

l'eau à 100°, tandis que les métaux séparés ne la décomposent qu'au rouge.

**589. Principaux alliages usuels.** — Le cuivre est l'un des métaux qui entrent dans le plus d'alliages; les composés qu'il forme sont constamment utilisés. En combinaison avec les métaux précieux, il leur donne de la dureté, ce qui permet aux *alliages des monnaies* de conserver toute la finesse des empreintes; il n'altère pas leur couleur et leur éclat.

Avec l'aluminium, il donne un *bronze d'aluminium* très dur et très malléable, d'un beau jaune d'or, que sa dureté fait employer pour des coussinets de machines, et que sa belle couleur a permis d'utiliser dans l'orfèvrerie (*boîtes et chaînes de montre, flambeaux, couverts de table, etc.*).

Les bronzes, formés par le cuivre et l'étain, mettent en évidence l'influence des proportions relatives des deux métaux sur les propriétés de l'alliage. Ainsi, le *bronze des canons*, qui contient 9<sup>gr</sup>,9 d'étain pour 90<sup>gr</sup>,1 de cuivre, est remarquable par sa ténacité. Le *bronze des tam-tams* et *des cloches* ne diffère du premier que par une plus forte proportion d'étain (20 d'étain pour 80 de cuivre); cet alliage est très cassant, mais il a une grande sonorité, que ne possède heureusement pas le bronze des canons. En augmentant encore la proportion d'étain, de manière à arriver à 55 d'étain pour 67 de cuivre, on obtient un alliage blanc et susceptible d'acquies par le poli un éclat qui le fait rechercher pour les *miroirs de télescope*.

L'alliage de 67<sup>gr</sup> de cuivre avec 35<sup>gr</sup> de zinc, appelé *laiton* ou *cuivre jaune*, sert à faire des *instruments de physique*, des *ustensiles de ménage*, des *boutons*, des *épingles*, des *garnitures de meubles, flambeaux, bijoux faux, etc.*

Le cuivre entre encore dans la composition du *maillechort*, alliage de cuivre, de zinc et de nickel, employé pour faire des objets de *sellerie*, des *épérons*, des *garnitures de couteaux*, des *couverts*, que l'on recouvre, par la galvanoplastie, d'une couche d'or ou d'argent.

Le plomb et l'étain entrent également dans un grand nombre d'alliages.

Monnaie d'or. . . . .	{ Or . . . . . 900 Cuivre . . . . . 10	Bronze des canons. . . . .	{ Cuivre. . . . . 90,1 Étain . . . . . 9,9
Vaisselle et médailles. . . . .	{ Or . . . . . 9,6 Cuivre . . . . . 84	Bronze des tam-tams et des cymbales. . . . .	{ Cuivre. . . . . 80 Étain . . . . . 20
Bijouterie d'or. . . . .	{ Or . . . . . 750 Cuivre . . . . . 250	Bronze des miroirs de télescopes . . . . .	{ Cuivre. . . . . 67 Étain . . . . . 35
Monnaies d'argent (pièces de 5 fr.). . . . .	{ Argent . . . . . 900 Cuivre . . . . . 100	Laiton. . . . .	{ Cuivre. . . . . 67 Zinc . . . . . 35
Monnaies d'argent (pièces de 2 fr., 1 fr., 50 c., 20 c.). . . . .	{ Argent . . . . . 855 Cuivre . . . . . 165	Maillechort. . . . .	{ Cuivre. . . . . 50 Zinc . . . . . 25 Nickel . . . . . 25
Vaisselle et médailles d'argent . . . . .	{ Argent . . . . . 950 Cuivre . . . . . 50	Métal anglais. . . . .	{ Étain . . . . . 100 Antimoine. . . . . 8 Bismuth. . . . . 1 Cuivre. . . . . 4
Bijouterie d'argent. . . . .	{ Argent . . . . . 800 Cuivre . . . . . 200	Caractères d'imprimerie. . . . .	{ Plomb. . . . . 80 Antimoine. . . . . 20
Bronze des monnaies et des médailles. . . . .	{ Cuivre . . . . . 95 Étain . . . . . 4 Zinc . . . . . 1	Mesures d'étain (litre, décilitre, etc.). . . . .	{ Plomb. . . . . 10 Étain . . . . . 90
Bronze d'aluminium. . . . .	{ Aluminium 10 Cuivre. . . . . 90		

## CHAPITRE II

ÉTAT NATUREL, PRÉPARATION ET PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES DES OXYDES, DES SULFURES ET DES CHLORURES MÉTALLIQUES.

