

Acide antimonique. Sb^2O^5 .

Équiv. = 169,94.

L'acide antimonique anhydre se prépare en dissolvant l'antimoine dans l'eau régale, évaporant à sec la solution et calcinant le résidu au rouge sombre. On obtient ainsi une poudre d'un jaune pâle.

L'acide antimonique hydraté peut être préparé en décomposant par l'eau le perchlorure d'antimoine; il se forme un précipité blanc, floconneux, qui contient 2 équivalents d'eau. On peut encore obtenir cet acide hydraté en traitant l'antimoine par de l'acide azotique additionné d'un peu d'acide chlorhydrique, mais la poudre blanche qui se produit dans ce cas ne contient qu'un seul équivalent d'eau.

Ces deux hydrates d'acide antimonique n'ont pas les mêmes propriétés: ils se comportent avec les bases comme deux acides différents, doués chacun d'une capacité de saturation qui leur est propre.

Le composé Sb^2O^5,HO mis en présence d'une base, donne des sels qui ont pour formule générale Sb^2O^5,MO . On a conservé à cet acide le nom d'*acide antimonique*. L'acide $Sb^2O^5,2HO$ est capable de saturer 2 équivalents de base; il est donc bibasique. Il a reçu le nom d'*acide méta-antimonique*. Cet acide forme deux espèces de sels: les méta-antimoniates neutres $Sb^2O^5,2MO$ et les méta-antimoniates acides Sb^2O^5,MO,HO .

Ces deux acides offrent donc des caractères analogues à ceux qui ont été indiqués pour l'acide phosphorique (Fremy).

L'antimoniate de potasse se prépare en calcinant au rouge, dans un creuset de terre, un mélange de 1 partie d'antimoine et de 4 parties de nitre en poudre. On traite la matière obtenue par l'eau pour dissoudre l'azotite et l'azotate de potasse qu'elle contient. On fait ensuite bouillir le produit avec de l'eau pendant deux ou trois heures; l'antimoniate de potasse anhydre se transforme graduellement en antimoniate hydraté soluble. La solution, évaporée jusqu'à siccité, donne un résidu gommeux qui a pour composition $Sb^2O^5,KO + 5HO$. L'antimoniate de potasse (*antimoine diaphorétique* des pharmaciens) est utilisé en médecine.

Le méta-antimoniate de potasse s'obtient quand on calcine dans un creuset d'argent de l'antimoniate de potasse avec un grand excès de cette base; la masse obtenue se dissout entièrement dans l'eau; la liqueur, évaporée dans le vide, laisse déposer des cristaux mamelonnés très-déliquescents de méta-antimoniate de potasse, $Sb^2O^5,2KO$. Ce sel, traité par l'eau, ne tarde pas à se décomposer en donnant naissance à du méta-antimoniate acide de potasse $Sb^2O^5,KO,HO + 6HO$.

Le méta-antimoniate acide de potasse est le seul réactif chi-

mique de la soude; récemment préparé, il donne une dissolution qui précipite les sels de soude même étendus (Fremy).

Antimoniure d'hydrogène.

L'antimoine forme avec l'hydrogène une combinaison gazeuse analogue à celles que fournissent le phosphore et l'arsenic.

On l'obtient par l'action de l'acide chlorhydrique sur un alliage d'antimoine et de zinc.

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 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 antimoné est inodore, insoluble dans l'eau et dans les dissolutions alcalines; on ne l'a jamais obtenu complètement débarrassé d'hydrogène; mais on admet que sa composition correspond à celle de l'hydrogène arsénié.

Caractères distinctifs des sels d'antimoine.

Les sels d'antimoine se reconnaissent aux caractères suivants:

Potasse. — Précipité blanc d'oxyde d'antimoine hydraté, très-soluble dans un 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, peu soluble dans un excès de précipitant et seulement à chaud; il se produit en même temps un dégagement d'acide carbonique.

Cyanoferrure de potassium. — Pas de précipité.

Acide sulfhydrique. — Précipité jaune rougeâtre.

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

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. = 228, 44.

