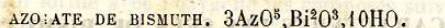


chlorure de bismuth en distillant 1 partie de bismuth avec 2 parties de bichlorure de mercure.



L'acide azotique attaque le bismuth avec une grande vivacité; lorsqu'on verse quelques gouttes d'acide azotique sur du bismuth réduit en poudre, le métal s'échauffe souvent jusqu'au rouge. La dissolution concentrée laisse déposer par le refroidissement des prismes quadrilatères déliquescents d'azotate neutre de bismuth : $3\text{AzO}^{\text{s}}, \text{Bi}^{\text{s}}\text{O}^{\text{s}}, 10\text{HO}$.

L'azotate de bismuth peut se dissoudre sans décomposition dans une liqueur acide; mais il est décomposé par l'eau; il se forme alors un sel acide qui reste en dissolution, et un sel basique qui se précipite. Ce sous-azotate de bismuth est pulvérulent; il est connu sous le nom de *blanc de fard*. On l'emploie pour blanchir la peau; mais il a l'inconvénient de noircir sous l'influence de l'acide sulfhydrique ou du sulfhydrate d'ammoniaque. Ce sous-azotate de bismuth a pour formule : $\text{AzO}^{\text{s}}, \text{Bi}^{\text{s}}\text{O}^{\text{s}}, \text{HO}$.

Il existe plusieurs azotates de bismuth basiques; des lavages prolongés font varier la composition du blanc de fard.

ALLIAGES DE BISMUTH.

Le bismuth s'allie à un grand nombre de métaux et forme des alliages qui sont surtout remarquables par leur grande fusibilité. Cette propriété était déjà connue de Newton; on donne souvent le nom d'*alliage de Newton* à un alliage qui fond à $94^{\circ}, 3$, et qui est formé de 8 parties de bismuth, 3 parties de plomb et 3 parties d'étain.

L'alliage appelé ordinairement *alliage fusible*, *alliage de Darcel*, fond à 91° . Il est formé de 2 parties de bismuth, 1 partie de plomb et 1 partie d'étain.

L'alliage formé de 5 parties de bismuth, 2 parties d'étain et 3 parties de plomb, est plus fusible encore que les précédents; il fond à $86^{\circ}, 6$.

EXTRACTION DU BISMUTH.

Le bismuth se trouve presque toujours à l'état natif; aussi son extraction ne présente-t-elle aucune difficulté.

Souvent on se contente d'introduire le minerai concassé dans des creusets qu'on chauffe au rouge; le métal entre en fusion et vient se rendre au fond du creuset.

Le procédé que l'on suit en Saxe consiste à chauffer les minerais concassés dans des tuyaux de fonte cylindriques, qui

sont légèrement inclinés; on chauffe, le bismuth entre en fusion, et on le coule dans des chaudières de fonte.

On obtient du bismuth absolument pur, dans les laboratoires, en fondant dans un creuset un mélange d'azotate basique de bismuth et de flux noir.

(*) ANTIMOINE. Sb.

Equiv. = 806,45 ou 64,50.

L'antimoine est solide, brillant, d'un blanc bleuâtre comme le zinc; il est très-cassant et se laisse réduire facilement en poudre dans un mortier. Sa structure est lamelleuse et cristalline; sa forme primitive est l'octaèdre. Sa densité est 6,702.

L'antimoine entre en fusion à la température de 430° , et se volatilise très-sensiblement sous l'influence d'une chaleur rouge; il n'est pas cependant assez volatil pour être distillé dans des cornues de grès comme le zinc. Il se volatilise plus facilement dans un courant d'hydrogène.

Lorsqu'on laisse refroidir l'antimoine après l'avoir fondu, il se prend en une masse qui présente à sa surface l'aspect de feuilles de fougère. Cette cristallisation se remarque sur les pains d'antimoine du commerce.

Ce métal se conserve sans altération dans l'air et dans l'eau à la température ordinaire; mais lorsqu'on le chauffe au contact de l'air, de manière à le faire entrer en fusion, il donne naissance à du protoxyde d'antimoine cristallisé qui est mêlé à de l'antimoniate d'oxyde d'antimoine (acide antimonieux).

L'antimoine porté à une température d'un rouge vif, et projeté d'une certaine hauteur sur le sol, brûle avec une extrême vivacité, en lançant de toutes parts de brillantes étincelles accompagnées d'épaisses vapeurs blanches d'oxyde d'antimoine.

Il se combine avec la plupart des métalloïdes, et notamment avec le chlore, dans lequel il brûle vivement, même à la température ordinaire.

L'acide azotique, même lorsqu'il est étendu, attaque l'antimoine, et le transforme en antimoniate de protoxyde d'antimoine; il se produit dans cette réaction une certaine quantité d'azotate d'ammoniaque.

