

Cyanoferrure de potassium. — Précipité blanc-verdâtre.

Cyanoferride de potassium. — Précipité jaune-brun.

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

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

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. NiCl.

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 mussif; 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.

Ce chlorure hydraté devient jaune sous l'influence d'une faible élévation de température, et reprend sa couleur verte primitive par le refroidissement.

Extraction du nickel.

On retire le nickel d'un arsénure 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'arsénure 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'arsénure 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 po-

tasse, 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 complètement dépouillé d'arsenic. Pour convertir ce sulfure en sel 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 (Wöhler).

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.

URANIUM. U.

Equiv. = 60.

En analysant la *pechblende*, minéral qu'on rencontre abondamment en Bohême, Klaproth obtint en 1789 une substance présentant les caractères des métaux, à laquelle il donna le nom d'*urane*.

D'autres chimistes firent connaître ensuite divers procédés de préparation de ce produit; mais en 1842, M. Péligot démontra que le corps que l'on avait pris jusqu'alors pour un métal était une combinaison d'oxygène avec un véritable métal qu'il nomma *uranium*.

Ce métal est peu malléable; quoique dur, il est rayé par l'acier. Il a d'abord la couleur du nickel et du fer, mais il jaunit à l'air. Sa densité est égale à 18,4. C'est le corps le plus dense après l'or, le platine et l'iridium. Il se conserve à l'air sans s'oxyder d'une manière apparente; il se dissout dans les acides étendus en dégageant de l'hydrogène, et produit alors des sels verts d'uranium.

L'uranium en poudre brûle au contact de l'air avec un éclat très-vif: la moindre parcelle projetée dans la flamme d'une bougie produit une étincelle brillante au moment où elle arrive dans l'atmosphère échauffée qui entoure la flamme.

Préparation. — On se procure ce corps (sous la forme de cu-

lot fondu), en décomposant le protochlorure d'uranium par le sodium à une haute température. A cet effet, on introduit dans un creuset de porcelaine vernissée, du sodium, du chlorure de potassium, puis un mélange bien sec de ce sel avec le chlorure d'uranium à décomposer; le creuset, muni de son couvercle, est placé dans un creuset de terre brasqué, qu'on remplit avec du poussier de charbon et qu'on ferme hermétiquement. L'addition du chlorure de potassium a pour but de rendre la réaction moins brusque et moins vive. Le creuset est chauffé jusqu'à ce que celle-ci se manifeste : on le porte immédiatement dans un fourneau à vent; on le chauffe au rouge-blanc pendant quinze à vingt minutes, et après le refroidissement, on trouve dans le creuset une scorie renfermant des globules fondus d'uranium (Péligot).

Les combinaisons principales qu'il forme avec l'oxygène sont :

Le protoxyde d'uranium...	UO;
L'oxyde vert-olive.....	U ³ O ⁴ = UO, U ² O ³ ;
Le peroxyde d'uranium....	U ² O ³ ;

Le *protoxyde* est le corps qui avait été considéré d'abord comme un métal et désigné sous le nom d'urane. On le prépare en réduisant par l'hydrogène (dans un tube de verre, et sous l'influence d'une chaleur rouge) l'oxyde vert, le peroxyde ou l'oxalate de peroxyde d'uranium. Obtenu à l'aide de ce dernier composé, il est pyrophorique.

Il donne naissance à des sels verts. On obtient ce même oxyde hydraté en versant de l'ammoniaque dans une solution de protochlorure d'uranium; il se forme un précipité noir.

L'*oxyde vert-olive* est un oxyde salin. Il se produit soit par l'oxydation du protoxyde au rouge, soit par la calcination du peroxyde.

Le *peroxyde d'uranium* est la base des sels jaunes. Pour l'obtenir à l'état d'hydrate, on traite l'azotate d'uranium par l'alcool; la liqueur, évaporée à siccité et reprise par l'eau, laisse ce corps sous forme d'un précipité jaune.

On l'obtient à l'état anhydre, en calcinant au bain d'huile, à 250°, l'azotate de peroxyde d'uranium, préalablement desséché et réduit en poudre (M. Jacquelin).

Cet oxyde joue le rôle d'un acide faible; la dissolution de l'azotate, traitée par un alcali, donne un précipité jaune d'uranate alcalin.

Caractères distinctifs des sels verts d'uranium (Sels de protoxyde).