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 $73^{\circ},2$ et volatils à 230° .

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 : $\text{Sb}^2\text{Cl}^3, 5\text{Sb}^2\text{O}^3$, ou plus simplement $\text{Sb}^4\text{O}^5\text{Cl}$. Un excès d'acide chlorhydrique dissout ce corps.

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

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 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.

L'oxychlorure d'antimoine est employé comme vomitif.

Perchlorure d'antimoine. Sb^2Cl^5 .

Équiv. = 299, 44.

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. Si on l'abandonne quelque temps au contact de l'air, il en attire l'humidité et se transforme en une masse cristalline de perchlorure d'antimoine hydraté. Un excès d'eau le décompose en acide chlorhydrique et en acide antimonique : $\text{Sb}^2\text{Cl}^5 + 5\text{HO} = \text{Sb}^2\text{O}^5 + 5\text{ClH}$.

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.

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.

Sulfure d'antimoine. Sb^2S^3 .

Équiv. = 169, 94.

Le sulfure d'antimoine est le minéral d'antimoine le plus abondant. On le trouve en filons dans les terrains anciens, où il est associé à du quartz, à du sulfate de baryte ou à de la pyrite de fer; les minéralogistes lui donnent le nom de *stibine*. Il est d'un gris bleuâtre, métallique, à cassure cristalline; il cristallise en prismes droits à base rhombe. Sa densité est 4,62.

Le sulfure 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; on le coule ensuite en pains, et c'est sous cette forme qu'on le livre au commerce.

Il est volatil au rouge blanc.

Chauffé au contact de l'air, il se grille facilement, et se transforme peu à peu en oxyde, en dégageant de l'acide sulfureux; l'oxyde formé s'unit au sulfure non décomposé et donne une masse vitreuse d'oxysulfure d'antimoine de composition variable que l'on appelle *verre d'antimoine*, *vermillon* ou *safran d'antimoine*.

Le charbon décompose le sulfure d'antimoine sous l'influence d'une chaleur blanche en sulfure de carbone qui se dégage, et en antimoine métallique; il est complètement réduit par l'hydrogène à la chaleur rouge, avec formation d'acide sulfhydrique.

Le fer, le cuivre et plusieurs autres métaux décomposent le sulfure d'antimoine en formant un sulfure et mettant l'antimoine en liberté. On a utilisé quelquefois cette action du fer pour l'extraction de l'antimoine.

Les acides l'attaquent facilement. L'acide chlorhydrique concentré le dissout sous l'influence d'une faible chaleur, en produi-

sant de l'acide sulhydrique : c'est ainsi que l'on prépare ordinairement l'acide sulhydrique 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 : $Sb^2S^3 + 4KO = Sb^2O^3, KO + 3KS$. 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.

On peut obtenir le sulfure d'antimoine hydraté en faisant passer un courant d'acide sulhydrique 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 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 d'oxyde d'antimoine, ou de soufre et d'antimoine.

Kermès. — Soufre doré.

On donne le nom de *kermès* à un composé, employé en médecine, qui se présente sous la forme d'une poudre d'un jaune brun, et qui est un mélange de sulfure et d'oxyde d'antimoine, en partie libres, en partie combinés, le premier avec du sulfure de sodium, le second avec de la soude.

Pour préparer le kermès, on fait bouillir pendant deux heures 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 de l'oxyde d'antimoine à de la soude. Ces deux corps restent dissous dans l'eau bouillante ; mais par refroidissement la liqueur laisse déposer du sulfure d'antimoine avec un peu de sulfure double d'antimoine et de soude et de l'oxyde d'antimoine avec de l'antimoniade de soude. C'est ce mélange qui constitue le kermès, composé insoluble dans l'ammoniaque, mais soluble dans l'acide chlorhydrique.

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^3S^5 ; ce dernier provenant de la combinaison du sulfure ordinaire avec le soufre résultant de la décomposition du polysulfure de sodium.

Pentasulfure d'antimoine. Sb^3S^5 .

