

sulfures alcalins produisent dans cette solution un précipité noir de sulfure ; le *ferrocyanure de potassium*, un précipité d'un beau blanc de ferrocyanure cuivreux, et le *ferricyanure*, un précipité marron de ferricyanure cuivreux tout à fait semblable, par sa couleur, au ferrocyanure cuivrique.

Lorsqu'on place une lame de *fer* dans la solution d'un sel de cuivre, un peu acidulée, il s'y forme un dépôt rouge de cuivre métallique.

La présence de certaines *matières organiques* non volatiles peut modifier les réactions précédentes : par exemple, l'addition de l'acide tartrique au sulfate de cuivre l'empêche d'être précipité par la potasse ; cette addition, toutefois, n'empêche pas la précipitation par le ferrocyanure de potassium, ni la coloration bleue par l'ammoniaque. Lorsqu'on fait bouillir une solution de sucre de canne, de raisin ou de lait, avec du sulfate de cuivre et un peu de potasse, il se produit un précipité jauné d'hydrate de protoxyde de cuivre.

Sont caractéristiques pour les sels de cuivre : leur coloration, les réactions de l'ammoniaque et du ferrocyanure de potassium.

253. Le *cuivre pyriteux* est le principal minerai de cuivre servant à l'exploitation de ce métal ; c'est une combinaison de sulfure de cuivre et de sulfure de fer (Cu^2S , FeS).

Il se rencontre en masses compactes, plus rarement en cristaux, d'un beau jaune de bronze, dans les terrains granitiques, où il forme souvent des filons ou des amas puissants.

Le *cuivre sulfuré* ou *cuivre vitreux* (Cu^2S) est une substance métalloïde d'un gris d'acier, qu'on trouve accidentellement dans les gîtes de cuivre pyriteux.

La *malachite* (CO^2 , $2\text{CuO} + \text{Aq}$), et l'*azurite* (2CO^2 , $3\text{CuO} + \text{Aq}$) sont deux sous-carbonates de cuivre, l'un vert, l'autre d'un beau bleu.

Parmi les combinaisons de cuivre employées dans les arts ou dans les laboratoires de chimie, nous citerons : le sulfate ou *vitriol bleu*, fréquemment employé dans la teinture ; l'acétate et le sous-acétate, plus connus sous le nom de *verdet* et de *vert-de-gris*, et qu'on utilise dans la même industrie ; l'oxyde, dont se servent les chimistes pour analyser les matières organiques par la combustion, etc. Le cuivre métallique entre dans la composition de plusieurs alliages importants, tels que le *laiton* ou *cuivre jaune* (cuivre et zinc), le *bronze* (cuivre et étain), etc.

BISMUTH

254. Le bismuth est un métal blanc rougeâtre, d'une texture feuilletée, cassant, aisé à réduire en poudre, fusible à 260 degrés. Sa densité est de 9,8. Il s'oxyde par le grillage. L'acide chlorhydrique bouillant ne le dissout que difficilement avec dégagement d'hydrogène, l'acide nitrique le dissout déjà froid ; l'acide sulfurique concentré et bouillant le convertit en sulfate de bismuth, avec dégagement de gaz sulfureux.

L'oxyde de bismuth (BiO^2) est jaune, aisément réductible ; l'hydrate est blanc.

Les sels de bismuth donnent des solutions incolores. Les sels neutres (particulièrement le chlorure et le nitrate) se décomposent par l'addition de beaucoup d'eau, en donnant un précipité blanc de sous-sel ; celui-ci est insoluble dans

l'acide tartrique, ce qui le distingue du précipité produit par l'eau dans les sels d'antimoine.

Lorsque les solutions de bismuth renferment un grand excès d'acide libre, l'eau ne les précipite plus; mais on peut faire paraître le précipité en neutralisant l'acide libre par du sous-acétate de plomb; on ne saurait évidemment faire usage de ce dernier réactif dans le cas où la liqueur contiendrait de l'acide sulfurique ou des sulfates, qui produiraient un précipité de sulfate de plomb.

La *chaleur* rouge décompose les sels du bismuth, à part le chlorure et le bromure qu'elle volatilise.

Au *chalumeau*, sur le charbon et avec du carbonate de soude, les sels de bismuth donnent des grains métalliques cassants sous le marteau, en même temps que le charbon se recouvre d'un léger enduit jaune.