### OXYDES MÉTALLIQUES.

**590. 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 et de cuivre; ils peuvent exister soit à l'état anhydre, comme le sesquioxyde de fer  $Fe^2O^3$ , l'oxyde magnétique de fer  $Fe^3O^4$ , le bioxyde de manganèse  $MnO^2$ , le bioxyde d'étain  $SnO^2$ , etc.; soit à l'état hydraté, comme l'hydrate de sesquioxyde de fer  $Fe^2O^3.HO$  ou de sesquioxyde de manganèse  $Mn^2O^3.HO$ .

Les oxydes naturels sont le plus souvent amorphes, mais on les trouve quelquefois très bien cristallisés; ils sont alors désignés sous des noms particuliers: ainsi le sesquioxyde de fer  $Fe^2O^3$ , cristallisé, prend le nom de *fer oligiste*; le bioxyde de manganèse  $MnO^2$  est appelé *pyrotusite*; l'hydrate de sesquioxyde de manganèse  $Mn^2O^3.HO$ , *acridesc*; le bioxyde d'étain  $SnO^2$ , *casitérite*; enfin l'alumine cristallisée  $Al^2O^3$  prend les noms de *corindon*, de *saphir oriental* ou de *rubs oriental*, suivant qu'elle est transparente et incolore, ou colorée en bleu ou en rouge par de très petites quantités de matières étrangères.

**591. Préparation.** — Les procédés généraux qu'on peut employer pour la préparation des oxydes sont les suivants:

1° OXYDATION DU MÉTAL. — Ce procédé direct est fréquemment employé dans l'industrie: c'est en chauffant fortement à l'air le zinc fondu qu'on obtient le *blanc de zinc* (oxyde de zinc  $ZnO$ ). — Le plomb fondu donne, au contact de l'air, du *massicot* (protoxyde de plomb  $PbO$ ), ou, si l'action est plus prolongée, du *minium*  $Pb^2O^4$ . On prépare l'oxyde de cuivre en chauffant à l'air du cuivre très divisé. Au lieu d'employer l'air comme oxydant, on se sert quelquefois de l'acide azotique; l'étain chauffé avec cet acide donne le bioxyde d'étain  $SnO^2$ .

Ce procédé direct n'est pas applicable à la préparation de tous les oxydes; car il y a beaucoup de métaux qu'on n'obtient pas facilement à l'état libre, et, parmi ceux qui se trouvent dans le commerce, il en est d'inoxydables par l'air et par l'acide azotique, comme l'or et le platine. Leurs oxydes sont d'ailleurs décomposables par la chaleur.

2° DÉCOMPOSITION D'UN SEL PAR VOIE SÈCHE. — On prépare un certain nombre d'oxydes en décomposant par la chaleur un carbonate ou un azotate. Ainsi, la chaux est produite par la calcination du carbonate de chaux; on se procure la baryte, l'oxyde de cuivre et l'oxyde de mercure en calcinant leur azotate.

3° DÉCOMPOSITION D'UN SEL PAR VOIE HUMIDE. — On obtient plusieurs oxydes en les déplaçant de leurs sels dissous dans l'eau, par une autre base; exemples:

1° En versant de la potasse dans une dissolution d'azotate d'oxyde d'argent, on produit un précipité d'*oxyde d'argent*. Ce procédé, applicable à la préparation de tous les oxydes insolubles ou très 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.

2° La potasse se prépare elle-même par voie humide; si, en effet, on ajoute



de la chaux éteinte dans une dissolution de carbonate de potasse, il se forme du carbonate de chaux insoluble qui se précipite, et il reste dans la liqueur de la potasse caustique.

Les oxydes préparés par ces différentes méthodes sont toujours amorphes; pour avoir des oxydes cristallisés, on emploie divers procédés, parmi lesquels nous indiquerons celui d'Ebelmen. L'alumine dissoute dans de l'acide borique fondu est exposée à la température des fours à porcelaine; l'acide borique, se vaporisant peu à peu, abandonne lentement l'alumine, qui cristallise alors en rhomboédres en tout semblables aux cristaux de corindon naturel<sup>1</sup>.

**592. Propriétés physiques des oxydes.** — Les oxydes sont solides à la température ordinaire, ils sont en général ternes et mauvais conducteurs de la chaleur; leur analogie avec la chaux avait frappé les alchimistes, qui les appelaient des *chaux métalliques*.

Ils ont une densité plus grande que celle de l'eau : cette densité est inférieure à celle du métal correspondant, sauf pour les oxydes alcalins.

