

terre appelée *botte* qui communique avec la moufle, et viennent se condenser dans un *pot* qui est en dehors du fourneau.

Méthode anglaise.

En Angleterre la distillation du zinc se fait *per descensum* dans un appareil représenté figure 119. Le mélange est introduit dans les creusets *a, a*; le zinc distille et descend par des tubes verticaux dans les creusets inférieurs *b, b*.

Laminage du zinc. — Le zinc destiné au laminage est d'abord purifié par une fusion; on le puise ensuite avec une

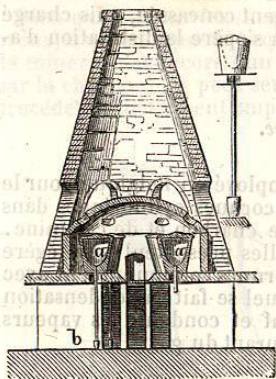


Fig. 119.

poche et on le coule dans des lingotières. Les couches supérieures sont les plus pures: les couches inférieures où le plomb et le fer se sont concentrés sont impropres au laminage, et donnent du zinc qui est employé au moulage, à la fabrication des couleurs à base de zinc, etc. Cette refonte se fait quelquefois dans des chaudières de fonte, mais le zinc se combine alors avec une petite quantité de fer; il est mieux d'opérer la fusion dans des fours à réverbère dont la sole est d'argile réfractaire; ces fours n'ont qu'une porte placée sous la cheminée et à l'opposé de la grille: on charge les lingots de zinc brut près de l'autel,

et le zinc, au fur et à mesure qu'il fond, coule sur la sole et vient se rassembler dans le bassin de réception placé devant la porte de travail; on le puise dans ce bassin pour le couler dans les lingotières. La température doit être aussi basse que possible. Le réchauffage des lingots et des feuilles de zinc s'exécute, soit dans des fours dormants analogues à ceux qu'on emploie pour la tôle, soit dans des fours à réverbère chauffés par les flammes perdues du four à refondre le zinc. Le laminage ne peut se faire qu'à une température dont les limites, très-rapprochées, sont comprises entre 120 et 150 degrés. En deçà et au delà de ces limites, le zinc devient cassant.

(*) CADMIUM. Cd.

Equiv. = 700 ou 56.

Ce métal a été découvert en 1818, par Hermann et Stromeyer. Le cadmium est un métal d'un blanc bleuâtre, malléable et ductile, qui se trouve dans la nature à l'état de sulfure et accompagne ordinairement le zinc dans ses minerais. Il est plus fusible (360°) et plus volatil (860°) que le zinc; aussi, dans les usines à zinc, les premiers produits de la distillation sont les plus riches en cadmium. Ces produits sont mis à part, et l'on en extrait le cadmium par une nouvelle distillation avec du charbon.

Sa densité est 8,6 à 15°.

On ne connaît qu'un oxyde de cadmium CdO qui forme des sels, faciles à distinguer des sels de zinc, parce que la potasse y forme un précipité blanc insoluble dans un excès de réactif, et l'acide sulfhydrique, ou les sulfures solubles, un précipité jaune. Le sulfure de cadmium ainsi produit est employé dans les arts à cause de sa belle couleur.

TUNGSTÈNE. Tu ou W.

Equiv. = 1150 ou 92.

L'acide tungstique a été découvert par Schèele en 1780. Peu de temps après, les frères d'Elhuyart démontrèrent la présence du tungstène dans le wolfram (tungstate de fer et de manganèse), et isolèrent ce métal en réduisant l'acide tungstique.

Le tungstène, préparé à une température peu élevée, est d'un gris foncé et peut prendre de l'éclat par le frottement; il est fixe et à peu près infusible. Chauffé à 150° du pyromètre, le tungstène s'agglomère, devient très-dur et se laisse à peine attaquer par la lime.

Sa densité est comprise entre 17,1 et 17,3, pour le métal réduit par le charbon, et entre 17,9 et 18,2 pour le métal réduit par l'hydrogène.

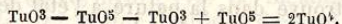
Le tungstène s'oxyde par le grillage, brûle et se transforme en acide tungstique. Ce métal se décompose par l'eau.

On prépare le tungstène métallique en réduisant l'acide tungstique par le charbon à une très-haute température; toutefois, on n'obtient pas ainsi le métal pur, il contient toujours du carbone.

La réduction de l'acide tungstique par l'hydrogène donne un métal d'une grande pureté, ou bien encore la décomposition du chlorure de tungstène par le sodium, comme l'ont proposé

MM. Wöhler et H. Deville; dans ce cas, il est sans éclat et n'offre aucune texture cristalline. (M. Riche.)

Le tungstène se combine avec l'oxygène pour former un oxyde TuO^2 , un acide TuO^3 , et un composé intermédiaire TuO^2 , TuO^3 . En prenant le nombre 1916, pour l'équivalent du tungstène, M. Persoz a été conduit à représenter ces trois composés par les formules :



ACIDE TUNGSTIQUE.

