Tannin. — Pas de précipité.

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

Acide sulfhydrique. — Ce réactif ne précipite pas les sels de nickel en présence d'un excès d'acide, mais précipite complétement l'acétate ou les autres sels de nickel en présence d'un acétate alcalin.

Tous les sels de nickel sont décomposables par la chaleur; le sulfate est celui qui résiste le plus longtemps.

Les matières organiques, et principalement l'acide tartrique, empêchent l'oxyde de nickel d'être précipité par les alcalis, mais ne s'opposent pas à la précipitation des sels de nickel par le sulfhydrate d'ammoniaque.

CHLORURE DE NICKEL.

Ce corps peut être obtenu à l'état anhydre, en faisant passer un courant de chlore sec sur du nickel chauffé au rouge, ou en calcinant légèrement le chlorure hydraté. Il est volatil et se dépose en belles paillettes d'un jaune d'or qui ressemblent à l'or massif; décomposé par l'hydrogène dans un tube de porcelaine, à une température rouge, il donne une masse cohérente et brillante de nickel métallique.

On obtient le chlorure hydraté en traitant l'oxyde ou le carbonate de nickel par l'acide chlorhydrique; la dissolution évaporée laisse déposer des cristaux d'un vert émeraude qui s'effleurissent à l'air et finissent par tomber en déliquescence.

EXTRACTION DU NICKEL.

On retire le nickel d'un arséniure naturel qui a pour formule NiAs; ce corps, appelé *kupfernickel*, est le minerai de nickel le plus abondant. On emploie aussi pour la préparation du nickel un arséniosulfure de nickel, appelé *speiss*, qui se rassemble au fond des creusets dans lesquels on fabrique le smalt.

Lorsque l'arséniure de nickel est pur, on en extrait facilement le nickel par une méthode qui consiste à chauffer au rouge sombre, dans un creuset de Hesse, un mélange de 1 partie d'arséniure de nickel, 3 parties de carbonate de potasse et 3 parties de soufre. Le soufre se combine avec le nickel, l'arsenic et le potassium, et il se produit en même temps une certaine quantité de sulfate de potasse. La masse fondue et refroidie est grossièrement pulvérisée et traitée par l'eau, qui dissout le sulfate de potasse, l'excès de sulfure de potassium et un sulfarséniate de potasse, c'est-à-dire une combinaison de sulfure d'arsenic et de sulfure de potassium. L'eau laisse une poudre cristalline, insoluble, douée de l'éclat métallique, qui consiste en sulfure de nickel complétement dépouillé d'arsenic. Pour convertir ce sulfure en sels de nickel pur, il suffit de le traiter par l'acide azotique ou par l'acide sulfurique: on peut aussi le transformer par le grillage en oxyde de nickel et par suite en nickel métallique (M. Wœhler).

Le cobalt et le nickel se trouvent souvent associés dans leurs minerais, et il est assez difficile de les séparer. Une des meilleures méthodes employées pour cette séparation consiste à traiter la dissolution des deux oxydes par l'acide oxalique. Ces deux métaux se précipitent à l'état d'oxalates qu'on dissout dans un excès d'ammoniaque caustique. La liqueur est abandonnée à l'air; à mesure que l'ammoniaque se dégage, l'oxalate de nickel, qui est le moins soluble, se précipite; quand la dissolution est d'une couleur rouge-groseille bien franche, elle ne renferme que du cobalt. On décante, mais le précipité retenant une petite quantité de cobalt, on le redissout dans l'ammoniaque; la liqueur abandonnée de nouveau à l'air donne un précipité qui ne contient que du nickel.

ZINC (Zn = 406,50).

Le zinc était connu des anciens, qui employaient la calamine pour faire du laiton. Paracelse paraît être le premier chimiste qui ait décrit le zinc comme un métal particulier : ses recherches datent du commencement du seizième siècle.

L'exploitation du zinc n'est suivie d'une manière régulière que depuis un siècle environ; elle a pris un développement considérable depuis une vingtaine d'années.

