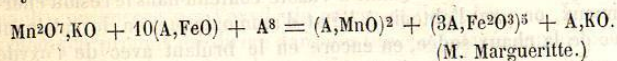


l'essai dans un creuset brasqué; on peut également l'employer pour l'analyse des mélanges ou des combinaisons de protoxyde et de sesquioxyde de fer, tels que les battitures, les laitiers, etc., etc. Il est fondé sur l'action des sels de protoxyde de fer sur le permanganate de potasse.

Lorsqu'on verse, dans une dissolution acide et très-étendue d'un sel de fer au minimum, une dissolution de permanganate de potasse, le fer se peroxyde sur-le-champ, en empruntant de l'oxygène au permanganate qu'il décolore. Tant qu'il reste du fer au minimum, le permanganate se décompose à mesure qu'on le verse, et la liqueur prend une teinte jaune pâle très-faible, due au sel de sesquioxyde de fer; mais quand tout le fer s'est peroxydé, une seule goutte de permanganate suffit pour communiquer à la liqueur une couleur rose très-nette et facile à reconnaître. Ce changement de teinte indique que l'opération est terminée. Il suffira donc, pour effectuer ces essais, d'avoir une solution de permanganate de potasse titrée, c'est-à-dire pour laquelle on connaîtra le nombre de centimètres cubes nécessaires à la peroxydation d'un gramme de fer, par exemple, ce que l'on aura déterminé par une expérience préalable. La formule suivante rend compte de l'action du permanganate de potasse sur un sel de protoxyde de fer dont l'acide est représenté par A :



CHROME. Cr.

Equiv. = 26,28.

Le chrome a été découvert en 1797, par Vauquelin, dans le *plomb rouge de Sibérie* (chromate de plomb).

Ce métal existe dans la nature à l'état de chromate de plomb et principalement de *fer chromé* ($\text{Cr}^2\text{O}^3, \text{FeO}$). C'est ce dernier minéral qui sert à préparer le bichromate de potasse, avec lequel on obtient tous les composés du chrome.

On prépare le chrome en réduisant le sesquioxyde de chrome par le charbon, le mélange intime de ces deux corps étant chauffé dans un creuset de chaux à une très-haute température dans un bon fourneau à vent. (M. H. Sainte-Claire Deville).

Ce métal se présente sous forme d'un culot métallique d'un blanc grisâtre; il est aussi dur que le corindon.

Sa densité est égale à 6,00, il n'est pas magnétique à la température ordinaire, mais à -15° ou -20° , il agit d'une manière sensible sur l'aiguille aimantée. Il ne décompose pas l'eau. Il ne s'oxyde pas à l'air à la température ordinaire, mais, au rouge sombre, il absorbe l'oxygène et se transforme en sesquioxyde. Il

s'unit au chlore avec énergie, en forme du sesquichlorure violet; il se dissout dans l'acide chlorhydrique; les alcalis en déterminent facilement l'oxydation, surtout sous l'influence des chlorates et des azotates; il se forme alors des chromates alcalins.

On peut obtenir le chrome pur et cristallisé en faisant arriver au rouge, sous l'influence de l'hydrogène, de la vapeur de sodium sur le sesquichlorure de chrome (Fremy).

Le chrome est sans usages, mais il forme des combinaisons importantes dont quelques-unes sont employées dans les arts.

COMBINAISONS DU CHROME AVEC L'OXYGÈNE.

La série des composés oxygénés du chrome peut être comparée à celle du manganèse et à celle du fer: elle comprend les composés suivants :

Protoxyde de chrome.....	CrO , découvert par M. Péligot;
Oxyde salin.....	Cr^3O^4 , id.;
Sesquioxyde de chrome....	Cr^2O^3 ;
Bioxyde de chrome.....	CrO^2 ;
Acide chromique.....	CrO^3 ;
Acide perchromique.....	Cr^2O^7 , découvert par M. Barreswill.

Nous ne parlerons que du sesquioxyde de chrome et de l'acide chromique.

