

fant au rouge, dans un courant de chlore, un mélange d'oxyde de chrome et de charbon. On forme avec ces deux substances et une petite quantité d'eau des boulettes que l'on calcine dans un creuset de terre, et qu'on introduit ensuite dans un tube de porcelaine, à travers lequel on fait passer un courant de chlore sec; il se sublime de belles lames fleur de pêcher, qui viennent se déposer pour la plus grande partie au-dessus du mélange, ou qui se condensent dans une allonge adaptée au tube de porcelaine.

(*) COBALT. Cb.

Équiv. = 368,75 ou 29,50.

Le cobalt a été isolé en 1733 par Brandt.

Il est très-difficile d'obtenir ce métal à l'état de pureté; le cobalt retient presque toujours des traces de fer, d'arsenic ou de nickel.

On obtient le cobalt métallique en réduisant l'oxyde de cobalt par le charbon, ou en calcinant à une température élevée l'oxalate de cobalt. $\text{CbO}, \text{C}^2\text{O}^3 = \text{Cb} + 2(\text{CO}^2)$.

L'oxyde de cobalt peut être aussi réduit par l'hydrogène, et si l'on opère à une température peu élevée, le métal est pyrophorique comme le fer. Le chlorure de cobalt soumis, au rouge, à l'action de l'hydrogène, donne de l'acide chlorhydrique et du cobalt métallique.

Le cobalt peut être obtenu en culot: il a quelquefois la blancheur de l'argent et peut prendre un beau poli. Sa cassure est à grains très-fins et ressemble à celle de l'acier. Sa densité paraît être 8,6.

Le cobalt est aussi difficile à fondre que le fer, et il est fixe comme ce dernier métal. Il se conserve sans altération dans l'air et dans l'eau à la température ordinaire; mais il s'oxyde rapidement à une température peu élevée.

Le cobalt est magnétique.

Les acides sulfurique et chlorhydrique le dissolvent lentement avec dégagement d'hydrogène. L'acide azotique l'attaque, au contraire, avec énergie.

Il s'unit directement au chlore, au soufre, au phosphore et à l'arsenic; il forme avec l'oxygène les composés suivants:

Protoxyde	CbO ;
Sesqui-oxyde.....	Cb^2O^3 ;
Oxyde intermédiaire.....	$\text{Cb}^3\text{O}^5 = \text{Cb}^2\text{O}^3, \text{CbO}$;
Autre oxyde intermédiaire.....	$\text{Cb}^6\text{O}^7 = \text{Cb}^2\text{O}^3, 4\text{CbO}$
Acide cobaltique.....	Cb^3O^5 ou CbO^3 .

Nous n'étudierons que le protoxyde.

PROTOXYDE DE COBALT. CbO .

Équiv. = 468,75 ou 37,5.

On obtient le protoxyde de cobalt anhydre, sous la forme d'une poudre amorphe d'un vert olive foncé, en calcinant au rouge, à l'abri de l'air, le protoxyde de cobalt hydraté ou le carbonate de cobalt.

On prépare l'hydrate de protoxyde de cobalt en traitant un sel de cobalt par la potasse caustique; sa couleur est rose, il a pour formule CbO, HO .

Le précipité bleu qui se forme lorsqu'on décompose les sels de cobalt par un faible excès de potasse, n'est pas de l'oxyde de cobalt, comme on l'a cru pendant longtemps, mais un sel basique.

L'oxyde de cobalt, chauffé au contact de l'air, absorbe l'oxygène et se transforme en oxyde intermédiaire Cb^3O^5 . L'hydrate d'oxyde de cobalt, laissé pendant quelque temps dans de l'eau aérée, se change également en un corps d'un vert sale, qui paraît être un hydrate d'oxyde intermédiaire.

Le protoxyde de cobalt, chauffé avec le verre ou le borax, produit des teintes d'un bleu très-pur, qui résistent aux températures les plus élevées d'un four à porcelaine, et forment une couleur de *grand feu*. Il suffit d'une trace de cet oxyde pour donner une couleur bleue très-sensible. Le borax, coloré par l'oxyde de cobalt et traité par l'eau, laisse déposer un précipité d'un bleu foncé.

L'oxyde de cobalt se combine avec les alcalis et les oxydes métalliques; lorsqu'on le chauffe au creuset d'argent avec de la potasse, on obtient une combinaison d'un très-beau bleu, qui se décompose par le contact de l'eau.

