

voie sèche, il faut faire chauffer de l'étain avec du soufre, pulvériser la masse et la chauffer avec une nouvelle quantité de soufre jusqu'à ce que le mélange soit entré en fusion.

Bisulfure d'étain. SnS_2 .

Ce sulfure peut être obtenu par voie sèche et par voie humide. On le prépare par voie humide en traitant une dissolution de bichlorure d'étain par l'acide sulfhydrique.

Le bisulfure d'étain ainsi obtenu est d'un jaune sale, insoluble dans l'eau, soluble dans la potasse, et précipité de cette dissolution par les acides.

Le bisulfure d'étain obtenu par voie sèche a reçu le nom d'*or mussif*.

Pour le préparer, on amalgame 12 parties d'étain avec 6 parties de mercure, on broie l'amalgame avec 7 parties de fleur de soufre et 6 parties de sel ammoniac. On introduit le mélange dans un matras de verre à long col, et on le chauffe lentement au rouge sombre dans un bain de sable, jusqu'à ce qu'il ne dégage plus de vapeurs blanches.

La réaction est très-complexe; il se forme du sulfure de mercure, des chlorures de mercure, d'étain, qui se volatilisent, en même temps qu'une certaine quantité de soufre et de sel ammoniac; et l'on trouve à une petite distance du fond du ballon une couche cristalline d'*or mussif*.

Dans cette opération, le sel ammoniac, pour se volatiliser, emprunte à la masse une certaine quantité de chaleur, ce qui empêche la température de s'élever assez pour que le bisulfure d'étain soit décomposé; en outre, les molécules de sulfure d'étain sont entraînées par les différents produits volatils, et cristallisent en quelque sorte par sublimation.

On peut aussi obtenir le bisulfure d'étain sous forme de paillettes cristallines, en faisant passer dans un tube chauffé au rouge sombre de l'acide sulfhydrique sec et saturé de vapeurs de bichlorure d'étain anhydre.

L'*or mussif* est d'un jaune d'*or*; il cristallise en belles paillettes hexagonales, douces au toucher, inattaquables par tous les acides, excepté par l'eau régale.

Le bisulfure d'étain se comporte comme un sulfacide puissant, et se combine avec les sulfobases. Il se dissout dans l'hydrate de potasse: dans ce cas, une partie du sulfure se décompose pour produire du stannate de potasse et du sulfure de potassium qui se combine avec le sulfure d'étain non décomposé.

L'*or mussif* sert à bronzer le bois; il est aussi employé pour frotter les coussins des machines électriques.

Extraction de l'étain.

L'extraction de l'étain est une des opérations métallurgiques qui présentent le moins de difficultés, car on retire toujours ce métal de l'acide stannique (*cassitérite*), qui se réduit facilement sous l'influence du charbon, et donne de l'étain métallique.

Le minerai cru est trié, bocardé et lavé sur des tables pour le séparer des gangues pierreuses qui l'accompagnent; puis il est soumis au *grillage*. L'oxyde d'étain n'éprouve aucune altération dans cette opération, tandis que les sulfures et les arséniosulfures s'oxydent et se désagrègent. On bocarde le schlich grillé, et on le soumet à un nouveau lavage, afin de séparer l'oxyde de fer pulvérent et les autres matières altérées par le grillage.

Par des lavages nombreux et soignés on arrive à donner à un minerai très-pauvre une grande richesse. Le résidu des lavages est en grande partie formé d'acide stannique; il est immédiatement soumis à la réduction.

La réduction s'opère soit dans un four à réverbère, soit, plus ordinairement, dans un four à manche (*fig. 53*). On charge le minerai et le charbon par couches alternatives, et l'on donne le vent. La réduction a lieu par le carbone et l'oxyde de carbone.

L'étain fondu se rassemble dans un creuset F; quand celui-ci est plein, on fait écouler le métal dans un autre creuset I, où on l'agite avec des tiges de bois vert. La vapeur d'eau et les gaz qui proviennent de la carbonisation du bois amènent à la surface les matières étrangères; on enlève les crasses et on coule l'étain dans des lingotières.

Le métal ainsi obtenu est impur; il contient toujours un peu de cuivre, de fer, d'arsenic, de plomb ou d'antimoine. — On raffine cet étain en le chauffant faiblement sur la sole inclinée d'un petit four à réverbère. Il s'opère une liqutation; l'étain fond le premier, entraînant une faible proportion des métaux étrangers. L'opération répétée plusieurs fois donne le métal sensiblement pur.

