

verts par l'autre ; on en place 48 dans chaque four, et quatre fours adossés communiquent avec une même cheminée. A l'extrémité inférieure de ces cornues, légèrement inclinées, on adapte un tuyau de fonte *b*, sur lequel on fixe une allonge en tôle *c*, pour condenser le zinc.

Au bout de deux heures de chauffe, on enlève les allonges et on fait écouler dans des poches en fer le métal liquide qui s'est condensé dans le tube de fonte. On remet ensuite l'allonge, et on continue à chauffer en enlevant le zinc de 2 heures en 2 heures, jusqu'à ce que la distillation cesse. A ce moment, on recharge les cornues d'un nouveau mélange, et le four marche d'une manière continue.

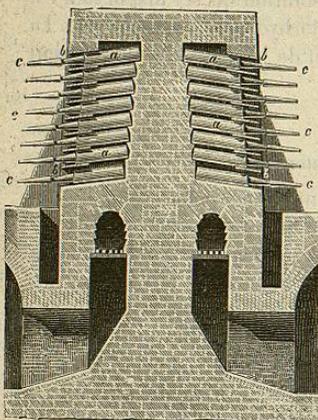


Fig. 566. — Extraction du zinc à la Vieille-Montagne.

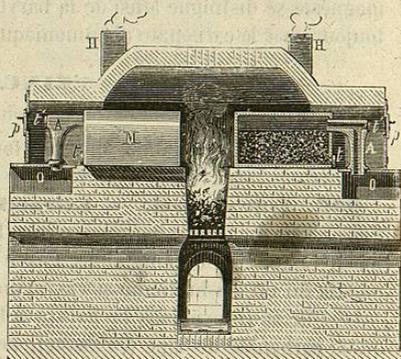


Fig. 567. — Extraction du zinc en Silésie.

En Silésie, les cornues ont la forme de mouffles *M* (fig. 567), chauffées par un foyer placé au milieu du four. Le métal distille par une allonge *A*, et va se condenser dans un récipient inférieur *O*.

En Angleterre, la réduction se fait dans un four analogue à celui des verriers, contenant des creusets *I* dont le fond est percé d'un trou dans lequel passe un tube vertical *h* (fig. 568) fermé par un tampon de bois qui se carbonise et sert de filtre pour la vapeur de zinc. Ce tube descend dans un réservoir extérieur. La vapeur de zinc se condense dans ce réservoir ; c'est une distillation appelée *per descensum*, par opposition à la distillation *per ascensum*, employée à Liège et en Silésie.

Le zinc ordinaire est loin d'être pur ; il contient les impuretés qui se trouvaient dans le minerai et dans le charbon qui ont servi à son extraction. Il renferme en général des traces de fer, de cuivre, de plomb et de calcium, en même temps que de l'arsenic, du soufre et du charbon. On le sépare de la majeure partie des métaux fixes et du charbon, par une distillation effectuée en chauffant le zinc impur au rouge

blanc dans une cornue tubulée. La vapeur sortant par le tube latéral s'y condense, et tombe dans un récipient contenant de l'eau. On ajoute, de temps en temps, du zinc par la tubulure verticale. Comme il retient encore du soufre, du cadmium et de l'arsenic, on doit le fondre avec un peu de nitre, qui oxyde le soufre et l'arsenic, puis le distiller de nouveau en mettant de côté les premiers produits de la distillation qui contiennent le cadmium. Si l'on voulait avoir du zinc tout à fait pur, il faudrait réduire par du charbon l'oxyde de zinc pur.

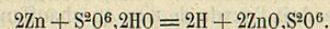
939. Propriétés physiques. — Le zinc est un métal d'un blanc légèrement bleuâtre, à texture cristalline. Il est cassant à la température ordinaire, mais il

devient ductile et malléable entre 100° et 150° ; on peut alors le laminier en feuilles minces. Au-dessus de cette température il redevient cassant : à 200°, il peut être pulvérisé dans un mortier.

Le zinc pur fond vers 410° et entre en ébullition à 932°. La densité du zinc fondu est 6,87 ; elle s'élève à 7,2 par le martelage.