L'ammoniaque et le carbonate d'ammoniaque dissolvent l'oxyde de cobalt; la liqueur prend une teinte d'un jaune rougeâtre en absorbant l'oxygène.

L'oxyde de cobalt se combine sous l'influence de la chaleur avec la magnésie, l'alumine, l'oxyde de zinc: la combinaison d'oxyde de cobalt avec la magnésie est rose; celle qui donne l'alumine est d'un bleu magnifique (bleu Thenard); la combinaison de l'oxyde de cobalt avec l'oxyde de zinc est d'un beau vert.

L'hydrate de protoxyde de cobalt se dissout à l'aide de la chaleur dans un grand nombre de sels ammoniacaux et en chasse l'ammoniaque.

L'oxyde de cobalt est employé pour colorer en bleu le verre et les différentes poteries.

CARACTÈRES DES SELS DE COBALT

Les sels de cobalt sont à base de protoxyde; dissous dans une grande quantité d'eau, ils sont d'un beau rose fleur de pêcher,

ou d'un rouge grenat; lorsque leur dissolution est concentrée, ils deviennent quelquefois bleus. Les sels cristallisés sont rouges. Les sels solubles calcinés ou les sels insolubles seulement desséchés peuvent être rosés, lilas, ou bleus. Leur saveur est astringente et métallique, leur réaction est toujours acide. Ils se reconnaissent aux caractères suivants :

Potasse. — Précipité bleu, qui est un sel basique; ce précipité devient rose par un excès d'alcali, et prend une teinte d'un vert sale en se suroxydant. La présence des matières organiques empêche la précipitation.

Ammoniaque. — Précipité bleu, devenant vert et se dissolvant ensuite dans un excès de réactif en produisant une liqueur d'un brun rougeâtre. Lorsque cette dissolution ammoniacale contient un grand excès de sel ammoniac, elle n'est pas précipitée par la potasse.

Carbonate de potasse. — Précipité rouge de carbonate basique.

Carbonate d'ammoniaque. — Précipité rouge, soluble dans le chlorhydrate d'ammoniaque.

Phosphate de soude. — Précipité bleu-violet de phosphate de cobalt.

Arséniate de soude. — Précipité rose d'arséniate de cobalt.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité vert sale devenant gris.

Cyanoferride de potassium. — Précipité d'un rouge foncé.

Tannin. — Pas de précipité.

Sulphydrate d'ammoniaque. — Précipité noir, insoluble dans un excès de réactif; les matières organiques ne s'opposent pas à cette précipitation.

Acide sulphydrique. — Pas de précipité, si l'acide du sel est énergique et en excès; en présence d'un excès d'acétate de soude, les sels de cobalt sont complètement précipités en noir par l'acide sulphydrique.

Sulfures solubles. — Précipité noir de sulfure de cobalt.

Les sels de cobalt se reconnaissent très-facilement au chalumeau; la plus petite quantité de l'un de ces sels colore en bleu le borax et l'alumine.

Les sels de cobalt, traités par un excès d'ammoniaque à l'abri de l'oxygène, forment des sels nommés *sels ammonia-cobaltiques*, dont la composition peut être représentée par 1 équivalent de sel de cobalt et 3 équivalents d'ammoniaque. Les sels ammonia-cobaltiques absorbent l'oxygène et peuvent donner quatre nouvelles séries de sels formées par des bases quaternaires contenant de l'oxygène, de l'hydrogène, de l'azote et du cobalt. Quelques-unes de ces bases ont été isolées (Fremy). Ces nouvelles combinaisons sont analogues aux *sels ammoniaco-platiniques* dont il sera parlé plus loin.

CARACTÈRES DES SELS DE COBALT.

Les sels de cobalt sont à base de protoxyde; dissous dans une grande quantité d'eau, ils sont d'un beau rose leur de bécber.

CHLORURE DE COBALT. CbCl .

Équiv. = 812,50 ou 65.