Propriétés. — Le zinc est solide, d'un blanc bleuâtre; sa texture est lamelleuse; la densité du zinc fondu est égale à 6,862; celle du zinc laminé s'élève à 7,215.

Le zinc a une mollesse particulière; il adhère aux limes avec lesquelles on le travaille; on dit qu'il *graisse les limes*. Il est peu sonore, et assez mou, mais moins que le plomb et l'étain.

Lorsqu'il est très-pur, il se réduit sous l'action du marteau en feuilles minces qui ne se fendillent pas sur les bords. Le zinc du commerce n'est pas aussi malléable que le zinc pur; à froid il se gerce en même temps qu'il s'aplatit sous le choc du marteau;

mais à la température de 130 à 150°, il devient malléable, et peut être forgé, laminé et même tiré en fils très-déliés.

A 205°, le zinc devient très-cassant ; on le pulvérise facilement dans un mortier de fer chauffé à cette température.

Ce métal a peu de ténacité ; un fil de zinc de 2 millimètres de diamètre se rompt sous un poids de 12 kilogrammes.

Le zinc entre en fusion à la température de 412° ; si on le laisse refroidir lentement, il cristallise en prismes à base hexagonale. Le zinc peut cristalliser dans un autre système cristallin, et affecter la forme de dodécaèdres rhomboïdaux, qui sont semblables aux cristaux de pyrite jaune et de cobalt gris (M. Nicklès).

Lorsque le zinc est fondu, on le réduit aisément en grenailles en le faisant tomber d'une certaine hauteur dans une terrine remplie d'eau.

Le zinc est volatil ; quand on la chauffe au rouge blanc, il entre en ébullition et distille. Cette distillation peut se faire dans un creuset de terre, dont le fond porte un tube de terre qui monte dans l'intérieur du creuset, un peu au-dessus de la moitié de sa hauteur : ce tube passe à travers la grille du fourneau, et vient se rendre au-dessous de cette grille dans un vase plein d'eau. Le creuset doit être seulement à moitié plein de zinc ; on lute avec soin le couvercle et on chauffe au rouge-blanc ; les vapeurs métalliques sont chassées de haut en bas, et se condensent dans le tube, qui laisse ensuite couler le zinc dans l'eau.

On distille aussi le zinc dans une cornue de terre ; pour éviter que le col de la cornue ne s'obstrue, on a soin de faire sortir de temps en temps le zinc condensé dans le col de la cornue, au moyen d'une tige de fer, et on le fait tomber dans un têt.

Le zinc du commerce n'est jamais pur. Il contient à peu près 1 centième de son poids de corps étrangers, qui sont surtout le plomb et le fer ; on y trouve quelquefois du carbone, du cuivre, du cadmium et de l'arsenic.

La distillation ne purifie pas complétement le zinc des métaux étrangers avec lesquels il est allié. Le zinc distillé retient encore de l'arsenic, du cadmium et même du plomb. Pour le débarrasser de l'arsenic, on le fait chauffer au rouge avec 1/5 environ de son poids de nitre, qui oxyde une partie du zinc et transforme l'arsenic en arséniate de potasse : on reprend la masse par l'eau qui enlève tous les composés solubles, et l'on dissout ensuite le zinc dans l'acide sulfurique faible ; le plomb passe à l'état de sulfate insoluble ; le cuivre et le cadmium peuvent être précipités à l'état de sulfure au moyen de l'acide sulf-

hydrique : il reste alors dans la liqueur du sulfate de zinc pur que l'on précipite par un carbonate alcalin ; le carbonate de zinc est ensuite réduit par le charbon.

Le zinc ne s'oxyde pas dans l'air sec ; exposé à l'air humide, il se recouvre rapidement d'une couche blanchâtre et très-mince d'oxyde de zinc, qui est en partie carbonaté et qui préserve le reste du métal d'une altération subséquente.

