t-elle des différences souvent assez grandes entre les diverses parties d'un même alliage.

Les propriétés physiques des alliages participent en général de celles des métaux qui les composent.

La densité d'un alliage est rarement égale à la densité moyenne des éléments dont il est formé ; on ne peut guère citer que les alliages de cuivre et de bismuth, pour lesquels cette égalité existe. On observe une augmentation de volume quand on fait fondre : l'or avec le cuivre, le fer avec l'étain ; le platine avec le plomb, etc. Il se produit au contraire une diminution de volume quand on fait fondre : l'or avec l'argent, le plomb, le bismuth, le zinc ; l'argent avec le cuivre, le plomb, l'étain, le bismuth, le zinc, l'antimoine (Kraft et Gellert).

Le point de fusion d'un alliage est toujours inférieur à celui du métal le moins fusible, et très-souvent à celui du métal le plus fusible qui entre dans la composition de l'alliage.

Ainsi l'alliage de Darcey, formé de 8 parties de bismuth, 5 parties de plomb et 3 parties d'étain, fond à 94°,5, tandis que le plomb ne fond qu'à 335°, le bismuth à 264° et l'étain à 228°.

Les alliages sont en général plus durs que les métaux dont ils sont formés ; en revanche, la ténacité, la ductilité et la malléabilité sont ordinairement moindres.

Les alliages sont habituellement moins oxydables que les métaux qui les constituent ; cependant les alliages formés par des métaux dont les oxydes peuvent se combiner entre eux s'oxydent bien plus rapidement que les métaux isolés ; ainsi l'alliage de 3 parties de plomb et 1 partie d'étain s'enflamme au contact de l'air quand on le chauffe au rouge sombre et se transforme en potée d'étain (mélange d'oxyde de plomb et d'étain).

Les alliages se préparent le plus souvent par l'action directe des métaux les uns sur les autres.