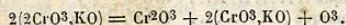


6° En chauffant au blanc du bichromate de potasse : ce sel se transforme en oxyde de chrome cristallin et en chromate de potasse neutre que l'on dissout dans l'eau :



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 : $2(\text{CrO}_3, \text{KO}) + 2\text{Cl}^2 = 2\text{ClK} + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_3$ (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 sesqui-oxyde de chrome est isomorphe. Ces cristaux sont aussi durs que le corindon, ils rayent le verre comme le diamant. Leur densité est égale à 3,21 (M. Wöhler).

HYDRATES DE SESQUI-OXYDE 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, doit 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 violacé. Avec le chlorhydrate d'ammoniaque, on obtient un composé dans lequel la présence de l'acide chlorhydrique et celle de l'oxyde de chrome est complètement dissimulée.

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 roséo-chromiques). 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 bi-hydraté* $\text{Cr}_2\text{O}_3, 2\text{HO}$. — Cet oxyde est d'un beau vert émeraude et présente une grande importance comme couleur.

On le fabrique 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 bi-hydraté.

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).

ACIDE CHROMIQUE. CrO_3 .

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 peut cristalliser en octaèdres oblongs qui sont hydratés. Il se décompose par la chaleur en sesqui-oxyde de chrome et en oxygène : $2\text{CrO}_3 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_3$; 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 sesqui-oxyde 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.

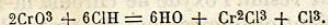
Une dissolution aqueuse de cet acide, exposée au soleil, se décompose lentement, dégage de l'oxygène, et laisse déposer du chromate de sesqui-oxyde de chrome : $3\text{CrO}^3 = \text{CrO}^3, \text{Cr}^2\text{O}^3 + \text{O}^3$.

L'acide sulfurique décompose l'acide chromique sous l'influence de la chaleur, en dégage de l'oxygène et le transforme en sulfate de sesqui-oxyde de chrome : $3\text{SO}^3 + 2\text{CrO}^3 = 3\text{SO}^3, \text{Cr}^2\text{O}^3 + \text{O}^3$. 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 sesqui-oxyde 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 sesqui-oxyde 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 peut obtenir l'acide chromique en décomposant le chromate d'argent en léger excès par l'acide chlorhydrique, ou en traitant le bichromate de potasse par l'acide hydrofluosilicique ; mais on suit ordinairement un procédé beaucoup plus expéditif, qui permet de préparer en peu de temps 20 à 30 grammes d'acide chromique.

Ce procédé consiste à faire une dissolution saturée de bichromate de potasse à 40 ou 50°, et à mêler peu à peu à cette dissolution une fois et demie son volume d'acide sulfurique concentré du commerce. 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 dégraissée 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

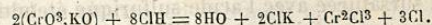
quantité de bichromate de baryte ; il se produit du sulfate de baryte insoluble et de l'acide chromique ; la dissolution donne, par l'évaporation dans le vide, des cristaux d'acide chromique pur (M. Fritzsche).

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 sesqui-oxyde de chrome.

Les chromates alcalins et les chromates de chaux, de strontiane et de magnésie sont solubles dans l'eau ; les autres chromates sont insolubles.

Tous ces sels sont décomposés par l'acide chlorhydrique avec dégagement de chlore :



Les chromates solubles sont ramenés, en présence d'un acide, à l'état de sesqui-oxyde de chrome, par l'acide sulfureux, l'acide sulfhydrique, l'alcool et un grand nombre de substances organiques.

Les chromates alcalins neutres sont jaunes ; les chromates acides sont d'un rouge orangé. Ces sels ont un pouvoir tinctorial très-intense ; une quantité presque impondérable de l'un d'eux suffit pour teindre en jaune un litre d'eau. 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 40000 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 sesqui-oxyde de fer et de protoxyde de chrome, qui est mélangé 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 précipitent la silice et l'alumine. 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 tableau suivant indique la composition des différents fers chromés qui servent à préparer le chromate de potasse :

	Var.	L'Isle-à-Vaches.	Silésie.	Baltimore.	Oural.	Styrie.
Oxyde de chrome...	37	37,0	32,3	51,6	53,0	55,5
Peroxyde de fer...	35	36,0	41,0	35,0	34,0	33,0
Alumine.....	21	22,5	16,0	10,0	11,0	6,0
Silice.....	2	5,0	8,0	3,0	1,0	2,0

Le fer chromé pur est en grains très-petits, ou en octaèdres réguliers, d'un noir pur, éclatants comme la houille, et assez durs pour rayer le verre. On le rencontre ordinairement en rognons dans les roches de serpentine (Var).