Le zinc chauffé au contact de l'air s'enflamme vers 500°, et brûle avec une flamme blanche dont l'éclat est dû surtout à la présence de l'oxyde de zinc qui est fixe et infusible : un creuset, contenant du zinc que l'on chauffe au rouge, se remplit en peu de temps de flocons lanugineux d'oxyde de zinc.

La planure de zinc, chauffée à la flamme d'une bougie, brûle avec une vive lumière.

Le zinc décompose facilement la vapeur d'eau sous l'influence de la chaleur, et donne de l'hydrogène et de l'oxyde de zinc. La décomposition de l'eau par le zinc commence à être sensible à 100°. Cette expérience peut être exécutée au moyen de l'appareil représenté dans la figure 116. Le zinc décompose l'eau à

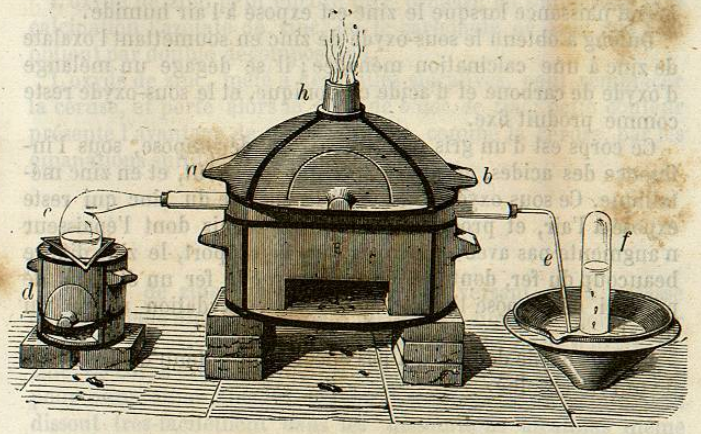

Fig. 116.

froid sous l'influence des acides, même faibles, et dégage de l'hydrogène : $SO^3,HO + Zn = SO^3,ZnO + H$; c'est ainsi que l'on prépare l'hydrogène.

Le zinc du commerce, qui contient de petites quantités de fer, de plomb, de soufre, d'arsenic, de phosphore et de carbone, se dissout rapidement dans les acides ; le zinc pur, au contraire,

n'est attaqué qu'avec lenteur par les acides, surtout dans des vases de verre.

Les hydrates de potasse et de soude dissolvent le zinc sous l'influence de la chaleur, forment des zincates alcalins et dégagent de l'hydrogène.

Le zinc précipite de leurs dissolutions un grand nombre de métaux tels que le cuivre, l'étain, l'antimoine, etc. Mis en contact avec une dissolution d'un sel de fer, il détermine la décomposition de l'eau ; l'hydrogène se dégage, tandis que l'oxygène se porte sur le zinc qui se dissout et précipite le fer à l'état de peroxyde.

OXYDES DE ZINC.

Le zinc forme avec l'oxygène trois composés que nous allons étudier successivement.

SOUS-OXYDE DE ZINC. Zn^2O.

Berzelius a admis l'existence d'un sous-oxyde de zinc, qui prend naissance lorsque le zinc est exposé à l'air humide.

Dulong a obtenu le sous-oxyde de zinc en soumettant l'oxalate de zinc à une calcination ménagée ; il se dégage un mélange d'oxyde de carbone et d'acide carbonique, et le sous-oxyde reste comme produit fixe.

Ce corps est d'un gris noirâtre ; il se décompose, sous l'influence des acides, en oxyde ZnO qui se dissout, et en zinc métallique. Ce sous oxyde se forme à la surface du zinc qui reste exposé à l'air, et produit une sorte de vernis dont l'épaisseur n'augmente pas avec le temps : sous ce rapport, le zinc diffère beaucoup du fer, dont l'oxyde forme avec le fer un élément de pile qui décompose l'eau et détermine l'oxydation rapide du métal.

Le sous-oxyde de zinc n'a pas encore été obtenu dans un état de pureté absolue.

PROTOXYDE DE ZINC ANHYDRE. ZnO.