Ce pentasulfure correspond à l'acide antimonique ; on le prépare en faisant passer un courant d'acide sulhydrique dans une dissolution de perchlorure d'antimoine. C'est une poudre rouge-orangé, jouant le rôle d'acide vis-à-vis des sulfures alcalins. La chaleur le décompose en trisulfure d'antimoine et en soufre.

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 opère généralement la fusion du minerai dans un four à réverbère à sole circulaire ou elliptique, et inclinée 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.

L'antimoine cru ainsi obtenu est soumis ensuite au grillage dans des fourneaux à réverbère ordinaires, pour lui faire perdre son soufre le plus complètement possible et le transformer en oxyde.

Le minerai grillé est alors mêlé avec du charbon et du carbonate de soude et chauffé fortement dans des creusets. Il se forme de l'antimoine métallique et du sulfure double d'antimoine et 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 du carbonate de soude.

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.

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 massé 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 alliagée; on pourrait reconnaître ainsi des traces d'arsenic dans l'antimoine.

CUIVRE. Cu.

Équiv. = 31,73.

Le cuivre se trouve dans la nature à l'état natif; aussi a-t-il été connu de toute antiquité. Tantôt, comme en Bolivie, on le rencontre cristallisé en octaèdres, au milieu des sables; tantôt, comme aux États-Unis, sur les bords du lac Supérieur, il forme des masses amorphes de grandes dimensions. Plus souvent, comme au Chili et dans les monts Ourals, on le trouve à l'état de protoxyde ou de carbonate; mais les minerais de cuivre les plus répandus et aux quels, par suite, on a le plus souvent recours pour l'extraction de ce métal, sont les sulfures, soit la *chalkosine* (Cu^2S), soit la *chalcopirite* ou *pyrite cuivreuse* ($\text{Cu}^2\text{S} + \text{Fe}^2\text{S}^3$).

Le cuivre est un métal rouge; 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 8,8, celle du cuivre laminé peut s'élever à 8,95. Le cuivre entre en fusion vers 1150°.

Le cuivre porté à une température très-élevée se volatilise sensiblement et produit des vapeurs qui donnent à la flamme une belle couleur verte. Ayant chauffé pendant longtemps ce métal à la température d'un four à porcelaine, on reconnut qu'il avait perdu $\frac{1}{2}$ pour 100 de son poids (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. La présence d'un acide ou d'un corps gras pouvant s'unir à l'oxyde formé, active beaucoup l'oxydation de ce métal au contact de l'air.

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 bioxyde 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 bioxyde 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 des feuilles de cuivre avec de l'acide sulfurique étendu, et qu'on les expose à l'air, il se produit du sulfate de cuivre. On a proposé d'analyser l'air atmosphérique en absorbant l'oxygène au moyen d'une lame de cuivre humectée d'acide sulfurique étendu (Gay-Lussac).

L'acide chlorhydrique attaque le cuivre assez difficilement, et seulement à la température de l'ébullition; il se produit du protochlorure de cuivre, et de l'hydrogène se dégage.

L'eau régale dissout rapidement le cuivre.

L'ammoniaque dissout le cuivre sous l'influence de l'oxygène de l'air; il se forme du deutoxyde de cuivre qui entre en dissolution dans l'ammoniaque et la colore en bleu. La liqueur ainsi préparée, connue sous le nom de réactif de Schweitzer, jouit de la curieuse propriété de dissoudre la cellulose.

Les sels de cuivre sont vénéneux. On peut employer comme contre-poison de ces sels, soit de l'albumine qui forme avec l'oxyde de cuivre un composé insoluble; ou du fer réduit par l'hydrogène qui, décomposant les sels de cuivre, ramène ce corps à l'état métallique.

Le cuivre se combine avec l'oxygène dans les rapports suivants :

Protoxyde de cuivre.....	Cu^2O ;
Deutoxyde de cuivre.....	CuO ;
Peroxyde de cuivre.....	CuO^2

Beaucoup de chimistes réservent le nom de *protoxyde* au composé que le cuivre forme avec l'oxygène, dans lequel un équivalent de ce métalloïde est uni à un équivalent de métal; dès lors Cu^2O devient un *sous-oxyde* ou *oxydule* de cuivre. Pour ces mêmes chimistes, CuCl est le *protochlorure* et CuS le *protosulfure* de cuivre, tandis que Cu^2Cl est un *sous-chlorure* et Cu^2S un *sous-sulfure*.