On profite de la propriété que possède l'antimoine d'être attaqué, mais non dissous par l'acide azotique, pour le distinguer de la plupart des métaux. En effet, parmi les métaux, l'étain seul se comporte comme l'antimoine avec l'acide azotique.

Les autres acides étendus d'eau sont sans action sur ce métal. L'acide sulfurique concentré l'attaque à chaud, dégage de l'acide sulfureux, et forme du sulfate d'antimoine.

L'acide chlorhydrique n'agit que faiblement sur l'antimoine.

L'eau régale est le dissolvant ordinaire de l'antimoine ; lorsqu'elle se trouve en excès par rapport au métal, il se forme du perchlorure d'antimoine : Sb^2Cl^5 ; si c'est au contraire le métal qui prédomine, il se produit du protochlorure : Sb^2Cl^3 .

COMBINAISONS DE L'ANTIMOINE AVEC L'OXYGÈNE.

Sous-oxyde d'antimoine	Sb^2O^2 ;
Protoxyde d'antimoine	Sb^2O^3 ;
Acide antimonique	Sb^2O^5 ;
Antimoniate de protoxyde d'antimoine	$Sb^2O^5, 2H^2O^3$.

PROTOXYDE D'ANTIMOINE. Sb^2O^3 .

Équiv. = 1912,90 ou 153.

Le protoxyde d'antimoine prend naissance dans plusieurs circonstances :

1° En calcinant l'antimoine au contact de l'air, il se forme du protoxyde d'antimoine qui cristallise en aiguilles, appelées autrefois *fleurs argentines d'antimoine*. Pour produire l'oxyde d'antimoine par cette méthode, on introduit de l'antimoine dans un creuset de Hesse, surmonté d'un second creuset renversé, et au fond duquel on a pratiqué un trou ; le creuset inférieur est porté à une température d'un rouge cerise ; il s'établit dans l'intérieur des deux creusets un courant d'air qui détermine assez rapidement l'oxydation du métal, et l'on trouve les parois du creuset supérieur tapissées de longues aiguilles de protoxyde d'antimoine ;

2° En décomposant la vapeur d'eau par l'antimoine porté à une température rouge ;

3° En traitant l'antimoine par l'acide azotique concentré ; dans ce cas, le protoxyde d'antimoine contient toujours de l'antimoniate d'antimoine ;

4° En grillant à l'air libre le sulfure d'antimoine ;

5° En décomposant du protochlorure d'antimoine par un carbonate alcalin ou par l'ammoniaque : l'oxyde que l'on obtient par cette méthode est hydraté.

L'oxyde d'antimoine anhydre est d'un blanc perlé. Il cristallise sous deux formes incompatibles, dont l'une est l'octaèdre régulier, et l'autre appartient au système prismatique ; il est isomorphe avec l'acide arsénieux qui présente, comme on le sait, le même phénomène de dimorphisme.

La densité de l'oxyde d'antimoine est 5,56. Il entre en fusion à la chaleur rouge, et se volatilise ensuite en totalité : les vapeurs en se condensant forment de longues aiguilles satinées.

Il est indécomposable par la chaleur : le charbon et l'hydrogène le réduisent à une température peu élevée.

L'oxyde d'antimoine hydraté a pour formule : Sb^2O^3, HO . Il se

dissout très-facilement dans les alcalis, même étendus d'eau, et forme de véritables sels auxquels on pourrait donner le nom d'*antimonites*. Ces sels ont peu de stabilité, et se décomposent souvent par une simple évaporation en laissant déposer de l'oxyde d'antimoine anhydre.

Il existe probablement plusieurs hydrates d'oxyde d'antimoine ayant des propriétés chimiques différentes : en effet, le protoxyde obtenu en décomposant le protochlorure d'antimoine par le carbonate de potasse se dissout très-facilement dans les alcalis ; tandis que l'oxyde préparé avec l'ammoniaque est presque insoluble dans la potasse ou la soude (Frémy).

L'oxyde d'antimoine est une base faible, qui joue aussi le rôle d'acide vis-à-vis des bases puissantes ; elle agit comme un vomitif énergique : c'est là un des usages principaux des préparations de l'antimoine.

Le protoxyde d'antimoine se rencontre dans la nature ; on l'a trouvé en Bohême sous la forme de cristaux blancs et brillants. Il accompagne aussi quelquefois l'oxysulfure d'antimoine.

ACIDE ANTIMONIQUE. Sb^2O^5 .

Equiv. = 2112,90 ou 169.

L'acide antimonique anhydre est d'un jaune pâle ; son hydrate est blanc, il est légèrement soluble dans l'eau ; la présence d'un acide énergique, comme l'acide azotique ou l'acide chlorhydrique, le rend insoluble. La chaleur en dégage de l'oxygène et le transforme en un mélange infusible d'acide antimonique et d'oxyde d'antimoine ($Sb^2O^5 + Sb^2O^3$).

