

COMPOSITION DES PRINCIPAUX ALLIAGES.

Monnaies d'or.....	{	Or.....	900
		Cuivre.....	100
Vaisselle et bijouterie d'or.....	{	Or.....	750 à 916
		Cuivre.....	250 à 84
Monnaies d'argent (pièces de 5 fr.).....	{	Argent.....	900
		Cuivre.....	100
Monnaies d'argent (pièces de 2 fr., 1 fr., 50, et 20 c.).....	{	Argent.....	835
		Cuivre.....	165
Vaisselle et médailles d'argent... ..	{	Argent.....	950
		Cuivre.....	50
Bijoux d'argent.....	{	Argent.....	800
		Cuivre.....	200
Bronze d'aluminium.....	{	Cuivre.....	90 à 95
		Aluminium.....	10 à 5
Bronze des monnaies et des médailles. . .	{	Cuivre.....	95
		Étain.....	4
Bronze des canons.....	{	Zinc.....	1
		Cuivre.....	90
Bronze des cloches.....	{	Étain.....	10
		Cuivre.....	78
Bronze des tamtams et des cymbales.....	{	Étain.....	22
		Cuivre.....	80
Laiton.....	{	Étain.....	20
		Cuivre.....	67
Maillechort.....	{	Zinc.....	33
		Cuivre.....	50
Caractères d'imprimerie.....	{	Zinc.....	25
		Nickel.....	25
Chrysocale.....	{	Plomb.....	80
		Antimoine.....	20
Métal anglais.....	{	Cuivre.....	90
		Zinc.....	10
Mesures pour les liquides.. ..	{	Étain.....	100
		Plomb.....	8
Soudure des plombiers.....	{	Antimoine.....	8
		Bismuth.....	1
Alliage des potiers d'étain (vaisselle et robinets).....	{	Cuivre.....	4
		Étain.....	82
Soudure des plombiers.....	{	Plomb.....	18
		Étain.....	66
Alliage des potiers d'étain (vaisselle et robinets).....	{	Plomb.....	33
		Étain.....	92
Alliage des potiers d'étain (vaisselle et robinets).....	{	Plomb.....	8
		Étain.....	8

GÉNÉRALITÉS SUR LES OXYDES MÉTALLIQUES

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

État naturel. — On trouve dans la nature un grand nombre d'oxydes métalliques. Les plus importants sont : les oxydes de fer, de manganèse, d'étain, de cuivre.

Classification des oxydes. — Les oxydes peuvent être divisés en cinq classes, savoir :

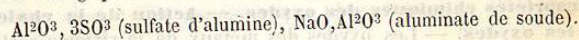
- 1° Les oxydes basiques ;
- 2° Les oxydes acides (acides métalliques) ;
- 3° Les oxydes neutres ou indifférents ;
- 4° Les oxydes salins ;
- 5° Les oxydes singuliers.

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 verdier le sirop de violettes et de ramener au bleu la teinture de tournesol rouge par les acides.

Le protoxyde de fer, les oxydes d'argent, de cuivre, la chaux, la baryte, la soude, la potasse, etc., sont des oxydes basiques.

Les *oxydes acides* possèdent les propriétés des acides, neutralisent les bases, forment avec elles des sels, et rougissent souvent la teinture de tournesol ; tels sont l'acide stannique, l'acide chromique, etc.

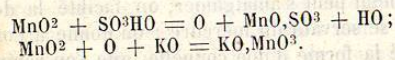
Les *oxydes indifférents* sont ceux qui se combinent tantôt avec les acides, tantôt avec les bases pour former des sels ; ils jouent le rôle de base vis-à-vis des acides forts, et celui d'acide vis-à-vis des bases énergiques : l'alumine est dans ce cas ; exemple :



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^2O^3 peut être représenté par $\text{Fe}^2\text{O}^3, \text{FeO}$; le sesqui-oxyde de fer fonctionne alors comme acide. Le minium $\text{Pb}^2\text{O}^4 = \text{PbO}^2, 2\text{PbO}$ est une combinaison d'acide plombique PbO^2 et de protoxyde de plomb PbO .

Les *oxydes singuliers* ne se combinent jamais ni avec les acides, ni avec les bases ; ordinairement ils se transforment en bases quand on leur enlève de l'oxygène, et en acides quand on leur en ajoute.

Ex. :



On peut remarquer que les différents oxydes formés par un métal avec l'oxygène ont une tendance d'autant plus grande à acqué-

rir les propriétés acides qu'ils renferment plus d'oxygène; ainsi, tandis que le protoxyde de fer FeO est basique, le sesqui-oxyde Fe^2O^3 est indifférent, et le trioxyde FeO^3 (acide ferrique) est un acide énergique.