940. Propriétés chimiques. — Le zinc est inaltérable à froid et dans l'air sec. Au contact de l'air humide, il se recouvre d'une couche imperméable d'hydrocarbonate d'oxyde de zinc, qui préserve de toute altération le reste du métal. Chauffé à sa température d'ébullition, le zinc s'enflamme et brûle avec une flamme blanche très éclatante, en donnant de l'oxyde infusible, qui se répand dans l'air en flocons légers.

Le zinc pur décompose l'eau à une température supérieure à 100°. Il ne la décompose que très lentement à froid, en présence des acides, parce qu'une mince couche d'hydrogène adhère au métal et intercepte son contact avec le liquide. Si le zinc ordinaire décompose rapidement à froid l'eau acidulée par l'acide sulfurique, cela tient à la présence dans ce zinc de métaux électro-négatifs par rapport à lui, et sur lequel les bulles d'hydrogène électro-positif viennent se dégager. Le zinc pur, mis en contact avec un métal comme le cuivre ou le plomb, attaque rapidement l'eau acidulée :



L'existence du plomb et d'autres métaux étrangers, dans le zinc du commerce, explique le résidu que laisse le métal, quand on le dissout

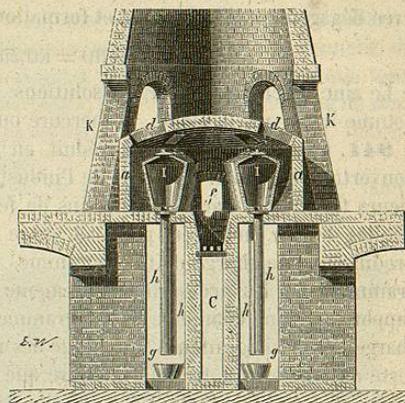


Fig. 568. — Extraction du zinc en Angleterre.

dans un acide étendu. Le zinc du commerce contient de l'arsenic. On le purifie en projetant dans le zinc en fusion 1 à 1 1/2 pour 100 de chlorure de magnésium anhydre. (M. L'Hôte.)

Le zinc attaque les dissolutions bouillantes de potasse ou de soude avec dégagement d'hydrogène et formation d'oxyde qui s'unit à l'alcali :



Le zinc précipite de leurs dissolutions les métaux moins oxydables, comme le cuivre, le plomb, le mercure ou l'argent.

941. Usages. — Le zinc, réduit en feuilles minces, sert pour la couverture des toits. Le Palais de l'industrie, les Halles centrales, plusieurs théâtres et gares de chemins de fer sont couverts en zinc. Les feuilles de zinc employées pour cet usage ont 0^{mm},87 d'épaisseur; elles produisent une charge de 6 kilogrammes par mètre carré et de 8 kilogrammes avec les accessoires. Une même surface couverte en ardoises supporterait une charge de 25 kilogrammes, et couverte en tuiles une charge de 85 kilogrammes. La charge des murs d'une construction couverte en zinc est quatre fois moindre que si elle était couverte en ardoises et douze fois moindre que si elle était couverte en tuiles.

On emploie également le zinc pour faire des gouttières, des bassins, des baignoires. On ne peut pas l'employer pour les ustensiles de cuisine, parce qu'avec les acides il forme des sels vénéneux.

Le zinc est l'élément électro-positif des piles utilisées dans l'industrie. Pulvérisé, il est employé dans les feux d'artifice pour produire des étoiles brillantes. Indépendamment de ses applications à l'état libre, il entre dans la constitution d'alliages importants :

Le *maillechort* est composé de zinc, de cuivre et de nickel (589);

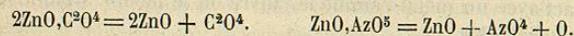
Le *laiton* ou cuivre jaune est un alliage de cuivre et de zinc. On le prépare en fondant les deux métaux ensemble dans un creuset.

Le *fer galvanisé* employé pour les fils télégraphiques, etc., n'est que du fer recouvert de zinc par immersion dans un bain de ce métal. Le fer se trouve ainsi protégé contre la rouille, même dans les points où il pourrait être mis accidentellement à nu, parce que le zinc est électro-positif par rapport à lui. L'altération du zinc n'est d'ailleurs que superficielle, car l'hydrocarbonate formé protège ce métal.

