lité. Cette propriété était déjà connue de Newton ; on donne souvent le nom d'*alliage de Newton* à un alliage qui fond à 94°,5, et qui est formé de 8 parties de bismuth, 5 parties de plomb et 3 parties d'étain.

L'alliage appelé ordinairement *alliage fusible, alliage de Darcet*, 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°,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.

(*) ANTIMOINE (Sb = 806,45).

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 fougères. 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.

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^3O^2 ;
Protoxyde d'antimoine.....	Sb^2O^3 ;
Acide antimonique	Sb^2O^5 ;
Antimoniate de protoxyde d'antimoine.	Sb^2O^5,Sb^2O^3.

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

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.

Le cyanure de potassium, fondu avec l'oxyde d'antimoine, produit du cyanate de potasse, et ramène l'antimoine à l'état métallique (M. Liebig).

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 (Fremy).

Les alcalis chauffés au contact de l'air avec l'oxyde d'antimoine le transforment en acide antimonique et se combinent avec cet acide.

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.

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 antimoniate de protoxyde d'antimoine (acide antimonieux).

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 : $Sb^2Cl^5 + 5HO = Sb^2O^5 + 2ClH$; 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 (Fremy).

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*.

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-antimo-

niate, 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 :

$$\underbrace{2Sb^2O^5,MO}_{\text{Antimoniate acide.}} \qquad \underbrace{Sb^2O^5,MO}_{\text{Méta-antimoniate acide.}}$$

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 peut être employé pour reconnaître les sels de soude (Fremy).

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.

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 complétement 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.

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

Acide sulfhydrique. — 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.

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 et volatils à une température peu élevée. 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 : $Sb^2Cl^3,{}^2Sb^2O^3,HO$.

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 : $Sb^2Cl^3,5Sb^2O^3$ (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 : Sb^2Cl^3,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 : $Sb^2S^3 + 3ClH = Sb^2Cl^3 + 3SH$;

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 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.

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

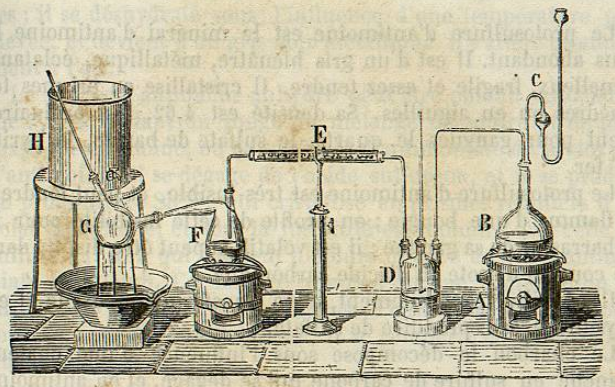

Fig. 123.

un hydrate cristallin, et le décompose ensuite en acide chlorhydrique et en acide antimonique : $Sb^2Cl^5 + 5HO = Sb^2O^5 + 5ClH$.

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 : $Sb^2Cl^5,3ClS$. 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'antimoine 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