

# MÉTAUX.

## GÉNÉRALITÉS SUR LES MÉTAUX.

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

La plupart des métaux possèdent un éclat caractéristique, qu'ils perdent quand on les amène à un grand état de division, et donnent alors des poudres qui sont ordinairement noires ou grises et redeviennent brillantes lorsqu'on les frotte avec un corps dur.

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.

La couleur ordinaire des métaux est le blanc plus ou moins gris; cependant l'or est jaune, le cuivre est d'un rouge rose particulier, le strontium et le calcium sont d'un jaune pâle.

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'écrouissage augmente ordinairement leur densité. Nous donnons, dans le tableau suivant, la densité des principaux métaux.

### DENSITÉ DES PRINCIPAUX MÉTAUX.

Platine	laminé.....	22,069	Cuivre rouge fondu.....	8,788
	passé à la filière...	21,041	Molybdène.....	8,615
	forgé.....	20,336	Cadmium.....	8,604
Or.....	forgé.....	19,361	Nickel fondu.....	8,279
	fondu.....	19,258	Zinc fondu.....	7,861
Tungstène.....		17,600	Cobalt fondu.....	7,811
Iridium.....		21,450	Fer en barre.....	7,788
Mercure.....		13,598	Manganèse.....	7,500
Thallium.....		11,862	Étain fondu.....	7,291
Ruthénium fondu.....		11,100	Fer fondu.....	7,207
Plomb fondu.....		11,352	Antimoine fondu.....	6,712
Palladium fondu.....		11,300	Chrome.....	5,900
Rhodium fondu.....		12,100	Titane.....	5,300
Argent fondu.....		10,474	Aluminium.....	2,500
Osmium.....		21,300	Sodium.....	0,972
Bismuth fondu.....		9,822	Potassium.....	0,865
Cuivre en fil.....		8,978	Lithium.....	0,598



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 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.  
Fer.  
Cuivre.  
Zinc.  
Étain.  
Plomb.

## ORDRE DE MALLÉABILITÉ.

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

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

La ténacité est la force qui s'oppose 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 des fils de même diamètre.

Des fils métalliques de 2 millimètres de diamètre se rompent sous les poids suivants :

	k		k
Fer.....	249,159	Or.....	68,216
Cuivre.....	137,399	Étain.....	24,200
Platine.....	124,000	Zinc.....	12,710
Argent.....	85,062	Plomb.....	9,000

Quand les métaux sont élastiques et sonores, ces propriétés sont d'autant plus développées qu'ils ont plus de dureté. Cette remarque paraît s'étendre aux alliages: ainsi le bronze, formé de cuivre et d'étain, est plus dur et aussi plus sonore que chacun de ces métaux.

La cassure présente différents aspects importants à considérer dans les métaux, car ils permettent souvent de les distinguer les uns des autres. Ainsi la cassure est *lamelleuse* dans le bismuth, l'antimoine; *grenue* dans l'étain, etc.

Les métaux peuvent affecter des formes cristallines bien définies, qui sont, en général, l'octaèdre, le cube ou les formes qui en dérivent. Quelques métaux, comme l'antimoine, cristallisent en rhomboèdres.

Les métaux sont de tous les corps simples ceux qui conduisent le mieux la chaleur et l'électricité.

Les métaux peuvent être rangés dans l'ordre suivant par rapport à la conductibilité pour la chaleur :

Or.....	10000	Fer.....	3743
Argent.....	9730	Zinc.....	3638
Platine.....	9710	Étain.....	3039
Cuivre.....	8932	Plomb.....	1795

(M. Despretz.)

On a classé ainsi les différents métaux d'après leur conductibilité électrique :

Cuivre.....	10000	Fer.....	1580
Or.....	9360	Étain.....	1530
Argent.....	7360	Plomb.....	830
Zinc.....	2350	Mercure.....	345
Platine.....	1880	Potassium.....	133

(M. Becquerél.)

La fusibilité des métaux est très-variable. Les uns, comme le plomb, l'étain, fondent bien au-dessous du rouge; d'autres, comme le platine, le rhodium, l'iridium, ne fondent qu'à la chaleur d'une pile énergique ou du chalumeau à gaz oxygène et hydrogène, ou encore au foyer d'une lentille de grandes dimensions.