Sesquioxyde de chrome. Cr^2O^3 .

Equiv. = 76,56.

Ce corps est d'un beau vert foncé, insoluble dans l'eau; il se dissout dans les acides lorsqu'il n'a pas été calciné; mais si on le porte au rouge naissant, il présente un phénomène d'incandescence remarquable, et n'est plus attaqué que très-difficilement par les acides.

L'alumine et le sesquioxyde de fer présentent la même particularité.

Cet oxyde est irréductible par l'hydrogène, et n'est décomposé par le charbon qu'à une température très-élevée.

Le soufre est sans action sur cet oxyde; mais les vapeurs de sulfure de carbone le font passer à l'état de sulfure de chrome.

Les verres et le borax le dissolvent sous l'influence de la chaleur, et se colorent en vert.

Les alcalis chauffés au contact de l'air avec l'oxyde de chrome forment des chromates.

Le sesquioxyde de chrome anhydre peut être obtenu par les méthodes suivantes :

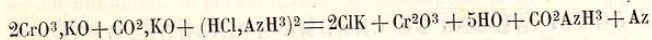
1^o En calcinant dans un creuset de platine le chromate de protoxyde de mercure, il se dégage du mercure et de l'oxygène, et

l'oxyde de chrome reste sous la forme d'une poudre d'un beau vert : $2(\text{CrO}^3, \text{Hg}^2\text{O}) = \text{Cr}^2\text{O}^3 + \text{O}^5 + 4\text{Hg}$;

2° En calcinant l'hydrate de sesquioxyde de chrome;

3° En chauffant du bichromate de potasse avec son poids de soufre; il se forme dans cette réaction de l'oxyde de chrome et du sulfate de potasse : $2\text{CrO}^3, \text{KO} + \text{S} = \text{Cr}^2\text{O}^3 + \text{SO}^3, \text{KO}$; on enlève le sulfate de potasse au moyen de l'eau (M. Lassaigne);

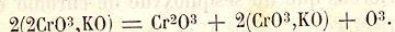
4° En chauffant au rouge un mélange de 1 partie de bichromate de potasse, 1 $\frac{1}{2}$ partie sel ammoniac, 1 partie carbonate de potasse



il se forme du carbonate d'ammoniaque et de l'eau qui se dégagent en vapeur, et l'on obtient pour résidu de l'oxyde de chrome et du chlorure de potassium; on sépare ce dernier par des lavages à l'eau chaude.

5° En calcinant du chromate de potasse dans un creuset brasqué : il se forme du sesquioxyde de chrome et du carbonate de potasse qu'on enlève par des lavages;

6° En chauffant au blanc du bichromate de potasse : ce sel se transforme en oxyde de chrome cristallin et en chromate de potasse neutre que l'on dissout dans l'eau :



7° On produit de l'oxyde de chrome cristallisé en belles paillettes vertes et quelquefois en cristaux très-durs, en soumettant, sous l'influence d'une chaleur rouge, le chromate neutre de potasse à l'action du chlore : il se forme du chlorure de potassium et de l'oxyde de chrome cristallisé, et il se dégage de l'oxygène : $2(\text{CrO}^3, \text{KO}) + 2\text{Cl} = 2\text{ClK} + \text{Cr}^2\text{O}^3 + \text{O}^5$ (Fremy).

8° On peut obtenir de l'oxyde de chrome en cristaux durs et brillants en faisant passer dans un tube de porcelaine chauffé au rouge des vapeurs d'acide chlorochromique : $2\text{CrO}^2\text{Cl} = \text{Cr}^2\text{O}^3 + 2\text{Cl} + \text{O}$. On obtient ainsi des cristaux d'un vert-noirâtre, qui présentent la forme octaédrique, comme l'alumine et l'oxyde de fer cristallisés, avec lesquels le sesquioxyde de chrome est isomorphe. Ces cristaux sont aussi durs que le corindon, il rayent le verre comme le diamant. Leur densité est égale à 5,21 (Wöhler).