Leur dissolution donne avec la potasse, la soude et l'ammoniaque un précipité gélatineux, brun noirâtre, d'oxyde hydraté. Ce précipité jaunît à l'air, en se convertissant en peroxyde d'uranium.

L'*acide oxalique* forme, dans les dissolutions vertes, un précipité blanc-verdâtre d'oxalate : C²O⁶2UO + 6HO.

L'*acide sulfhydrique*. — Pas d'action.

Sulfhydrate d'ammoniaque. — Précipité noir.

L'*acide azotique* les transforme même à froid en sels jaunes.

Caractères distinctifs des sels jaunes d'uranium (Sels de peroxyde).

La dissolution de ces sels donne, avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, des précipités jaunes d'uranates alcalins, insolubles dans un excès de réactif.

Carbonate de soude. — Précipité jaune de carbonate, soluble dans un excès de réactif et dans le carbonate d'ammoniaque.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité rouge-brun.

Acide sulfhydrique. — Pas de précipité.

Sulfhydrate d'ammoniaque. — Précipité jaune-brun, presque insoluble dans un excès de réactif.

Protochlorure d'uranium. UCl.

On obtient ce composé en faisant passer un courant de chlore sec sur un mélange de charbon et d'un oxyde quelconque d'uranium. Ce protochlorure, qui est volatil, va se condenser à une certaine distance de la partie chauffée, sous forme d'octaèdres vert-foncé.

C'est en effectuant cette opération avec l'urane, qui était alors considérée comme un métal, et en remarquant que la formation de ce protochlorure était accompagnée d'un dégagement d'acide carbonique et d'oxyde de carbone, que M. Péligot fut amené à constater la présence de l'oxygène dans cette urane et par suite à la découverte de l'uranium.

Le protochlorure d'uranium est très-déliquescent. Sa dissolution, étant soumise à l'évaporation, fournit de l'acide chlorhydrique et laisse l'oxyde comme résidu.

Azotate de peroxyde d'uranium. AzO⁵, U²O³ + 6HO = AzO⁵, (U²O³)O + 6HO.

Ce sel cristallise en prismes volumineux d'un beau jaune à reflets verdâtres. Cette même couleur se retrouve dans les différents sels cristallisés formés par le sesquioxyde d'uranium.

On prépare cet azotate au moyen de la *pechblendé*, minéral qui renferme 75 à 80 pour 100 d'oxyde d'uranium. On grille ce minéral pulvérisé afin de chasser la plus grande partie de l'arsenic qu'il renferme, puis on le traite par l'acide azotique. Lorsque l'attaque est terminée, on évapore à siccité et on reprend par l'eau, qui sépare à l'état insoluble des sous-sels de peroxyde de fer et du

sulfate de plomb. Dans la liqueur on fait passer un courant d'acide sulfhydrique, qui précipite à l'état de sulfures le bismuth, le plomb et l'arsenic qu'elle renferme. Après filtration, on évapore la dissolution qui abandonne des cristaux jaunes d'azotate d'uranium.

Pour purifier ces cristaux des traces de matières étrangères qu'ils pourraient encore contenir, on les traite par l'éther, qui jouit de la propriété de dissoudre l'azotate d'uranium (M. Péligot).

A l'aide de ce sel ou de l'oxyde pur qu'on en retire, on peut se procurer avec facilité les divers composés de l'uranium.

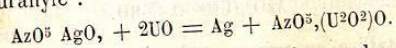
Le sesquioxyde d'uranium présente cette particularité que les sels auxquels il donne naissance renferment un seul équivalent d'acide, tandis que les sels correspondants formés par les autres sesquioxydes, tels que ceux de chrome, de fer, d'aluminium en contiennent toujours trois équivalents, et cependant ces sels d'uranium présentent les caractères des sels neutres.

D'autre part, quand on fait passer un courant de chlore sur le protoxyde d'uranium, il se produit un composé chloré dans lequel l'oxygène de cet oxyde se retrouve en totalité; ce chlorure produit en se dissolvant une liqueur jaune qui présente toutes les propriétés des sels formés par le peroxyde d'uranium: sa composition est représentée par la formule U^2O^2, Cl .

Ces anomalies ont conduit M. Péligot à considérer le sesquioxyde d'uranium comme une combinaison de 1 équivalent d'oxygène avec un radical composé U^2O^2 , auquel il donne le nom d'*uranyle* et qui n'est autre que le corps anciennement désigné sous le nom d'*urane*.