Le tableau suivant donne l'ordre de fusibilité des principaux métaux :

Mercure.....	- 39°	Manganèse. Entre la fonte et le fer.	
Potassium.....	+ 85	Nickel. Id.	
Sodium.....	90	Fer forgé.....	2148°
Étain.....	230	Palladium.....	} Presque infusibles, s'agglomérant seulement à un feu de forge violent
Bismuth.....	246	Molybdène.....	
Plomb.....	332	Uranium.....	
Cadmium.....	360	Tungstène.....	
Zinc.....	370	Chrome.....	
Antimoine.....	432	Titane.....	} infusibles au feu de forge le plus violent; fusibles au chalumeau à gaz hydrogène et oxygène.
Argent.....	1022	Cérium.....	
Cuivre.....	1092	Osmium.....	
Or.....	1400	Iridium.....	
Fonte grise.....	1587	Rhodium.....	
Acier: Entre la fonte et le fer.		Platine.....	



## ACTION DE L'OXYGÈNE, DE L'AIR ATMOSPHÉRIQUE ET DE L'EAU SUR LES MÉTAUX.

Quelques métaux, comme le potassium, le sodium, absorbent l'oxygène à la température ordinaire; mais la plupart des métaux ne sont oxydés qu'à l'aide d'une température plus élevée. D'autres métaux, tels que l'or, le platine, le palladium, l'iridium, n'absorbent l'oxygène à aucune température.

L'air sec agit sur les métaux comme l'oxygène, mais avec moins d'énergie; l'air humide les oxyde plus rapidement que l'air sec; il se forme alors des oxydes qui sont ordinairement hydratés et carbonatés.

Plusieurs métaux peuvent décomposer l'eau à la température ordinaire, comme le potassium et le sodium; d'autres, comme le fer, l'étain, l'antimoine, etc., n'agissent sur l'eau qu'à une température voisine du rouge. Certains métaux, tels que l'or, le platine, n'exercent aucune action sur l'eau, même sous l'influence d'une température rouge.

Les acides déterminent quelquefois la décomposition de l'eau par les métaux; l'oxygène de l'eau s'unit, dans ce cas, au métal pour former un oxyde qui se combine avec l'acide, tandis que l'hydrogène se dégage. Certains acides, comme l'acide azotique, l'acide sulfurique concentré, peuvent même céder une partie de leur oxygène aux métaux.

## CLASSIFICATION DES MÉTAUX.

La meilleure classification des métaux a été proposée par Thenard: nous l'adopterons, sauf les modifications introduites par M. Regnault, qui, du reste, laisse subsister entièrement les bases de la classification de Thenard.

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, \* cæsium, \* thallium, \* baryum, \* strontium, calcium,*

Ces métaux absorbent l'oxygène à une basse température; 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. — *Aluminium, magnésium, \* glucinium, \* zirconium, \* thorium, \* yttrium, \* cérium, \* lanthane, \* didyme, manganèse, \* uranium, \* niobium, \* erbium, \* terbium.*

La plupart de ces métaux absorbent l'oxygène à une température peu élevée; leurs oxydes sont en général aussi difficiles à réduire que les précédents. Mais ces métaux ne décomposent l'eau qu'entre 100 et 200°, et quelquefois seulement au rouge sombre.

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

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.*

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. Mais comme ils ont une grande tendance à s'acidifier, ils décomposent l'eau en présence des bases énergiques, comme la potasse.

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

Ces métaux ne décomposent la vapeur aqueuse que lentement et à une température très-élevée; leurs oxydes ne sont pas réduits par la chaleur.

SIXIÈME SECTION. — *Mercure, argent, \* rhodium, \* palladium, \* ruthénium, platine, or.*

Cette section comprend les métaux appelés *nobles*, qui ne décomposent pas l'eau, et dont les oxydes sont réduits par 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, \* cæsium, \* 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, mercure, argent, or, platine, \* osmium, \* iridium, \* rhodium, \* palladium, \* ruthénium.

#### GÉNÉRALITÉS SUR LES OXYDES MÉTALLIQUES.

On donne ce nom aux composés binaires formés par la combinaison des métaux avec l'oxygène.

Les oxydes peuvent être divisés en quatre classes, savoir :

- 1° Les oxydes basiques ;
- 2° Les oxydes acides (acides métalliques) ;
- 3° Les oxydes neutres ou indifférents ;
- 4° Les oxydes salins.

Les *oxydes basiques* se combinent avec les acides. Ceux qui appartiennent aux métaux de la première section ont la propriété de neutraliser les acides, de verdir le sirop de violettes et de ramener au bleu la teinture de tournesol rougie par les acides.

Les *oxydes acides* possèdent les propriétés des acides, neutralisent les bases, forment avec elles des sels, et rougissent souvent la teinture de tournesol.