On obtient le chlorure de cobalt en dissolvant dans l'acide chlorhydrique, du protoxyde, du sesqui-oxyde, ou bien du carbonate de cobalt. Sa dissolution est rouge, elle donne par l'évaporation des cristaux rouge-grenat de chlorure anhydre. Mais lorsque cette dissolution est très-acide, ou qu'on la chauffe après l'avoir concentrée, elle devient bleue; si elle prend une teinte verte par la concentration, c'est qu'elle contient de l'oxyde de nickel ou de l'oxyde de fer.

Sa dissolution donne, par l'évaporation, des cristaux de chlorure de cobalt hydraté, qui sont décomposés par la chaleur en acide chlorhydrique, en chlorure anhydre qui se sublime, et en oxyde de cobalt.

La propriété que présente le chlorure de cobalt de devenir bleu par la concentration et la chaleur le rend propre à la préparation d'une *encre de sympathie*. Cette encre peut être faite avec du chlorure de cobalt pur (elle est alors bleue), ou avec un sel de cobalt contenant une certaine quantité de fer. On obtient une encre verte en dissolvant 1 partie de cobalt gris (arsénio-sulfure de cobalt) dans 3 parties d'acide azotique; on étend la dissolution de 24 parties d'eau, et l'on y ajoute du sel marin et du chlorhydrate d'ammoniaque. La liqueur que l'on obtient ainsi forme sur le papier des lettres qui sont à peine visibles; mais lorsqu'on les chauffe légèrement, elles apparaissent avec une belle couleur verte, et disparaissent peu à peu lorsqu'on expose le papier à l'influence de l'air humide.

Du reste, toutes les dissolutions métalliques ou organiques qui se colorent sous l'influence de la chaleur ou par l'action des réactifs, peuvent servir d'*encre de sympathie*.

PHOSPHATE DE COBALT.

Ce sel est insoluble dans l'eau; il se produit par double décomposition et forme un précipité violet. On obtient une couleur bleue connue sous le nom de *bleu Thenard*, en calcinant au rouge cerise, pendant une demi-heure, dans un creuset couvert, 1 partie de phosphate de cobalt humide avec 8 parties d'alumine en gelée et réduisant en poudre très-fine le produit de la calcination.

Cette couleur est employée en peinture.

SILICATE DE COBALT. — SAFRE.

On donne le nom de *safré* à une combinaison de silice et

d'oxyde de cobalt qui sert à préparer l'azur. Le safre du commerce est un simple mélange de cobalt grillé et de quartz réduit en poudre fine.

SMALT OU AZUR.

Le *smalt* est un verre bleu que l'on prépare en chauffant du minerai de cobalt grillé avec du sable quarzeux et de la potasse.

L'azur est un *smalt* réduit en poudre impalpable, qu'on emploie pour donner une légère nuance bleue au papier, au linge, etc. L'azur est maintenant remplacé par l'outremer dans un grand nombre de ses applications.

Voici la composition d'un azur de première qualité :

Protoxyde de cobalt	14,7
Oxyde de fer	4,2
— de plomb	4,7
Alumine	5,0
Potasse	14,1
Silice	54,8

La production du *smalt* en Allemagne est annuellement d'environ 12 à 14000 quintaux métriques.

AZOTATE DE COBALT.

Équiv. = 1143,75 ou 91,5.

Ce sel s'obtient en dissolvant l'oxyde dans l'acide azotique. La dissolution abandonnée par l'évaporation des cristaux rouges déliquescents dont la composition est représentée par la formule AzO^3, CoO^2, HO .

SULFATE DE COBALT. CoO, SO^3 .

Équiv. = 968,75 ou 77,50.

Ce composé s'obtient en dissolvant l'oxyde de cobalt dans l'acide sulfurique. A la température ordinaire, il cristallise avec 7 équivalents d'eau. Il est isomorphe avec le sulfate de fer. Vers 30° il cristallise avec 6 équivalents d'eau.

Les sels de cobalt, traités à l'abri de l'oxygène par un excès d'ammoniaque, se combinent avec cet alcali et donnent naissance à une première série de sels, les *sels ammoniacco-cobaltiques*, et qui paraissent résulter de la combinaison de 1 équivalent de sel de cobalt avec 3 équivalents d'ammoniaque : ces sels sont stables lorsqu'ils sont secs ou lorsqu'on les met en présence d'un excès d'ammoniaque, mais l'eau les décompose immédiatement, dégage de l'ammoniaque, et produit un dépôt vert de sous-sel de protoxyde de cobalt.