Le sesquioxyde d'uranium devenant alors le protoxyde d'uranyle (U^2O^2O), les sels qu'il produit présentent la composition des sels neutres formés par les protoxydes. La nature exceptionnelle du chlorure oxydé d'uranium devient ainsi facile à interpréter, ce corps rentrant dans la classe des chlorures ordinaires.

Une expérience d'Ebelmen vient prêter à cette théorie l'appui le plus solide. Une dissolution d'azotate d'argent mise en contact avec le protoxyde d'uranium, laisse déposer de l'argent et se transforme en azotate d'uranyle :



C'est, comme on le voit, une décomposition analogue à celle de l'azotate d'argent par un métal tel que le cuivre, le zinc, etc.

Usages des sels d'uranium. — Associés à l'oxyde de cuivre et à d'autres oxydes colorants, ils fournissent des nuances variées très-recherchées pour la verrerie. On s'en sert également pour la coloration de la porcelaine en jaune nankin et en noir.

Un papier trempé dans une dissolution d'azotate de peroxyde

d'uranium, séché et conservé dans l'obscurité, puis exposé à la lumière sous un cliché photographique, subit une altération telle, qu'en le trempant dans une dissolution d'argent, ce métal se trouve précipité en noir sur les parties impressionnées par la lumière (M. Niepce de Saint-Victor).

ZINC. Zn.

Équiv. = 32,52.

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 xvi^e 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 trentaine d'années.

Le zinc se trouve dans la nature à l'état de sulfure de zinc (*blende*), ou de carbonate de zinc (*calamine*), souvent mêlé avec du silicate.

Propriétés. — Le zinc est un métal 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 grenaille en le faisant tomber d'une certaine hauteur dans une terrine remplie d'eau.

Le zinc est volatil; quand on le chauffe au rouge blanc, vers 1000°, 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, de l'arsenic et de l'indium.

La distillation ne purifie pas complètement 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 $\frac{1}{5}$ 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 sulfures au moyen de l'acide sulfhydrique : 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'hydrocarbonate d'oxyde de zinc, 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.

Le zinc décompose la vapeur d'eau à une température supérieure à 100° , et donne de l'hydrogène et de l'oxyde de zinc. Le zinc décompose l'eau à froid sous l'influence des acides, même faibles, et dégage de l'hydrogène : $\text{SO}^3, \text{HO} + \text{Zn} = \text{SO}^2, \text{ZnO} + \text{H}$; 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 ces mêmes acides. Dans le cas du zinc ordinaire, la décomposition de l'eau est déterminée par la présence des métaux étrangers qui, étant électro-négatifs par rapport au zinc, forment une pile où le zinc est l'élément oxydable.

L'existence du plomb et d'autres métaux étrangers dans le zinc du commerce explique en outre le résidu que laisse ce métal, quand on le dissout dans un acide étendu.

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. $\text{Zn} + \text{KO}, \text{HO} = \text{ZnO}, \text{KO} + \text{H}$.

Le zinc précipite de leurs dissolutions un grand nombre de métaux moins oxydables que lui, comme le cuivre, le plomb, le mercure ou l'argent.

Usages du zinc. — Le zinc réduit en feuilles est employé pour toitures, gouttières, tuyaux de conduite, ornements repoussés. Le zinc est l'élément électro-positif des piles employées par 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 composition du *laiton*, du *maillechort*. Le fer galvanisé, employé pour les fils télégraphiques, etc., est du fer recouvert de zinc par immersion dans un bain de ce métal.

Oxyde de zinc. ZnO .

Équiv. = 40,52.

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 complètement fixe et indécomposable par la chaleur. L'oxyde de zinc est réduit facilement par le charbon et par l'hydrogène.

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 peut préparer 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 obtenu en soumettant à la cal-

cination l'azotate de zinc, ou le carbonate de zinc que l'on obtient par double décomposition.

Dans l'industrie, c'est toujours par l'oxydation directe du métal, fortement chauffé dans des cornues, que l'on prépare l'oxyde de zinc. Le métal est réduit en vapeurs, lesquelles, brûlées par un courant d'air, donnent de l'oxyde, qui va se déposer dans des chambres placées à la suite des cornues.