La *potasse* et l'*ammoniaque* produisent, dans la solution des sels de bismuth, un précipité blanc d'hydrate ou de sous-sel bismuthique insoluble dans un excès de précipitant.

Les *carbonates alcalins* donnent un précipité blanc de carbonate de bismuth, insoluble dans un excès de précipitant.

L'*hydrogène sulfuré* et le *sulphhydrate d'ammoniaque* produisent un précipité noir de sulfure de bismuth (BiS^3), insoluble dans les acides étendus, les alcalis, les sulfures alcalins et le cyanure de potassium. L'acide nitrique concentré et bouillant décompose et dissout aisément ce précipité.

L'*acide oxalique* donne, après quelque temps, un précipité blanc, cristallin, peu soluble dans l'acide nitrique.

L'*iodure de potassium* produit un précipité brun, soluble dans un excès.

Le *cyanure de potassium* donne un précipité blanc, insoluble dans un excès, mais soluble dans les acides.

Le *ferrocyanure de potassium* précipite en blanc les solutions de bismuth; le *ferricyanure* les précipite en jaune pâle.

Le *phosphate de soude* donne un précipité blanc, insoluble dans l'acide nitrique étendu.

Le *chromate de potasse* donne un précipité jaune de chromate de bismuth; celui-ci est insoluble dans la potasse et soluble dans l'acide nitrique dilué, ce qui le distingue du chromate de plomb.

Sont caractéristiques pour les sels de bismuth : leur précipitation par l'eau, et l'insolubilité du précipité dans l'acide tartrique.

255. Le bismuth se trouve le plus habituellement dans la nature à l'état de *bismuth natif*; il accompagne ordinairement, sous cette forme, le cobalt arsénical, à Schneeberg en Saxe, à Bieber dans le Hanau, etc. D'autres fois, on le rencontre en combinaison avec le soufre (*bismuthine*).

On se sert particulièrement du bismuth pour former l'alliage fusible de Darcey (8 bismuth, 5 plomb et 3 étain) qui fond au-dessous de la température de l'eau bouillante, et dont on fait des plaques de sûreté pour les chaudières à vapeur. Le *blanc de fard* est un sous-nitrate de bismuth, qu'on emploie pour faciliter la fusion de quelques émaux, et dans la peinture sur porcelaine.

TROISIÈME GROUPE.

Métaux dont les solutions acides ne précipitent pas par l'hydrogène sulfuré, mais qui précipitent par le sulphydrate d'ammoniaque.

Nickel, cobalt, fer, manganèse, zinc, aluminium, chrome.

NICKEL

256. Le nickel est un métal blanc, très dur, magnétique, moins fusible que le fer; sa densité est de 8,5. Il s'oxyde lentement par le grillage à l'air. L'acide chlorhydrique le dissout à chaud avec dégagement d'hydrogène; il en est de même de l'acide sulfurique. L'acide nitrique l'oxyde et le dissout aisément.

L'oxyde de nickel (NiO) et d'un gris foncé, l'hydrate est vert.

Les solutions des sels de nickel sont vertes; celles des sels neutres rougissent légèrement le tournesol.

Une forte *chaleur* décompose les sels de nickel, surtout au contact de l'air; le sulfate est le sel le plus stable.

Au *chalumeau*, sur le charbon et avec le carbonate de soude, les sels de nickel donnent une poudre métallique, grise et magnétique. Avec le borax (et non avec le sel de phosphore), dans la flamme intérieure, ils donnent une perle opaque, colorée en gris, par du nickel métallique; dans la flamme extérieure on obtient, avec le borax et le sel de phosphore, une perle limpide, jaune foncé, tirant sur le rouge brun, qui se décolore presque entièrement par le refroidissement; une addition de nitrate ou de carbonate de potasse fait passer la couleur de la perle au bleu ou au pourpre foncé.

La *potasse* produit, dans la solution des sels de nickel, un précipité vert-pomme d'hydrate de nickel, insoluble dans un excès de potasse.

L'*ammoniaque*, ajoutée en petite quantité, donne un léger précipité vert clair de sous-sel, soluble avec une couleur bleue dans un excès d'ammoniaque; la présence des sels ammoniacaux empêche cette précipitation.

Le *carbonate de potasse* donne un précipité vert-pomme de sous-carbonate de nickel. Le *carbonate d'ammoniaque* donne le même précipité, mais celui-ci se dissout dans un excès de réactif avec une couleur bleu verdâtre.