Propriétés physiques des oxydes. — Les oxydes métalliques sont tous solides à la température ordinaire; ils sont en général dépourvus de l'éclat métallique, et conduisent assez mal la chaleur et l'électricité. Ils sont inodores, excepté l'acide osmique. Leur densité est supérieure à celle de l'eau.

La plupart des oxydes sont blancs; il y en a cependant un certain nombre de colorés. Un même oxyde peut présenter une coloration différente, suivant qu'il est anhydre ou hydraté; ainsi l'oxyde de cuivre hydraté est bleu, l'oxyde de cuivre anhydre est noir; ou encore suivant son mode de préparation: l'oxyde de mercure qui est jaune lorsqu'il est obtenu par voie humide, est rouge quand on le prépare par la calcination de l'azotate.

Certains oxydes fondent facilement, comme la litharge; d'autres, comme la chaux, la magnésie, sont complètement réfractaires. Il en est un petit nombre de volatils; ex. : l'oxyde d'antimoine et l'acide osmique.

Les oxydes des métaux alcalins sont très-solubles dans l'eau; ceux des métaux alcalino-terreux sont assez solubles; les oxydes de plomb et d'argent le sont très-peu; tous les autres sont insolubles.

Propriétés chimiques des oxydes. — 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.

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 énergique, 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. — Lorsqu'on chauffe un métal au contact de l'air, on obtient en général un oxyde qui est le plus stable de tous ceux que peut former ce métal; il est évident que tout oxyde inférieur à ce terme, chauffé à l'air, devra absorber de l'oxygène et reproduire cet oxyde le plus stable. C'est ainsi que le protoxyde de fer FeO , porté à une température suffisante, se transforme en Fe^2O^3 , le protoxyde de manganèse MnO en Mn^2O^3 , le protoxyde d'étain SnO en SnO^2 .

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 métaux des quatre dernières sections: il faut excepter cependant l'oxyde de chrome.

L'hydrogène ramène à l'état de protoxydes les peroxydes des métaux des deux premières sections, par exemple, les bioxydes de manganèse et de baryum.

Certains oxydes, surtout ceux de la dernière section, sont réduits par l'hydrogène à une température peu élevée (fig. 1).

Le sesqui-oxyde de fer, réduit de cette façon, donne du fer pulvérent tellement avide d'oxygène, que, projeté dans l'air, il s'enflamme: c'est le fer *pyrophorique* obtenu pour la première fois par Magnus.

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 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. 2.

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 enlève 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 char-

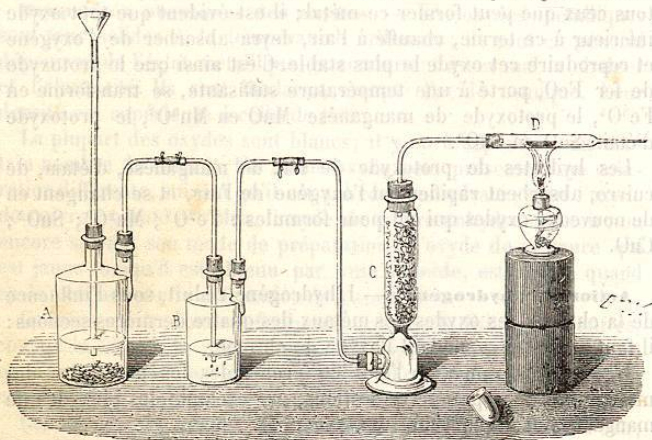


Fig. 1.

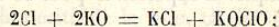
bon retiennent ordinairement une petite quantité de carbone. Le fer, par exemple, obtenu dans les hauts fourneaux, peut contenir depuis 2 jusqu'à 6 centièmes de carbone. Le manganèse et le chrome, réduits par le charbon dans un creuset brasqué, c'est-à-dire revêtu intérieurement d'une couche de charbon en poudre, retiennent aussi du carbone.

Action du chlore. — Le chlore sec décompose la plupart des oxydes et produit des chlorures métalliques en se substituant à l'oxygène des oxydes; on peut le démontrer facilement en faisant passer un courant de chlore sur de la chaux portée au rouge dans un tube de porcelaine :

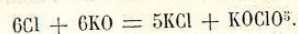


Il n'y a d'exception que pour quelques oxydes, comme les sesquioxides d'aluminium, de chrome, qui ne sont décomposés par le chlore que sous l'influence simultanée du charbon.

