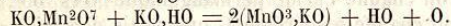


par de l'azotate d'argent; il se forme de l'azotate de potasse, et du permanganate d'argent qui est peu soluble dans l'eau froide et qui se dépose en cristaux; ce dernier sel est redissous dans l'eau chaude, et décomposé par le chlorure de baryum qui produit du chlorure d'argent insoluble et du permanganate de baryte soluble.

M. Aschoff prépare l'acide permanganique en faisant tomber du permanganate de potasse en poudre dans de l'acide sulfurique concentré et refroidi à -20° . L'acide permanganique vient nager à la surface du liquide.

Permanganate de potasse. — Le permanganate de potasse peut être obtenu en cristaux volumineux de la plus grande régularité; il est soluble dans 15 à 16 parties d'eau froide; sa dissolution est d'un très-beau rouge, tirant sur le violet; il se décompose dans les mêmes circonstances que l'acide permanganique, en sesquioxyde de manganèse, en potasse et en oxygène. Il produit avec le phosphore et le soufre des mélanges qui détonent par le choc ou par la chaleur.

Si l'on verse de la potasse caustique dans la dissolution du permanganate de potasse, la liqueur, de rose qu'elle était, passe au vert-émeraude; il s'est formé, dans cette circonstance, du manganate de potasse et de l'oxygène est devenu libre :



La dissolution de permanganate de potasse est devenue depuis quelque temps un réactif précieux. On s'en sert : 1^o pour reconnaître des traces d'acide sulfureux dans l'acide chlorhydrique du commerce, ou pour constater la présence des composés nitreux dans l'acide azotique; ces composés, de même que l'acide sulfureux, décolorent promptement la dissolution de permanganate de potasse; 2^o pour distinguer les sels de fer au minimum des sels au maximum, qui ne décolorent pas le permanganate, et pour doser le fer (M. Margueritte) 3^o pour le dosage du soufre (MM. Cloëz et Guignet).

M. Tessié du Mothay a proposé récemment l'emploi du permanganate de potasse pour le blanchiment du lin et du chanvre : les toiles sont plongées pendant vingt minutes dans une dissolution faible de ce sel additionnée de sulfate de magnésie, puis exposées à l'air. Le permanganate de potasse oxyde la matière organique colorée de ces toiles, qui de violettes deviennent jaunes, en étant ramené lui-même à l'état d'oxyde; en même temps il s'est formé du sulfate de potasse et de magnésie. Un lavage dans une solution faible d'acide sulfureux, puis à l'eau pure, enlève l'oxyde de manganèse et la magnésie, et laisse les toiles parfaitement blanches.

Préparation. — Le permanganate de potasse prend naissance toutes les fois qu'on soumet le manganate de potasse à l'action

d'un corps oxydant, tel que le nitre, le chlorate de potasse, etc. On peut le préparer en faisant passer un courant d'oxygène sur du manganate de potasse placé dans un tube de porcelaine et chauffé au rouge sombre.

Le procédé suivant permet d'obtenir avec facilité de grandes quantités de permanganate de potasse pur.

On mélange intimement 4 parties de peroxyde de manganèse et 3 parties et demie de chlorate de potasse; on ajoute au mélange 5 parties de potasse caustique dissoute dans une petite quantité d'eau; on fait sécher la masse qu'on pulvérise de nouveau, et qu'on maintient au rouge sombre pendant une heure dans un creuset de terre.

La masse refroidie est traitée à plusieurs reprises par une grande quantité d'eau, et la dissolution ainsi obtenue est abandonnée au repos, et filtrée sur du verre pilé. Il ne reste plus qu'à la concentrer suffisamment pour qu'elle dépose, au bout d'un certain temps, de beaux cristaux de permanganate de potasse. La concentration du permanganate de potasse doit être opérée à une température aussi basse que possible pour éviter la décomposition de ce sel par la chaleur (MM. Wöhler et Grégory).

L'acide permanganique peut former avec la soude, la baryte, la strontiane, la chaux, l'oxyde d'argent, etc., des sels qui sont colorés en rouge et qui présentent une certaine analogie avec le permanganate de potasse.

Tous ces sels peuvent être obtenus en décomposant le permanganate d'argent par des chlorures métalliques.

Caractères distinctifs des sels de protoxyde de manganèse.

Ces sels sont en général incolores, ou légèrement colorés en rose.