Les *oxydes indifférents* sont ceux qui ne se combinent ni avec les acides, ni avec les bases. Les bi-oxydes de *baryum*, de *calcium*, de *manganèse*, de *strontium*, etc., sont des oxydes indifférents.

Les *oxydes salins* sont ceux qui résultent de la combinaison de deux oxydes d'un même métal, l'un fonctionnant comme acide, l'autre comme base : ainsi, l'oxyde rouge de manganèse  $Mn^2O^3$  peut être considéré comme une combinaison de  $Mn^2O^3$  et de  $MnO$  ; dans ce cas,  $Mn^2O^3$  joue le rôle d'acide. De même l'oxyde de fer magnétique  $Fe^3O^4$  peut être représenté par  $Fe^2O^3, FeO$  ; le sesqui-oxyde de fer fonctionne alors comme acide. Le minium  $Pb^3O^4 = PbO^2, 2PbO$  est une combinaison d'acide plombique  $PbO^2$  et de protoxyde de plomb  $PbO$ .

**Action de la chaleur sur les oxydes.** — Les oxydes des métaux de la sixième section perdent leur oxygène et sont ramenés à l'état métallique par l'action de la chaleur.

Aucun des autres oxydes n'est réduit complètement par la chaleur, mais certains acides métalliques, comme les acides chromique, permanganique, plombique, quelques peroxydes, comme ceux de manganèse, de cuivre, perdent une partie de leur oxygène lorsqu'on les chauffe.

Les oxydes métalliques sont d'ailleurs presque tous fixes. La plupart ne fondent qu'à une température très-élevée.

**Action de la pile.** — Tous les oxydes, à l'exception des oxydes terreux, peuvent être décomposés par la pile. Lorsqu'on met un oxyde en contact avec les deux pôles d'une pile électrique, on voit bientôt le métal réduit apparaître au pôle négatif.

Quand le métal peut s'amalgamer, on facilite la décomposition de l'oxyde en se servant du mercure : on donne à l'oxyde légèrement humecté la forme d'une coupelle, que l'on remplit de mercure. Cette coupelle est mise sur une plaque métallique, qui communique avec le pôle positif de la pile, tandis que le pôle négatif plonge dans le mercure : on obtient, au bout d'un certain temps, un amalgame qui, par la distillation, donne le métal de l'oxyde.

**Action de l'oxygène.** — Plusieurs oxydes absorbent l'oxygène lorsqu'ils sont en contact avec ce gaz ou avec l'air, soit à la température ordinaire, soit à une température élevée : tels sont les protoxydes de potassium, de sodium, de baryum, de fer, de manganèse, d'étain, de cuivre, de plomb, etc.

Les hydrates de protoxyde de fer, de manganèse, d'étain, de cuivre, absorbent rapidement l'oxygène de l'air, et se changent en de nouveaux oxydes qui ont pour formules :  $Fe^2O^3$  ;  $Mn^2O^3$  ;  $SnO^2$  ;  $CuO$ .

**Action de l'hydrogène.** — L'hydrogène réduit, sous l'influence de la chaleur, les oxydes des quatre dernières sections ; il faut excepter cependant les oxydes de manganèse, de chrome et quelques autres.

L'hydrogène ramène à l'état de protoxydes les peroxydes des deux premières sections, ainsi que le peroxyde de manganèse.

Certains oxydes, surtout ceux de la dernière section, sont réduits par l'hydrogène à une température peu élevée.

Les oxydes réduits par l'hydrogène laissent toujours le métal pur : c'est ainsi que l'on prépare souvent les métaux dans les laboratoires.

**Action du carbone.** — Le carbone réduit, à une température plus ou moins élevée, les oxydes métalliques, excepté les oxydes terreux ou ceux de la deuxième section, et les oxydes alcalino-terreux.

Le carbone, en agissant sur les oxydes, peut produire de l'acide carbonique ou de l'oxyde de carbone, suivant la quantité de carbone employée et l'affinité du métal pour l'oxygène. Si l'oxyde est facile à réduire, comme les oxydes de cuivre et d'argent, on obtient toujours de l'acide carbonique. Si la réduction ne s'opère qu'à une température très-élevée, et si le charbon



est en excès, il se produit de l'oxyde de carbone. Lorsque la réduction a lieu à une température voisine du rouge, on obtient à la fois de l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique. L'expérience peut se faire au moyen de l'appareil représenté fig. 84.