Le *carbonate de baryte* ne précipite pas, à *froid*, les solutions de nickel.

L'*hydrogène sulfuré* ne précipite pas les solutions acides des sels de nickel, et ne précipite qu'incomplètement, ou pas du tout, les solutions neutres.

Le *sulphydrate d'ammoniaque* donne un précipité noir de sulfure de nickel; ce précipité n'étant pas tout à fait insoluble dans le sulphydrate d'ammoniaque contenant de l'ammoniaque libre ou un excès de soufre, la liqueur surnageante est colorée en brun par l'emploi d'un excès de réactif. Le précipité de sulfure de nickel est presque insoluble dans l'acide chlorhydrique dilué, mais l'eau régale le dissout aisément.

L'*acide oxalique* donne au bout de quelque temps un précipité blanc verdâtre, soluble dans l'ammoniaque; exposée à l'air, la solution ammoniacale ne tarde pas à laisser déposer l'oxalate de nickel.

Le *cyanure de potassium* produit un précipité vert jaunâtre de cyanure de nickel; un excès de cyanure de potassium dissout aisément le précipité, en se colorant légère-

ment en jaune, et l'acide chlorhydrique l'en précipite de nouveau; le précipité se dissout très peu à froid dans un excès de cet acide, mais aisément à chaud.

Le *ferricyanure de potassium* précipite les sels de nickel en blanc légèrement verdâtre, le *ferricyanure* en jaune brun.

Le *phosphate de soude* produit un précipité gélatineux blanc verdâtre, soluble dans l'ammoniaque et dans les acides. Le *phosphate d'ammoniaque* donne d'abord le même précipité, mais, par l'agitation, celui-ci devient bientôt cristallin en se transformant en phosphate ammoniaco-nickeux ($\text{AmO}, 2\text{NiO}, \text{PhO}^3 + 12\text{Aq}$), qui, par la calcination, laisse pour résidu du pyrophosphate de nickel.

Le *nitrite de potasse* n'a pas d'action sur les sels de nickel.

Le *chlore gazeux* ne modifie pas la couleur verte des solutions étendues de nickel, et ne les rend pas précipitables par le carbonate de baryte.

L'*oxyde de plomb puce* n'a aucune action, même à chaud, sur les solutions de nickel.

Sont caractéristiques pour les sels de nickel : les réactions de l'ammoniaque, du sulfhydrate d'ammoniaque, de l'acide oxalique et du cyanure de potassium.

257. Le nickel se trouve dans la nature, principalement en combinaison avec l'arsenic. Nous avons déjà mentionné (241) le *nickel arsenical*. Cette substance accompagne presque partout les arséniures de cobalt, et s'exploite en même temps qu'eux. On en prépare, par la fusion, une matière métallique rougeâtre, appelée *speiss*, qui entre dans le commerce et sert à toutes les préparations de nickel; elle ren-

ferme beaucoup de nickel, d'arsenic et de soufre, avec des traces de cobalt et de cuivre.

Le nickel, allié en petite quantité au laiton, forme le *maillechort*, dont la couleur imite celle de l'argent.

COBALT

258. Le cobalt est un métal gris, magnétique, moins fusible que le fer, d'une densité de 8,5. Il s'oxyde par le grillage à l'air. L'acide chlorhydrique le dissout lentement avec dégagement d'hydrogène : l'acide sulfurique dilué le dissout également; l'acide nitrique l'oxyde et le dissout aisément.

L'oxyde de cobalt (CoO) est d'un vert olive; l'hydrate est d'un rose pâle. Il existe aussi un sesquioxyde de cobalt noir (Co^2O^3), brun à l'état hydraté.

Les solutions des sels de cobalt sont cramoisies, ou roses à l'état étendu; lorsqu'elles renferment un acide libre, elles sont bleues ou vertes, mais l'addition de beaucoup d'eau leur rend la couleur cramoisie. Les sels neutres rougissent le tournesol.

La *chaleur rouge* décompose les sels de cobalt.

Au *chalumeau*, avec le borax (ou avec le sel de phosphore) ils donnent une perle limpide d'un beau bleu, presque noir si l'on emploie trop de sel de cobalt. Avec le carbonate de soude, sur le charbon, ils se comportent comme les sels de nickel.