Potasse. — Précipité blanc, insoluble dans un excès de potasse, en partie soluble dans le chlorhydrate d'ammoniaque; ce précipité exposé à l'air devient brun et ensuite noir; le chlore opère ce changement avec rapidité.

Soude. — Même réaction.

Ammoniaque. — Précipité blanc d'une partie de l'oxyde, l'autre restant combinée avec le sel ammoniacal qui se forme. Si la dissolution est très-acide, il ne se fait pas de précipité, mais la liqueur brunit bientôt au contact de l'air, et laisse déposer un oxyde brun.

Carbonate de soude ou de potasse. — Précipité blanc légèrement rosé de carbonate de manganèse, inaltérable à l'air; peu soluble dans le chlorhydrate d'ammoniaque.

Carbonate d'ammoniaque. — Même réaction.

Phosphates alcalins. — Précipité blanc, inaltérable à l'air.

Acide oxalique ou oxalates. — Précipité blanc, cristallin, si les liqueurs sont concentrées; si elles contiennent du chlorhydrate

d'ammoniaque, il ne se fait pas de précipité, ou du moins le précipité ne se forme qu'à la longue, et dans ce cas il est coloré.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité blanc rosé, soluble dans les acides.

Cyanoferride de potassium. — Précipité brun, insoluble dans les acides.

Sulphhydrate d'ammoniaque. — Précipité de sulfure de manganèse, couleur de chair. Ce précipité brunit à l'air; il est insoluble dans un excès de réactif.

Acide sulfhydrique. — Pas de précipité, même en présence des acétates alcalins.

Les substances organiques non volatiles peuvent masquer en partie les réactions des sels de manganèse.

Les sels de protoxyde de manganèse, chauffés au chalumeau avec du borax, donnent un verre qui se colore en violet dans la flamme extérieure et qui se décolore dans la flamme intérieure.

Chauffés avec de l'azotate de potasse et de la potasse, les sels de manganèse donnent du manganate de potasse qui colore l'eau en vert, forme une liqueur rose avec les acides étendus, et se décolore rapidement par le contact de l'acide sulfureux ou des matières organiques, comme le sucre, le papier, etc. Ce dernier caractère est le plus important, et sert à distinguer le manganèse de tous les autres métaux.

Protochlorure de manganèse. MnCl.

On l'obtient en traitant le bioxyde de manganèse par l'acide chlorhydrique, il se dégage du chlore et l'on obtient pour résidu du protochlorure de manganèse en soumettant la liqueur à l'évaporation. Pour l'obtenir pur et privé du sesquichlorure de fer qu'il contient presque toujours, on fait bouillir sa dissolution avec du carbonate de manganèse.

Le protochlorure de manganèse cristallisé est rose, il contient 4 équivalents d'eau qu'on peut lui faire perdre par la chaleur. Chauffé au contact de l'air, il absorbe de l'oxygène et du chlore se dégage.

Sulfate de manganèse.

Le sulfate de manganèse se prépare en chauffant du peroxyde de manganèse avec de l'acide sulfurique; la moitié de l'oxygène de cet oxyde se dégage.

Le sulfate de manganèse cristallise avec 7 équivalents d'eau au dessous de + 6°, et avec une quantité moindre aux températures supérieures: ainsi, entre 7 et 20°, il cristallise avec 5 équivalents d'eau.

Carbonate de manganèse.

Ce sel existe dans la nature, cristallisé sous forme de rhomboédres, mais il est presque toujours accompagné d'une certaine quan-

tité de carbonates de fer et de chaux, avec lesquels il est isomorphe.

On prépare artificiellement le carbonate de manganèse en versant du carbonate de soude dans la dissolution d'un sel de protoxyde de manganèse.

C'est une poudre blanche, insoluble dans l'eau, et qui, sous l'influence de la chaleur, perd de l'acide carbonique et laisse de l'oxyde salin.

FER.

Équiv. = 28.

Le fer est considéré comme le plus important de tous les métaux. Il est très-abondamment répandu dans la nature. On ne le trouve cependant à l'état métallique que dans les pierres météoriques, encore y est-il allié au nickel, au cobalt et au chrome.

Les principaux composés du fer que l'on rencontre sont les oxydes, le sulfure, et le carbonate.

Le fer du commerce n'est jamais pur; il contient toujours des traces de carbone, de silicium, de soufre, et quelquefois de phosphore.

Comme on observe quelques différences entre les propriétés du fer pur et celles du fer du commerce, nous examinerons séparément le fer sous ces deux états.

Fer pur.