Alliage d'étain et de fer (fer-blanc).

L'étain s'allie en toutes proportions avec le fer: ces alliages sont cassants, plus ou moins fusibles, selon la quantité de fer qu'ils

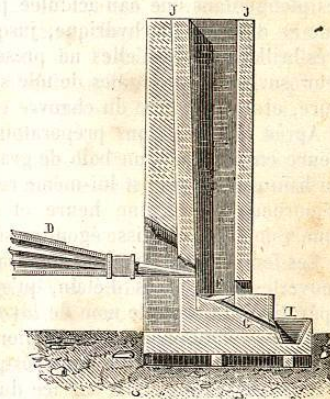


Fig. 53.

contiennent; lorsqu'on les soumet à l'action d'une douce chaleur, on peut séparer en partie l'étain du fer par liquation.

On a analysé un alliage cristallisé qui était formé de 3 équivalents de fer et 1 équivalent d'étain (M. Lassaigue).

On donne le nom de *fer-blanc* à la tôle recouverte d'un alliage de fer et d'étain. Les couches qui se trouvent en contact avec le fer sont un véritable alliage de ce métal et d'étain; celle qui forme la surface est de l'étain.

Le fer-blanc est très-précieux pour les usages domestiques, car il présente la ténacité du fer, et peut, comme l'étain, se conserver à l'air humide sans s'oxyder.

Pour que l'étain adhère à la surface des feuilles de tôle, il est indispensable de les décaper, c'est-à-dire d'enlever les couches d'oxyde de fer qui les recouvrent ordinairement. Dans ce but, on les plonge dans une eau acidulée par un mélange d'acide sulfurique et d'acide chlorhydrique, jusqu'à ce qu'elles soient devenues très-brillantes et qu'elles ne présentent plus de taches noires à leur surface. Les feuilles de tôle sont ensuite passées dans l'eau pure, et frottées avec du chanvre et du sable.

Après ces opérations préparatoires, on les plonge pendant une heure environ dans un bain de graisse qui les sèche, on les passe au bain d'étain qui est lui-même recouvert de graisse. Les feuilles séjournent environ une heure et demie dans l'étain. Après cette immersion, on les laisse égoutter sur une grille de fer.

Les feuilles qui sortent de ce bain métallique sont toujours recouvertes d'un excès d'étain, qu'on leur enlève au moyen d'une opération qui porte le nom de *lavage*.

Cette opération consiste à plonger rapidement la feuille de fer-blanc dans un bain d'étain très-pur, de manière à fondre l'excès d'étain qui recouvre la surface du fer-blanc; on brosse la feuille, on la passe dans un nouveau bain d'étain pour effacer les marques de la brosse, et on la plonge dans un bain de suif fondu qui fait écouler l'excès d'étain. Pour terminer la préparation des feuilles de fer-blanc, il ne reste plus qu'à les nettoyer, ce qu'on fait en les frottant avec du son.

Le fer-blanc offre l'aspect de l'étain; il conserve longtemps son éclat, à moins qu'il ne présente à sa surface une fissure ou un trou qui mette le fer à découvert; il se forme alors des taches de rouille qui augmentent rapidement.

Moiré métallique.

Lorsqu'on plonge du fer-blanc dans une liqueur acide, les couches d'étain qui forment la surface entrent en dissolution, et mettent à nu les couches inférieures qui prennent une appa-

rence cristalline et chatoyante : c'est ainsi que se prépare le moiré.

On peut employer, pour moirer le fer-blanc, les mélanges suivants :

- 1° 8 parties d'eau, 4 de sel marin, 2 d'acide azotique;
- 2° 8 parties d'eau, 2 d'acide azotique, 3 d'acide chlorhydrique;
- 3° 8 parties d'eau, 1 d'acide sulfurique, 3 d'acide chlorhydrique.

Le fer-blanc le plus convenable pour la fabrication du moiré est celui qui est préparé avec de l'étain très-pur.

Le fer-blanc destiné au moiré métallique doit être recouvert d'une couche d'étain plus épaisse que celle que présente le fer-blanc ordinaire : si la couche d'étain était trop mince, les cristaux mis à nu seraient toujours petits.