**COULEUR.** — La plupart des oxydes sont blancs, comme la chaux, la magnésie et l'oxyde de zinc; il y en a cependant plusieurs qui sont colorés, comme le sesquioxyde de fer (rouge brique), le minium (rouge orange), l'oxyde de cuivre (noir). Un même oxyde peut avoir des couleurs qui varient avec son état moléculaire : ainsi l'oxyde de mercure obtenu par voie humide (en traitant l'azotate de mercure par la potasse) est jaune; obtenu par voie sèche (en calcinant l'azotate), il est rouge orangé; ce même oxyde, chauffé vers 400°, devient brun foncé; il reprend sa couleur rouge en revenant à la température ordinaire.

**FUSIBILITÉ. — VOLATILITÉ.** — Parmi les oxydes indécomposables par la chaleur, il en est quelques-uns qui fondent facilement, comme l'oxyde de plomb; mais le plus grand nombre exigent la température la plus élevée de nos fourneaux; l'alumine et la baryte ne fondent qu'au chalumeau à gaz oxygène et hydrogène; la chaux et la magnésie résistent même à la chaleur du chalumeau. — Il n'y a qu'un petit nombre d'oxydes volatils, tels que l'oxyde d'antimoine et l'acide osmique.

**SOLEBILITÉ.** — Les oxydes des métaux alcalins (potasse, soude) sont très solubles; ceux des métaux alcalino-terreux (chaux, strontiane, baryte) sont assez solubles; les oxydes de plomb et d'argent se dissolvent en très petite quantité et communiquent encore à l'eau une réaction alcaline; ceux des autres métaux sont tous insolubles.

**593. Propriétés chimiques.** — Les oxydes des métaux de la sixième section (oxydes d'or, d'argent, de platine) sont seuls susceptibles d'être réduits à l'état métallique par l'action de la chaleur. Tous les autres, ou sont complé-

1. Un second procédé, très général, consiste à faire arriver lentement dans un espace fortement chauffé des vapeurs qui puissent, en agissant l'une sur l'autre, donner naissance à un oxyde métallique. Cet oxyde se dépose peu à peu en cristaux d'une grande netteté. C'est ainsi que H. Sainte-Claire Deville et Caron ont obtenu du corindon par l'action des vapeurs de fluorure d'aluminium sur des vapeurs d'acide borique. — En faisant agir la vapeur d'eau sur le fluorure de titane, M. Hautefeuille a pu obtenir le bioxyde de titane avec les formes cristallines qu'il possède dans la nature. On doit rattacher à ce procédé les expériences où H. Sainte-Claire Deville, en faisant passer un courant très lent de gaz acide chlorhydrique sur un oxyde amorphe, le transforme peu à peu en oxyde cristallisé. L'acide chlorhydrique est ici un dissolvant éphémère de l'oxyde, qui est bientôt remis en liberté par l'action de la vapeur d'eau, formée en même temps que le chlorure. — L'acide fluorhydrique peut jouer le même rôle.

tement indécomposables, comme la chaux, la baryte et les protoxydes en général, ou peuvent seulement être ramenés à l'état d'oxydes moins riches en oxygène, mais plus stables. C'est ainsi que le bioxyde de baryum donne, sous l'influence de la chaleur rouge, de l'oxygène et de la baryte BaO; le bioxyde de manganèse donne de l'oxygène (51) et un oxyde Mn<sup>2</sup>O<sup>4</sup> indécomposable.

L'oxyde de cuivre CuO se dissocie en Cu<sup>2</sup>O + O. La tension qui limite le phénomène est constante à chaque température, et la réabsorption de l'oxygène par refroidissement est complète (MM. H. Debray et Joannis).

L'oxyde auquel on est ramené par réduction, est précisément celui auquel conduit l'oxydation directe du métal à la même température.

L'électricité de la pile décompose tous les oxydes, à l'exception de l'alumine et de ses analogues.

**594. Action de l'oxygène.** — Quelques oxydes peuvent encore prendre de l'oxygène quand on les chauffe au contact de l'air; ils se suroxydent souvent avec incandescence : tel est le protoxyde de fer, qui brûle alors avec un vif éclat en donnant de l'oxyde magnétique Fe<sup>3</sup>O<sup>4</sup>.

Le protoxyde d'étain SnO est gris brun; si on le chauffe au rouge sombre au contact de l'air, il brûle comme de l'amadou, en passant à l'état d'oxyde blanc SnO<sup>2</sup>. Dans les mêmes conditions, la baryte se change en bioxyde de baryum BaO<sup>2</sup>, et le massicot PbO en minium Pb<sup>2</sup>O<sup>4</sup>. Ces oxydations de la baryte et du massicot ne se produisent qu'autant qu'on opère à une température inférieure au rouge, car une chaleur plus intense ramène les composés BaO<sup>2</sup> et Pb<sup>2</sup>O<sup>4</sup> à l'état de protoxydes.