Pour obtenir le fer dans un état de pureté absolue, on peut réduire un de ses oxydes par l'hydrogène sec sous l'influence de la chaleur.

La température à laquelle s'opère la réduction exerce une grande influence sur les propriétés du métal. Si cette réduction s'est faite au rouge vif, le fer est d'un blanc d'argent; il est agrégé, possède l'éclat métallique et présente la plupart des propriétés physiques des fers de première qualité du commerce, il est seulement un peu plus difficile à fondre.

Si l'on réduit le peroxyde de fer pur par l'hydrogène, à la température d'une flamme de lampe à l'alcool, on obtient le fer sous la forme d'une poudre noire excessivement poreuse, qui s'enflamme à la température ordinaire, dès qu'on la projette dans l'air; dans cet état le fer porte le nom de *fer pyrophorique de Magnus*.

L'inflammabilité du fer est encore augmentée lorsqu'on interpose entre ses molécules un corps poreux qui les divise: ainsi, le fer réduit en présence d'un corps réfractaire, tel que l'alumine, s'enflamme au contact de l'air, et peut d'ailleurs supporter l'action d'une température élevée sans cesser d'être pyrophorique.

On prépare dans les laboratoires le fer pyrophorique de Magnus en précipitant par un excès d'ammoniaque la dissolution d'un sel de fer au maximum, mêlée d'un peu d'alun; il se forme ainsi un mélange d'hydrate de sesquioxyde de fer et d'alumine, qui est lavé, séché et pulvérisé. La poudre est introduite, sous le poids de 2 ou 3 décigrammes, dans une ampoule de verre qui communique avec un appareil à hydrogène sec. On chauffe légèrement l'ampoule avec une lampe à alcool; lorsqu'il ne se dégage plus de vapeur d'eau, on laisse refroidir le métal dans le courant d'hydrogène et l'on ferme ensuite l'ampoule à la lampe.

Lorsqu'on casse l'ampoule, et qu'on projette le fer dans l'air, le métal s'enflamme avec éclat.

Pour préparer du fer pur en quantité un peu notable, on fond au feu de forge, dans un creuset réfractaire et luté avec de l'argile, du fil de fer très-fin avec le quart de son poids d'oxyde de fer; le mélange doit être recouvert de verre pulvérisé: l'oxygène de l'oxyde de fer brûle le charbon contenu dans le fer du commerce, et oxyde le silicium et le phosphore qui passent dans le verre à l'état de phosphates et de silicates alcalins. On obtient ainsi un culot de fer d'un blanc d'argent.

On prépare du fer très-pur, en beaux cristaux cubiques, en réduisant, sous l'influence d'une température élevée, le protochlorure de fer par l'hydrogène. La réduction des chlorures par l'hydrogène peut être appliquée à la préparation de plusieurs métaux purs (M. Péligot).

Fer du commerce.

Le fer du commerce est d'un gris bleuâtre, malléable, ductile: c'est le plus tenace de tous les métaux; un fil de 2 millimètres de diamètre ne se rompt qu'au sous un poids de 250 kilogrammes; lorsqu'il est poli, il possède beaucoup d'éclat; il a une saveur et une odeur très-faibles; il devient cassant par l'écroutissage; on lui rend sa ténacité en le faisant *recuire*.

Le fer est naturellement grenu, et de qualité d'autant meilleure que le grain est plus fin et plus brillant; il devient nerveux par le martelage; la cassure d'un bon fer présente un nerf tordu, fin et brillant; si on le martèle à froid dans le sens de sa longueur, ou si on le trempe, il redevient grenu. Le fer poli présente souvent des taches brunes qui portent le nom de *pailles*, et qui sont dues à l'interposition de scories ou d'oxyde de fer.

Les fers du commerce se partagent en *fers forts*, qui se laissent forger et courber à froid ou à chaud, et en *fers rouverains*, qui cassent à froid ou à une température plus ou moins élevée: ces deux espèces principales de fer comprennent plusieurs variétés; ainsi les fers rouverains se divisent en deux catégories: 1° les

fers mêtis, qui cassent à chaud; ils doivent cette propriété à une certaine quantité de soufre ou d'arsenic: la plus faible proportion de soufre suffit pour rendre le fer insoudable; 2° les *fers tendres*, qui contiennent une certaine proportion de phosphore, et qui cassent à froid: leur cassure est à gros grains brillants.

Les fers rouverains, qui cassent à froid et à chaud, ne peuvent être appliqués à aucun usage.