Le protoxyde de zinc était connu autrefois sous les noms de *fleurs de zinc, pompholix, nihilum album, lana philosophica*, etc.

Cet oxyde est blanc ; il devient jaune quand on le calcine, mais reprend sa couleur primitive par le refroidissement. Il est

complétement fixe et indécomposable par la chaleur. L'oxyde de zinc est réduit facilement par le charbon ; exposé à l'air, il absorbe de l'acide carbonique, et acquiert ainsi la propriété de faire effervescence avec les acides.

On obtient l'oxyde de zinc cristallisé en soumettant le zinc à l'action de la vapeur d'eau. On le trouve souvent aussi cristallisé dans les cheminées de certaines usines ; ses cristaux sont alors jaunâtres et présentent la forme de prismes courts, à six pans, avec une seule face terminale.

L'oxyde de zinc anhydre se dissout assez difficilement dans les dissolutions alcalines même concentrées ; mais lorsqu'on le fond au creuset d'argent avec de la potasse ou de la soude, il forme avec ces bases des combinaisons solubles dans lesquelles l'oxyde de zinc joue le rôle d'acide.

On prépare ordinairement l'oxyde de zinc anhydre en chauffant du zinc dans un creuset ouvert ; une partie de l'oxyde s'échappe du creuset sous la forme de flocons blancs, et il en reste une grande partie attachée aux parois du creuset ou à la surface du métal ; on le détache de temps en temps pour laisser un libre accès à l'air.

L'oxyde de zinc peut encore être préparé en soumettant à la calcination l'azotate de zinc, ou le carbonate de zinc que l'on obtient par double décomposition.

L'oxyde de zinc, mêlé à des huiles siccatives, peut remplacer la céruse, et porte alors le nom de *blanc de zinc;* cette couleur présente l'avantage de ne pas noircir, comme la céruse, par les émanations sulfureuses.

HYDRATE D'OXYDE DE ZINC.

L'oxyde de zinc hydraté s'obtient en versant de la potasse étendue dans une dissolution d'un sel de zinc ; on doit éviter d'ajouter un excès d'alcali qui dissoudrait l'hydrate d'oxyde de zinc. Ce corps est blanc ; après une dessiccation à l'air sec, il a pour composition ZnO,HO. Lorsqu'il vient d'être précipité, il se dissout très-facilement dans les dissolutions alcalines même très-étendues, mais il perd cette propriété par une simple dessiccation à la température ordinaire, et ne se dissout plus dans les alcalis que sous l'influence de la chaleur.

L'hydrate d'oxyde de zinc est soluble dans la potasse, la soude et l'ammoniaque, et forme des composés salins qui portent le nom de *zincates*.

Lorsqu'on introduit du fer et du zinc dans un flacon conte-

nant de la potasse ou de l'ammoniaque, il se dégage de l'hydrogène, et il se dépose contre les parois du vase des cristaux brillants qui ont pour formule : ZnO,HO, et qui dérivent d'un prisme droit rhomboïdal (M. Nicklès); le zinc seul se dissout dans cette réaction, et le fer sert de pôle positif; ce dernier métal peut être remplacé par du plomb on par du cuivre.

BI-OXYDE DE ZINC. ZnO^2.

Ce corps a été préparé en arrosant de l'hydrate d'oxyde de zinc avec de l'eau oxygénée. Il est blanc, insoluble dans l'eau, très - peu stable; il se décompose spontanément ou sous l'influence des acides en protoxyde de zinc et en oxygène (M. Thenard).

CARACTÈRES DES SELS DE ZINC.

Le protoxyde de zinc est le seul oxyde de ce métal qui forme des sels.

Les sels de zinc sont incolores, d'une saveur styptique, amère et nauséabonde. Ils sont vénéneux, et agissent à faible dose comme l'émétique; ils ont été longtemps employés comme vomitifs. Le zinc, étant un métal qui s'oxyde facilement sous l'influence des matières organiques et dont les sels sont vénéneux, ne peut être appliqué à la confection des vases destinés à la préparation ou à la conservation des aliments ou des boissons.