**595. Acides des autres métalloïdes et des métaux.** — Les corps simples peuvent décomposer les oxydes, soit en leur enlevant de l'oxygène, comme l'hydrogène ou le charbon, soit en s'emparant du métal, comme le chlore : quelques-uns, enfin, comme le soufre et le phosphore, agissent à la fois sur l'oxygène et sur le métal. D'une manière générale, les oxydes sont décomposés par les corps qui peuvent, en s'unissant, soit à l'oxygène, soit au métal, soit à la fois à l'oxygène et au métal, produire plus de chaleur que n'est susceptible d'en produire le métal, en se combinant avec l'oxygène.

**596. Métalloïdes agissant sur l'oxygène.** — **HYDROGÈNE.** — L'hydrogène, qui, en se combinant avec l'oxygène, dégage une très grande quantité de chaleur, réduit les oxydes des métaux des quatre dernières sections, parce que ceux-ci, en brûlant, dégagent moins de chaleur que lui. — On fait ordinairement cette réduction à l'aide de l'appareil représenté dans la figure 278. L'hydrogène sortant du flacon A se lave en B, se dessèche dans le tube C, plein de chlorure de calcium, et arrive sur l'oxyde contenu dans le tube de verre D, chauffé par une lampe à alcool; le métal est mis en liberté, et il se dégage de la vapeur d'eau. Si la quantité de chaleur que dégage l'hydrogène en se combinant avec l'oxygène est de beaucoup supérieure à celle que peut produire le métal en brûlant, la réduction se fait avec incandescence; c'est ce qui arrive avec l'oxyde de cuivre, parce que, le cuivre dégageant peu de chaleur en brûlant, son oxyde a besoin d'en absorber peu pour se décomposer.

Comme le fer brûle dans l'air avec chaleur et lumière, l'hydrogène ne réduit que très difficilement l'oxyde de fer.

Il ne réduit l'oxyde de zinc qu'à une température très élevée, où l'oxyde a une tension de dissociation sensible; ce métal dégage une grande quantité de chaleur quand il se combine avec l'oxygène. Enfin, il ne réduit pas la magné-



sie, parce que le magnésium dégage, en brûlant avec un éclat éblouissant, beaucoup plus de chaleur que l'hydrogène.

Mais, si l'hydrogène ne réduit pas les protoxydes alcalins, il ramène avec

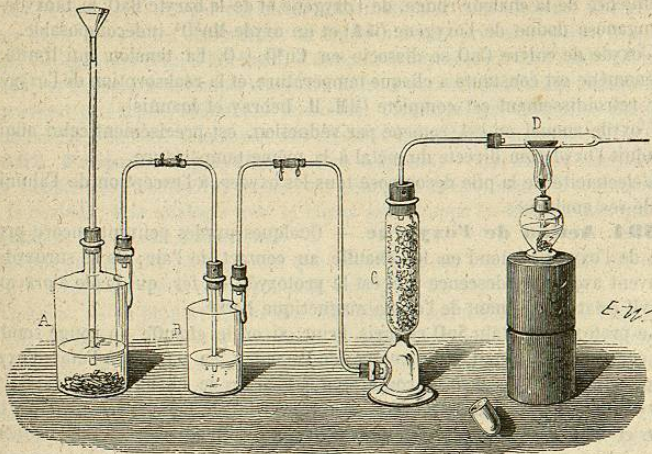


Fig. 278. — Réduction des oxydes métalliques par l'hydrogène.

chaleur et lumière à l'état de protoxydes les peroxydes qui, comme le bioxyde de baryum, ont dégagé peu de chaleur en se formant  $BaO + O = BaO^2 : + 6c,05$ .

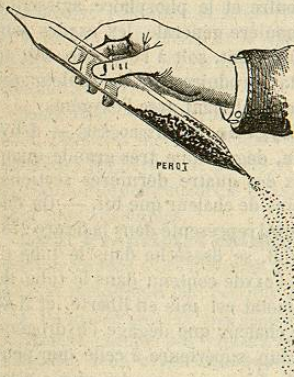


Fig. 279. — Fer pyrophorique.

Quand on fait l'expérience avec l'oxyde de cuivre, il reste du cuivre pulvérulent dénué d'éclat, mais susceptible de redevenir brillant par le frottement d'un corps dur.