Le fer fondu qui se refroidit lentement cristallise en cubes ou en octaèdres. Le fer peut même cristalliser sans perdre l'état solide: cette propriété exerce une grande influence sur sa ténacité. Lorsqu'on soumet en effet pendant un certain temps du fer nerveux à des vibrations fréquentes, il s'établit dans la masse un mouvement moléculaire qui détermine la cristallisation du métal. Il n'est pas rare de voir une barre de fer de très-bonne qualité se transformer lentement, sous l'influence de vibrations souvent répétées, en fer cristallisé à grandes facettes: elle devient alors cassante et perd une grande partie de sa ténacité.

Cette cristallisation s'observe fréquemment dans le fer qui entre dans la construction des ponts suspendus ou dans les essieux de voitures et de locomotives. Pour rendre au fer sa texture nerveuse et sa ténacité, il faut le marteler et le forger. Dans les constructions exposées à des vibrations dues au passage fréquent des voitures, on trouve souvent des clous qui sont devenus très-cassants et dont la texture est cristalline. On produit en quelques heures un changement semblable dans les barres de fer que l'on maintient à une température rouge dans un four à recuire, et qu'on laisse refroidir sans les marteler.

La densité du fer fondu est de 7,4; elle devient de 7,9 par le martelage.

Le fer entre en fusion à la plus forte chaleur d'un feu de forge, c'est-à-dire à une température que l'on évalue à 1550° du thermomètre à air.

Le fer possède une propriété dont les arts tirent un grand parti: il se ramollit à une température qui est bien inférieure à son point de fusion: dans cet état on peut lui donner, par le martelage, toutes les formes qu'exige l'industrie. Il se soude à lui-même sans l'intermédiaire d'un autre métal, et la partie soudée est aussi solide que le reste de la barre, dont on ne peut plus la distinguer.

Le fer est éminemment magnétique.

Le fer pur, que l'on nomme *fer doux*, est attiré par l'aimant: il se comporte comme un aimant lorsqu'il est en contact avec un aimant ou même à une très-petite distance; mais il perd immédiatement cette propriété lorsqu'il n'est plus en contact avec l'aimant.

Les fers carburés, tels que l'acier et la fonte, ne perdent pas leurs propriétés magnétiques lorsque l'action de l'aimant a cessé.

A la température du rouge-blanc, le fer n'exerce plus aucune action sur les aimants.

Le fer peut s'unir directement avec tous les métalloïdes, excepté avec l'azote.

Le fer peut se conserver indéfiniment à la température ordinaire dans l'oxygène et l'air secs : chauffé au contact de l'air, il absorbe l'oxygène et se recouvre d'une pellicule d'oxyde très-mince qui présente le phénomène des anneaux colorés ; les diverses couleurs apparaissent dans le même ordre et aux mêmes températures que pour l'acier.

Au rouge, le fer s'oxyde rapidement et produit de l'oxyde magnétique. A la chaleur blanche, le fer brûle en lançant des étincelles. Si l'on introduit dans un flacon contenant de l'oxygène du fer préalablement chauffé au rouge en un de ses points, il brûle dans ce gaz avec éclat.

Le fer exposé à l'air humide se recouvre d'une couche d'oxyde de fer hydraté, qui porte le nom de *rouille*. Dès qu'il s'est produit à la surface du fer une tache de rouille, le métal s'oxyde avec rapidité. On admet qu'il se forme un élément de pile dont la rouille est le pôle négatif et le fer le pôle positif ; le faible courant électrique ainsi produit décompose l'eau dont la rouille est imbibée, et le fer s'oxyde complètement. Nous avons déjà parlé de cette altération du fer au commencement de ce livre (voir page 6).

On préserve le fer de l'oxydation en le recouvrant d'une couche de matière grasse ou de vernis. On peut aussi empêcher le fer de s'oxyder en le maintenant plongé dans une eau qui contient en dissolution des alcalis ou des sels alcalins, tels que de la potasse, de la soude, de la chaux, des carbonates alcalins, du borax, etc. Le fer conserve son poli dans une eau qui contient 1/500 de son poids de carbonate de potasse ou de carbonate de soude.

Pour préserver le fer de l'oxydation, on le recouvre souvent d'une couche de zinc : on le désigne sous le nom de *fer galvanisé*, ou encore d'une couche d'étain ; on obtient alors le *fer-blanc* (voir même volume, pages 6 et 7).