Lorsqu'on fait agir l'oxygène sur les sels ammoniacco-cobaltiques, ce gaz est absorbé, et l'on peut obtenir plusieurs séries nouvelles de composés, désignés d'une manière générale sous le nom de *sels ammoniacco-cobaltiques suroxygénés*, parce que tous ces sels contiennent plus d'oxygène que le protoxyde de cobalt : on peut même admettre que les bases de ces sels contiennent les éléments de l'ammoniaque et des oxydes de cobalt ayant pour formule : Co^2O^3 et CoO^2 (Fremy).

EXTRACTION DU COBALT.

On retire immédiatement le cobalt de l'arséniosulfure de cobalt naturel ou *cobalt gris* ; on préfère le cobalt gris de Tunaberg, en Suède, parce qu'il ne contient que des traces de nickel. On ne peut enlever complètement par le grillage le soufre et l'arsenic ; il vaut mieux fondre le minerai avec du soufre et du carbonate de soude ; il se forme une combinaison de sulfure d'arsenic et de sulfure de sodium, et du sulfure de cobalt qui se rassemble en un culot ; ce sulfure est soluble dans les acides sulfurique et chlorhydrique. On peut obtenir ainsi une dissolution d'où l'on précipite de l'oxyde ou de l'oxalate de cobalt qui servent à la préparation du métal.

(*) NICKEL (Ni).

Équiv. = 368,75 en 29,50.

En 1751, Cronstedt découvrit le nickel dans un minéral appelé Kupfernichel ; Bergmann publia, en 1775, un travail complet sur le nickel.

Le nickel est d'un blanc d'argent quand il ne contient pas de cobalt. Il est inaltérable à l'air, ductile, malléable, et presque aussi réfractaire que le manganèse. Le charbon en s'unissant au nickel en augmente la fusibilité. Sa densité est égale à 8,279 ; elle atteint 8,666 quand le métal a été forgé. Le nickel préalablement chauffé brûle dans l'oxygène comme le fer ; il se dissout lentement dans les acides sulfurique, chlorhydrique et azotique.

Le nickel est magnétique ; une température de 250° suffit pour lui faire perdre cette propriété.

Si les mines de nickel étaient plus abondantes, ce métal serait employé dans l'industrie, parce qu'il jouit de toutes les propriétés qui peuvent rendre un métal utile ; on le fait entrer dans la composition d'un alliage connu sous le nom de *packfong*, qui imite l'argent et qui est formé de 50 de cuivre, 25 de nickel et 25 de zinc.

On obtient le nickel fondu sous forme de culot, en réduisant

le protoxyde de nickel au feu d'une bonne forge, dans un creuset brasqué.

OXYDES DE NICKEL.

Le nickel forme avec l'oxygène les composés suivants :

Protoxyde	NiO;
Sesqui-oxyde.....	Ni ² O ³ ;
Peroxyde.....	Composition inconnue.

Nous ne parlerons que du premier de ces composés.

PROTOXYDE DE NICKEL. NiO.

Équiv. = 468,75 ou 37,50.

On obtient cet oxyde à l'état anhydre en calcinant l'azotate ou l'oxalate de nickel, et à l'état hydraté en précipitant un sel de nickel par un excès de potasse ou de soude.

L'oxyde anhydre est d'un gris cendré. L'oxyde hydraté est toujours d'un vert pomme; il est insoluble dans la potasse et la soude, mais il se dissout dans l'ammoniaque et donne une liqueur d'un beau bleu. La potasse, la baryte et la strontiane précipitent l'oxyde de nickel de cette dissolution.

L'oxyde de nickel peut être précipité dans certains cas par l'ammoniaque: ainsi quand on verse un excès d'ammoniaque dans un sel de nickel qui renferme d'autres sels métalliques, il se forme un précipité qui contient toujours du nickel. On ne peut donc pas employer l'ammoniaque pour séparer complètement l'oxyde de nickel des autres oxydes insolubles dans ce réactif.

L'oxyde de nickel est ramené à l'état de nickel métallique pur, lorsqu'on le soumet, à une température rouge, à l'action de l'hydrogène.

Le charbon réduit l'oxyde de nickel au feu de forge.

L'oxyde de nickel hydraté NiO,2HO est un minéral transparent, d'un vert émeraude, qui a été trouvé récemment en Pensylvanie, où il accompagne d'ordinaire le fer chromé.