Pour préparer le moiré, on chauffe légèrement la feuille de fer-blanc, et l'on y passe à l'aide d'une éponge une couche bien égale de liqueur acide : on voit apparaître immédiatement les cristaux métalliques; on arrête l'action de l'acide en plongeant la feuille de fer-blanc dans l'eau; si l'acide agissait trop longtemps, la tôle serait bientôt mise à nu, et donnerait des taches noires.

Pour conserver le moiré, il faut le sécher rapidement et le recouvrir ensuite d'une couche de vernis. En employant des vernis diversement colorés, on obtient des moirés dont l'effet est souvent très-agréable.

Usages de l'étain. — L'étain, étant un métal difficilement altérable, est employé à la fabrication d'un grand nombre de vases et d'ustensiles pour l'usage domestique. Il sert surtout à étamer le cuivre. La fabrication des feuilles minces d'étain qui servent à préserver un grand nombre de substances de l'action de l'air et de l'humidité, l'étamage des glaces, la fabrication du bronze, la soudure des plombiers, le fer-blanc, emploient une grande quantité d'étain. Les deux chlorures d'étain sont des mordants très-utiles dans la teinture. L'étain sert aussi à préparer l'or mussif, la pourpre de Cassius, le *pink-colour*, la laque minérale, etc.

PLOMB. Pb.

Équiv. = 103,56.

Le plomb est d'un gris bleuâtre, il est ordinairement terne, quand il a subi l'action de l'air, mais assez éclatant lorsqu'il est récemment coupé. Il est très-mou. On sait qu'on peut ployer facilement des lames de plomb d'une grande épaisseur, et que ce métal est facilement rayé, même par l'ongle : frotté sur le papier, il laisse des traces d'un gris métallique.

La densité du plomb est 11,35. Cette densité n'augmente pas par le laminage ni par le martelage.

Le plomb occupe le sixième rang parmi les métaux pour la malléabilité, et le huitième seulement pour la ductilité. On peut le réduire en feuilles minces; on obtient des fils de plomb très-déliés qui sont très-flexibles, mais qui ont peu de ténacité; un fil de plomb de 2 millimètres de diamètre se rompt sous un poids de 9 kilogrammes.

Le plomb entre en fusion à 335°; sous l'influence d'une température plus élevée, il se volatilise sensiblement, et répand des fumées très-visibles. Il possède la propriété de dissoudre une certaine quantité d'oxyde de plomb, ce qui lui donne de la dureté.

Cette solubilité de l'oxyde de plomb dans le métal peut expliquer les modifications qu'éprouve le plomb dans quelques-unes de ses propriétés physiques, lorsqu'il a été longtemps tenu en fusion au contact de l'air. Pour rendre au plomb sa mollesse, il faut l'agiter, pendant qu'il est fondu, avec un peu de charbon qui réduit l'oxyde de plomb.

Le plomb refroidi lentement cristallise en pyramides à quatre faces, ou en octaèdres réguliers.

Le plomb exposé à l'air se recouvre d'une couche grise de sous-oxyde qui préserve le reste du métal de l'oxydation. Chauffé à une température supérieure à celle de sa fusion, il absorbe rapidement l'oxygène de l'air et se transforme en protoxyde de couleur jaune, appelé *massicot*.

Le plomb abandonné dans de l'eau distillée, au contact de l'air, s'oxyde; cet oxyde, en se combinant avec l'eau et l'acide carbonique, forme à la surface du métal une croûte blanche d'hydrate et de carbonate de plomb. En même temps, un peu de l'oxyde de plomb se dissout dans l'eau. La présence d'un sel étranger, et surtout du sulfate de chaux, empêche cette oxydation: aussi emploie-t-on le plomb pour fabriquer les tuyaux qui servent à la conduite des eaux potables, lesquelles contiennent toujours des sels calcaires en dissolution, tandis que l'on ne pourrait en faire usage pour les eaux de pluie.

L'acide sulfurique étendu et l'acide chlorhydrique n'attaquent le plomb que très-difficilement; l'acide sulfurique concentré le dissout à chaud, et forme de l'acide sulfureux et du sulfate de plomb; le meilleur dissolvant du plomb est l'acide azotique.

Tous les composés du plomb sont très-vénéneux. Leurs effets ne se font sentir quelquefois qu'après un temps assez long et sont caractérisés par des coliques violentes, dites *coliques saturnines* ou *coliques de plomb*.