Les sels de zinc ont une réaction acide; ils ne sont précipités par aucun métal; on les reconnaît aux caractères suivants :

Potasse, soude, ammoniaque. — Précipité blanc, gélatineux, soluble dans un excès de réactif.

Carbonate de soude ou de potasse. — Précipité blanc de carbonate basique, insoluble dans un excès de réactif, soluble dans la potasse et l'ammoniaque. Ce précipité ne se forme pas quand la dissolution contient une grande quantité de sel ammoniac, mais reparaît par une ébullition prolongée.

(*) *Bicarbonate de soude ou de potasse.* — Même réaction, seulement elle est accompagnée d'un dégagement d'acide carbonique.

(*) *Carbonate d'ammoniaque.* — Précipité blanc, soluble dans un excès de réactif.

(*) *Phosphate de soude.* — Précipité blanc de phosphate de zinc, soluble dans les acides, ainsi que dans la potasse, la soude et l'ammoniaque.

(*) *Acide oxalique ou oxalate alcalin.* — Précipité blanc cristallin, qui ne se forme qu'au bout d'un certain temps, lorsque les dissolutions sont étendues; il est soluble dans la potasse, dans l'ammoniaque et dans l'acide chlorhydrique. Le sel ammoniac ne s'oppose pas sensiblement à la précipitation.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité blanc insoluble dans les acides. Il est teint en bleu si la dissolution est très-acide.

Cyanoferride de potassium. — Précipité jaune sale, soluble dans l'acide chlorhydrique libre. Ce précipité est le seul composé coloré que forment les sels de zinc avec les réactifs.

(*) *Noix de galle.* — Pas de précipité.

Acide sulfhydrique. — Pas de précipité, à moins que l'acide du sel ne soit peu énergique. Ainsi l'acétate de zinc est précipité complétement par l'acide sulfhydrique.

Sulfhydrate d'ammoniaque. — Précipité blanc de sulfure hydraté. Si la liqueur était très-acide, le précipité ne se formerait pas.

Chauffés au chalumeau sur un charbon, à la flamme intérieure et avec addition de carbonate de soude, les sels de zinc donnent un petit grain métallique qui dégage des fumées blanches.

Le zinc contenant presque toujours du fer, ce dernier métal entre en dissolution lorsqu'on traite le zinc du commerce par les acides; aussi les dissolutions de zinc précipitent-elles souvent en bleu par le cyanoferrure de potassium. Pour obtenir un sel de zinc exempt de fer, il suffit de mettre le zinc divisé en contact avec un excès d'acide azotique étendu d'eau. Le zinc seul entre en dissolution, tandis que le fer reste en suspension dans la liqueur à l'état d'hydrate de sesqui-oxyde (Gay-Lussac).

(*) SULFURE DE ZINC. ZnS.

Le sulfure de zinc hydraté qu'on obtient en versant un sulfure soluble dans un sel de zinc, ou en faisant passer un courant d'acide sulfhydrique dans une dissolution d'acétate de zinc, est une poudre blanche, légère, insoluble dans l'eau; il est attaqué à chaud par l'acide chlorhydrique concentré.

Le sulfure anhydre peut être préparé par un grand nombre de procédés, mais on l'obtient, en général, en distillant à plusieurs reprises un mélange de fleur de soufre et d'oxyde de zinc.

Le zinc détone quelquefois quand on le chauffe avec du soufre ou avec certains sulfures, tels que le cinabre et le persulfure de potassium.

Le sulfate de zinc chauffé avec du charbon est réduit à l'état de sulfure.

Le sulfure de zinc anhydre préparé par les méthodes précédentes est une poudre jaune beaucoup plus difficile à fondre que le zinc ; il se dissout avec lenteur dans l'acide chlorhydrique concentré, en dégageant de l'acide sulfhydrique.