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 dans l'eau et à de très-basses températures.

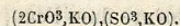
Le bichromate de potasse éprouve facilement la fusion ignée; il donne en se refroidissant une masse d'un rouge foncé qui s'exfolie rapidement, et se réduit en une multitude de petits cristaux qui ont la même forme que les cristaux obtenus par la voie humide (M. Mitscherlich).

A une température très-élevée, le bichromate de potasse perd de l'oxygène, se change en chromate neutre de potasse et en sesqui-oxyde de chrome, qui est cristallin et d'une belle couleur verte : $2\text{CrO}_3, \text{KO} = \text{CrO}_3, \text{KO} + \text{CrO}^{1\frac{1}{2}} + \text{O}^{\frac{1}{2}}$.

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 sesqui-oxyde de chrome; le soufre donne naissance à un mélange de sulfate de potasse, de sulfure de potassium et de sesqui-oxyde 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 :



CARACTÈRES DES SELS DE CHROME.

Les sels de sesqui-oxyde 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 verdâtre, 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, se dissolvant dans un excès de réactif.

Phosphate de soude. — Précipité vert, soluble dans un excès de réactif.

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

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

Acide sulfhydrique. — Pas de précipité.

Les sels de sesquioxide 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.

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 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 sesquioxide 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 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.

CHLORHYDRATE DE SESQUIOXYDE DE CHROME. $\text{Cr}^2\text{O}^3, 3\text{ClH}, 6\text{HO}$.

Ce corps doit être considéré non comme un chlorure, mais comme un chlorhydrate d'oxyde (M. Chevreul). On obtient le chlorhydrate de sesquioxide de chrome 1° en dissolvant dans l'eau le sesquichlorure de chrome anhydre à l'aide du protochlorure ; 2° en traitant l'hydrate de sesquioxide de chrome par l'acide chlorhydrique ; 3° en faisant chauffer du chromate de potasse avec un excès d'acide chlorhydrique.

La transformation du chromate de potasse en chlorhydrate de chrome, sous l'influence de l'acide chlorhydrique, est beaucoup plus rapide, lorsqu'on ajoute dans la liqueur une petite quantité d'alcool qui réduit l'acide chromique.

Le chlorhydrate de chrome se présente sous la forme d'une masse verte, déliquescence. Une température qui dépasse 100° le décompose et produit des oxychlorures (M. Moberg).

Lorsqu'on le chauffe à 250° dans un courant d'acide chlorhydrique ou de chlore, il perd à l'état d'eau tout l'hydrogène qu'il contient, et se change en sesquichlorure anhydre violet : Cr^2Cl^3 .

(*) COBALT (Cb = 369,00).

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.

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.....	CoO ;
Sesqui-oxyde.....	Co_2O_3 ;
Oxyde intermédiaire.....	$\text{Co}_3\text{O}_4 = \text{Co}_2\text{O}_3, \text{CoO}$;
Autre oxyde intermédiaire.....	$\text{Co}_5\text{O}_7 = \text{Co}_3\text{O}_4, 4\text{CoO}$;
Acide cobaltique.....	Co_3O_5 ou Co_3O .

Nous n'étudierons que le protoxyde.

PROTOXYDE DE COBALT. CoO .

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 Co_3O_4 . 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 mé-

talliques ; 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'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 chalu-meau; 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 sel 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.

CHLORURE DE COBALT. CbCl .

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; mais lorsqu'elle 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 (arséniosulfure 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.

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 safré 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 quartzeux et de la potasse.

L'*azur* est un smalt réduit en poudre impalpable.

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.

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 = 369,75).

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 350° 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 24 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.

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.

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.