Usages. — Le plomb entre dans la composition des caractères

d'imprimerie, dans la soudure des plombiers; il sert à la fabrication du plomb de chasse et des balles de fusil. Réduit en feuilles minces, il est employé pour la couverture des toits, pour former les parois des chambres où l'on fabrique l'acide sulfurique. On en fait également des tuyaux de conduite pour l'eau ordinaire, et pour le gaz de l'éclairage. Les jardiniers emploient des fils de plomb pour fixer les branches à leurs supports.

Le plomb se combine avec l'oxygène en trois proportions, et produit les oxydes suivants :

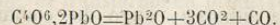
Sous-oxyde de plomb.....	Pb ² O;
Protoxyde de plomb.....	PbO;
Oxyde pur de plomb ou acide plombique....	PbO ² .

Le protoxyde de plomb et l'acide plombique peuvent se combiner entre eux et donner naissance à un oxyde salin 2PbO, PbO² connu sous le nom de *minium*.

Sous-oxyde de plomb. Pb²O.

Cet oxyde a été découvert par Dulong, qui l'a obtenu en chauffant modérément l'oxalate de plomb; son existence a été mise hors de doute par les expériences de MM. Boussingault et Pelouze.

Le sous-oxyde de plomb est le corps d'un gris noir qui se produit à la surface du plomb exposé à l'air humide. On l'obtient à l'état de pureté en chauffant l'oxalate de plomb à 300°, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz. L'oxalate de plomb, qui a pour formule C²O⁶, 2PbO, se décompose de cette manière :



On démontre que le sous-oxyde de plomb ne peut être considéré comme un mélange de plomb et de protoxyde de plomb, en le broyant avec du mercure qui ne forme pas d'amalgame, et en le traitant par une dissolution de sucre qui ne dissout pas de traces de protoxyde de plomb.

Les acides ou les alcalis étendus le décomposent en plomb métallique et en protoxyde de plomb qui entre en dissolution. Vers 400°, il se dédouble de la même manière, en plomb et en protoxyde.

Chauffé au contact de l'air, il brûle comme de l'amadou, et se transforme en protoxyde de plomb.

Protoxyde de plomb. PbO.

Équiv. = 111,56.

L'oxyde de plomb qui a été préparé par voie sèche, et qui n'a

pas éprouvé de fusion, porte le nom de *massicot*; lorsqu'il a été fondu, on le nomme *litharge*.

Propriétés. — Le protoxyde de plomb est solide; sa couleur varie du jaune-citron au jaune-rouge; il entre en fusion un peu au-dessous du rouge, et cristallise par le refroidissement en lames micacées.

Lorsqu'on fait fondre de la litharge dans un creuset de terre, elle agit sur la silice du creuset, et forme un silicate de plomb fusible; aussi le creuset est-il rapidement percé.

Le protoxyde de plomb est sensiblement soluble dans l'eau pure, à laquelle il communique une réaction alcaline: cette dissolution contient environ 1/7000 d'oxyde de plomb. Cet oxyde ne se dissout pas dans une eau qui renferme un sel en dissolution.

L'oxyde de plomb se combine avec tous les acides, et peut même attirer l'acide carbonique de l'air; on le considère comme une base énergique qui, par ses propriétés chimiques, se rapproche beaucoup des terres alcalines.

Le protoxyde de plomb est facilement réduit par le charbon et par l'hydrogène. Chauffé au contact de l'air, il absorbe l'oxygène, et se transforme vers 300° en plombate de protoxyde de plomb, ou minium.

La litharge fondue au contact de l'air dissout une quantité d'oxygène qui peut aller jusqu'à 50 centimètres cubes par kilogramme; ce gaz se dégage quand la litharge se refroidit; l'oxyde de plomb partage cette propriété curieuse avec l'argent, qui peut aussi dissoudre de l'oxygène, quand il est en fusion.

Quand on fond la litharge rouge du commerce, et qu'on la refroidit brusquement, elle reste jaune; tandis que si on la laisse refroidir lentement, elle prend une couleur rouge (M. Leblanc).

La litharge est principalement employée dans la fabrication de la céruse.

L'oxyde de plomb joue le rôle d'acide avec les bases énergiques; il se combine par voie sèche et par voie humide avec les alcalis et les terres, et forme des sels que l'on nomme *plombites*.