Lorsqu'il est hydraté, il rougit le tournesol et se dissout lentement à froid dans la potasse et l'ammoniaque ; sa dissolution est au contraire très-rapide sous l'influence de la chaleur.

On l'obtient à l'état d'hydrate : 1° en traitant l'antimoine par de l'eau régale contenant un excès d'acide azotique ; 2° en traitant par l'eau le perchlorure d'antimoine ($Sb^2Cl^5 + 5HO = Sb^2O^5 + 5HCl$) ; 3° en décomposant l'antimoniate de potasse par un acide.

L'hydrate d'acide antimonique, préparé par les deux dernières méthodes, a pour composition : $Sb^2O^5, 4HO$.

L'acide antimonique peut, de même que l'acide stannique, exister sous deux modifications différentes, et former deux classes de sels qui diffèrent entre elles par leurs propriétés et leur composition (Frémy).

On a conservé le nom d'*acide antimonique* à l'acide qui se produit en attaquant l'antimoine par l'acide azotique ou en décomposant un antimoniate par un acide ; tandis que l'acide qui provient de la décomposition du perchlorure d'antimoine par l'eau a reçu le nom d'*acide méta-antimonique* (Frémy).

Ces deux acides ne diffèrent que par de l'eau d'hydratation ; aussi l'acide méta-antimonique se transforme-t-il en acide antimonique sous les influences les plus faibles.

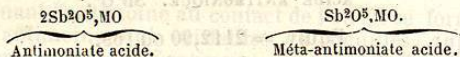
ANTIMONIATES ET MÉTA-ANTIMONIATES.

Nous avons établi précédemment que les deux acides stannique et métastannique n'ont pas la même capacité de saturation; il existe une différence semblable entre les acides antimonique et méta-antimonique.

Les antimoniates neutres sont représentés d'une manière générale par la formule Sb^2O_5, MO , tandis que les méta-antimoniates neutres ont pour formule générale : $Sb^2O_5, 2MO$. L'acide antimonique est donc monobasique, tandis que l'acide méta-antimonique est bibasique.

On peut donc transformer un antimoniate en méta-antimoniate, en le calcinant avec un excès d'alcali, et réciproquement un méta-antimoniate se change en antimoniate lorsqu'on lui enlève un équivalent de base.

Les acides antimonique et méta-antimonique peuvent former, avec les bases, des sels acides qui sont représentés par les formules suivantes :



Les méta-antimoniates acides sont donc isomériques avec les antimoniates neutres; ce rapprochement est important à établir, et fait comprendre avec quelle facilité un méta-antimoniate acide peut se transformer en antimoniate neutre.

Quant aux propriétés distinctives de ces deux classes de sels, nous dirons que les méta-antimoniates de potasse, de soude et d'ammoniaque sont cristallins, tandis que les antimoniates correspondants sont gélatineux et incristallisables, et que les méta-antimoniates solubles forment dans les sels de soude un précipité de méta-antimoniate de soude à peine soluble, tandis que les antimoniates ne précipitent pas les sels de soude.

Le méta-antimoniate de potasse ($KO, HO, Sb^2O_5, 6HO$) est le seul réactif chimique de la soude; récemment préparé, il donne une dissolution qui précipite les sels de soude même étendus (Frémy).

COMBINAISONS DE L'ANTIMOINE AVEC L'HYDROGÈNE

Lorsque l'antimoine se trouve en présence de l'hydrogène, à l'état naissant, ces deux corps s'unissent et forment une combinaison gazeuse qui présente une certaine analogie avec l'hydrogène arsénié (SbH^3).

Si l'on verse quelques gouttes d'un sel d'antimoine dans un flacon qui dégage de l'hydrogène, on produit un gaz qui brûle avec une flamme jaune en laissant déposer de l'oxyde d'antimoine. Un corps froid introduit dans cette flamme se recouvre

d'un dépôt noir d'antimoine métallique : on peut ainsi obtenir des taches noires miroitantes sur une soucoupe de porcelaine.

Ce gaz, en passant à travers un tube incandescent, donne un anneau miroitant d'antimoine métallique.

Les deux caractères précédents appartiennent aussi à l'hydrogène arsénié; mais on distingue facilement les dépôts d'antimoine, parce qu'ils sont beaucoup moins volatils que les dépôts d'arsenic; de plus, en les traitant par l'eau régale, on obtient une dissolution dans laquelle on constate les caractères des sels d'antimoine.

L'hydrogène antimonié est inodore, insoluble dans l'eau et dans les dissolutions alcalines; on ne l'a jamais obtenu complètement débarrassé d'hydrogène : sa composition est inconnue; il est probable qu'elle correspond à celle de l'hydrogène arsénié.