Si le chlore agit en présence de l'eau et si la base est énergique, il se produit un chlorure, et un acide oxygéné du chlore, qui est l'acide hypochloreux quand la solution alcaline est faible et froide :



qui est l'acide chlorique lorsque la liqueur est concentrée ou chaude :



Le chlore peut encore jouer le rôle d'oxydant vis-à-vis de quel-

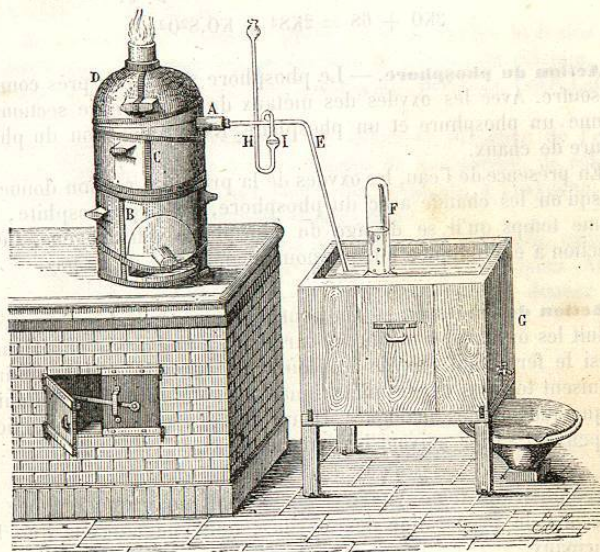
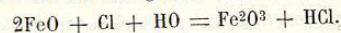


Fig. 2.

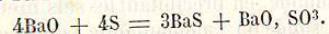
ques oxydes hydratés susceptibles de se suroxyder, comme les protoxydes de fer ou de manganèse :



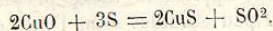
L'action du brome et de l'iode sur les oxydes est la même que celle du chlore.

Action du soufre. — Tous les oxydes métalliques sont décomposés à chaud par le soufre, excepté l'alumine et le sesquioxyde de chrome, mais les produits varient avec la nature de l'oxyde.

Avec la potasse, la baryte et les oxydes analogues, il se produit un sulfure et un sulfate :

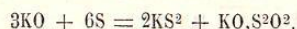


Si les sulfates sont, comme le sulfate de cuivre, décomposables à la température de la réaction, il se forme un sulfure et de l'acide sulfureux :



En présence de l'eau, le soufre réduit quelques oxydes des métaux de la dernière section, et donne de l'acide sulfurique et le métal.

Chauffés avec de l'eau et du soufre, les oxydes des métaux de la première section donnent un polysulfure et un hyposulfite :



Action du phosphore. — Le phosphore agit à peu près comme le soufre. Avec les oxydes des métaux de la première section, il donne un phosphure et un phosphate. Ex. préparation du phosphure de chaux.

En présence de l'eau, les oxydes de la première section donnent, lorsqu'on les chauffe avec du phosphore, un hypophosphite, en même temps qu'il se dégage du phosphure d'hydrogène. Cette réaction a été indiquée lorsque nous avons parlé de ce gaz.

Action des métaux. — On peut dire, en général, qu'un métal réduit les oxydes des métaux appartenant à une classe supérieure. Ainsi le fer réduit l'oxyde de plomb; le potassium et le sodium réduisent tous les oxydes métalliques, excepté, toutefois, l'alumine et quelques oxydes analogues. Quant aux produits de la réaction, ils peuvent varier suivant les circonstances.

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; l'étain, traité par l'acide azotique, se transforme en bioxyde d'étain SnO^2 ;

3° Par la calcination des azotates, des carbonates, quelquefois même des sulfates, des oxalates; la chaux est obtenue par la calcination du carbonate de chaux, la baryte, les oxydes de cuivre et de mercure par la calcination des azotates de baryte, de cuivre et de mercure.

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. En versant de la potasse dans une dissolution d'azotate d'argent, on produit un précipité d'oxyde d'argent. Ce procédé, applicable à la préparation de tous les oxydes insolubles ou peu solubles dans l'eau, est le seul que l'on

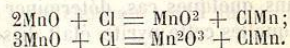
puisse employer pour ceux des métaux de la dernière section, ces oxydes étant décomposables par la chaleur.

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 protoxydes de cuivre, de calcium, de baryum, de strontium, etc. On obtient les bioxydes $\text{CuO}^2, \text{CaO}^2, \text{BaO}^2, \text{SrO}^2$.

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 peut se produire 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 sesquioxyde ou du peroxyde de manganèse :



(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 SULFURES MÉTALLIQUES.