Les plombites de potasse et de soude sont solubles dans l'eau. Le plombite de chaux peut cristalliser; on l'obtient en faisant bouillir de l'oxyde de plomb avec un lait de chaux. Ce dernier plombite est employé quelquefois pour teindre les cheveux en noir: dans ce cas, le plomb du plombite de chaux réagit sur le soufre contenu dans la substance organique qui constitue les cheveux, et forme du sulfure de plomb qui est noir.

Préparation. — Le protoxyde de plomb anhydre peut être obtenu dans des circonstances très-différentes.

On le prépare en chauffant le plomb à l'air, ou en soumettant à la calcination le carbonate ou l'azotate de plomb; si la température est assez élevée, l'oxyde entre en fusion et cristallise par le refroidissement.

L'oxyde de plomb se combine avec l'eau et forme un hydrate blanc (PbO,HO) que l'on obtient en précipitant un sel de plomb par la potasse ou mieux par l'ammoniaque. Cet hydrate est facilement décomposé par la chaleur, et transformé en protoxyde anhydre; il se dissout plus facilement dans les alcalis que le protoxyde anhydre.

D'après Payen, on obtient le protoxyde de plomb sous forme d'octaèdres blancs et transparents, en versant un grand excès d'ammoniaque dans une dissolution d'acétate de plomb et abandonnant la liqueur à elle-même pendant plusieurs jours.

Lorsqu'on fait bouillir de l'hydrate de protoxyde de plomb dans une dissolution concentrée de soude caustique, en ayant soin de maintenir l'oxyde en excès, ce dernier se précipite sous la forme de petits cristaux grenus, rouges, à la condition de laisser refroidir très-lentement la liqueur. Ces cristaux, chauffés et refroidis lentement, conservent leur couleur; ils deviennent jaunes lorsque le refroidissement est brusque.

Acide plombique. PbO².

Équiv. = 119,56.

Propriétés. — L'acide plombique, qu'on appelle aussi quelquefois *oxyde puce*, *peroxyde de plomb*, a été découvert par Proust; il est brun, insoluble dans l'eau, décomposable au-dessous du rouge obscur, et transformé en protoxyde de plomb et en oxygène qui se dégage. On doit le considérer comme un oxydant énergique; mis en contact avec l'ammoniaque, il l'absorbe, et se réduit partiellement en produisant de l'eau et de l'azotate d'ammoniaque. Un grand nombre de matières organiques le décomposent en présence de l'eau, et subissent une combustion incomplète.

L'acide plombique mêlé avec le sixième de son poids de soufre forme une poudre qui s'enflamme par le frottement; de l'acide sulfureux se dégage et il reste du sulfure de plomb. Il absorbe le gaz acide sulfureux en produisant une élévation de température qui peut aller jusqu'à l'incandescence, et donne du sulfate de plomb: PbO²+SO²=SO³,PbO. Cette propriété est souvent utilisée dans les analyses pour séparer l'acide sulfureux des autres gaz, notamment de l'acide carbonique, et même pour le doser. L'acide plombique, agité avec de l'eau chargée d'acide sulfureux, produit également du sulfate de plomb.

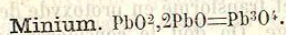
Traité par l'acide chlorhydrique, il donne du chlore et du chlorure de plomb; il se comporte donc comme le bioxyde de manganèse.

On a considéré pendant longtemps l'oxyde puce de plomb comme un oxyde indifférent, qui ne pouvait se combiner ni avec les acides ni avec les bases.

Mais on a démontré depuis que l'oxyde puce de plomb forme avec différentes bases, et principalement avec la potasse ($PbO^2, KO, 3HO$) des sels parfaitement définis et cristallisables, et que cet oxyde se comporte par conséquent comme un véritable acide métallique (Fremy).

Préparation. — Pour préparer l'acide plombique, on réduit en poudre fine le minium qui est un plomate de protoxyde de plomb; on le mêle, dans une capsule de porcelaine ou dans un matras de verre, avec de l'acide azotique en excès étendu de deux à trois fois son poids d'eau; on porte le mélange à l'ébullition en l'agitant sans cesse. Le protoxyde de plomb contenu dans le minium forme avec l'acide azotique de l'azotate de plomb qui se dissout, tandis que l'acide plombique se sépare sous la forme d'une poudre brune insoluble; on lave ce précipité jusqu'à ce qu'il ne cède plus rien à l'eau, et on le dessèche à une température qui ne doit pas dépasser 100° . Ce procédé est celui que l'on suit en général pour préparer l'acide plombique.