La *potasse* produit, dans la solution des sels de cobalt, un précipité bleu de sous-sel, qui devient, à l'air, vert ou d'un gris sale; bouilli au sein du liquide le précipité se convertit en hydrate de cobalt d'un rose pâle, souillé ordi-

nairement d'un peu d'oxyde brun. Ces précipités sont insolubles dans la potasse.

L'*ammoniaque* se comporte comme la potasse; mais le précipité se redissout dans un excès d'ammoniaque avec une couleur brun rougeâtre; cette solution brunit davantage au contact de l'air en absorbant de l'oxygène. Lorsque les sels de cobalt sont mêlés de chlorhydrate ou d'un autre sel d'ammoniaque, leur solution n'est pas précipitée par l'ammoniaque.

Le *carbonate de potasse* ou de *soude* donne un précipité rose de carbonate de cobalt. Le *carbonate d'ammoniaque* produit le même précipité, mais celui-ci se redissout dans un excès de réactif avec une couleur rouge.

Le *carbonate de baryte* ne précipite pas à froid les sels de protoxyde de cobalt.

L'*hydrogène sulfuré* ne précipite pas les solutions des sels de cobalt additionnées d'un acide fort, mais il précipite tout le cobalt en présence d'un acétate alcalin.

Le *sulfhydrate d'ammoniaque* précipite du sulfure de cobalt noir, insoluble dans un excès de réactif, insoluble dans l'acide chlorhydrique dilué, mais soluble dans l'eau régale.

L'*acide oxalique* donne, à la longue, un précipité blanc rosé, soluble dans l'ammoniaque; ce n'est qu'après une exposition à l'air longtemps prolongée que la solution ammoniacale laisse déposer de l'oxalate de cobalt. Cette réaction permet de séparer exactement le nickel d'avec le cobalt.

Le *cyanure de potassium* produit, dans les dissolutions acides des sels de cobalt, un précipité blanc brunâtre de cyanure de cobalt (CoCy), qui se redissout à chaud dans un excès de réactif, en présence de l'acide cyanhydrique

un précipité blanc cristallin, soluble dans les acides minéraux et dans le chlorhydrate d'ammoniaque.

Le *cyanure de potassium* donne un précipité rouge clair soluble dans un excès.

Le *ferrocyanure de potassium* détermine un précipité blanc légèrement rosé; le *ferricyanure*, un précipité brun.

Le *phosphate de soude* produit un précipité blanc, gélatineux, inaltérable à l'air. Le *phosphate d'ammoniaque* agit de même; mais le précipité devient bientôt cristallin, en se transformant en phosphate ammoniac-manganeux (AmO , 2MnO , $\text{PhO}^3 + 2\text{Aq}$).

Lorsqu'on chauffe du *bioxyde de plomb puce* avec de l'acide nitrique dilué (exempt d'acide chlorhydrique) et qu'on y ajoute la solution d'un sel de manganèse, la liqueur prend une belle couleur cramoisie, due à la formation d'un sel de sesquioxyde de manganèse. Cette réaction permet de découvrir les plus faibles traces de manganèse.

Sont caractéristiques pour les sels de manganèse : les réactions du carbonate de soude et du borax au chalu-meau, du bioxyde de plomb puce et du sulfhydrate d'ammoniaque.

265. Le manganèse se trouve dans la nature, particulièrement à l'état de peroxyde : la *pyrolusite* des minéralogistes (MnO^2) se rencontre, sous la forme de masses fibreuses ou bacillaires, d'un gris métallique, à la Romagne, près de Màcon, dans les environs de Périgueux, etc. Ce minéral sert aux chimistes pour la préparation du chlore et de l'oxygène; les verriers l'emploient pour purifier le verre blanc des teintes jaunes produites par le charbon.

L'*acerdèse*, qu'on confond souvent avec la pyrolusite à laquelle elle ressemble, est un sesquioxyde de manganèse hydraté ($Mn^2O^3 + Aq$). On la trouve à la Voulte, dans l'Ardèche, à Saint-Jean de Gardonnenque dans les Cévennes, etc. Elle est impropre à la préparation de l'oxygène.

La *braunite* ou sesquioxyde de manganèse (Mn^2O^3), et la *hausmannite* ou oxyde manganoso-manganique (MnO, Mn^2O^3), sont d'autres minerais de manganèse moins abondants que les deux précédents.