CARACTÈRES DES SELS D'ANTIMOINE

Les sels d'antimoine se reconnaissent aux caractères suivants :

Potasse. — Précipité blanc d'oxyde d'antimoine hydraté, soluble dans un grand excès d'alcali.

Ammoniaque. — Précipité blanc, insoluble dans un excès de réactif.

Carbonate de potasse, de soude et d'ammoniaque. — Précipité blanc d'oxyde d'antimoine hydraté, insoluble dans un excès de précipitant; il se produit en même temps un dégagement d'acide carbonique.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité blanc qui paraît dû uniquement à l'action de l'eau, car il ne se forme pas dans des liqueurs concentrées.

Cyanoferride de potassium. — Pas de précipité.

Tannin. — Précipité blanc.

Sulphydrate d'ammoniaque. — Précipité jaune rougeâtre, soluble dans un excès de sulphydrate. Ce réactif est le plus généralement employé pour caractériser l'antimoine.

Acide sulphydrique. — Précipité jaune rougeâtre qui se forme même dans les liqueurs acides.

Une lame de zinc ou de fer précipite l'antimoine de ses dissolutions sous la forme d'une poudre noire.

Les sels d'antimoine ont tous une réaction acide. Ils sont en général décomposés par l'eau. Les acides, et particulièrement l'acide chlorhydrique, l'acide tartrique et diverses matières organiques, s'opposent à cette décomposition. Tous les sels d'antimoine sont vomitifs et vénéneux à faible dose.

PROTOCHLORURE D'ANTIMOINE. Sb^2Cl^3 .

Équiv. = 2944,15 ou 235,50.

Le protochlorure d'antimoine était connu autrefois sous le nom de *beurre d'antimoine* à cause de sa consistance butyreuse : à l'état anhydre, il cristallise en tétraèdres incolores qui sont fusibles à 72° et volatils à 230° . Sa densité de vapeur est 8,10.

Le protochlorure d'antimoine est déliquescent, soluble sans décomposition dans une petite quantité d'eau, et surtout dans une liqueur acide ; mais lorsqu'on étend d'eau cette dissolution, elle se décompose en donnant de l'acide chlorhydrique et un oxychlorure insoluble que l'on appelait autrefois *poudre d'Algaroth*, et qui a pour formule : $\text{Sb}^2\text{Cl}^3, 2\text{Sb}^2\text{O}^3, \text{HO}$, ou plus simplement $\text{Sb}^2\text{O}^2\text{Cl}$. Un excès d'acide chlorhydrique dissout ce corps.

En traitant par l'eau chaude le chlorure d'antimoine dissous dans l'acide chlorhydrique, on obtient des cristaux denses et brillants qui se décomposent par le refroidissement de la liqueur et qui ont pour formule : $\text{Sb}^2\text{Cl}^3, 5\text{Sb}^2\text{O}^3$ (M. Péligot).

Ces deux oxychlorures d'antimoine se transforment en oxyde d'antimoine par des lavages prolongés.

La dissolution de protochlorure d'antimoine n'est plus troublée par l'eau, quand on y ajoute de l'acide tartrique.

Le chlorure d'antimoine se combine avec l'acide chlorhydrique, et forme un chlorhydrate de chlorure d'antimoine que l'on nommait autrefois *beurre d'antimoine liquide*.

L'acide azotique transforme rapidement le chlorure d'antimoine en acide antimonique ou en antimoniate d'antimoine.

Le chlorure d'antimoine anhydre absorbe l'ammoniaque, et forme un composé qui a pour formule : $\text{Sb}^2\text{Cl}^3, \text{AzH}^3$.

Il produit des chlorures doubles en se combinant avec plusieurs chlorures métalliques, et particulièrement avec les chlorures des métaux alcalins et avec le chlorhydrate d'ammoniaque.

Préparation. — On prépare le protochlorure d'antimoine :

1° En distillant 1 partie d'antimoine avec 2 parties de bichlorure de mercure ;

2° En dissolvant le sulfure d'antimoine dans l'acide chlorhydrique : $\text{Sb}^2\text{S}^3 + 3\text{ClH} = \text{Sb}^2\text{Cl}^3 + 3\text{SH}$;

3° En attaquant l'antimoine par une eau régale formée de 1 partie d'acide azotique et 4 parties d'acide chlorhydrique, évaporant la dissolution à sec et distillant le résidu ;

4° En distillant un mélange de sel marin et de sulfate d'antimoine ;

5° En faisant passer du chlore sur l'antimoine ou le sulfure d'antimoine en excès.

Usages. — Le chlorure d'antimoine est employé en médecine

cine comme caustique ; il peut servir à cautériser les morsures des chiens enragés.