OXYDE DE ZINC (ZnO = 41. — ZnO = 82).

942. Préparation. — 1° Dans les laboratoires, on prépare l'oxyde de zinc par la calcination du carbonate ou de l'azotate d'oxyde de zinc.

Les réactions qui lui donnent naissance sont :



Quelquefois on produit l'oxyde de zinc en chauffant au rouge du zinc métallique dans un creuset ouvert; la vapeur de zinc brûle au contact de l'air, et l'oxyde blanc formé se répand dans l'atmosphère sous forme

de flocons neigeux, auxquels on a donné les noms de *ponpholix*, *nihil album* et *lana philosophica*.

Dans l'industrie, c'est toujours par l'oxydation directe du métal que l'on prépare l'oxyde de zinc ($\text{Zn} + \text{O} = \text{ZnO} + 45\text{c}, 2$).

Le zinc fortement chauffé dans des cornues en terre (fig. 569) se vaporise, et ses vapeurs, brûlées par un courant d'air G, donnent de l'oxyde qui se dépose dans de grandes caisses M. Les parties qui tombent les premières sont pulvérulentes, elles constituent le *blanc de zinc*. L'oxyde qui se dépose plus loin est beaucoup plus léger; il est floconneux; on l'appelle *blanc de neige*.

943. Propriétés. — L'oxyde de zinc est blanc. Il devient jaune

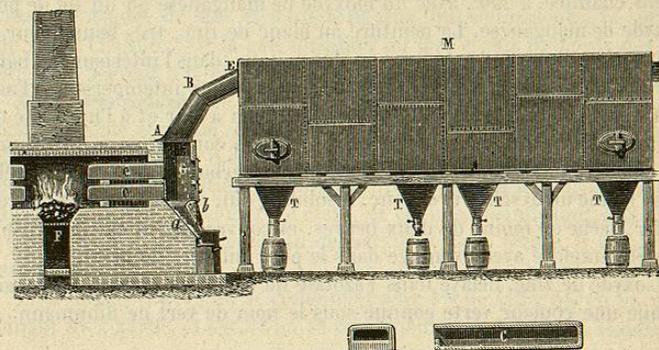
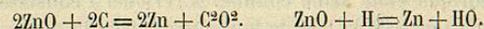


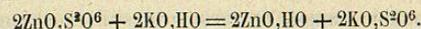
Fig. 569. — Préparation industrielle du blanc de zinc.

quand on le chauffe, et reprend sa couleur blanche en se refroidissant. Il est infusible et fixe à toutes les températures de nos fourneaux. L'eau en dissout $\frac{1}{4,000,000}$ de son poids.

L'oxyde de zinc est réductible par le charbon; l'hydrogène ne le réduit qu'aux températures très élevées, où il paraît avoir une tension sensible de dissociation :



Il forme avec l'eau un hydrate ZnO, HO que l'on obtient facilement en versant de la potasse ou de la soude dans un sel de zinc :



L'oxyde de zinc calciné n'absorbe pas l'acide carbonique de l'air, mais cet acide est absorbé rapidement par l'hydrate d'oxyde de zinc.

Les acides énergiques, comme l'acide chlorhydrique, l'acide sulfurique et l'acide azotique, dissolvent facilement l'oxyde de zinc ou son hydrate.

Les *alcalis* en dissolution, même étendue, dissolvent l'hydrate d'oxyde de zinc en formant des zincates : $\text{KO}, \text{HO} + \text{ZnO}, \text{HO} = \text{KO}, \text{ZnO} + 2\text{HO}$.

L'oxyde de zinc est un oxyde *indifférent*, il joue le rôle de base vis-à-vis des acides, et le rôle d'acide vis-à-vis des alcalis. Aussi, quand on verse

un excès de potasse, de soude ou d'ammoniaque dans un sel de zinc, le précipité qui s'était formé d'abord se redissout.

L'oxyde de zinc calciné n'est que difficilement attaqué par les dissolutions alcalines, mais il est rapidement dissous par les alcalis fondus.