Le sesquioxyde de fer réduit de la même façon donne, suivant la durée de l'expérience, du *protoxyde de fer* ou du *fer* pulvérulent tellement oxydables que, projetés dans l'air à la température ordinaire (fig. 279), ils s'enflamment; c'est le *fer pyrophorique*, découvert par Magnus.

**CARBONE.** — Le carbone, dégageant beaucoup de chaleur en se combinant avec l'oxygène, réduit la plupart des oxydes métalliques. Pour

faire cette réduction, on chauffe l'oxyde après l'avoir intimement mélangé avec du charbon; on décompose ainsi les protoxydes de potassium et de sodium, qui résistent à l'action de l'hydrogène.

Si l'oxyde est facile à réduire, comme l'oxyde de cuivre, par exemple, le métal est mis en liberté, et le carbone passe à l'état d'acide carbonique. La réaction peut alors se faire dans un tube de verre (fig. 280). — Si l'oxyde

est difficile à réduire, comme l'oxyde de zinc, c'est-à-dire s'il faut calciner le mélange d'oxyde et de charbon au rouge blanc, le métal est encore mis en liberté, mais le carbone se dégage à l'état d'oxyde de carbone; il ne peut pas se produire d'acide carbonique, puisque cet acide est ramené par le carbone à l'état d'oxyde de carbone à une température élevée.

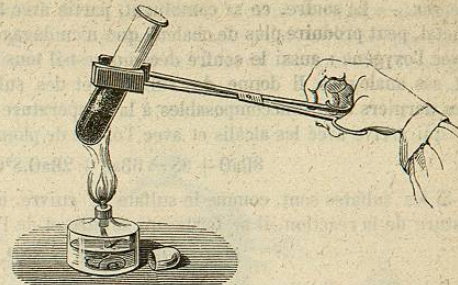


Fig. 280. — Réduction de l'oxyde de cuivre par le charbon.

**MÉTAUX.** — Les métaux étant rangés, en général, dans la classification de Thenard, d'après la quantité de chaleur qu'ils dégagent en se combinant avec l'oxygène, on comprend qu'un métal réduira, en général, les oxydes des métaux d'une section plus élevée. Le potassium et le sodium peuvent, en effet, décomposer tous les oxydes, à l'exception de l'alumine et de ses analogues.

**597. Métalloïdes agissant sur le métal.** — **CHLORE.** — Comme le chlore dégage, en se combinant avec les métaux, une plus grande quantité de chaleur que l'oxygène, il décompose à une température suffisamment élevée presque tous les oxydes. L'alumine et ses analogues résistent seuls. La réaction se produit en faisant passer un courant de chlore sur l'oxyde placé dans un tube de porcelaine chauffé dans une fourneau à réverbère; le chlore déplace l'oxygène, forme un chlorure, et l'oxygène se dégage.

Le brome produit des effets semblables.

Les déplacements réciproques de l'oxygène, du chlore, du brome ou de l'iode unis aux métaux, peuvent se prévoir d'après le tableau suivant, qui donne les quantités de chaleur dégagées dans la combinaison d'un métal avec ces divers corps simples.

Le chlore, en agissant sur les oxydes en présence de l'eau, donne des réactions plus complexes, que nous avons étudiées (309).

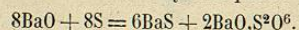
		O=8.	Cl=35,5.	Br=80.	I=127.
Potassium . . . . .	K	69c,8 <sup>1</sup>	105c,0	100c,4	85c,4
Sodium . . . . .	Na	50,1	97,5	90,7	74,2
Calcium . . . . .	Ca	66,0	85,1	75,8	59,5
Strontium . . . . .	St	65,7	92,5	85,0	68,0
Magnésium . . . . .	Mg	74,9	75,3	70,0	54,0
Manganèse . . . . .	Mn	47,4	56,0	50,0	34,0
Fer . . . . .	Fe	54,5	41,0	35,0	19,0
Zinc . . . . .	Zn	45,2	48,6	45,1	50,0
Cadmium . . . . .	Cd	55,2	46,1	42,1	27,4
Plomb . . . . .	Pb	25,6	42,6	58,5	26,6
Cuivre . . . . .	Cu <sup>2</sup>	21,0	55,6	50,0	21,9
Mercure . . . . .	Hg	15,5	51,4	50,4	22,7
Argent . . . . .	Ag	5,5	29,2	27,7	19,2
Aluminium . . . . .	$\frac{2}{3}$ Al	65,5	55,6	44,2	28,2

(Berthelot, *Essai de mécanique chimique fondée sur la thermo-chimie*, t. II, p. 480.