On prépare facilement l'acide tungstique anhydre en chauffant au rouge un de ses hydrates.

M. Debray a obtenu des cristaux d'acide tungstique anhydre en faisant passer un courant d'acide chlorhydrique sur du tungstate de soude mélangé de carbonate de soude. L'acide tungstique ainsi obtenu cristallise en prismes rectangulaires ou bien en trémies de couleur vert-olive foncé.

Quand on chauffe l'acide tungstique au rouge, il change de teinte, mais par le refroidissement il reprend sa nuance primitive.

L'acide tungstique, même après sa calcination, est soluble dans les dissolutions alcalines et dans l'ammoniaque.

On connaît deux hydrates insolubles d'acide tungstique : le premier $TuO^3, 2HO$, est blanc, et le second TuO^3, HO est jaune.

ÉTAIN. Sn.

Equiv. = 737,5 ou 59.

L'étain est un des métaux les plus anciennement connus; il est presque aussi blanc que l'argent; cependant son reflet est un peu jaunâtre; il manifeste une odeur fort désagréable lorsqu'on le frotte entre les doigts. Il est très-malléable; on peut le réduire par le battage en feuilles minces. L'étain est peu tenace, un fil de 2 millimètres se brise sous un poids d'environ 24 kilogrammes. Il fait entendre, quand on le ploie, un bruit particulier que l'on appelle *cri de l'étain*. L'étain est un des métaux les plus mous et les moins élastiques; aussi n'a-t-il pas de sonorité. Sa densité est 7,285, et n'augmente pas sensiblement par le martelage.

L'étain entre en fusion à la température de 228°. On peut le fondre sur une feuille de papier, lorsqu'il est en lames minces.

L'étain ne se volatilise pas aux températures les plus élevées. Il a une grande tendance à cristalliser. Ses cristaux appartiennent tantôt au système régulier, tantôt au système pyramidal. L'étain fondu qu'on abandonne à un refroidissement lent, cris-

tallise en prismes à huit faces. Quand on décape l'étain par un acide, on reconnaît que sa texture est cristalline.

(*) Pour réduire l'étain en poudre, on le fait fondre à une température aussi basse que possible, et on l'agite vivement, jusqu'à ce qu'il soit refroidi, avec un pinceau formé de fils de fer très-fins. On obtient ainsi une poudre métallique que l'on met en suspension dans l'eau, et dont on sépare les parties les plus lourdes par décantation. Cette poudre d'étain mêlée avec de la glu fondue, sert dans l'Inde à préparer une espèce de peinture métallique qui prend l'aspect de l'argent lorsqu'on la brunit avec une agate.

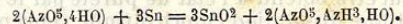
L'étain n'agit pas sensiblement à la température ordinaire sur l'air sec ou humide; aussi peut-on le conserver pendant longtemps à l'air sans altération. Mais lorsqu'on élève la température, l'étain s'oxyde rapidement, se transforme d'abord en protoxyde d'étain, et ensuite en acide stannique anhydre. Si l'on chauffe une petite quantité d'étain au rouge blanc, au moyen du chalumeau, et qu'on le projette sur le sol, on voit le métal se diviser en petits globules qui brûlent avec un vif éclat.

L'étain décompose l'eau au rouge, en se transformant en acide stannique.

L'acide sulfurique étendu d'eau n'attaque pas l'étain d'une manière bien sensible, mais, lorsqu'il est concentré et bouillant, il l'oxyde rapidement et dégage de l'acide sulfureux en laissant un résidu de sulfate de protoxyde d'étain, ou une combinaison d'acide sulfurique et d'acide stannique.

L'acide chlorhydrique concentré dissout l'étain et le fait passer à l'état de protochlorure, en dégageant de l'hydrogène dont l'odeur est ordinairement alliée : $Sn + ClH = SnCl + H$. Le même acide étendu et froid ne dissout l'étain qu'avec une grande lenteur.

L'étain est attaqué par l'acide azotique qui le transforme en acide métastannique hydraté $Sn^5O^{10}, 10HO$, insoluble dans un excès d'acide azotique; il se dégage du bioxyde d'azote qui se transforme à l'air en vapeurs rutilantes. L'eau concourt à cette oxydation, et son hydrogène, en s'unissant à une partie de l'azote de l'acide azotique, produit de l'ammoniaque qu'on retrouve dans la liqueur à l'état d'azotate. La réaction peut s'exprimer ainsi :



Lorsque l'acide azotique est monohydraté, il peut rester en contact avec l'étain sans l'altérer; mais si l'on ajoute une petite quantité d'eau, l'action se décide tout à coup, le métal est attaqué avec une extrême vivacité, il y a production de chaleur et quelquefois même de lumière: le mélange entre en ébullition, et dégage une grande quantité de vapeurs nitreuses.

L'acide azotique très-faible attaque aussi l'étain, mais avec lenteur.

L'eau régale dissout rapidement l'étain, et produit du bichlo-