Lorsque le fer est porté au rouge, il décompose la vapeur d'eau, et donne naissance à des cristaux noirs et brillants d'oxyde de fer magnétique : $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$. Cette réaction a été décrite à propos de la préparation de l'hydrogène.

Quand on fait agir sur le fer de l'acide azotique étendu et froid, il arrive souvent que le métal entre en dissolution sans dégagement de gaz. Dans ces conditions, l'eau est décomposée, et son hydrogène réduit une partie de l'acide azotique à l'état d'ammoniaque ; on obtient alors de l'azotate de fer et de l'azotate d'ammoniaque.

Si l'acide azotique est moyennement concentré, il oxyde le fer

avec une grande énergie, dégage d'abondantes vapeurs rutilantes, et produit de l'azotate de sesquioxyde de fer.

Le fer, mis en contact avec de l'acide azotique fumant, n'est plus attaqué, même quand on enlève l'acide fumant, et qu'on le remplace par de l'acide ordinaire : on dit alors qu'il est devenu *passif*. Mais le fer passif se dissout avec vivacité quand on élève la température, ou qu'on touche le métal avec une tige de cuivre qu'on retire presque aussitôt. On peut donc distinguer deux états particuliers dans le fer : l'un *actif*, dans lequel le métal est attaqué par les acides, l'autre *passif*, dans lequel le fer est devenu inattaquable par les acides (Schoenbein).

On a pu faire un élément de pile avec le fer passif fonctionnant comme corps électro-négatif, et le fer actif fonctionnant comme corps électro-positif (Poggendorff).

Oxydes de fer.

Le fer se combine avec l'oxygène dans les proportions suivantes :

Protoxyde.....	FeO;
Sesquioxyde ou peroxyde.....	Fe ₂ O ₃ ;
Oxyde magnétique.....	Fe ₃ O ₄ = Fe ₂ O ₃ , FeO;
Acide ferrique.....	FeO ₃ .

Protoxyde de fer. FeO

Équiv. = 36.

Le protoxyde de fer est la base de tous les sels de fer au minimum. Il existe dans la nature en combinaison avec un grand nombre d'acides : uni au sesquioxyde de fer, il constitue l'oxyde de fer magnétique ; on ne le rencontre jamais à l'état isolé.

On prépare le protoxyde de fer anhydre, en faisant passer le mélange gazeux (CO₂ + CO) qui résulte de la décomposition de l'acide oxalique par l'acide sulfurique sur du sesquioxyde de fer chauffé au rouge sombre.

On peut encore l'obtenir en faisant passer un courant d'hydrogène (1 à 3 équivalents) et de vapeur d'eau (1 équivalent) sur du sesquioxyde de fer. L'hydrogène seul réduirait le sesquioxyde et produirait du fer métallique ; la vapeur d'eau oxyderait au contraire le fer et l'amènerait à l'état d'oxyde. Ces deux corps, en agissant simultanément, ramènent le sesquioxyde à l'état de protoxyde.

Ainsi préparé, le protoxyde de fer constitue une poudre très-peu magnétique, ce qui le distingue du fer et de l'oxyde magnétique, Fe₃O₄ ; de plus, il est facilement combustible : quand on le chauffe, il se transforme alors en oxyde magnétique ; enfin il se dissout dans l'acide azotique avec dégagement de vapeurs nitreuses (Debray).

Cet oxyde se précipite à l'état d'hydrate lorsqu'on traite un sel de protoxyde de fer par la potasse ou la soude; il est dans ce cas d'un blanc légèrement verdâtre; exposé à l'air, il absorbe rapidement l'oxygène, et passe d'abord à l'état d'hydrate d'oxyde magnétique qui est d'un vert foncé et forme ensuite de l'hydrate de sesquioxyc de fer de couleur jaune-brun. Le chlore produit instantanément cette transformation.

Le protoxyde de fer est soluble dans l'ammoniaque; cette dissolution, exposée à l'air, laisse déposer du peroxyde de fer.

L'hydrate de protoxyde de fer que l'on fait bouillir dans une liqueur alcaline devient noir, l'eau est décomposée, et il se dégage de l'hydrogène; le protoxyde de fer passe alors en partie à l'état d'oxyde magnétique. Une transformation semblable a lieu lorsqu'on dessèche de l'hydrate de protoxyde de fer.

Le protoxyde de fer est une base énergique qui souvent sature complètement les acides les plus forts. Ses sels présentent une légère coloration verte.

Sesquioxyc de fer. Fe_2O_3 .

Équiv. = 80.