Le sulfure de zinc natif est connu sous le nom de *blende*. Il se rencontre en général dans les roches de transition ou dans les terrains primitifs stratiformes. Ses formes dérivent du système cubique, et donnent par le clivage des tétraèdres, des octaèdres et des dodécaèdres.

Souvent la blende est amorphe, d'une structure lamellaire ou fibreuse. Sa couleur varie du jaune au brun et au noir. Elle n'est que difficilement attaquée par les acides azotique et chlorhydrique.

On rencontre rarement le sulfure de zinc à l'état de pureté ; il contient en général des sulfures de fer, de cadmium, de plomb, de cuivre, d'arsenic, de l'alumine, de la silice, de la magnésie et du fluorure de calcium.

Le sulfure de zinc, grillé au rouge sombre, se transforme en sous-sulfate, en dégageant de l'acide sulfureux ; mais, à une température plus élevée, ce dernier sel se décompose et laisse pour résidu de l'oxyde de zinc : le grillage complet de la blende est assez difficile.

Le sulfure de zinc se combine avec les sulfures alcalins. On obtient un sulfure double de zinc et de sodium, en fondant le sulfure de zinc avec le carbonate de soude (M. Berthier).

On peut retirer tout le zinc contenu dans la blende, en distillant ce sulfure avec 1 partie de charbon et 5 parties et un tiers de carbonate de chaux (Berzelius).

SULFATE DE ZINC. $SO^3,ZnO,7HO$.

Le sulfate de zinc est blanc ; lorsqu'il cristallise à la température ordinaire, il contient 43,92 pour 100 d'eau ou 7 équivalents. Ses cristaux affectent la forme prismatique et sont semblables aux cristaux de sulfate de magnésie.

(*) Lorsqu'on fait bouillir ce sel pendant quelque temps avec de l'alcool à 36°, il se déshydrate et donne naissance à un sulfate à 5 équivalents d'eau. Le sel qui se précipite entre 45° et 55° contient aussi 5 équivalents d'eau (M. Pierre).

(*) Si l'on traite par l'alcool anhydre ces deux sulfates, ou si l'on verse de l'acide sulfurique monohydraté dans leur dissolution concentrée, on obtient un quatrième hydrate, qui a pour formule : $SO^3,ZnO,2HO$; à 100°, les divers degrés d'hydratation du sulfate de zinc sont ramenés à l'état de SO^3,ZnO,HO, et le sel fond à cette température dans son eau de cristallisation. Le sulfate de zinc forme donc les hydrates suivants :

$SO^3,ZnO,7HO$;
$SO^3,ZnO,5HO$;
$SO^3,ZnO,2HO$;
SO^3,ZnO,HO.

Le sulfate le mieux connu a pour formule : $SO^3,ZnO,7HO$; il est soluble dans deux fois et demie son poids d'eau à la température ordinaire, et dans son propre poids d'eau à 100°. Exposé à l'action de la chaleur, il commence par se déshydrater, puis il perd de l'oxygène et de l'acide sulfureux, et se change en un sulfate basique qu'une température rouge décompose complétement en acide sulfureux, en oxygène et en oxyde de zinc. Calciné avec du charbon dans une cornue de grès, le sulfate de zinc laisse distiller du zinc métallique.

Pour obtenir le sulfate de zinc pur, on dissout le zinc du commerce dans l'acide sulfurique faible, et l'on fait passer un excès de chlore dans la liqueur pour suroxyder le fer. On fait légèrement chauffer la dissolution avec du carbonate de zinc qui précipite le sesqui-oxyde de fer ; il ne reste plus qu'à filtrer la liqueur, et à l'évaporer, pour obtenir des cristaux de sulfate de zinc pur.

Le sulfate de zinc du commerce provient du grillage de la blende : il contient ordinairement du sulfate de magnésie et des traces de sulfates de fer et de cuivre. On le fait fondre dans son eau de cristallisation, et on le coule en masses blanches tantôt cristallines, tantôt amorphes et compactes. Il est désigné quelquefois sous le nom de *vitriol blanc* ; on l'emploie dans quelques opérations de teinture ; on s'en sert aussi en médecine pour les maladies des yeux.