Protoxyde de cuivre, Cu^2O .

Équiv. = 71,46.

Le protoxyde de cuivre anhydre est d'un rouge rosé, inaltérable

à l'air; chauffé au contact de l'air, il se change rapidement en bioxyde. Les acides étendus le décomposent en cuivre métallique et en bioxyde; l'acide azotique forme, avec le protoxyde de cuivre, de l'azotate de cuivre, en dégageant des vapeurs rutilantes. L'acide chlorhydrique concentré le dissout sans le décomposer.

Cet oxyde est soluble dans l'ammoniaque; si cette dissolution est faite à l'abri de l'air, elle est incolore; mais elle bleuit sous l'influence de la plus petite quantité d'oxygène, et le protoxyde de cuivre se change en deutoxyde; si l'on introduit une lame de cuivre dans la dissolution bleue, la liqueur redevient incolore, parce que le cuivre enlève au bioxyde la moitié de son oxygène et le ramène à l'état de protoxyde.

Le protoxyde de cuivre donne avec les fondants un verre d'un beau rouge-rubis qui passe au vert, si l'on continue à chauffer au contact de l'air. Cette dernière teinte est due au bioxyde de cuivre qui prend naissance.

Le protoxyde de cuivre peut se combiner avec l'eau et former un hydrate jaune qui a pour formule : $4\text{Cu}^2\text{O}, \text{HO}$. À l'état d'hydrate, le protoxyde de cuivre se dissout dans les acides et forme des sels de protoxyde de cuivre.

On peut préparer le protoxyde de cuivre par différentes méthodes :

1° On produit le protoxyde de cuivre en calcinant au rouge, dans un creuset couvert, un mélange de carbonate de soude sec et de protochlorure de cuivre; il se forme du chlorure de sodium que l'on enlève par des lavages et du protoxyde de cuivre (Liebig et Wöhler).

2° On prépare encore le protoxyde de cuivre anhydre et cristallisé, en faisant bouillir de l'acétate de cuivre avec du sucre, qui réagit sur le deutoxyde de cuivre et le réduit à l'état de protoxyde. Le tartrate double de cuivre et de potasse laisse aussi déposer du protoxyde de cuivre lorsqu'on le fait bouillir avec du glucose; on obtient d'abord un précipité jaune de protoxyde de cuivre hydraté qui se déshydrate promptement par l'ébullition.

3° On produit du protoxyde de cuivre en calcinant 5 parties de deutoxyde de cuivre avec 4 parties de limaille de cuivre.

4° L'hydrate de protoxyde de cuivre se prépare en décomposant le protochlorure de cuivre par la potasse.

Le protoxyde de cuivre se rencontre dans la nature; on lui donne le nom d'*oxydule de cuivre*. Il est d'un rouge cochenille et quelquefois d'un gris métallique, d'un éclat vitreux, le plus souvent opaque, quelquefois translucide et même transparent. Il cristallise sous des formes qui dérivent de l'octaèdre régulier. Sa densité est égale à 5,60. On le trouve à Chessy (Rhône) et dans les monts Altaï.

Deutoxyde de cuivre. CuO .

Équiv. = 39,73.

Propriétés. — Le deutoxyde de cuivre est une poudre noire qui condense facilement l'humidité de l'air.

L'hydrogène le réduit facilement et avec incandescence par une faible élévation de température.

Chauffé avec les matières organiques, il les brûle et les transforme complètement en acide carbonique et en eau; c'est à cause de cette propriété qu'on emploie l'oxyde de cuivre pour faire l'analyse élémentaire des matières organiques.

Le bioxyde de cuivre colore les fondants en vert; on utilise cette propriété dans la fabrication des verres colorés.