ZINC

266. Le zinc métallique est d'un blanc bleuâtre, fusible vers 360 degrés, volatil au rouge blanc; à cette température, il brûle au contact de l'air en répandant des vapeurs blanches d'oxyde. Sa densité est de 6,8. Il se dissout aisément dans l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique dilué, avec dégagement d'hydrogène; l'acide nitrique l'oxyde et le dissout aisément.

L'oxyde de zinc (ZnO) est blanc et devient jaune quand on le calcine; il redevient blanc par le refroidissement.

Les sels de zinc donnent des solutions incolores, d'une saveur styptique; ils agissent comme vomitifs. Les sels neutres, solubles dans l'eau, ont tous une réaction acide; ils se décomposent aisément sous l'influence de la *chaleur*; le sulfate, toutefois, est plus stable et supporte une faible chaleur rouge.

Au *chalumeau*, sur le charbon, avec du carbonate de soude dans la flamme intérieure, les sels de zinc donnent un enduit, jaune tant qu'il est chaud, et blanc après le

refroidissement. Humectés de nitrate de cobalt, l'oxyde et les sels de zinc donnent une masse verte (vert de Rinmann).

La *potasse* produit, dans la solution des sels de zinc, un précipité blanc d'hydrate, entièrement soluble dans un excès d'alcali.

L'*ammoniaque* précipite un sous-sel blanc, mais la précipitation est incomplète; elle est entièrement empêchée par la présence des sels ammoniacaux.

Le *carbonate de potasse* ou *de soude* donne un précipité blanc de sous-carbonate de zinc, insoluble dans un excès de réactif. Le *carbonate d'ammoniaque* produit le même précipité, mais celui-ci se dissout entièrement dans un excès de carbonate d'ammoniaque.

Le *carbonate de baryte* ne précipite pas, à froid, les solutions de zinc.

L'*hydrogène sulfuré* ne précipite pas les sels de zinc dont l'acide est énergique; mais il précipite entièrement l'acétate de zinc, sous forme de sulfure blanc (ZnS). Ainsi le sulfate de zinc acide n'est pas précipité par le sulfure d'hydrogène; mais si l'on ajoute de l'acétate de soude à la solution de ce sulfate, il se produit de l'acétate de zinc par double échange, et le zinc devient aussitôt précipitable. Le précipité de sulfure de zinc se dissout aisément dans les acides chlorhydrique et nitrique dilués.

Le *sulphydrate d'ammoniaque* donne le même précipité de sulfure blanc, insoluble dans un excès de réactif.

L'*acide oxalique* précipite immédiatement, en blanc, les solutions concentrées, et à la longue les solutions étendues; ce précipité est presque insoluble dans les sels ammoniacaux, mais il se dissout dans les acides minéraux ainsi que dans l'ammoniaque caustique.

Le *cyanure de potassium* produit un précipité blanc, soluble dans un excès.

Le *ferrocyanure de potassium* donne un précipité blanc; le *ferricyanure*, un précipité jaune rougeâtre.

Le *phosphate de soude* détermine un précipité blanc gélatineux; en présence des sels ammoniacaux et de l'ammoniaque caustique, le précipité se transforme en phosphate double de zinc et d'ammoniaque ($\text{AmO}, 2\text{ZnO}, \text{PhO}^5 + 2\text{Aq}$).

Sont caractéristiques pour les sels de zinc : les réactions de la potasse et de l'hydrogène sulfuré.

267. Les minerais de zinc les plus répandus sont le silicate et le carbonate confondus sous le nom de *calamine*, et le sulfure ou *blende* des minéralogistes. Le zinc carbonaté (CO^3, ZnO) se présente en cristaux ou en masses concrétionnées de couleur jaune ou brune, contenant ordinairement une certaine quantité d'oxyde de fer; le zinc silicaté est blanc, et quelquefois coloré en bleu par de l'oxyde de cuivre. La Vieille-Montagne, près d'Aix-la-Chapelle, est le gîte le plus connu de ces deux minéraux. Le zinc sulfuré est cristallisé ou en masses lamelleuses et grenues, de couleur jaune ou brune; il se trouve fréquemment associé à la galène.

Les sels de zinc artificiels qui ont le plus d'usage sont le sulfate (*vitriol blanc* ou *couperose blanche*) et le carbonate (*blanc de zinc*). Le zinc métallique entre dans la composition de plusieurs alliages, notamment du *laiton*; on l'emploie aussi pour recouvrir le fer (*fer galvanisé*) afin de le préserver de l'oxydation.