On se sert du charbon dans les exploitations métallurgiques pour extraire les métaux de leurs oxydes. Le charbon produit, en brûlant, la chaleur nécessaire à la réduction et en-

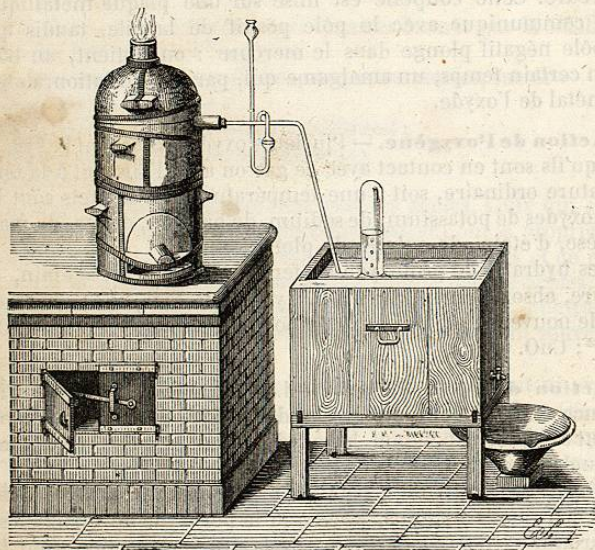


Fig. 84.

lève en même temps l'oxygène de l'oxyde qu'il transforme en oxyde de carbone ou en acide carbonique. Les métaux retirés de leurs oxydes par le charbon retiennent ordinairement une petite quantité de carbone. Le fer, par exemple, obtenu dans les hauts fourneaux, peut contenir depuis 2 jusqu'à 6 centièmes de carbone. Le manganèse et le chrome, réduits par le charbon dans un creuset brasqué, c'est-à-dire revêtu intérieurement d'une couche de charbon en poudre, retiennent aussi du carbone.

**Action du chlore.** — Le chlore décompose la plupart des oxydes et produit des chlorures métalliques en se substituant à l'oxygène des oxydes; l'alumine n'est décomposée par le chlore que sous l'influence du charbon et à une température rouge. Il en est de même de la glucine, de la thoria et de l'yttria.

Lorsqu'on soumet les oxydes alcalins et alcalino-terreux à l'action du chlore en présence de l'eau, il se produit, suivant la concentration des liqueurs et la quantité de chlore employée, des chlorures métalliques, et en même temps des chlorates ou des hypochlorites.

Vers 100°, la potasse et la soude monohydratées perdent leur oxygène sous l'influence du chlore, et se transforment en chlorures de potassium et de sodium.

L'action du brome et de l'iode sur les oxydes est la même que celle du chlore.

**Action du soufre.** — Le soufre agit en général, à une température élevée, sur les deux éléments des oxydes, et produit des sulfures métalliques et de l'acide sulfureux ou de l'acide sulfurique.

Cette réaction est souvent accompagnée d'un dégagement de chaleur et de lumière. Les seuls oxydes qui ne soient pas attaqués par le soufre sont les bases terreuses.

La potasse, la soude, la baryte, la chaux qu'on chauffe légèrement avec du soufre, forment des polysulfures et des hyposulfites ou des polysulfures et des sulfates, si la température est élevée.

**Action du phosphore.** — Le phosphore agit, sous l'influence de la chaleur, sur presque tous les oxydes et produit un mélange de phosphate et de phosphore. Si la réaction se passe en présence de l'eau, on obtient avec les oxydes alcalins et alcalino-terreux un mélange de phosphate et d'hypophosphite, et il se dégage des phosphures d'hydrogène mêlés d'hydrogène libre.

**Action des métaux.** — Quelques oxydes peuvent être complètement réduits par certains métaux qui s'emparent de tout l'oxygène de l'oxyde, en éliminant le métal et se combinent souvent avec le métal réduit pour former un alliage.

D'autres fois on n'obtient qu'une réduction incomplète et un oxyde moins oxygéné que le premier, qui reste libre ou se combine avec l'oxyde qui s'est formé.

Le potassium et le sodium, qui ont une grande affinité pour l'oxygène, décomposent presque tous les oxydes métalliques.

**Préparation des oxydes.** — On connaît un grand nombre de procédés de préparation des oxydes; nous ne citerons que les principaux.