Applications. — 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; en outre, son emploi n'offre aucun des dangers auxquels celui du blanc de plomb expose les ouvriers, mais elle 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 (58° Baumé) de chlorure de zinc, additionnée d'un peu de carbonate de soude (Sorel). On applique cette couleur sur les substances à recouvrir, et, au bout de quelques heures, elle est déjà adhérente et dure.

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.

Oxyde de zinc hydraté. — 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.

Les composés salins qui prennent ainsi naissance portent le nom de *zincates*.

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.

Abandonné au contact de l'air, il en absorbe rapidement l'acide carbonique.

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

tion, et le fer sert de pôle positif; ce dernier métal peut être remplacé par du plomb ou par du cuivre.

Caractères distinctifs des sels de zinc.

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

Ammoniaque. — Précipité blanc d'un sous-sel. La précipitation est incomplète; elle est entièrement empêchée par la présence des sels ammoniacaux.

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 reparait par une ébullition prolongée.

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.

Acide sulfhydrique. — Pas de précipité, à moins que l'acide du sel ne soit peu énergique. Ainsi l'acétate de zinc est précipité complètement 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 sesquioxyde (Gay-Lussac).

Chlorure de zinc. $ZnCl$.

Le chlorure de zinc est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. C'est même l'un des composés les plus solubles et les plus déliquescents que l'on connaisse.

Le chlorure de zinc fond à 250° , on peut le chauffer jusqu'à 400° sans qu'il donne des vapeurs sensibles: aussi l'emploie-t-on souvent pour former des bains destinés à chauffer des corps à une température élevée et fixe. Au rouge, il se volatilise.

On prépare le chlorure de zinc en traitant le zinc par l'acide chlorhydrique; le métal se dissout rapidement avec dégagement d'hydrogène. La liqueur qui en résulte est soumise à l'évaporation, et donne finalement une matière fusible présentant la consistance du beurre, ce qui lui fit donner autrefois le nom de *beurre de zinc*. Si l'évaporation n'est pas poussée trop loin, le composé cristallise.

La solution de chlorure de zinc est employée dans les ateliers pour décaper les surfaces métalliques que l'on veut souder à l'étain. Nous avons vu que le mélange de chlorure et d'oxyde de zinc constitue un enduit d'une grande solidité.

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; c'est le seul sulfure insoluble qui soit de cette couleur; 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 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.

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 sulfate; 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.

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).

On obtient le sulfure de zinc cristallisé en employant un procédé dû à MM. H. Sainte-Claire Deville et Troost. On fond un mélange de sulfate de zinc, de sulfure de baryum et de fluorure de calcium. Il se forme du sulfure de zinc, qui cristallise dans la gangue fusible formée par le mélange de sulfate de baryte produit dans la réaction et de fluorure de calcium. Le sulfure de zinc ainsi obtenu est cristallisé en prismes hexagonaux, comme le sulfure naturel de cadmium; mais le sulfure obtenu par voie humide, en chauffant en vase clos un sel de zinc et un sulfure alcalin, cristallise dans le système régulier comme la blende. On a trouvé récemment le sulfure de zinc hexagonal dans la nature; c'est donc un nouveau corps à ajouter à la liste des substances dimorphes (M. Friedel).

Sulfate de zinc. $SO_3, ZnO + 7HO$.

Le sulfate de zinc est incolore; 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. Leur saveur est âcre et styptique; ils sont efflorescents dans l'air sec.

Le sulfate à 7 équivalents d'eau, $SO_3, ZnO + 7HO$, est soluble dans deux fois et demie son poids d'eau à la température ordinaire; à 100° , il se dissout dans son eau de cristallisation. Souvent on utilise cette propriété dans le commerce pour rendre son transport plus commode; on coule le sulfate ainsi fondu dans des moules qui lui donnent la forme de briques carrées. Exposé à l'action de la chaleur, il commence par se déshydrater; à 238° , il perd son dernier équivalent d'eau de cristallisation; enfin au rouge vif il se décompose complètement en acide sulfureux, en oxygène et en oxyde de zinc.

Le sulfate de zinc constitue le résidu de la préparation de l'hydrogène au moyen du zinc et de l'acide sulfurique étendu. Il s'en produit également d'assez grandes quantités dans les piles ordinaires.

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 sesquioxyde 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 à basse température : il contient ordinairement du sulfate de magnésie et des traces de sulfates de fer et de cuivre. 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. Enfin il sert dans la peinture au blanc de zinc pour rendre les huiles plus siccatives.