ALUMINIUM

268. L'aluminium est un métal d'un blanc légèrement bleuâtre; sa fusibilité est intermédiaire entre celle du zinc et celle de l'argent; il n'est pas sensiblement volatil; sa densité est de 2,56.

L'acide nitrique faible ou concentré n'agit pas à froid sur l'aluminium; l'acide bouillant ne l'attaque que lentement; l'acide sulfurique étendu n'a pas non plus d'action sur lui, mais l'acide chlorhydrique le dissout très énergiquement.

L'aluminium donne un oxyde blanc (Al^2O^3) et un hydrate également blanc, aisément soluble dans les acides, s'il n'a pas d'abord été calciné.

Les sels d'alumine donnent des solutions incolores d'une saveur douceâtre et astringente; ils rougissent le tournesol et perdent leur acide à la *chaleur* rouge. Les sels insolubles dans l'eau se dissolvent dans l'acide chlorhydrique, à part quelques combinaisons naturelles (dites *aluminates*) qui ne deviennent solubles que par la fusion avec du carbonate de soude.

Au *chalumeau*, l'alumine et les sels aluminiques donnent une masse infusible bleu de ciel, lorsqu'on les fait rougir après les avoir humectés d'un peu de nitrate de cobalt.

La *potasse* produit, dans la solution des sels d'alumine, un précipité blanc et volumineux d'hydrate ou de sous-sel d'alumine, aisément soluble dans un excès de potasse et dans les acides. La calcination transforme l'hydrate d'alumine en oxyde, qui se dissout bien plus difficilement dans les acides. Le chlorhydrate d'ammoniaque précipite

surtout à chaud, la solution de l'hydrate d'alumine dans la potasse.

L'*ammoniaque* se comporte comme la potasse, mais le précipité ne se dissout pas dans un excès. La présence des sels ammoniacaux n'empêche pas cette précipitation.

Les *carbonates alcalins* donnent le même précipité, avec dégagement d'acide carbonique; le précipité ne se redissout pas dans un excès de carbonate.

Le *carbonate de baryte* précipite complètement l'alumine, même dans des liqueurs froides.

L'*hydrogène sulfuré* ne précipite pas la solution des sels d'alumine; mais ce gaz en excès précipite complètement cet oxyde de sa solution dans la potasse caustique.

Le *sulphhydrate d'ammoniaque* donne, avec dégagement d'hydrogène sulfuré, un précipité blanc et volumineux d'hydrate d'alumine, soluble dans la potasse.

Le *cyanure de potassium* produit un précipité blanc d'hydrate d'alumine, presque insoluble dans un excès.

Le *ferrocyanure de potassium* détermine à la longue un précipité gélatineux; le *ferricyanure* n'a pas d'action sur les solutions d'alumine.

Le *phosphate de soude* donne un précipité blanc, volumineux, de phosphate d'alumine; ce précipité se dissout dans tous les acides ainsi que dans la potasse caustique.

Le *sulfate de potasse* détermine dans les solutions concentrées un précipité cristallin d'alun.

Sont caractéristiques pour les sels d'alumine : les réactions avec la potasse et les sulfures, ainsi que la masse bleue qu'ils donnent au chalumeau avec le nitrate de cobalt.

269. L'alumine est une des substances les plus répandues dans la nature. Elle forme la base de toutes les *terres* : l'argile, la terre de pipe, la terre à foulon, le kaolin ou terre à porcelaine, se composent en grande partie de silicates hydratés à base d'alumine; un grand nombre d'autres silicates renferment de l'alumine en combinaison chimique. Le *corindon*, le *saphir*, le *rubis*, la *topaze orientale*, sont de l'alumine presque pure, plus ou moins colorée par de petites quantités de matières étrangères.

La *Pierre d'alun*, ou sous-sulfate d'alumine et de potasse ($4\text{SO}_3, 3\text{Al}_2\text{O}_3, \text{KO} + 6\text{Aq}$), se rencontre dans certains terrains argileux, notamment en Toscane.

Parmi les combinaisons artificielles de l'alumine, l'*alun* ou sulfate d'alumine et de potasse est la plus importante par ses applications fréquentes dans la teinture.