(*) CARBONATE DE ZINC. CO^2,ZnO.

Ce sel se rencontre dans la nature en petits cristaux, et plus souvent sous des formes épigéniques, empruntées à la chaux carbonatée : on le trouve aussi en stalactites et en masses amorphes.

Il est connu des minéralogistes sous les noms de *smithsonite*, *calamine*, *zinconite*.

Le carbonate de zinc naturel est souvent mélangé au silicate de zinc, aux carbonates de fer, de cuivre, et à la galène. Sa formule est CO^2,ZnO.

Le carbonate neutre ne peut être obtenu artificiellement. Le précipité qui se forme lorsqu'on verse un carbonate alcalin dans une dissolution de zinc a pour formule : $2CO^2,5ZnO,3HO$ (Berzelius).

Le carbonate de zinc est insoluble dans l'eau pure, mais il est légèrement soluble dans l'eau chargée d'acide carbonique. Sa composition permet de le considérer comme résultant de l'union de 2 équivalents de carbonate neutre de zinc avec 3 équivalents d'hydrate d'oxyde de zinc : $(CO^2,ZnO)^2,(ZnO,HO)^3$.

Du reste, le précipité que l'on obtient en décomposant un sel de zinc par un carbonate soluble n'a pas toujours la même composition. Il est donc probable que l'oxyde et le carbonate de zinc peuvent se combiner entre eux en plusieurs proportions. On a analysé des carbonates de zinc précipités, ayant pour formules :

$$CO^2,3ZnO,4HO \text{ (M. Wackenroder)};$$

et

$$CO^2,3ZnO,3HO \text{ (M. Wittstein)}.$$

On obtient un carbonate de zinc cristallisé en dissolvant de l'oxyde de zinc dans la potasse ou la soude, et en abandonnant la dissolution à elle-même au contact de l'air ; elle absorbe ainsi peu à peu de l'acide carbonique, et laisse déposer des cristaux.

Le carbonate de zinc, soumis à l'action de la chaleur, perd son eau en même temps que son acide carbonique, et laisse un résidu d'oxyde de zinc.

Le sel qui est récemment précipité se dissout dans une solution concentrée de carbonate d'ammoniaque ; la liqueur laisse déposer peu à peu des cristaux incolores formés de 2 équivalents de carbonate neutre de zinc, et d'un équivalent d'ammoniaque : $(CO^2,ZnO)^2,AzH^3$ (M. Favre).

Le carbonate de zinc forme, avec les carbonates de potasse et de soude, des sels doubles qui ont pour formule :

$$(CO^2,ZnO),(CO^2,KO);$$
$$(CO^2,ZnO),(CO^2,NaO).$$

(*) EXTRACTION DU ZINC.

Bien que les minéraux qui contiennent du zinc soient nombreux, il n'y en a que trois qui soient assez abondants pour servir de minerais, et encore l'un d'eux, le silicate, étant irréductible par le charbon, ne peut servir à la fabrication du zinc par les procédés actuellement employés : les minerais du zinc se réduisent donc à deux, qui sont la *calamine* (carbonate de zinc) et la *blende* (sulfure de zinc).

Traitement métallurgique. — Le traitement métallurgique des minerais de zinc comprend deux opérations bien distinctes : la calcination ou le grillage du minerai, et la réduction de l'oxyde par le charbon dans des appareils distillatoires convenablement disposés.

Le zinc est toujours extrait de ses minerais par distillation.

On calcine d'abord la calamine pour en chasser l'eau et l'acide carbonique ; cette opération s'exécute, en Belgique, dans des forus coulants analogues aux fours à chaux ; en Angleterre, cette calcination se fait dans les fours à réverbère, chauffés à la houille : dans la Silésie et la Carinthie, on calcine les minerais de zinc dans des fours à réverbère chauffés par les flammes perdues des fours de réduction.