Hydrates de sesquioxyde de chrome. — 1° *Oxyde métachromique.* — Quand on précipite à froid un sel de chrome violet par l'ammoniaque, on obtient un hydrate dont la composition, après dessiccation dans le vide, est représentée par la formule $\text{Cr}^2\text{O}^3, 9\text{HO}$. Cet hydrate est soluble dans l'acide acétique, dans l'ammoniaque et la potasse étendue.

Les influences les plus faibles, telles que l'action de l'eau bouillante ou l'action prolongée de l'eau froide, le contact des dissolutions salines concentrées, une dessiccation prolongée dans le vide ou à l'air libre, un frottement de quelques instants, suffisent pour rendre l'oxyde métachromique insoluble dans les réactifs précédents et le changer en oxyde hydraté ordinaire.

La transformation des sels de chrome violets en sels verts, par l'action de la chaleur, peut être attribuée au changement moléculaire que subit l'oxyde métachromique, qu'on peut regarder comme formant la base des sels violets.

Soumis à la double influence d'un sel ammoniacal et de l'ammoniaque libre, l'oxyde métachromique se dissout en produisant des composés d'un beau rose violet. Avec le chlorhydrate d'ammoniaque, on obtient un composé dans lequel la présence de l'acide chlorhydrique et celle de l'oxyde de chrome sont complètement dissimulées.

Quand on abandonne au contact de l'air la dissolution de ce composé, elle laisse déposer une matière violette insoluble qui donne par l'action des acides une nouvelle série de sels ayant pour base un oxyde de chrome ammoniacal $\text{Cr}^2\text{O}^3, 4\text{AzH}^3$ (sels roséochromiques). Cette base exige, comme l'oxyde de chrome, 3 équivalents d'acide pour former des sels neutres (Fremy).

2° *Oxyde hydraté ordinaire.* — C'est le précipité gris bleuâtre qu'on obtient en traitant un sel de chrome par la potasse ou mieux par l'ammoniaque et desséchant le produit pendant longtemps à l'air libre ou dans une étuve à 100°.

L'oxyde de chrome hydraté est entièrement soluble dans la potasse et la soude, et forme une liqueur d'un beau vert; cette dissolution se décompose même spontanément, et laisse précipiter un oxyde hydraté d'un vert d'herbe, qui est complètement insoluble dans la potasse et la soude (Fremy).

3° *Oxyde bihydraté* $\text{Cr}^2\text{O}^3, 2\text{HO}$. — Cet oxyde est d'un beau vert, il est connu sous le nom de *vert-émeraude*, ou *vert Guignet*; on le fabrique en grand, depuis quelques années, pour les besoins de l'impression des tissus et des papiers peints.

On le prépare en chauffant au rouge sombre un mélange de 3 parties d'acide borique cristallisé et de 1 partie de bichromate de potasse, avec une quantité d'eau suffisante pour former une bouillie épaisse. La masse se boursoufle en dégageant de l'oxygène; on l'épuise par l'eau, qui dissout du borate de potasse et laisse pour résidu l'oxyde de chrome bihydraté.

Cet hydrate retient ordinairement des traces d'acide borique. Bien qu'il ait pris naissance à la température rouge, il se décompose à 300° et noircit en dégageant de l'eau. Il est très-stable, résiste à l'action de la potasse en fusion et ne se dissout que dans les acides bouillants (M. Guignet).

Le sesquioxyde de chrome anhydre est employé pour colorer en vert les verres et la porcelaine.

Acide chromique. CrO_3 .

Équiv. = 50,28.

L'acide chromique est noir lorsqu'on le chauffe, et rouge foncé après le refroidissement; il est sans odeur, sa saveur est styptique et désagréable; il teint la peau en jaune. Cet acide se dépose de ses dissolutions sous forme d'aiguilles prismatiques d'un beau rouge. Il fond vers 300° et se décompose à une température plus élevée en sesquioxyde de chrome et en oxygène: $2\text{CrO}_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$; cette décomposition est souvent accompagnée d'un vif dégagement de lumière.