Le deutoxyde de cuivre forme avec l'eau un hydrate qui a pour formule : CuO, HO ; on l'obtient en versant un excès de potasse ou de soude caustique dans un sel de cuivre.

Cet hydrate a une couleur bleue; il est très-peu stable: une légère ébullition suffit pour le décomposer et le transformer en oxyde noir anhydre. Il se dissout en grande quantité dans l'ammoniaque en produisant une liqueur d'un beau bleu que l'on nomme *bleu céleste*.

Préparation. — On prépare en général le bioxyde de cuivre destiné aux analyses organiques en calcinant l'azotate de cuivre; il se présente alors sous la forme d'une poudre noire d'une grande ténuité. On le forme aussi en grillant dans une moufle de la tournure ou des lames de cuivre; le métal se recouvre d'une couche noire d'oxyde qui, détachée par le broyage et calcinée de nouveau donne de l'oxyde pur.

Le deutoxyde de cuivre se trouve dans la nature; on lui donne le nom de *cuivre oxydé noir*. Il se présente en masses grenues, noires, tachant les doigts. Ce minéral est peu abondant.

Peroxyde de cuivre. CuO^2 .

Cet oxyde a été obtenu en arrosant d'eau oxygénée l'hydrate de deutoxyde de cuivre.

Le peroxyde de cuivre est d'un brun jaune, il est très-peu stable; la chaleur de l'eau bouillante suffit pour le décomposer; les acides le transforment en sels de deutoxyde de cuivre, et en oxygène ou en eau oxygénée (Thenard).

Hydruure de cuivre. Cu^2H .

Ce composé remarquable a été obtenu en chauffant, à la température de 70° , une dissolution de sulfate de cuivre mêlée à de

l'acide hypophosphoreux; la liqueur prend d'abord une teinte verte et laisse déposer des flocons jaunes qui acquièrent bientôt une couleur brune; on arrête l'opération lorsque des bulles gazeuses commencent à prendre naissance. Le précipité lavé avec de l'eau chargée d'acide carbonique, est recueilli sur un filtre et desséché entre deux feuilles de papier joseph.

L'hydruure de cuivre est une poudre brune. Exposé à l'air, il se décompose; il en est de même au contact du chlore et de l'acide chlorhydrique (M. Wurtz).

Caractères distinctifs des sels de cuivre.

Sels de protoxyde.

Potasse. — Précipité jaune d'hydrate de protoxyde de cuivre, insoluble dans un excès de réactif.

Ammoniaque. — Précipité soluble dans un excès d'ammoniaque. Si la réaction se fait à l'abri de l'air, la liqueur est incolore; elle devient bleue par le contact de l'air.

Carbonate de potasse ou de soude. — Précipité jaune de carbonate de protoxyde de cuivre.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité blanc qui devient rapidement rouge-brun au contact de l'air.

Acide sulfhydrique. — Précipité noir.

Sulfhydrate d'ammoniaque. — Précipité noir, insoluble dans un excès de réactif.

Les sels de protoxyde de cuivre sont peu stables et se changent rapidement en sels de deutoxyde, en absorbant de l'oxygène ou en abandonnant du cuivre métallique. Ces sels sont ordinairement incolores ou légèrement jaunâtres. Le fer et le zinc les décomposent et en éliminent du cuivre métallique.

Sels de bioxyde.

Potasse et soude. — Précipité bleu clair d'hydrate de bioxyde de cuivre, insoluble dans un excès d'alcali. Le précipité bleu se déshydrate par l'ébullition et devient noir.

Ammoniaque. — Précipité verdâtre, soluble dans un excès d'ammoniaque et donnant immédiatement une liqueur d'un très-beau bleu (bleu céleste). Cette dissolution ammoniacale est précipitée, au bout d'un certain temps, par un excès de potasse.

Carbonate de potasse. — Précipité bleu verdâtre de carbonate de cuivre, devenant noir par l'ébullition.

Carbonate d'ammoniaque. — Précipité verdâtre, soluble dans un excès de réactif.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité rouge-brun-marron.