Carbonate de zinc. CO_2, ZnO .

Ce sel se rencontre dans la nature cristallisé en rhomboédres, comme les carbonates de chaux et de magnésie : 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 de zinc est insoluble dans l'eau pure, mais il est légèrement soluble dans l'eau chargée d'acide carbonique.

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.

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 l'extraction du zinc par les procédés actuellement employés : les minerais de 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 fours coulants analogues aux fours à chaux : en Angleterre, cette calcination se fait dans des 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, le soufre se dégageant à l'état d'acide sulfureux; 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.

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 d'après l'une des méthodes suivantes, en même temps que de l'oxyde de carbone se dégage.

Méthode belge.

La figure 49 représente le four employé en Belgique, dans les usines de la Vieille-Montagne, pour la distillation du zinc : *a* représente des cornues cylindriques dans lesquelles on introduit le mélange de charbon et d'oxyde de zinc. Chaque four contient

48 cornues; elles présentent une légère inclinaison d'arrière en avant : ces cornues communi-

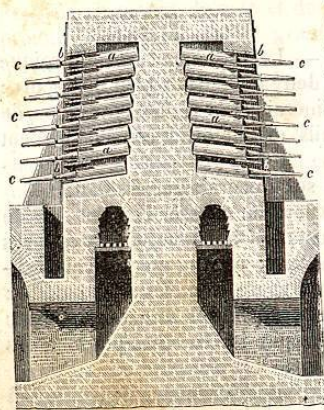


Fig. 49.

quent 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 oxyde de carbone. Toutes les deux heures, on fait écouler dans des poches de fer le métal liquide qui s'est condensé. Dès que la distillation s'arrête, on recharge un nouveau mélange dans les cornues.

Méthode silésienne.

En Silésie la réduction s'opère dans des espèces de moules, *M*,

accollées deux à deux et reposant à plat sur les deux côtés du four (fig. 50); les vapeurs de zinc traversent une allonge de terre *A*, appelée *bolte*, qui communique avec la moufle, et viennent se condenser dans un récipient inférieur *O*, qui est en dehors du fourneau.

Méthode anglaise.

En Angleterre la distillation du zinc se fait *per descensum* dans un four représenté figure 51, analogue à celui des verriers. Le mélange est introduit dans des creusets *I*, dont le fond est percé d'un trou dans lequel s'engage un tube vertical en fer *h* qui descend dans un réservoir extérieur *g*, dans lequel la vapeur de zinc vient se condenser. L'ouverture inférieure du creuset est fermée, avant le chargement, au moyen d'un tampon de bois qui devient

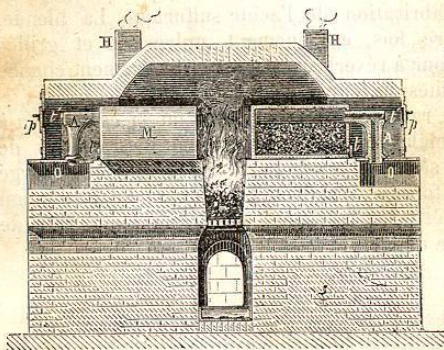


Fig. 50.

avant le chargement, au moyen d'un tampon de bois qui devient

assez poreux, en se carbonisant, pour laisser passer la vapeur de zinc, tout en retenant le minerai. Chacun des creusets est en outre muni d'un couvercle qu'on lute avec de l'argile, de manière à former une fermeture très-exacte. Le zinc distille et descend par les tubes verticaux dans les creusets inférieurs *g*, *g*.

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

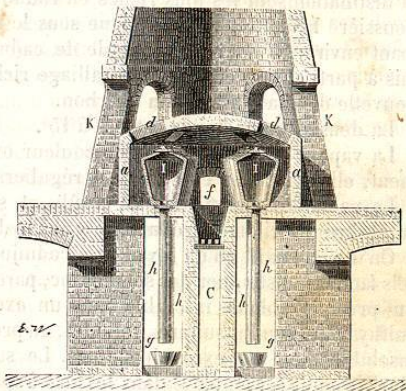


Fig. 51.

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.

Équiv. = 55,74.

Ce métal a été découvert en 1818, par Hermann et Stromeyer. Le cadmium est un métal d'un blanc bleuâtre, d'aspect ana-