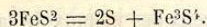
État naturel. — Un grand nombre de métaux se trouvent dans la nature à l'état de sulfures, par exemple : l'argent, le mercure, le plomb, le cuivre, etc.

Propriétés physiques. — Les sulfures sont solides, généralement colorés et cristallisent facilement; la plupart sont fusibles, quelques-uns volatils, comme le sulfure de mercure.

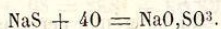
Tous les sulfures sont insolubles dans l'eau, sauf ceux des métaux alcalins et alcalino-terreux.

Propriétés chimiques. — La chaleur agit sur les sulfures comme sur les oxydes correspondants; ainsi elle détermine la réduction du sulfure d'or.

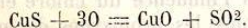
Les polysulfures sont ramenés à un degré de sulfuration moindre :



Action de l'oxygène. — L'oxygène ou l'air sec agissant sur les sulfures à une température élevée se porte tout à la fois sur le métal et sur le soufre. Dans le cas des sulfures des métaux alcalins et alcalino-terreux, il se forme des sulfates :



Il peut en être de même avec le sulfure de plomb; mais lorsque les sulfates sont décomposables à la température de la réaction, on n'obtient que l'oxyde et de l'acide sulfureux :



Cette réaction, nous l'avons déjà dit, est souvent utilisée en métallurgie.

L'oxygène humide peut agir sur certains sulfures à la température ordinaire, et donne encore des sulfates. C'est ce qui arrive notamment pour certaines variétés de sulfure de fer. Comme cette oxydation de la pyrite est accompagnée d'une production de chaleur, elle a pu, dans quelques cas, déterminer l'inflammation de houillères dans lesquelles cette pyrite était disséminée.

Action des autres métalloïdes. — L'hydrogène réduit quelques sulfures à une température peu élevée, en produisant de l'acide sulfhydrique. On peut ainsi isoler le mercure et l'antimoine des sulfures de ces métaux.

Le chlore, en agissant sur les sulfures à une température peu élevée, forme des chlorures métalliques et du chlorure de soufre :



Action des métaux. — Les métaux peuvent décomposer certains sulfures. Les sulfures suivants sont rangés dans un ordre tel que le métal de l'un d'eux peut déplacer celui des sulfures suivants :

Sulfure de cuivre	Sulfure de zinc
— de fer	— de plomb
— d'étain	— d'argent.

Action de l'eau. — La vapeur d'eau décompose un grand nombre de sulfures à une température peu élevée; il se produit un oxyde métallique correspondant et de l'hydrogène sulfuré.

Classification des sulfures. — En présence des nombreuses analogies que les sulfures présentent avec les oxydes métalliques, comme ces derniers, on a classé les sulfures en sulfures acides, basiques, indifférents, salins et singuliers.

Ce sont les sulfures alcalins et alcalino-terreux qui jouent en général le rôle de bases.

Les sulfures d'étain, d'or, de platine, etc., sont des sulfures acides. Complètement insolubles dans l'eau, ils se combinent aux sulfures alcalins, et constituent de véritables sels qui sont solubles.

Enfin, parmi les sulfures singuliers, nous citerons le bisulfure de fer FeS^2 , analogue du bioxyde de manganèse MnO^2 .

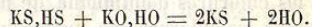
Préparation des sulfures métalliques. — On peut obtenir ces sulfures :

1° Par l'action du soufre sur les métaux chauffés au rouge; c'est ainsi que se préparent les sulfures de fer et de mercure :

2° Par la réduction des sulfates à l'aide du charbon ou de l'hydrogène. On peut obtenir ainsi les monosulfures de potassium, de sodium, de calcium, de baryum, etc.

3° Par l'action du sulfure de carbone et du charbon sur l'oxyde correspondant. Le sulfure d'aluminium, par exemple, s'obtient en faisant passer des vapeurs de sulfure de carbone sur un mélange d'alumine et de charbon porté au rouge blanc dans un tube de porcelaine.

4° Par l'action de l'acide sulfhydrique sur les oxydes. En faisant passer jusqu'à refus dans une dissolution de potasse un courant d'hydrogène sulfuré, on obtient du sulfhydrate de sulfure de potassium, KS, HS ; en ajoutant à ce produit un volume de dissolution de potasse égal à celui précédemment employé, nous obtiendrons du monosulfure de potassium parfaitement pur :



5° Par l'action de l'acide sulfhydrique ou des sulfures alcalins sur les dissolutions salines. On peut préparer ainsi les sulfures insolubles, notamment les sulfures d'or et de platine.