L'acide chromique est très-soluble dans l'eau et même déliquescant; sa dissolution est d'un jaune rougeâtre: il est également soluble dans l'alcool hydraté; cette dissolution se décompose par l'action de la chaleur ou de la lumière.

L'alcool anhydre réagit vivement sur l'acide chromique, en le transformant en sesquioxyde de chrome. Lorsqu'on jette quelques gouttes de ce liquide sur des cristaux d'acide chromique, l'alcool s'enflamme subitement.

L'acide chromique agit comme un oxydant énergique.

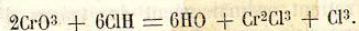
Une dissolution aqueuse de cet acide, exposée au soleil, se décompose lentement, dégage de l'oxygène, et laisse déposer du chromate de sesquioxyde de chrome: $3\text{CrO}_3 = \text{CrO}_3, \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$.

L'acide sulfurique décompose l'acide chromique sous l'influence de la chaleur, en dégage de l'oxygène et le transforme en sulfate de sesquioxyde de chrome: $3(\text{SO}_3, \text{HO}) + 2\text{CrO}_3 = 3\text{SO}_3, \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 + 3\text{HO}$. Aussi peut-on préparer de l'oxygène en faisant chauffer le bichromate de potasse avec de l'acide sulfurique qui élimine d'abord l'acide chromique et le décompose ensuite. On doit prendre pour cette préparation 5 parties de bichromate de potasse et 4 parties d'acide sulfurique concentré.

L'acide chromique est transformé par l'acide sulfureux en sulfate de sesquioxyde de chrome: $2\text{CrO}_3 + 3\text{SO}_2 = 3\text{SO}_3, \text{Cr}_2\text{O}_3$.

L'acide sulfhydrique décompose aussi l'acide chromique, donne naissance à de l'eau, à du sesquioxyde de chrome et à un dépôt de soufre: $2\text{CrO}_3 + 3\text{SH} = 3\text{HO} + 3\text{S} + \text{Cr}_2\text{O}_3$.

L'acide chlorhydrique transforme, par l'ébullition, l'acide chromique en sesquichlorure de chrome, et dégage du chlore:



Préparation. — On fait une dissolution saturée de bichromate de potasse et on mêle peu à peu à cette dissolution une fois et demie son volume d'acide sulfurique concentré et exempt de

plomb. L'acide sulfurique forme, avec la potasse du chromate, un sel acide qui reste en dissolution, tandis que l'acide chromique se dépose par le refroidissement du mélange en longues aiguilles rouges. Après la décantation de la liqueur acide, on enlève les cristaux avec un couteau de platine, ou une lame de verre, on les laisse égoutter, et on les porte sur une plaque de porcelaine dégourdie ou sur une brique, afin de les dessécher. Ces cristaux retiennent ordinairement 1 à 2 centièmes d'acide sulfurique; on peut les purifier en les faisant dissoudre dans l'eau, et en précipitant la liqueur par une petite quantité de bichromate de baryte; il se produit du sulfate de baryte insoluble et de l'acide chromique; la dissolution donne, par l'évaporation dans le vide, des cristaux d'acide chromique pur (M. Fritzsche).

L'acide chromique forme avec les bases des chromates et des bichromates.

Chromates. — Les chromates dont les bases ne sont pas énergiques se décomposent par la chaleur; l'acide chromique perd la moitié de son oxygène et se transforme en sesquioxyde de chrome.

Les chromates alcalins sont seuls solubles dans l'eau; les autres chromates sont insolubles.

Les chromates alcalins neutres sont jaunes; les chromates acides sont d'un rouge orangé. Les chromates solubles précipitent en jaune les sels de plomb et de bismuth, en rouge les sels de mercure, en rouge foncé les sels d'argent.

Dans les chromates neutres, la quantité d'oxygène de l'acide est à celle de la base comme 3 : 1.

