

Bronze des monnaies et des médailles.....	{ Cuivre.....	94 à 96
	{ Étain.....	4 à 6
	{ Zinc.....	1 à 0,5
Bronze des canons.....	{ Cuivre.....	100
	{ Étain.....	14
Bronze des cloches.....	{ Cuivre.....	78
	{ Étain.....	22
Bronze des tantams et cymbales.....	{ Cuivre.....	80
	{ Étain.....	20
Laiton.....	{ Cuivre.....	65
	{ Zinc.....	35
Maillechort.....	{ Cuivre.....	50
	{ Zinc.....	25
	{ Nickel.....	25
Caractères d'imprimerie.....	{ Plomb.....	80
	{ Antimoine.....	20
Chrysocale.....	{ Cuivre.....	90
	{ Zinc.....	10
Métal anglais.....	{ Étain.....	100
	{ Antimoine.....	8
	{ Bismuth.....	1
Mesures pour les liquides.....	{ Cuivre.....	4
	{ Étain.....	82
	{ Plomb.....	18
Soudure des plombiers.....	{ Étain.....	66
	{ Plomb.....	33
Alliage des potiers d'étain (vaisselle et robinets).....	{ Étain.....	92
	{ Plomb.....	8

GÉNÉRALITÉS SUR LES OXYDES MÉTALLIQUES.

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

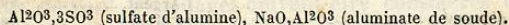
Les oxydes peuvent être divisés en cinq classes, savoir :

- 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 rougie par les acides.

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

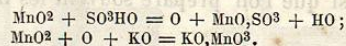
Les oxydes indifférents sont ceux qui se combinent tantôt avec les acides, tantôt avec les bases pour former des sels : l'alumine est dans ce cas; exemple :



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^3O^4 peut être représenté par Fe^2O^3 , FeO ; le sesqui-oxyde de fer fonctionne alors comme acide. Le minium $\text{Pb}^3\text{O}^4 = \text{PbO}^2, 2\text{PbO}$ 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 :



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 énergétique, 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'in-

fluence 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.

Le sesquioxyde de fer, réduit de cette façon, donne du fer pulvérulent 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 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 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 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 sec 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 thorine 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

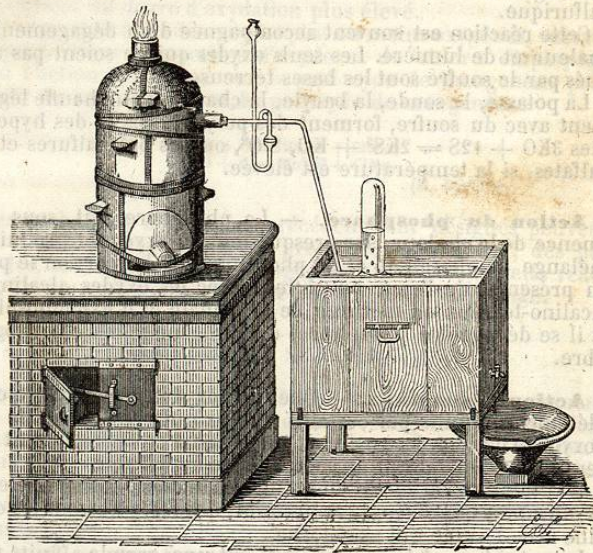
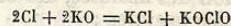


Fig. 84.

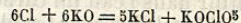
oxygène sous l'influence du chlore, et se transformer en chlorures de potassium et de sodium.

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

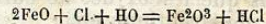
Si le chlore agit en présence de l'eau et si la base est énergique, il se produit un chlorure, et l'affinité de la base pour les acides détermine la formation d'un acide, qui est l'acide hypochloreux quand la solution alcaline est faible et froide:



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



Si la base est faible, elle se peroxyde par l'action décomposante du chlore sur l'eau:



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 $3\text{KO} + 12\text{S} = 2\text{KS}^5 + \text{KO}, \text{S}^2\text{O}^3$, 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 phosphure. 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 éliminent 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;

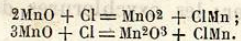
4° Par la voie humide, en précipitant les sels métalliques solubles par la potasse, la soude ou l'ammoniaque: dans ce cas les oxydes sont presque toujours hydratés;

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.

À 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 halogènes* 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 halogènes*.

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