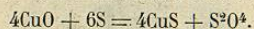
1. Ce 1<sup>er</sup> nombre est un peu fort; il correspond à la formation de l'hydrate de potasse



**598. Métaalloïdes agissant sur l'oxygène et sur le métal. — SOUFRE.** — Le soufre, en se combinant, partie avec l'oxygène et partie avec le métal, peut produire plus de chaleur qu'en dégage la combinaison du métal avec l'oxygène : aussi le soufre décompose-t-il tous les oxydes, sauf l'alumine et ses analogues. Il donne des sulfures et des sulfates toutes les fois que ces derniers sont indécomposables à la température à laquelle on opère. C'est ce qui arrive avec les alcalis et avec l'oxyde de plomb :

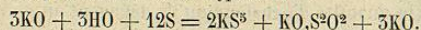


Si les sulfates sont, comme le sulfate de cuivre, décomposables à la température de la réaction, il se forme un sulfure et de l'acide sulfureux :



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.

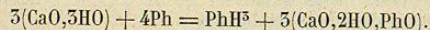
Chauffés avec de l'eau et du soufre, les oxydes des métaux de la première section donnent un polysulfure et un hyposulfite :



Les autres oxydes ne paraissent pas altérés par le soufre et l'eau.

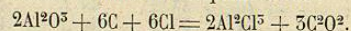
**PHOSPHORE.** — Le phosphore agit à peu près comme le soufre. Avec les oxydes des métaux de la première section, il donne, à une température élevée, un phosphure et un phosphate. C'est ce qu'on réalise en faisant passer de la vapeur de phosphore sur des fragments de chaux vive chauffés au rouge sombre (178, note); la réaction s'effectue avec incandescence.

En présence de l'eau, le phosphore donne, avec les oxydes de la première section, un phosphure d'hydrogène et un hypophosphite, ainsi que nous l'avons vu dans la préparation du phosphure d'hydrogène (180) :



Avec les oxydes des métaux de la dernière section, comme l'oxyde de mercure, il se forme un phosphure et de l'acide phosphorique.

**ACTION SIMULTANÉE DU CHLORE ET DU CHARBON.** — L'alumine, qui n'est décomposée par l'action d'aucun corps simple, peut l'être quand on fait agir sur elle à la fois un corps susceptible de se combiner avec l'oxygène, comme le charbon, et un corps susceptible, comme le chlore, de se combiner avec le métal. La somme des chaleurs dégagées dans ces deux combinaisons est supérieure à celle que l'aluminium produit en se combinant à l'oxygène. Pour faire l'expérience, on prépare un mélange intime d'alumine et de charbon, qu'on place dans un tube de porcelaine (fig. 281), et on chauffe au rouge dans un fourneau à réverbère. On fait ensuite passer sur ce mélange un courant de chlore sec; il se produit de l'oxyde de carbone qui se dégage, et du chlorure d'aluminium qui se condense dans un récipient froid :



**599. Combinaison de l'eau avec les oxydes.** — L'eau peut se combiner avec certains oxydes vis-à-vis desquels elle joue le rôle d'acide; les composés ainsi formés sont appelés des *hydrates*. La combinaison s'effectue souvent avec un grand dégagement de chaleur : ainsi, quand on verse quelques gouttes d'eau sur la baryte, on entend un sifflement aigu analogue à celui que produit un fer rouge qu'on plonge dans l'eau : il s'est formé de

l'hydrate de baryte  $\text{BaO}, \text{HO}$  avec dégagement de 8c,8. De même, la *chaux vive*, humectée d'une petite quantité d'eau, s'échauffe bientôt et dégage assez de chaleur (7c,55) pour déterminer la vaporisation d'une partie de l'eau qui avait pénétré dans ses pores et pour élever à 500° la température d'un corps plongé

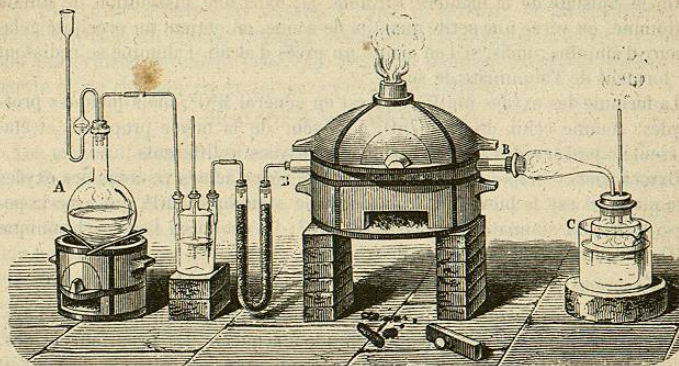


Fig. 281. — Décomposition des oxydes terreux par l'action simultanée du chlore et du charbon.

dans la masse; la poudre blanche ou *chaux éteinte* qui résulte de cette combinaison, est de l'hydrate de chaux  $\text{CaO}, \text{HO}$

La potasse et la soude caustique sont des hydrates d'oxyde de potassium ou de sodium. L'eau y est retenue si énergiquement qu'elle ne peut plus être séparée de l'oxyde par la chaleur.