On peut aussi obtenir l'acide plombique en chauffant légèrement 4 parties de protoxyde de plomb avec 1 partie de chlorate de potasse; le résidu doit être lavé à l'eau bouillante.



L'acide plombique et le protoxyde de plomb se combinent en plusieurs proportions, et forment des composés d'un très-beau rouge, que l'on désigne sous le nom de *miniums*.

On prépare le minium hydraté en faisant réagir deux dissolutions alcalines de protoxyde de plomb et d'acide plombique; il se forme un précipité jaune qu'une légère calcination transforme en minium, $PbO^2, 2PbO$, d'une belle couleur rouge. Le minium est donc bien un plomate de protoxyde de plomb (Fremy).

Préparation. — Pour préparer le minium, on calcine le plomb dans un four à réverbère jusqu'à ce qu'il soit entièrement transformé en oxyde jaune; on évite de faire entrer l'oxyde en fusion.

Le produit de cette calcination est à plusieurs reprises broyé et soumis à l'action d'un courant d'eau qui entraîne l'oxyde de plomb dans des caisses où il se dépose par le repos: c'est ainsi que se prépare l'oxyde de plomb qui porte le nom de *massicot*.

Comme le plomb employé à la préparation du massicot n'est pas pur et que les métaux qu'il contient sont différemment oxydables, la pureté du massicot varie pendant le cours de l'opération: aussi a-t-on soin de fractionner les produits, et l'on obtient ainsi différentes espèces de massicots.

Le massicot qui se produit en premier lieu contient tous les oxydes dont les métaux sont plus oxydables que le plomb. Les massicots intermédiaires contiennent peu de métaux étrangers et seulement des traces d'argent. Le cuivre et l'argent se trouvent en quantités très-notables dans les derniers massicots; les fabricants de minium donnent toujours la préférence aux massicots intermédiaires.

Le massicot destiné à la préparation du minium est introduit dans des caisses de tôle qui en contiennent environ 25 kilogrammes, et soumis, dans un four à réverbère, à une température qui ne doit pas dépasser 300° . Une chaleur plus forte décomposerait le minium. Un seul feu ne suffit pas pour transformer le massicot en minium: on le soumet à un deuxième et souvent à un troisième feu.

On doit employer pour la préparation du minium un plomb aussi pur que possible; il paraît démontré, cependant, que certaines espèces de plomb contenant du manganèse conviennent parfaitement à cette fabrication; aussi n'est-il pas rare de trouver dans le minium une certaine quantité de manganèse à l'état de permanganate de plomb.

On prépare un minium très-estimé qui porte le nom de *mine orange*, en calcinant à l'air le carbonate de plomb.

Usages. — Le minium est employé, à cause de sa belle couleur, pour colorer les papiers de tenture, la cire à cacheter, etc.; il sert à la fabrication du cristal. Pour cette dernière application, on lui donne la préférence sur la litharge, parce qu'il ne contient ni argent, ni oxyde de cuivre, qui colorent toujours le cristal, ni plomb métallique, qui en réagissant sur des traces de carbonate de potasse existant dans le cristal, produirait des bulles d'oxyde de carbone qui resteraient dans la masse vitreuse et en rendraient l'affinage presque impossible. L'excès de l'oxygène que perd le minium en formant des silicates de plomb, sert à brûler les matières organiques contenues dans la potasse.

On emploie, pour luter les joints des chaudières à vapeur, un mélange de minium et de céruse délayés dans un peu d'huile.

Le minium du commerce est souvent mélangé avec des matières terreuses, de la brique pilée, du colcothar, etc. Pour reconnaître cette fraude, on fait bouillir pendant quelques instants le minium avec de l'eau sucrée à laquelle on a ajouté une petite quantité

d'acide azotique; le minium se dissout entièrement lorsqu'il est pur; s'il est impur, les matières étrangères forment un résidu dont il est facile d'apprécier le poids (MM. Gélis et Fordos).

Caractères distinctifs des sels de plomb.

Le protoxyde de plomb est le seul oxyde de ce métal qui s'unisse aux acides pour former les sels.

Les sels de plomb sont incolores lorsque l'acide qui entre dans leur composition n'est pas coloré; leur saveur est sucrée et styptique. Les sels neutres de plomb rougissent le papier de tournesol.