Chromate neutre de potasse. CrO_3, KO . — Ce sel est d'un jaune citron; il devient rouge quand on le chauffe, et reprend sa couleur jaune par le refroidissement; 100 parties d'eau à 15° en dissolvent 48 parties, l'eau bouillante en prend plusieurs fois son poids. Cette différence de solubilité à chaud et à froid permet de purifier facilement par cristallisation le chromate de potasse.

Le chromate de potasse jouit d'une faculté colorante très-puissante: 1 partie de ce sel colore sensiblement 40 000 parties d'eau. Il cristallise en prismes droits rhomboïdaux, transparents, inaltérables à l'air et toujours anhydres. Il est insoluble dans l'alcool. Sa saveur est amère et désagréable. Il est vénéneux à faible dose; sa réaction est alcaline.

L'acide chromique et les acides énergiques le transforment en bichromate de potasse qui est d'un jaune-rouge.

Le chromate neutre de potasse est indécomposable par la chaleur, et fusible au rouge.

Préparation. — On obtient le chromate neutre de potasse en

calcinant dans un four à réverbère 2 parties de fer chromé avec 1 partie d'azotate de potasse.

Le fer chromé est généralement considéré comme une combinaison de sesquioxyde de chrome et de protoxyde de fer, qui est mélangée à du peroxyde de fer, de l'alumine, de la magnésie et de la silice.

Sous l'influence de la chaleur, l'azotate de potasse transforme le minerai de chrome en un mélange de chromate, d'aluminate et de silicate de potasse. La masse calcinée est traitée par l'eau bouillante et sursaturée avec l'acide sulfurique étendu, ou avec l'acide azotique qui précipite la silice et l'alumine, et fait passer le chromate neutre de potasse à l'état de bichromate. La dissolution évaporée donne des cristaux de bichromate de potasse qu'on sépare assez facilement, par cristallisation, du sulfate ou de l'azotate de potasse.

En saturant le bichromate par du carbonate de potasse, on obtient le chromate neutre qui cristallise par la concentration et le refroidissement des liqueurs.

On peut obtenir économiquement le bichromate de potasse, et par suite le chromate neutre de potasse et les chromates insolubles, en chauffant le minerai de chrome avec de la craie, sous l'influence d'une flamme oxydante. La masse calcinée contient du chromate de chaux; elle est délayée dans l'eau et mêlée à de l'acide sulfurique faible, dont on ajoute un léger excès. Il ne reste plus qu'à décomposer le bichromate de chaux par le carbonate de potasse, à filtrer et à évaporer les liqueurs pour obtenir le bichromate de potasse cristallisé (M. Jacquelin).

Le chromate neutre de potasse est utilisé dans la fabrication des toiles peintes; traité par un sel de plomb, il donne le jaune de chromé, CrO^3, PbO , employé dans la peinture. Le jaune de Cologne est formé de 25 parties de chromate de plomb, 15 de sulfate de plomb et 60 de sulfate de chaux.

Bichromate de potasse. $2\text{CrO}^3, \text{KO}$. — Ce sel cristallise en tables rectangulaires d'un rouge orangé foncé; sa saveur est amère et métallique. L'eau froide en dissout la dixième partie de son poids; il est beaucoup plus soluble dans l'eau bouillante; l'alcool ne le dissout pas. Ce sel est inaltérable à l'air; il est toujours anhydre, même lorsqu'il a cristallisé à de très-basses températures.

Le bichromate de potasse éprouve facilement la fusion ignée; il donne en se refroidissant une masse d'un rouge foncé qui s'exfolie rapidement, et se réduit en une multitude de petits cristaux qui ont la même forme que les cristaux obtenus par la voie humide (Mitscherlich).

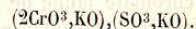
A une température élevée, le bichromate de potasse perd de

l'oxygène, se change en chromate neutre de potasse et en sesquioxyde de chrome, qui est cristallin et d'une belle couleur verte : $2(2\text{CrO}^3, \text{KO}) = 2(\text{CrO}^3, \text{KO}) + 3\text{O} + \text{Cr}^2\text{O}^3$.