On obtient les oxydes métalliques :

1° Par l'action de l'oxygène ou de l'air atmosphérique sur les



métaux chauffés au rouge : c'est ainsi que se préparent les oxydes de plomb, de zinc, de cuivre, etc. ;

2° En attaquant les métaux par des corps oxydants, tels que l'acide azotique, l'azotate, le chlorate de potasse ;

3° Par la calcination des azotates, des carbonates, quelquefois même des sulfates, des oxalates ;

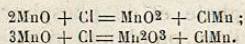
4° Par la voie humide, en précipitant les sels métalliques solubles par la potasse, la soude ou l'ammoniaque : dans ce cas les oxydes sont presque toujours hydratés ;

5° En faisant bouillir dans l'eau un carbonate soluble avec un oxyde qui forme un sel insoluble avec l'acide carbonique ; l'oxyde du carbonate soluble reste en dissolution : cette méthode n'est applicable qu'aux alcalis ;

6° En traitant par l'eau oxygénée certains oxydes hydratés ou en dissolution, tels que les oxydes de cuivre, de zinc, de calcium, de baryum, de strontium, etc. ;

7° En soumettant à l'influence du chlore en présence de l'eau certains oxydes, comme les protoxydes de manganèse, de cobalt et de nickel : on enlève une partie du métal uni à l'oxygène, et l'on obtient un degré d'oxydation plus élevé.

Il se produit ainsi des oxydes plus ou moins oxygénés, suivant les proportions respectives d'oxyde et de chlore employées. Ainsi l'action du chlore sur le protoxyde de manganèse peut donner du sesqui-oxyde et du peroxyde de manganèse :



(M. Berthier.)

Les carbonates des oxydes précédemment désignés peuvent être substitués aux oxydes et produire, comme eux, des peroxydes, sous l'influence prolongée du chlore. Dans cette réaction, l'acide carbonique éliminé par le chlore se dégage.

### GÉNÉRALITÉS SUR LES SELS.

Avant Lavoisier, le nom de *sel* était appliqué indistinctement à un certain nombre de corps dont la composition et les propriétés ne présentaient entre elles aucune analogie. Il suffisait qu'une substance fût solide, cristallisable, transparente, soluble dans l'eau, pour qu'on lui donnât le nom de *sel*. Lavoisier fixa le premier la véritable nature des sels et en donna la définition suivante :

*Un sel est un corps formé par la combinaison d'un acide avec une*

*base, dans lequel les propriétés de l'acide et celles de la base se neutralisent mutuellement d'une manière plus ou moins complète.*

A l'époque où Lavoisier proposait cette définition du sel, les hydracides n'étaient pas encore connus. On pensait qu'un sel résultait nécessairement de la combinaison d'une base avec un oxacide et devait contenir les éléments de l'acide et de la base.

Plus tard, on reconnut l'existence d'une nouvelle classe d'acides, les *hydracides*, qui, en s'unissant aux bases, forment de l'eau et des composés binaires.

Les chimistes se trouvèrent alors placés dans l'alternative, ou d'abandonner la définition donnée par Lavoisier, ou de rejeter de la classe des sels les corps qui, tout en présentant les propriétés générales des sels, s'en éloignent par la composition, le sel marin, par exemple.

Berzelius proposa de donner le nom de *sels haloides* aux composés binaires résultant de la réaction des hydracides sur les bases. Les chlorures, bromures, iodures, fluorures, cyanures, sulfures, ont été considérés par Berzelius comme des *sels haloides*.

On a même donné plus d'extension encore à la définition du sel, et l'on a proposé d'appliquer indistinctement le nom de sel à tous les composés résultant de l'union de deux composés binaires ayant un élément commun. Ainsi, la combinaison du perchlorure d'or  $\text{Au}^2\text{Cl}^3$  avec un autre chlorure devient un *chlorosel*. Les combinaisons des sulfures entre eux ont été nommées des *sulfosels*.

Les sels qui sont formés par les oxacides, et que l'on nomme *oxysels*, peuvent s'unir entre eux pour former des sels doubles : c'est ainsi que le sulfate de potasse se combine avec le sulfate d'alumine et constitue l'alun.

Il arrive souvent qu'un oxyde se combine avec un oxysel ou avec un sel haloïde : tels sont les sous-sulfates, les sous-azotates de mercure, de fer ; les oxychlorures de calcium, de mercure, etc.

Quelquefois enfin un oxysel peut se combiner avec un sel haloïde (Ex. : azotate d'argent et cyanure de mercure).

### PHÉNOMÈNE DE LA SATURATION.

Lorsqu'on fait agir peu à peu une base sur un acide, on reconnaît que les propriétés de l'acide et celles de la base s'affaiblissent graduellement. Il vient un moment où ces deux corps ont perdu leur saveur caractéristique, leur action sur la teinture de tournesol, etc. ; on dit alors que l'*acide est saturé* par la *base*.