944. Applications. — Le blanc de zinc remplace avantageusement, dans la peinture, le blanc de plomb, grâce à la propriété qu'il a de ne pas noircir, comme ce dernier, sous l'influence de l'acide sulfhydrique. Sa fabrication n'offre, d'ailleurs, aucun des dangers auxquels celle de la céruse expose les ouvriers.

Le blanc de zinc doit être délayé dans l'huile de lin ordinaire, que l'on rend siccative en y ajoutant environ 5 pour 100 d'huile de lin préalablement chauffée, à 200°, avec du bioxyde de manganèse ou un sel de protoxyde de manganèse. La peinture au blanc de zinc, très bonne pour la décoration du bois, des pierres ou des métaux, dans l'intérieur des bâtiments, ne résiste pas aussi bien que la céruse aux intempéries de l'air.

On peut obtenir une peinture résistant bien à l'air et à l'humidité en délayant l'oxyde de zinc dans une dissolution concentrée à 58° Baumé de chlorure de zinc, additionné d'un peu de carbonate de soude (Sorel). Il se forme un oxychlorure blanc, insoluble, qui, appliqué sur le bois ou le fer, sèche en moins de deux heures, et couvre autant que la céruse¹. Il a été employé avec avantage dans le port militaire de Brest.

L'oxyde de zinc, délayé dans l'azotate de cobalt et chauffé au rouge, donne une couleur verte connue sous le nom de vert de Rihmann.

SULFURE DE ZINC (ZnS. — ZnS).

945. État naturel. — Préparation. — Le sulfure de zinc (*blende*) est un corps dimorphe. H. Sainte-Claire Deville et L. Troost ont produit du sulfure de zinc artificiel, cristallisé en prismes hexagonaux réguliers, par la fusion du sulfate de zinc avec du sulfure de baryum et du fluorure de calcium à haute température, ou par l'action d'un courant lent d'hydrogène sur le sulfure amorphe fortement chauffé. La forme octaédrique était seule connue. M. Friedel a constaté, au même moment, l'existence de la blende hexagonale dans la nature.

Le sulfure hydraté, obtenu en précipitant une dissolution d'un sel de zinc par un sulfure alcalin, est blanc. C'est le seul sulfure insoluble qui soit de cette couleur : aussi, ce caractère est-il constamment employé pour reconnaître la présence d'un sel de zinc.

Le sulfure de zinc, chauffé au contact de l'air, s'oxyde en donnant

¹ L'idée de remplacer la céruse par le blanc de zinc a été proposée dès 1779 par un chimiste de Dijon, nommé Courtois. En 1785, Guyton de Morveau démontrait tout l'avantage qu'il y aurait à faire cette substitution, tant sous le rapport de l'hygiène que sous celui de la conservation de la peinture; mais, malgré les encouragements donnés en 1802 par l'Académie des sciences, tous les efforts restèrent infructueux usqu'à 1849, où M. Leclaire, entrepreneur de peinture à Paris, reprenant les travaux anciens, réussit à faire adopter le blanc de zinc.

1 albonyal de.

du sulfate d'oxyde de zinc, si la température est peu élevée, ou de l'oxyde de zinc et de l'acide sulfureux à haute température.

On emploie à la place de céruse un mélange de sulfure de zinc et de sulfate de baryte obtenu par la double décomposition du sulfate de zinc et du sulfure de baryum.

CHLORURE DE ZINC (ZnCl. — ZnCl²).

946. Préparation. — On prépare le chlorure de zinc dans les laboratoires en dissolvant des rognures de zinc dans l'acide chlorhydrique. Le chlorure en dissolution ainsi obtenu est évaporé, puis calciné; il perd toute son eau sans se décomposer et constitue le *beurre de zinc*.

Dans l'industrie, on prépare ce corps en dissolvant dans l'acide les *crasses*, mélange de zinc et d'oxyde de zinc, qui se forment à la surface du métal chauffé pour la galvanisation du fer, et sur les bords des cornues qui servent à la préparation du blanc de zinc.