Les corps avides d'oxygène, tels que le charbon et le soufre, décomposent plus facilement le bichromate de potasse que le chromate neutre. Le charbon produit de l'acide carbonique et un résidu de carbonate de potasse et de sesquioxyde de chrome; le soufre donne naissance à un mélange de sulfate de potasse et de sesquioxyde de chrome.

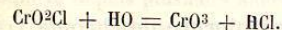
On peut préparer le bichromate de potasse, en traitant une dissolution de chromate neutre par un acide énergique, et particulièrement par l'acide azotique. Ce sel est purifié par des cristallisations successives.

Le bichromate de potasse se combine avec le sulfate de potasse et forme des cristaux d'un rouge-clair qui sont très-solubles, et fusibles sans décomposition; ils ont pour formule :



On utilise ce corps comme rongeur dans les fabriques de toiles peintes, à cause de la propriété dont il jouit de détruire les matières organiques en les oxydant.

Acide chlorochromique (CrO^3Cl). — Ce corps peut être considéré comme de l'acide chromique, dans lequel 1 équivalent d'oxygène a été remplacé par 1 équivalent de chlore. On l'obtient en fondant ensemble 10 parties de sel marin avec 17 parties de bichromate de potasse; on coule la masse fondue et on la concasse en petits fragments, qu'on introduit dans une cornue de verre avec 30 parties d'acide sulfurique concentré. Il se dégage des vapeurs que l'on condense dans un récipient entouré de glace. Le liquide obtenu est rouge de sang; sa densité est 1,71. Il bout à 121° . Au contact de l'eau, il se décompose en acide chromique et en acide chlorhydrique



Caractères distinctifs des sels de chrome.

1^o SELS DE PROTOXYDE. — *Potasse.* — Précipité brun d'oxyde salin.

Sulfure de potassium. — Précipité noir.

Sesquichlorure d'or. — Précipité d'or métallique.

2^o SELS DE SESQUIOXYDE. — Les sels de sesquioxyde de chrome sont d'un beau vert-émeraude, ou de couleur améthyste, ou d'un rouge-carmin. Ils se comportent de la manière suivante avec les réactifs :

Potasse et soude. — Précipité verdâtre, soluble dans un excès

de réactif, et donnant alors une belle liqueur verte, d'où l'oxyde se précipite par l'action de la chaleur.

Ammoniaque. — Précipité d'un gris-bleuâtre, insoluble dans un excès de réactif si le sel de chrome est vert, mais se dissolvant complètement et donnant une liqueur rougeâtre si le sel est à l'état violet.

Carbonates alcalins. — Précipité vert d'hydrate de sesquioxyde de chrome.

Phosphate de soude. — Précipité vert.

Acide oxalique. Cyanoferrure de potassium. Cyanoferride de potassium. — Pas de précipité.

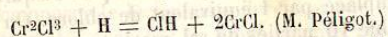
Acide sulfhydrique. — Pas de précipité.

Sulfhydrate d'ammoniaque. — Précipité d'hydrate de sesquioxyde de chrome.

Les sels de sesquioxyde de chrome, fondus avec le borax, le colorent en vert foncé : chauffés avec de l'azotate de potasse, ces sels se transforment en chromate jaune de potasse qui est caractérisé par un pouvoir tinctorial très-intense, et par les différents précipités qu'il forme dans les dissolutions métalliques.

Protochlorure de chrome. CrCl.

Le protochlorure de chrome s'obtient en faisant passer un courant d'hydrogène sec sur du sesquichlorure anhydre chauffé au rouge. Il se dégage de l'acide chlorhydrique :



C'est un corps incolore et cristallisé qui se dissout facilement dans l'eau. Cette dissolution étant abandonnée au contact de l'air, en absorbe rapidement l'oxygène et prend une coloration verte. Il se forme dans cette circonstance un oxychlorure dont la composition, exprimée par la formule $\text{Cr}^2\text{Cl}^2\text{O}$, présente avec le sesquioxyde de chrome la même relation que l'acide chlorochromique à l'égard de l'acide chromique.