CHROME

270. Le chrome donne un sesquioxyde vert (Cr_2O_3), qui est vert bleuâtre, ou bleu grisâtre, à l'état d'hydrate. Il existe aussi un peroxyde de chrome (CrO_2) de couleur brune, et un acide chromique (CrO_3), dont il sera question au chapitre des acides (299).

Les dissolutions des sels de chrome sont généralement vertes, ou violettes, et même bleues; elles rougissent le tournesol.

Beaucoup de sels de chrome se présentent sous deux modifications. Les sels cristallisés solubles (par exemple, l'alun de chrome) sont ordinairement d'un violet foncé, presque noir; lorsqu'on les dissout à froid, on obtient une solution violette qui paraît rougeâtre quand on la place entre l'œil

et la lumière; cette solution dépose de nouveau des cristaux violets par l'évaporation spontanée. Mais si on la fait bouillir, elle devient d'un vert émeraude, et se dessèche par l'évaporation, sous l'influence de la chaleur, en une masse verte incristallisable; si l'on abandonne la solution, elle redevient à la longue violette. Lorsqu'on chauffe la solution verte avec de l'acide nitrique, elle devient bleue par le refroidissement. Les solutions violettes se comportent quelquefois autrement que les solutions vertes.

La *chaleur* rouge décompose les sels de chrome formés par des acides volatils.

Au *chalumeau*, sur le fil de platine, avec le borax ou le sel de phosphore, tant dans la flamme intérieure que dans le feu d'oxydation, les sels de chrome donnent des perles transparentes, colorées en vert-émeraude.

La *potasse* produit, dans les solutions vertes ou violettes des sels de chrome, un précipité vert bleuâtre d'hydrate chromique, aisément soluble, avec une couleur verte, dans un excès de potasse et dans les acides; si l'on fait bouillir cette solution, tout l'oxyde de chrome se précipite à l'état vert, et la liqueur se décolore. Cette précipitation a aussi lieu par l'addition du chlorhydrate d'ammoniaque à la solution potassique. Lorsqu'on calcine l'hydrate de chrome à l'air, il se convertit d'abord en peroxyde de chrome, de couleur brune; mais si l'on continue la calcination, ce peroxyde perd de l'oxygène et se convertit, avec une vive ignition, en sesquioxycide anhydre, insoluble dans les acides. (Beaucoup de sels de chrome cristallisés deviennent également insolubles dans l'eau et dans les acides, lorsqu'on expulse leur eau de cristallisation par la chaleur.)

L'*ammoniaque* donne, dans les solutions vertes et vio-

lette, un précipité d'hydrate chromique, d'un bleu grisâtre, tirant sur le violet; la liqueur surnageante est rougeâtre, si l'on a employé un excès d'ammoniaque; mais tout l'oxyde de chrome se précipite si l'on porte le mélange à l'ébullition.

Les *carbonates alcalins* produisent un précipité vert clair d'hydrate de sesquioxycide de chrome.

Le *carbonate de baryte* précipite entièrement le sesquioxycide de chrome dans des liqueurs froides.

L'*hydrogène sulfuré* ne précipite pas les sels de chrome.

Le *sulfhydrate d'ammoniaque* y produit un précipité verdâtre d'hydrate chromique, avec dégagement d'hydrogène sulfuré.

Le *cyanure de potassium* produit un précipité gris verdâtre insoluble dans un excès.

Le *ferro* et le *ferricyanure* de potassium n'agissent pas sur les solutions de chrome.

Le *phosphate de soude* produit dans les solutions violettes ou bleues (lorsqu'elles sont neutres), un précipité violet bleuâtre; les solutions vertes n'en sont pas précipitées immédiatement, mais au bout de quelque temps elles déposent un précipité volumineux de couleur verte.

Une *solution d'oxyde de plomb dans la potasse* précipite complètement l'oxyde de chrome dissous dans la potasse, à l'état de plomb chromé ($\text{Cr}_2\text{O}_3, \text{PbO}$) d'un très beau vert (G. CHANCEL).

Lorsqu'on fait fondre un sel de chrome avec du *salpêtre* et du *carbonate de soude*, il se convertit en chromate alcalin, soluble dans l'eau avec une couleur jaune.

Lorsqu'on ajoute du *bioxyde de plomb* (oxyde puce) à la dissolution de l'oxyde de chrome dans la potasse, et qu'on