947. Propriétés. — Le chlorure de zinc anhydre est un corps solide blanc, fusible vers 250° et volatil au rouge. Il est extrêmement avide d'eau; exposé à l'air, il en absorbe rapidement la vapeur, et se liquéfie peu à peu. Sa dissolution est employée pour décaper les surfaces métalliques que l'on veut souder à l'étain, et comme désinfectant. Mêlé à de l'oxyde de zinc ou à du sulfate de baryte et de la fécule, il forme une espèce de stuc très dur.

ZnCl dégage 22c,08 en se combinant avec 1^{eq} de AzH⁵; 54c en se combinant avec 2AzH⁵, et 44c,94 en se combinant avec 3AzH⁵ (M. Isambert).

SULFATE DE ZINC (2ZnO, S²O⁶ + 7H²O². — ZnSO⁴ + 7H²O).

948. Préparation. — Le sulfate de zinc ou *vitriol blanc*, *couperose blanche*, s'obtient dans les laboratoires en dissolvant des rognures de zinc dans de l'acide sulfurique étendu; il constitue le résidu de la préparation de l'hydrogène. Il s'en produit également dans les piles ordinaires.

Dans l'industrie, le sulfate de zinc s'obtient par le grillage du sulfure de zinc à basse température. On en prépare de grandes quantités à Rammelsberg (Hanovre), dans l'exploitation d'une galène mêlée de sulfures de cuivre, d'argent, de zinc et de fer. Les parties les plus riches en sulfure de zinc sont grillées, et le produit du grillage fournit, quand on le lave, un mélange de sulfate de zinc et de sulfate de fer. Ce mélange, desséché et calciné, donne de l'acide sulfurique qui distille, et laisse un résidu formé de colcothar et de sulfate de zinc. On dissout le sulfate, qui cristallise ensuite par évaporation. Pour purifier ce sulfate, qui retient toujours un peu de fer, on le traite d'abord par un courant de chlore, qui transforme le protoxyde de fer en sesquioxyde, puis on fait bouillir la liqueur avec un excès d'oxyde de zinc, qui déplace ce sesquioxyde.

949. Propriétés. — Le sulfate de zinc cristallisé a pour formule 2ZnO, S²O⁶ + 7H²O². Les cristaux sont des prismes droits, à base rectangulaire, terminés par des pyramides rectangulaires. Ils sont incolores.

1 alca ponce.

Leur saveur est âcre et styptique. Ils sont efflorescents dans l'air sec.

Le sulfate de zinc se dissout dans 2,5 fois son poids d'eau froide.

A 100°, il se dissout dans son eau de cristallisation; souvent on utilise cette propriété, dans le commerce, pour rendre son transport plus commode : on verse le sulfate fondu dans des moules carrés.

Soumis à l'action de la chaleur, il perd à 258° son dernier équivalent d'eau de cristallisation, puis se décompose au rouge vif en acide sulfurique, acide sulfureux et oxygène; il laisse comme résidu de l'oxyde de zinc.

Le sulfate de zinc forme, avec le sulfate de potasse, un composé $2ZnO, S^2O^6 + 2KO, S^2O^6 + 6H^2O^2$ (prismes rhomboïdaux obliques).

Il est employé dans les fabriques d'indiennes. Il sert dans la peinture au blanc de zinc, pour rendre les huiles siccatives. C'est un désinfectant.

950. Caractères des sels de zinc. — Les sels de zinc sont incolores ou blancs. Leurs dissolutions, traitées par la potasse, la soude ou l'ammoniaque, donnent un précipité blanc d'hydrate d'oxyde de zinc, soluble dans un excès de réactif.

Ils ne se troublent pas par l'acide sulfhydrique, si la liqueur est acide, et ne sont précipités que très incomplètement de la liqueur neutre. Ces dernières donnent, par le sulfhydrate d'ammoniaque, un précipité blanc de sulfure de zinc caractéristique.

Les sels de zinc chauffés au chalumeau avec du carbonate de soude, sur un charbon, donnent un enduit jaune à chaud, blanc à froid. Cet enduit, mouillé avec de l'azotate de cobalt, devient vert par calcination.

GALLIUM (Ga 55. — Ga = 70).