Le grillage de la blende a pour but de ramener ce sulfure à l'état d'oxyde ; il est très-rare qu'on y arrive en une seule opération : ordinairement on fait d'abord subir à la blende en morceaux un premier grillage pour la désagréger et chasser la plus grande partie du soufre qu'elle contient. Ce grillage s'exécute, soit dans des fours à réverbère chauffés au bois, à la houille ou à flammes perdues, soit dans des fours coulants à cuisson continue, soit dans des fourneaux à cuve à courant d'air forcé. Le soufre contenu dans la blende permet de n'ajouter du combustible qu'au commencement de la mise en feu : en chargeant les fours avec la blende et un peu de nitre, on peut employer le mélange gazeux qui se dégage au gueulard, pour la fabrication de l'acide sulfurique. La blende, grillée une première fois, est finement pulvérisée et grillée de nouveau dans un four à réverbère, qui est ordinairement chauffé par les flammes perdues du four de réduction.

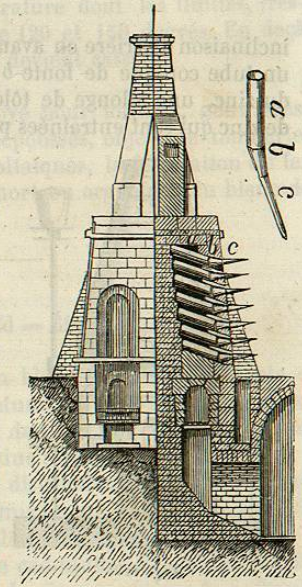

Fig. 117.

Le minerai, étant ramené par le grillage ou la calcination à

l'état d'oxyde, est mélangé avec son volume d'escarbilles de coke ou de houille sèche grossièrement concassée, puis chargé dans les vases de formes variables où s'opère la distillation. La figure 117 représente le four employé en Belgique pour le minerai de zinc : *a* représente des cornues cylindriques dans lesquelles on introduit le mélange de charbon et de calamine. Chaque four contient 46 cornues ; elles présentent une légère

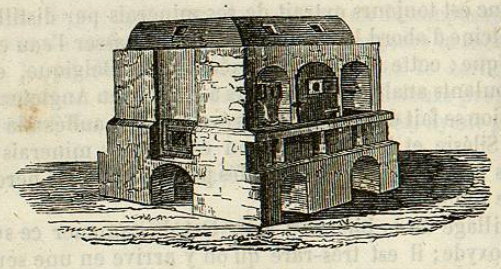

Fig. 118.

inclinaison d'arrière en avant : ces cornues communiquent avec un tube conique de fonte *b* dans lequel se fait la condensation du zinc, une allonge de tôle *c* retient et condense les vapeurs de zinc qui sont entraînées par le courant du gaz.

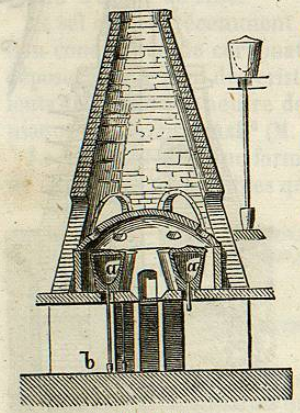

Fig. 119.

La figure 118 représente le fourneau employé en Silésie dans la métallurgie du zinc. La réduction s'opère dans des espèces de moufles accolées deux à deux et reposant à plat sur les deux côtés du four; les vapeurs de zinc traversent une allonge de terre appelée *botte* qui communique avec la moufle, et viennent se condenser dans un *pot* qui est endehors du fourneau.

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 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.

Usages. — Le zinc est employé pour toitures, gouttières, tuyaux de conduite, ornements repoussés, objets de moulerie, pour la construction des piles voltaïques, la fabrication du fer galvanisé, du laiton, du maillechort ou argentan, du blanc de zinc, etc.

(*) CADMIUM (Cd = 696,77).

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 et plus volatil 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.

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,