Les armuriers s'en servent pour *bronzer* les canons de fusil : le fer décompose le chlorure d'antimoine ; il se forme à la surface de l'arme une couche brune d'antimoine métallique, qui préserve le fer d'une oxydation ultérieure.

PERCHLORURE D'ANTIMOINE. Sb^2Cl^5 .

Équiv. = 3331,65 ou 306,50.

Ce composé correspond à l'acide antimonique ; il est incolore ou légèrement jaunâtre, liquide et très-volatil ; il répand à l'air des fumées blanches suffocantes. L'eau le transforme d'abord en un hydrate cristallin, et le décompose ensuite en acide chlorhydrique et en acide antimonique : $\text{Sb}^2\text{Cl}^5 + 5\text{HO} = \text{Sb}^2\text{O}^5 + 5\text{ClH}$.

Le perchlorure d'antimoine s'unit à l'ammoniaque et à l'acide sulfhydrique.

Le sulfure d'antimoine traité à chaud par le chlore sec se change en un composé qui a pour formule : $\text{Sb}^2\text{Cl}^3, 3\text{ClS}$. Ce corps est blanc, pulvérulent, et se décompose à 300° en chlore, en chlorure de soufre et en protochlorure d'antimoine (M. H. Rose).

On prépare le perchlorure d'antimoine en chauffant l'anti-

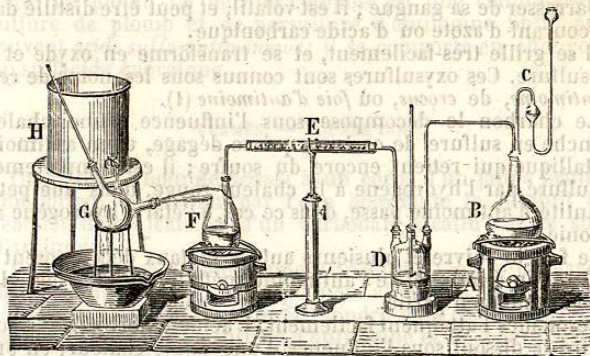


Fig. 123.

imoine réduit en petits fragments dans un courant de chlore sec et en excès. On se sert d'un appareil semblable à celui qui a été indiqué pour la préparation des chlorures de phosphore (fig. 123).

Pour débarrasser le perchlorure d'antimoine de l'excès de chlore qu'il tient en dissolution, on le distille dans une cornue de verre bien sèche, et l'on rejette les premiers produits de la distillation, qui entraînent le chlore libre.

SULFURES D'ANTIMOINE.

Il existe deux sulfures d'antimoine : l'un correspond au protoxyde d'antimoine, il a pour formule : Sb^2S^3 ; l'autre correspond à l'acide antimonique, il est représenté par Sb^2S^5 . On le prépare en faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré dans une dissolution de perchlore ou d'antimoniate de potasse. C'est un sulfacide. On a indiqué l'existence d'un troisième sulfure d'antimoine ayant pour formule : SbS (M. H. Rose).

PROTOSULFURE D'ANTIMOINE. Sb^2S^3 .

Équiv. = 2212,90 ou 177.

Le protosulfure d'antimoine est le minerai d'antimoine le plus abondant. Il est d'un gris bleuâtre, métallique, éclatant, lamelleux, fragile et assez tendre. Il cristallise en prismes tétraèdres ou en aiguilles. Sa densité est 4,62. Il a ordinairement pour gangues le quartz, le sulfate de baryte, la pyrite de fer.

Le protosulfure d'antimoine est très-fusible, et peut fondre à la flamme d'une bougie; on profite de cette fusibilité pour le débarrasser de sa gangue; il est volatil, et peut être distillé dans un courant d'azote ou d'acide carbonique.

Il se grille très-facilement, et se transforme en oxyde et en oxysulfure. Ces oxysulfures sont connus sous les noms de *verre d'antimoine*, de *crocus*, ou *foie d'antimoine* (1).

Le charbon le décompose sous l'influence d'une chaleur blanche en sulfure de carbone qui se dégage, et en antimoine métallique qui retient encore du soufre; il est complètement désulfuré par l'hydrogène à la chaleur rouge, mais une petite quantité d'antimoine passe, dans ce cas, à l'état d'hydrogène antimoné.

Le fer, le cuivre et plusieurs autres métaux décomposent ce sulfure, en éliminant de l'antimoine métallique, avec lequel ils se combinent en partie.

Les acides l'attaquent facilement. L'acide chlorhydrique concentré le dissout sous l'influence d'une faible chaleur, en produisant de l'acide sulfhydrique: c'est ainsi que l'on prépare ordinairement l'acide sulfhydrique pur dans les laboratoires.