951. Propriétés. — Ce métal, isolé en 1875 par M. Lecoq de Boisbaudran, existe dans la blende des Asturies, dans celle des Pyrénées, etc. C'est un métal blanc bleuâtre, fondant à 30°,45, et restant en surfusion. Sa densité de 24° est 5,95.

Il est caractérisé au spectroscope par deux belles raies violettes.

Il ne s'oxyde pas à l'air au-dessous du rouge. On l'obtient en décomposant par la pile une dissolution d'oxyde de gallium dans la potasse.

L'oxyde de gallium, Ga^2O^5 , est plus soluble que l'alumine dans l'ammoniaque.

Le sesquichlorure de gallium, Ga^2Cl^5 , fond à 75°,5 et bout vers 215°. Il est très déliquescents. Le sulfate de gallium forme avec le sulfate d'ammoniaque un alun de gallium qui cristallise au contact d'un cristal d'alun ordinaire.

INDIUM (In = 56,7. — In = 115,4).

951 bis. Propriétés. — L'indium a été découvert en 1865 par M. Richter. Il se rencontre dans la blende de Freiberg. Il est caractérisé par une raie intense dans le bleu foncé et une raie pâle dans le violet.

C'est un métal blanc, plus mou et plus malléable que le plomb. Il fond à 176°; sa densité est 7,4. On l'obtient en le précipitant de son sulfate par le zinc pur.

Il forme avec l'oxygène un sous-oxyde noir In^2O et un sesquioxyde jaune In^2O^5 soluble dans les acides avec lesquels il forme des sels, et d'où l'ammoniaque le précipite à l'état d'hydrate $In^2O^5, 5H_2O$.

Le sesquichlorure In^2Cl^5 forme des chlorures doubles avec les chlorures alcalins.

CHAPITRE IX

NOTIONS DE MÉTALLURGIE. — FER. — NICKEL. — COBALT. — MANGANÈSE.
CHROME. — CADMIUM. — INDIUM.

MÉTALLURGIE.

952. Minerais. — Les métaux se trouvent quelquefois à l'état natif, tels sont les métaux précieux : or, argent, platine; mais le plus souvent ils existent à l'état de combinaison soit avec l'oxygène, soit avec le soufre. On appelle *minerais* les composés naturels d'où on retire les métaux.

Pour les métaux communs, tels que le fer, on ne considère comme minerais que les oxydes ou les carbonates dont le traitement est facile et partant peu dispendieux. Pour les métaux d'une plus grande valeur, comme le cuivre, le mercure et l'argent, on exploite de plus le sulfure, dont le traitement est généralement plus pénible.

953. Traitement métallurgique. — Le minerai, au sortir de la mine, doit être soumis successivement à deux traitements : l'un, mécanique, destiné à le séparer de la plus grande partie de sa *ganque*, c'est-à-dire des matières étrangères qui l'empâtent; l'autre, chimique, destiné à en extraire le métal.

954. Traitement mécanique. — Il consiste d'abord dans le *triage*

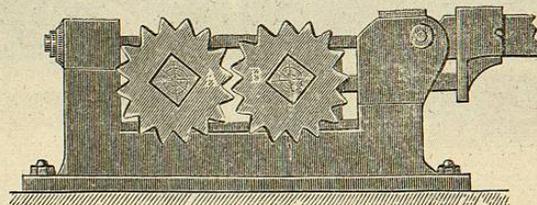


Fig. 370. — Broyage du minerai entre les cylindres.

à la main, qui partage le minerai en trois parties : la première, composée de minerai à peu près pur, est susceptible d'être envoyée à l'usine où se fera le traitement chimique; la seconde, composée à peu près uniquement de gangue, peut être immédiatement rejetée; enfin, la troisième, formée de gangue et de minerai, doit subir un broyage entre des cylindres cannelés A, B (fig. 370) qui divisent les morceaux en fragments plus petits. Un nouveau triage *mécanique* les sépare de même en trois parts.

Les derniers fragments, composés de gangue et de minerai, sont alors broyés entre des cylindres unis, puis soumis au *bocardage* ou pulvérisation dans une auge (fig. 371) à l'aide de pilons armés d'une tête en fonte b.