Les autres hydrates se réduisent facilement. L'hydrate bleu d'oxyde de cuivre, que l'on obtient en versant de la potasse dans une dissolution d'un sel de cuivre, est même si peu stable qu'il se décompose au milieu de l'eau, à la température de l'ébullition; on le reconnaît facilement, car l'hydrate bleu devient noir en passant à l'état d'oxyde anhydre.

**600. Classification des oxydes.** — La manière dont les oxydes se comportent en présence des acides et des bases, a permis de les classer en cinq groupes, caractérisés par des propriétés distinctes :

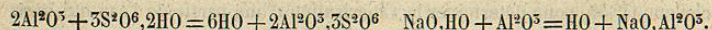
- 1° Les oxydes basiques.
- 2° ——— indifférents.
- 3° ——— acides.
- 4° ——— salins.
- 5° ——— singuliers.

**OXYDES BASIQUES.** — Les oxydes basiques sont ceux qui, comme la chaux, la baryte, la magnésie, le protoxyde de fer, l'oxyde d'argent, etc., jouissent de la propriété de s'unir aux acides pour former des sels. Ils contiennent en général un équivalent d'oxygène pour un équivalent de métal : leur formule est donc  $\text{MO}$ . Cependant il en est quelques-uns qui, comme le sous-oxyde de mercure  $\text{Hg}^2\text{O}$ , contiennent deux équivalents de métal par un seul d'oxygène.

**OXYDES INDIFFÉRENTS.** — Les oxydes indifférents peuvent jouer indifféremment le rôle de base ou d'acide. Ils jouent le rôle de base vis-à-vis des acides forts, et celui d'acide vis-à-vis des bases énergiques. C'est ainsi que l'alumine  $\text{Al}^2\text{O}^3$



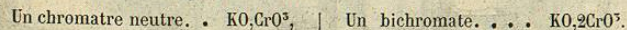
forme avec l'acide sulfurique du sulfate d'alumine, et avec la soude, de l'aluminate de soude :



On le constate de la manière suivante. Si, dans une dissolution de sulfate d'alumine, on verse une petite quantité de soude, on obtient un précipité gélatineux d'alumine; mais, si l'on ajoute un excès d'alcali, l'alumine se redissout en formant de l'aluminate de soude.

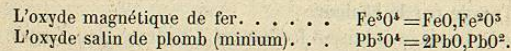
La formule des oxydes indifférents est en général  $\text{M}^2\text{O}^3$ ; mais quelques protoxydes, comme celui de zinc ( $\text{ZnO}$ ), jouissent de la même propriété et établissent le passage des oxydes basiques ou oxydes indifférents.

**OXYDES ACIDES.** — Ils jouent constamment le rôle d'acides vis-à-vis des oxydes basiques. Tel est le bioxyde d'étain ou acide stannique  $\text{SnO}^2$ , qui avec la potasse forme du stannate de potasse  $\text{KO, SnO}^2$ ; tel est aussi l'acide chromique  $\text{CrO}^3$ , qui forme avec la potasse deux sels :



Il est à remarquer que les différents oxydes formés par un métal avec l'oxygène ont une tendance d'autant plus grande à acquérir les propriétés acides, qu'ils renferment plus d'oxygène : ainsi, tandis que le protoxyde de fer  $\text{FeO}$  est basique, le sesquioxyde  $\text{Fe}^2\text{O}^3$  est indifférent, et le trioxyde  $\text{FeO}^3$  (acide ferrique) est un acide énergique. Il en est de même pour les composés correspondants du manganèse :  $\text{MnO}$  est basique et  $\text{Mn}^2\text{O}^3$  est indifférent, tandis que  $\text{MnO}^2$  est un acide faible et  $\text{MnO}^3$  est un acide fort.