Les alcalis et les carbonates alcalins décomposent le sulfure d'antimoine par voie humide ou par voie sèche; il se produit ainsi un sulfure alcalin et du protoxyde d'antimoine qui se combine avec l'alcali employé : $Sb^2S^3 + 4KO = Sb^2O^3, KO + 3KS$.

(1) La couleur de ces divers oxysulfures varie avec la proportion d'oxyde d'antimoine qu'ils contiennent. Ils sont principalement employés dans la préparation de l'émétique et dans la médecine vétérinaire. Le bitartrate les décompose, et en sépare l'oxyde d'antimoine avec lequel il produit de l'émétique.

Comme le sulfure d'antimoine peut se combiner avec les sulfures alcalins, dans la réaction précédente une partie du sulfure d'antimoine non décomposé s'unit au sulfure de potassium pour former un sulfosel.

Le sulfure d'antimoine fondu avec le cyanure de potassium donne du sulfocyanure de potassium $KCyS^2$, et un culot d'antimoine métallique.

Le nitre attaque vivement le sulfure d'antimoine au rouge sombre; il se forme de l'antimoniate et du sulfate de potasse.

On peut obtenir le sulfure d'antimoine hydraté en faisant passer un courant d'acide sulfhydrique dans une dissolution d'un sel d'antimoine; il se produit alors un précipité d'un beau jaune orangé. Ce sulfure est très-soluble dans les sulfures alcalins et dans les alcalis, et forme des sulfosels qui sont incolores; il se déshydrate sous l'influence d'une température peu élevée, et devient d'un gris noir métallique. Il s'altère promptement à l'air.

Le sulfure d'antimoine anhydre peut être obtenu artificiellement, en fondant au rouge un mélange de soufre et de protoxyde d'antimoine, ou de soufre et d'antimoniate de protoxyde d'antimoine; il se dégage de l'acide sulfureux, et il se produit du protosulfure Sb^2S^3 , qui cristallise en prismes réguliers d'un éclat métallique, et dont la fusibilité est moindre que celle du sulfure naturel, qui contient toujours un peu de sulfo-antimoniate de plomb. Ce dernier composé est une combinaison de sulfure de plomb et de persulfure d'antimoine Sb^2S^5 , appelé souvent *acide sulfo-antimonique*; il se comporte en effet comme un sulfacide énergétique.

KERMÈS. — SOUFRE DORÉ.

On donne le nom de *kermès* à un corps d'un jaune brun, que l'on obtient en traitant par l'eau bouillante le produit de la réaction d'un alcali ou d'un carbonate alcalin sur le sulfure d'antimoine.

Le kermès est un médicament très-usité; on le prépare par deux méthodes principales que nous allons décrire.

1^o *Par la voie sèche.* — On fait fondre dans un creuset un mélange de 5 parties de sulfure d'antimoine et de 3 parties de carbonate de soude anhydre; la masse fondue est versée hors du creuset; on la laisse refroidir, on la pulvérise, et on la traite par 80 fois son poids d'eau bouillante: la liqueur filtrée abandonne par le refroidissement une matière pulvérulente d'un jaune brun, qui est le kermès; le résidu peut être traité deux ou trois fois par l'eau bouillante, et donner de nouvelles quantités de kermès. Cette matière doit être lavée avec soin, desséchée à une basse température, et conservée à l'abri de la lumière dans un vase fermé; elle s'altère spontanément; une partie du sulfure d'antimoine contenu dans le kermès se décompose en oxyde d'antimoine et en soufre.

2° *Par la voie humide.* — On fait bouillir pendant trois quarts d'heure 1 partie de sulfure d'antimoine réduit en poudre très-fine avec 22 parties et demie de carbonate de soude anhydre et 250 parties d'eau ; la liqueur filtrée laisse déposer le kermès en se refroidissant. Le sulfure, en réagissant sur le carbonate de soude, donne du sulfure de sodium, de l'oxyde d'antimoine, et dégage de l'acide carbonique. Du sulfure d'antimoine s'unit au sulfure de sodium, et l'oxyde d'antimoine à de la soude. Ces deux corps restent dissous dans l'eau bouillante ; mais par refroidissement la liqueur laisse déposer une partie du sulfure d'antimoine et de l'oxyde d'antimoine dissous à l'état de kermès.

L'eau mère, refroidie et décantée, peut dissoudre une nouvelle quantité de sulfure d'antimoine, et produire encore du kermès.

Les eaux mères du kermès contiennent du sulfure d'antimoine, qui est maintenu en dissolution à la faveur du sulfure alcalin ; traitées par un acide qui décompose le sulfure alcalin, elles laissent déposer un précipité que l'on nomme *soufre doré d'antimoine*, et qui est formé généralement par un mélange des deux sulfures d'antimoine Sb^2S^3 et Sb^2S^5 . Ce précipité renferme souvent aussi de l'oxyde d'antimoine.