6° Par l'action du soufre sur les oxydes solubles.

On prépare ainsi les polysulfures alcalins en faisant bouillir la dissolution de leurs oxydes avec de la fleur de soufre en excès.

GÉNÉRALITÉS SUR LES CHLORURES MÉTALLIQUES.

Propriétés physiques. — Les chlorures sont généralement solides à la température ordinaire, cependant il en est de liquides, comme le bichlorure d'étain. Ils fondent à une température peu élevée et sont pour la plupart volatils. Ils se dissolvent facilement dans l'eau, sauf le chlorure de plomb qui est peu soluble, le chlorure d'argent et les sous-chlorures de cuivre et de mercure qui sont insolubles.

Propriétés chimiques. — La chaleur est sans action sur la plupart des chlorures; cependant elle décompose le chlorure de platine et ramène le chlorure de cuivre CuCl à l'état de Cu^2Cl .

La lumière paraît avoir de l'action sur certains chlorures; tout le monde sait qu'elle décompose le chlorure d'argent, lui fait perdre une partie de son chlore et le rend insoluble dans l'hyposulfite de soude: c'est sur cette propriété que repose la photographie.

L'électricité décompose tous les chlorures. Certains métaux, comme le strontium, le baryum, n'ont pu être obtenus que de cette façon.

L'oxygène décompose un certain nombre de chlorures, comme les chlorures de fer, de cuivre, qui sont changés en oxydes, mais d'autres, tels que les chlorures de potassium ou de sodium, résistent complètement à son action.

L'hydrogène réduit facilement les chlorures des métaux des quatre dernières sections; il se dégage de l'acide chlorhydrique et le métal est mis en liberté.

Le soufre est sans action sur les chlorures des métaux des deux premières sections, mais il agit sur presque tous les autres, en produisant un sulfure métallique et du chlorure de soufre.

En général, les métaux d'une section réduisent les chlorures des métaux appartenant aux sections suivantes. Ainsi l'étain chauffé avec du bichlorure de mercure donne du bichlorure d'étain et du mercure métallique. De même, le potassium ou le sodium décomposent les chlorures de magnésium et d'aluminium.

Quelques chlorures sont décomposés par l'eau à la température ordinaire, ce sont les chlorures d'antimoine, de bismuth, de titane, etc. D'autres, tels que les chlorures de magnésium, d'aluminium, de fer, se décomposent lorsqu'on évapore leur dissolution: il se dégage de l'acide chlorhydrique, en même temps qu'il se produit l'oxyde correspondant. Enfin, presque tous peuvent être décomposés par la vapeur d'eau à une température suffisamment élevée.

Classification des chlorures. — Les chlorures peuvent être classés comme les oxydes et les sulfures, en chlorures basiques, acides, salins, indifférents et singuliers.

Les chlorures des métaux alcalins peuvent être considérés comme des chlorures basiques, car ils sont susceptibles de se combiner avec les chlorures d'étain, d'or, de platine qui jouent le rôle d'acides, et constituent ainsi de véritables sels.

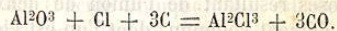
Les chlorures indifférents sont des chlorures qui, comme ceux de magnésium et de manganèse, se combinent indifféremment avec les chlorures basiques et avec les chlorures acides.

Enfin les chlorures singuliers ne se combinent pas avec les autres chlorures.

Préparation des chlorures. — On peut obtenir les chlorures: 1° Par l'action du chlore sur les métaux. On prépare ainsi les chlorures volatils, comme le chlorure d'antimoine, le bichlorure d'étain, et le sesquichlorure de fer.

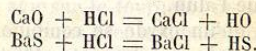
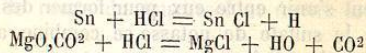
2° Par l'action de l'eau régale. L'eau régale, que l'on peut envisager comme une source de chlore, sert à préparer les chlorures d'or et de platine.

3° Par l'action simultanée du chlore et du charbon sur les oxydes. Le chlorure d'aluminium, par exemple, s'obtient en faisant passer un courant de chlore sur un mélange intime d'alumine et de charbon chauffé au rouge:

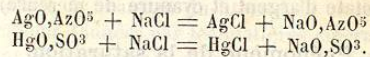


4° Par l'action de l'acide chlorhydrique sur les métaux, les oxydes, les sulfures ou les carbonates.

On peut préparer ainsi les chlorures des métaux des trois premières sections.



5° Par double décomposition entre un chlorure et un sel. On obtient ainsi les chlorures insolubles ou volatils.



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 oxyde 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.