Sesquichlorure de chrome. Cr^2Cl^3 .

A l'état anhydre, ce chlorure est d'une belle couleur fleur de pêcher : il cristallise en larges lames, qui ont une certaine transparence et sont douces au toucher comme le talc.

Ce corps est presque insoluble dans l'eau froide, et ne se dissout qu'avec une extrême lenteur dans l'eau bouillante; mais lorsqu'on le met en contact avec la plus faible quantité de protochlorure de chrome, le mélange s'échauffe, et le sesquichlorure se dissout rapidement dans l'eau. Il suffit de $\frac{1}{10000}$ de protochlorure pour produire ce singulier phénomène (M. Péligot.)

Plusieurs corps, et principalement le chlorure d'étain, peuvent

agir comme le protochlorure de chrome, et déterminer la dissolution du sesquichlorure dans l'eau, mais avec plus de lenteur (Pelouze).

La dissolution ainsi préparée est verte, et ne diffère en rien de celle qu'on obtient en dissolvant l'hydrate de sesquioxyde de chrome dans l'acide chlorhydrique.

On prépare le sesquichlorure de chrome anhydre, en chauffant 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 dégage de l'oxyde de carbone et 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.

Alun de chrome. $(\text{SO}^3, \text{KO}) (3\text{SO}^3, \text{Cr}^2\text{O}^3) + 24\text{HO}$.

Cet alun est le principal sel de sesquioxyde de chrome. Il se présente en beaux cristaux octaédriques d'un rouge-pourpre foncé, qui, vus par transmission, sont d'un rouge-rubis. Ces cristaux mûris dans leur eau-mère acquièrent un volume considérable.

La dissolution de ce sel est d'un bleu-violet; à une température de 70° à 80°, elle devient rapidement verte, et elle est alors incapable de cristalliser.

Pour préparer l'alun de chrome, on dissout à une douce chaleur 150 grammes de bichromate de potasse dans un peu moins d'un litre d'eau, et 250 grammes d'acide sulfurique; on laisse refroidir; puis on ajoute peu à peu au mélange 60 grammes d'alcool, on laisse refroidir lentement, et au bout de vingt-quatre heures on trouve au fond du vase 140 à 160 grammes d'alun de chrome en cristaux octaédriques.

Cet alun est employé depuis plusieurs années en teinture.

COBALT. Co.

Équiv. = 29,52.

Le cobalt se trouve dans la nature principalement à l'état d'arséniosulfure de cobalt, CoAs, CoS^2 (*cobalt gris*).

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, $\text{C}^2\text{O}^3, \text{CoO} = \text{Co} + 2(\text{CO}^2)$.

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 au rouge.

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.....	CoO;
Sesquioxyde.....	Co ² O ³ ;
Oxyde intermédiaire.....	Co ³ O ⁴ = Co ² O ³ ,CoO;
Acide cobaltique.....	Co ² O ⁵ ou CoO ³ .

Nous n'étudierons que le protoxyde.

Protoxyde de cobalt. CoO.

Equiv. = 37,52.

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 CoO,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 Co³O⁴. 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.

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

Caractères distinctifs des sels de cobalt.

Les sels de protoxyde de cobalt dissous dans une grande quantité d'eau, 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, exposé à l'air, prend une teinte d'un vert-sale en se suroxydant; bouilli, au sein du liquide, en présence d'un excès d'alcali, le précipité se convertit en hydrate de cobalt d'un rose-pâle.

Ammoniaque. — Précipité bleu, comme le précédent, se dissolvant dans un excès de réactif en produisant une liqueur d'un brun-rougeâtre. En présence d'un sel ammoniacal, les sels de cobalt ne sont pas précipités par l'ammoniaque.

Carbonate de potasse. — Précipité rose de carbonate de cobalt.