ALLIAGES D'ANTIMOINE ET DE POTASSIUM.

La potasse et la soude sont réduites avec une grande facilité par le charbon, en présence de l'antimoine, et produisent des alliages qui peuvent contenir jusqu'au quart de leur poids de métal alcalin.

Ces alliages ont été examinés surtout par Geoffroy, Vauquelin et Sérullas.

On les obtient par plusieurs méthodes différentes, mais qui consistent en général à chauffer l'antimoine, son oxyde ou son sulfure avec le produit de la calcination d'un sel organique à base alcaline. L'émétique, qui est un tartrate double de potasse et d'antimoine, donne directement, par la calcination dans un creuset de terre, un alliage très-riche en potassium.

On prépare ordinairement l'alliage de potassium et d'antimoine en maintenant au rouge, pendant deux à trois heures, un mélange de 6 parties d'émétique et de 1 partie de nitre ou de parties égales d'antimoine et de crème de tartre grillée. On trouve au fond du creuset une masse métallique, très-dense, d'un gris bleuâtre, cassante, dont la texture est lamelleuse.

Cet alliage présente quelques-unes des propriétés du potassium ; exposé à l'air humide, il s'échauffe rapidement, et peut même enflammer les corps organiques avec lesquels on le met en contact. Traité par l'eau, il dégage de l'hydrogène et laisse un résidu d'antimoine ; la liqueur retient de la potasse en dissolution.

Si l'on met cet alliage en contact avec le mercure, le potassium s'amalgame et l'antimoine se trouve isolé.

Lorsque les alliages de potassium et d'antimoine, au lieu d'être fondus et compactes, sont divisés dans un volume considérable de charbon, ils agissent instantanément sur l'air et sur l'eau, deviennent d'une excessive combustibilité, et sont même quelquefois pyrophoriques et fulminants.

On obtient un alliage qui peut s'enflammer avec explosion sous l'influence de l'air humide, en calcinant pendant trois heures un mélange intime de 100 parties d'émétique et de 3 parties de noir de fumée, ou de 100 parties d'antimoine métallique, de 75 parties de crème de tartre grillée et de 12 parties de noir de fumée (Sérullas).

Les creusets dans lesquels se fait la calcination sont préalablement enduits d'une légère couche de charbon, pour que la masse n'y adhère pas ; cette masse ne doit en être retirée qu'avec les plus grandes précautions, et après le refroidissement du creuset. Si l'on découvrait le creuset encore chaud, il pourrait se produire une forte explosion qui lancerait de tous côtés des parcelles d'alliage incandescent.

Il arrive quelquefois que ces mélanges prennent feu spontanément dans un air humide : le contact d'une petite quantité d'eau les fait toujours détoner. On pourrait s'en servir pour enflammer la poudre sous l'eau (Sérullas).

Lorsque ces alliages sont faits avec de l'antimoine contenant de l'arsenic, ils donnent dans leur action sur l'eau un gaz dont l'odeur est fortement alliécée ; on pourrait reconnaître ainsi des traces d'arsenic dans l'antimoine.

TRAITEMENT DES MINERAIS D'ANTIMOINE.

Le traitement des minerais d'antimoine comprend deux opérations distinctes. La première a pour objet de séparer par simple fusion le sulfure d'antimoine de sa gangue, et donne le sulfure d'antimoine connu sous le nom d'*antimoine cru*. La seconde opération a pour but d'extraire du sulfure, l'antimoine métallique appelé *régule d'antimoine*.

On a proposé différents appareils pour opérer la fusion du sulfure d'antimoine ; le plus généralement employé est un fourneau qui contient une série de creusets dans lesquels on place le minerai ; le fond de chaque creuset est percé, et le sulfure d'antimoine fondu coule dans un pot placé au-dessous.

Nous donnons (*fig. 124*) le dessin d'un fourneau à cylindres employé par M. Panserat pour la fusion des minerais d'antimoine. Le fourneau a trois foyers. Les creusets sont en fonte et enduits d'argile, le sulfure fondu s'y rend ; ces creusets sont portés sur des chariots de fonte à roulettes. *a, a*, sont des cylindres d'argile où se place le minerai ; leur forme est légèrement conique ; ils portent à leur partie inférieure des ouvertures qui sont fermées avec des tampons d'argile pendant l'opération ; les cylindres traversent à leur partie supérieure la voûte du four-

neau, ils portent chacun un couvercle d'argile destiné à l'introduction du minéral.