Les sels de plomb sont vénéneux à faible dose. Le contact prolongé de ces sels avec les organes produit des douleurs d'entrailles, accompagnées de paralysie, que l'on connaît sous le nom de *coliques de plomb*. Les peintres, les ouvriers qui travaillent à la fabrication de la céruse et du minium, ceux qui manient le plomb sous une forme quelconque, sont sujets à cette maladie.

Il ne paraît pas que les secours de la médecine soient toujours efficaces pour guérir les coliques de plomb; toutefois on a recommandé l'emploi des limonades à l'acide sulfurique ou l'usage des sulfates solubles, et de l'iodure de potassium. Ces différents corps tendent à précipiter le sel de plomb et à paralyser son action sur l'économie animale.

Les sels de plomb forment avec les réactifs les précipités suivants :

Potasse et soude. — Précipité blanc d'hydrate de protoxyde de plomb soluble dans un excès de réactif, surtout sous l'influence de la chaleur.

Ammoniaque. — Précipité blanc, insoluble dans un excès de réactif : ce précipité est ordinairement un sel basique, qui souvent ne se forme qu'avec lenteur.

Carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque. — Précipité blanc de carbonate de plomb, insoluble dans un excès de réactif.

Cyanoferure de potassium. — Précipité blanc.

Acide sulfurique. — Précipité noir.

Lorsque les sels de plomb sont dissous dans une grande quantité d'acide chlorhydrique, l'hydrogène sulfuré y produit un précipité rouge formé de sulfure et de chlorure de plomb.

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

Acide sulfurique et sulfates solubles. — Précipité blanc de sulfate de plomb, insoluble dans l'eau, soluble dans le tartrate d'ammoniaque et dans l'acide chlorhydrique bouillant; très-peu soluble dans les acides sulfurique et azotique étendus; noircissant par l'acide sulfurique. Ce dernier caractère permet de le distinguer immédiatement du sulfate de baryte.

Acide chlorhydrique. — Précipité blanc de chlorure de plomb ne se formant que dans les dissolutions concentrées et se dissolvant dans une grande quantité d'eau; le chlorure de plomb est soluble dans l'acide chlorhydrique bouillant et se dépose en écailles satinnées par le refroidissement.

Iodure de potassium. — Précipité jaune d'iodure de plomb se dissolvant dans un excès de réactif.

Chromate de potasse. — Précipité jaune de chromate de plomb neutre, soluble dans la potasse caustique, peu soluble dans l'acide nitrique dilué.

La présence des matières organiques n'empêche pas les sels de plomb d'être précipités par les sulfates ou l'acide sulfhydrique.

Le fer, le zinc, l'étain, précipitent le plomb de ses dissolutions sous forme de lamelles brillantes. Si l'on plonge dans un flacon qui contient une dissolution étendue d'acétate neutre de plomb un morceau de zinc qui supporte plusieurs fils de laiton ou de cuivre roulés en spirale, on voit bientôt les fils métalliques se recouvrir de végétations cristallines de plomb : cette cristallisation est appelée depuis longtemps *arbre de Saturne*. Pour obtenir un bel arbre de Saturne, on doit ajouter dans la liqueur une certaine quantité d'acide acétique, afin d'empêcher la précipitation d'un sous-sel insoluble, ou celle d'un carbonate de plomb qui se produirait par l'action de l'acide carbonique de l'air sur le sel devenu basique.

Chlorure de plomb. PbCl.

Équiv. = 139,06.

Le chlorure de plomb est blanc, à peine soluble dans l'eau : il exige environ 33 fois son poids d'eau bouillante pour se dissoudre; il est encore moins soluble dans l'eau froide : 1 partie de chlorure de plomb se dissout dans 135 parties d'eau froide.

Ce corps cristallise en prismes aciculaires hexaédriques ou en écailles micacées. Il se dissout dans l'acide chlorhydrique bouillant; il est insoluble dans l'alcool.

Le chlorure de plomb entre facilement en fusion au-dessous du rouge, et se prend par le refroidissement en une masse grise, transparente, flexible, pouvant se couper au couteau, à laquelle les anciens chimistes ont donné le nom de *plomb corné*. Il se volatilise à la chaleur rouge, et répand des vapeurs blanches abondantes.

Les alcalis et les carbonates alcalins le font d'abord passer à l'état d'oxychlorure, et le décomposent ensuite complètement.

Préparation. — On peut obtenir le chlorure de plomb en dissolvant le plomb ou mieux l'oxyde de plomb dans l'acide chlorhy-