CARACTÈRES DES SELS DE NICKEL

Les sels de nickel sont tous à base de protoxyde; ceux qui sont solubles ont une belle couleur verte. Les sels anhydres ont une teinte jaune. Leur saveur est d'abord sucrée, puis âcre et métallique.

Les sels de nickel ont toujours une réaction acide; ils ne sont précipités par aucun métal: ils présentent avec les réactifs les caractères suivants:

Potasse. — Précipité vert-pomme, ne s'altérant pas à l'air.

Ammoniaque. — Précipité vert, soluble dans un excès d'ammoniaque et produisant une liqueur bleue qui est précipitée par la potasse.

Carbonate de potasse. — Précipité vert-pomme, insoluble dans un excès de réactif.

Carbonate d'ammoniaque. — Précipité vert-pomme, soluble dans un excès de réactif; la dissolution est d'un bleu verdâtre.

Phosphate de soude. — Précipité d'un blanc verdâtre, insoluble dans un excès de phosphate, soluble dans un excès d'acide phosphorique.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité blanc-verdâtre.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité jaune-vert.

Tannin. — Pas de précipité.

Sulphhydrate 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 complètement 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 sulphhydrate d'ammoniaque.

CHLORURE DE NICKEL. NiCl.

Équiv. = 812,50 ou 65.

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 et finissent par tomber en déliquescence.

Alliages de nickel. — Le nickel forme avec les métaux différents alliages dont le plus important est celui que l'on obtient avec le cuivre et le zinc. Ce produit que l'on connaît depuis longtemps porte les noms de *maillechort*, de *packfong*, ou d'*argentan*. Ces alliages sont employés à la fabrication des couverts, des harnais, etc. La presque totalité du nickel est utilisée pour la fabrication de ces différents alliages.

EXTRACTION DU NICKEL.

On retire le nickel d'un arsénure naturel qui a pour formule NiAs; ce corps, appelé *kupfernickel*, est le minéral 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 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 complètement 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. 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.

Équiv. = 750 ou 60.

Ce métal a été découvert en 1789 par Klaproth, dans le minéral qui porte le nom de *pechblende*. On lui donna d'abord le nom d'*urane*.

D'autres chimistes firent connaître ensuite divers procédés de

préparation de ce produit; mais en 1840, M. Péligot démontra que le corps que l'on avait pris jusqu'alors pour de l'urane était une combinaison d'oxygène avec un métal qu'il nomma *uranium*.

L'uranium se présente avec l'aspect d'une poudre noire. Il est très-combustible et brûle à une température peu élevée, avec une vive incandescence.

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 jaunît 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 ne décompose pas l'eau à la température ordinaire, mais il se dissout dans les acides étendus en dégageant de l'hydrogène, et produit alors des sels verts d'uranium.

Préparation — On se procure ce corps (sous la forme de culot fondu), en opérant la réduction du chlorure d'uranium 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 ² O ³ = UO + U ² O ³ ;
Le peroxyde d'uranium.....	U ⁴ O ⁹ ;
L'oxyde noir.....	U ⁴ O ⁹ = (UO) ² + U ² O ³ .

Le protoxyde est le corps qui avait été considéré d'abord comme de l'uranium métallique. On le prépare en réduisant par l'hydrogène (dans un tube de verre, et sous l'influence d'une chaleur rouge) l'oxalate jaune d'uranium; ainsi préparé, il est pyrophorique: il se transforme à l'air en oxyde noir; on peut l'obtenir cristallisé en réduisant par l'hydrogène le chlorure double d'uranium et de potassium.

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 (M. Malaguti).

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).

CARACTÈRES DISTINCTIFS DES SELS VERTS

D'URANIUM (Sels de protoxydes).

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

L'acide oxalique forme, dans les dissolutions vertes, un précipité blanc-verdâtre d'oxalate : $UO_2C_2O_4 \cdot 3HO$.

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 peroxydes).

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.

Cyanferrure de potassium. — Précipité rouge-brun.

Acide sulfhydrique. — Pas de précipité.

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

Tannin. — Précipité brun foncé (précipité naissant).

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. Nièpe de Saint-Victor).

ZINC. Zn.

Equiv. = 406,50 ou 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 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.

À 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 le 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.