Il est beaucoup plus économique, comme on le fait en Allemagne, d'opérer la fusion dans un four à réverbère à sole circulaire ou elliptique, et incliné de telle sorte que tout le sulfure d'antimoine fondu vient se réunir dans un bassin placé dans la partie la moins chaude du four, ou s'écoule au dehors dans une chaudière disposée pour le recevoir.

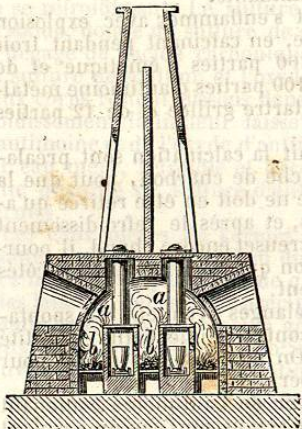


Fig. 124.

L'antimoine cru ainsi obtenu n'est pas toujours employé dans cet état à la préparation de l'antimoine métallique; on le soumet souvent au grillage dans les fourneaux à réverbère ordinaires, pour le transformer en oxyde.

Le minéral grillé est alors mêlé avec du charbon dans la proportion de 65 parties de sulfure grillé et 8 à 10 parties de charbon en poudre, et introduit dans des creusets qui sont

portés à la chaleur rouge. Le charbon a été préalablement arrosé d'une forte dissolution de carbonate de soude, qui a pour objet de réduire une partie du sulfure d'antimoine non décomposé par le grillage en formant du sulfure de sodium.

Quand la fusion est terminée, on trouve au fond du creuset de l'antimoine métallique recouvert de scories qui portent le nom de *crocus*, et qui sont employées dans la médecine vétérinaire.

L'antimoine de première fonte n'est pas pur; pour le purifier, on le fond une seconde fois avec les scories précédentes et une certaine quantité de minéral grillé.

100 parties de sulfure d'antimoine donnent environ 45 parties d'antimoine métallique.

On a essayé pendant longtemps de préparer l'antimoine en réduisant le sulfure par le fer, en présence du charbon et des alcalis; mais ce procédé a été généralement abandonné, parce que le fer se combine avec l'antimoine et donne un métal de mauvaise qualité.

CUIVRE. Cu.

Équiv. = 396,50 ou 31,75.

Le cuivre est connu de toute antiquité. A l'état natif, il est quelquefois cristallisé sous différentes formes qui dérivent du cube; mais le plus souvent il est en masses amorphes, en fragments, en feuillets ou en grains. Le cuivre existe dans la nature, surtout à l'état de sulfure, plus rarement à l'état d'oxyde ou de carbonate.

Le cuivre est d'un rouge rose tirant sur le brun; il acquiert une odeur désagréable par le frottement entre les doigts; il est très-malléable et très-ductile. Le cuivre occupe le troisième rang parmi les métaux pour la malléabilité, et le cinquième pour la ductilité; il est plus dur que l'or et que l'argent et donne de la dureté à ces métaux en s'alliant avec eux. Après le fer, c'est le plus tenace de tous les métaux: un fil de cuivre de 2 millimètres de diamètre ne se rompt pas sous un poids de 137 kilogrammes.

La densité du cuivre fondu est 8,921; celle du cuivre étiré en fils est 8,52. Le cuivre entre en fusion vers 1100°. Il cristallise par le refroidissement en rhomboédres, tandis que par voie humide il cristallise en cubes.

Le cuivre porté à une température très-élevée se volatilise sensiblement et produit des vapeurs qui donnent à la flamme une belle couleur verte; cependant il n'est pas volatil. Ayant chauffé pendant longtemps ce métal à la température d'un four à porcelaine, on reconnut qu'il n'avait perdu que 1/2 pour 100 de son poids (M. Berthier).

Le cuivre a peu d'affinité pour l'oxygène; il se conserve indéfiniment sans altération dans l'air et l'oxygène secs. Mais lorsqu'il reste exposé à l'air humide, il se recouvre d'une couche verte que l'on nomme improprement *vert-de-gris*, et qui est un carbonate de cuivre hydraté.

Quand on chauffe le cuivre au contact de l'air à une température peu élevée, il se forme à la surface du métal une couche rougeâtre de protoxyde de cuivre Cu^2O . Si l'on prolonge l'action de l'oxygène, le protoxyde de cuivre se change en bi-oxyde CuO , qui est noir.

Le cuivre ne décompose l'eau qu'avec une extrême lenteur, et seulement à une température très-élevée; il ne la décompose pas à froid, même sous l'influence des acides les plus énergiques.

L'acide azotique, même quand il est étendu et froid, attaque facilement le cuivre et produit de l'azotate de bi-oxyde de cuivre et du deutoxyde d'azote.

L'acide sulfurique étendu n'agit pas sur le cuivre; mais si l'acide est concentré, et qu'on élève la température, il se forme du sulfate de cuivre et de l'acide sulfureux. Lorsqu'on mouille