Carbonate d'ammoniaque. — Précipité rose, soluble dans un excès de réactif.

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 rouge-brun.

Acide sulfhydrique. — 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 sulfhydrique.

Sulphhydrate d'ammoniaque. — Précipité noir, insoluble dans un excès de réactif.

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.

Chlorure de cobalt. CoCl .

Equiv. = 65,02.

On obtient le chlorure de cobalt en dissolvant, dans l'acide chlorhydrique, du protoxyde, du sesquioxyde, ou bien du carbonate de cobalt. Sa dissolution est rouge, elle donne par l'évaporation des cristaux rouge-grenat. Mais lorsque cette dissolution est très-acide, ou encore qu'on la chauffe après l'avoir concentrée, elle devient bleue, pour reprendre par le refroidissement sa couleur primitive.

La propriété que présente le chlorure de cobalt de devenir bleu par la chaleur le rend propre à la préparation d'une *encre de sympathie*. Lorsqu'on écrit avec une dissolution étendue de chlorure de cobalt, les caractères laissent en séchant, sur le papier, une trace rose à peine visible; vient-on à les chauffer avec précaution, ils apparaissent aussitôt colorés en bleu foncé.

Phosphate de cobalt.

Ce sel est insoluble dans l'eau; il se produit par double décomposition et constitue 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.

Smalt ou azur.

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

Le grillage de l'arséniosulfure de cobalt a pour but d'en séparer la majeure partie de l'arsenic. Le résidu provenant de ce grillage étant calciné avec du sable blanc et du carbonate de potasse, on trouve au fond du creuset une matière d'apparence métallique, appelée *speiss*, formée d'arséniures de nickel et de fer, provenant des impuretés du minerai, surnagée par une matière vitreuse de couleur bleue. Ce verre est pulvérisé sous des meule

et mis en suspension dans l'eau. Suivant le temps plus ou moins long que la matière reste en suspension, on obtient des poudres plus ou moins fines et présentant une couleur bleue plus ou moins claire.

On emploie ce bleu comme émail dans la peinture sur porcelaine; il peut supporter une température très-élevée sans éprouver d'altération. On s'en sert également dans la fabrication du papier pour donner une teinte bleuâtre à la pâte; on produit ainsi ce qu'on appelle l'*azurage du papier*.

Azotate de cobalt.

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 $\text{AzO}^3, \text{CoO} + 2\text{HO}$.

Sulfate de cobalt. $\text{SO}^3, \text{CoO} + 7\text{HO}$.

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 ammoniaco-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 ammoniaco-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 ammoniaco-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 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.

Equiv. = 29,58.

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

Le nickel est d'un blanc d'argent. Il est inaltérable à l'air, ductile, malléable, et presque aussi réfractaire que le manganèse. 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 se combine avec le chlore, le soufre et l'arsenic; sous l'influence de la chaleur, il se combine avec le charbon et donne une espèce de fonte.

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* ou de *maillechort* 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.

Pour obtenir ce métal à l'état de pureté, on décompose par la chaleur l'oxalate de nickel, qui donne dans ces conditions de l'acide carbonique et du nickel métallique, lequel est ensuite fondu au feu de forge dans un creuset en chaux.

L'oxyde de nickel est réduit par l'hydrogène au rouge; la poudre grise que l'on obtient ainsi est pyrophorique.

Oxydes de nickel.

Le nickel forme avec l'oxygène les composés suivants :

Protoxyde.....	NiO;
Sesquioxyde.....	Ni ² O ³ ;
Peroxyde.....	Composition inconnue.

Nous ne parlerons que du premier de ces composés.

Protoxyde de nickel. NiO.

Equiv. = 37,58.

On obtient cet oxyde à l'état anhydre en calcinant l'azotate ou le carbonate 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.

Cet oxyde se dissout dans le borax en lui communiquant une coloration jaune-orange à chaud, jaune-pâle à froid.

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 distinctifs des sels de nickel.

Les sels de protoxyde de nickel, 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 de sous-sel, 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.

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-