**OXYDES SALINS.** — On appelle oxydes salins ceux que l'on peut regarder comme étant le résultat de la combinaison d'un oxyde acide et d'un oxyde basique :



On peut séparer les deux oxydes qui constituent l'oxyde salin en faisant agir, par exemple, un acide énergique qui s'empare du protoxyde basique. C'est ainsi qu'en traitant le minium par l'acide azotique, on dissout le protoxyde de plomb, et il reste du bioxyde facile à reconnaître à sa couleur brune (oxyde puce de plomb).

**OXYDES SINGULIERS.** — On nomme ainsi certains oxydes qui ne se combinent jamais, ni avec les acides, ni avec les bases. Mis en présence des acides forts, ils perdent en général de l'oxygène et se transforment en protoxydes basiques. En présence des bases, ils tendent à se suroxyder pour former des oxydes acides.

### SULFURES MÉTALLIQUES.

**601. État naturel.** — Presque tous les métaux existent dans la nature à l'état de sulfures; nous pouvons citer, par exemple, le sulfure de mercure ou *cinabre*, le sulfure de plomb ou *galène*, le sulfure de zinc ou *blende*, le sulfure de fer ou *pyrite*, le sulfure double de fer et de cuivre ou *chalkopyrite*, et enfin les sulfures doubles d'arsenic ou d'antimoine, et d'argent. Tous ces composés, sauf la pyrite, constituent des minerais d'où l'on extrait les métaux.

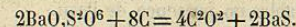
**602. Préparation.** — On prépare les sulfures par divers procédés.

**1° PAR SULFURATION DIRECTE.** — En chauffant ensemble le soufre et le métal, on peut obtenir le sulfure de fer, le sulfure de cuivre, le sulfure de mercure

et le sulfure d'argent. La combinaison s'effectue souvent avec dégagement de chaleur et de lumière.

Les polysulfures alcalins se préparent en faisant réagir le soufre sur l'oxyde en dissolution dans l'eau à l'ébullition.

**2° PAR LA DÉCOMPOSITION DES SULFATES A L'AIDE DU CHARBON.** — En chauffant au rouge vif, dans un creuset brasqué, c'est-à-dire garni intérieurement de charbon pulvérulent fortement tassé (*fig. 282*), un mélange intime de sulfate de baryte et de charbon en excès, on se procure le sulfure :



Les monosulfures de sodium et de potassium se préparent de même.

**3° PAR L'ACTION DE L'ACIDE SULFHYDRIQUE OU DES SULFURES ALCALINS SUR LES SELS EN DISSOLUTION DANS L'EAU.** — Un courant de gaz acide sulfhydrique, passant à travers certaines dissolutions salines (*fig. 283*), sert à préparer les sulfures, qui sont insolubles dans l'eau



Fig. 282. — Creuset brasqué.

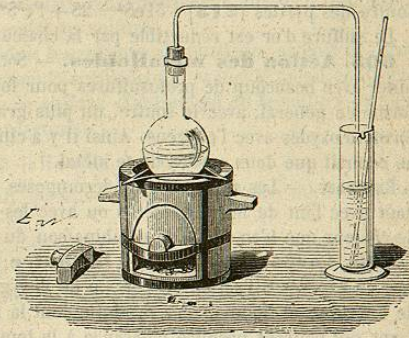
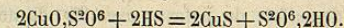
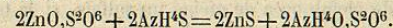


Fig. 283. — Décomposition des dissolutions métalliques par le gaz acide sulfhydrique.

et indécomposables par les acides étendus; on le fera réagir sur les sels d'or, de platine, d'étain, de mercure, d'argent et de cuivre.



Les sulfures alcalins sont employés pour précipiter les sels de fer, de zinc, de nickel et de cobalt :



**603. Propriétés physiques.** — Les sulfures sont solides, cassants et généralement cristallisés. La plupart de ceux qu'on trouve dans la nature sont opaques, doués de l'éclat métallique, et bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité, comme la galène et le sulfure d'argent. Quelques-uns, cependant, comme la blende et le cinabre, sont translucides, dépourvus de l'éclat métallique et mauvais conducteurs.

**COULEUR.** — Les sulfures métalliques sont généralement colorés : la pyrite est d'un beau jaune d'or, le cinabre est rouge, le sulfure de cadmium est jaune, la galène est d'un gris métallique.

La couleur varie souvent avec l'état moléculaire : ainsi, le sulfure d'antimoine naturel est gris métallique, tandis que celui que l'on obtient par l'action de l'acide sulfhydrique sur les sels d'antimoine est rouge orangé. Le sulfure de mercure préparé par voie sèche est rouge comme le sulfure naturel; il est noir quand on l'obtient par voie humide. Enfin le sulfure de zinc résultant de