Cet oxyde se trouve en abondance dans la nature à l'état anhydre et à l'état hydraté. Le sesquioxyc anhydre, lorsqu'il est cristallisé en rhomboèdres brillants, constitue le *fer oligiste*; en masses amorphes, il constitue l'*hématite rouge* ou *sanguine*. Le sesquioxyc hydraté, ordinairement amorphe, est désigné sous les noms d'*hématite brune* ou de *limonite*.

Ces différents composés peuvent être obtenus artificiellement. On peut préparer le sesquioxyc de fer anhydre par plusieurs méthodes; sa couleur et quelques-unes de ses autres propriétés varient avec son mode de préparation.

Le sulfate de protoxyde de fer soumis à la calcination laisse pour résidu un oxyde pulvérulent d'un beau rouge, qui porte le nom de *colcothar* : $2(\text{SO}_3, \text{FeO}) = \text{SO}_3 + \text{SO}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3$. Nous avons indiqué déjà cette réaction, en parlant de la fabrication de l'acide sulfurique de Nordhausen. Ce colcothar sert à polir les métaux et les glaces; il est aussi employé en peinture à cause de sa belle couleur rouge.

Le sulfate de protoxyde de fer calciné au rouge avec trois fois son poids de sel marin donne un oxyde de fer cristallisé en petites paillettes d'un violet foncé presque noires, semblables aux cristaux d'oxyde de fer que l'on trouve dans les cratères des volcans. Ces cristaux, débarrassés par un lavage à l'eau chaude du sulfate de soude qui les souille, présentent une grande dureté : ils sont employés pour affiler les rasoirs.

L'azotate de peroxyde de fer calciné au rouge vif laisse un résidu d'oxyde de fer qui est presque noir.

Sous ces différents états, le peroxyde de fer présente toujours la même composition.

Lorsqu'on chauffe le peroxyde de fer à la température du rouge blanc, il dégage de l'oxygène et se transforme en oxyde magnétique : on comprend d'après cela qu'il ne se forme jamais de peroxyde de fer lorsque le fer brûle dans l'oxygène, puisqu'à la température produite par cette combustion, l'oxyde magnétique est le seul oxyde de fer qui puisse exister.

On obtient le peroxyde de fer hydraté, soit en exposant à l'air de la tournure de fer humide, soit en précipitant par l'ammoniaque un sel de sesquioxyc de fer. Il se forme un précipité couleur de rouille dont la composition est $2\text{Fe}_2\text{O}_3, 3\text{HO}$, comme celle de l'oxyde naturel.

Cet hydrate est très-soluble dans les acides, mais si on le calcine, il perd son eau et n'est plus alors attaqué que par les acides les plus énergiques.

Le sesquioxyc de fer est un oxyde indifférent comme l'alumine, et peut jouer le rôle d'acide en présence des bases énergiques.

On obtient un sesquioxyc de fer très-soluble dans l'eau, quand on chauffe une solution étendue d'acétate de sesquioxyc de fer ou encore de sesquichlorure de fer. La plus petite quantité d'un sel alcalin, ajoutée à la solution, précipite de l'hydrate de sesquioxyc de fer ordinaire.

Oxyde de fer magnétique. $\text{Fe}_3\text{O}_4 = \text{Fe}_2\text{O}_3, \text{FeO}$.

Equiv. = 116.

L'oxyde magnétique ou *Pierre d'aimant* se trouve dans la nature cristallisé en octaèdres réguliers doués de l'éclat métallique; on le rencontre dans les terrains anciens, ordinairement en masses compactes, notamment à Taberg, en Suède, où il forme des montagnes entières.

On peut obtenir artificiellement cet oxyde anhydre en faisant passer de la vapeur d'eau sur du fer chauffé au rouge, ou en faisant brûler du fer dans l'oxygène. Sa poussière est noire, elle est attirable à l'aimant.

On prépare l'hydrate d'oxyde magnétique en précipitant par l'ammoniaque un mélange à équivalents égaux de sulfates de protoxyde et de sesquioxyc de fer. Mais alors il est indispensable de verser le mélange des sels dans l'ammoniaque; car, en faisant l'inverse, comme il existe une différence entre l'affinité du protoxyde et celle du peroxyde de fer pour les acides, le sel de fer au maximum se décomposerait complètement avant que le sel au minimum éprouvât aucune décomposition; on aurait alors un mélange et non une combinaison des deux oxydes.

L'hydrate d'oxyde magnétique est d'un vert très-foncé : par la

dessiccation, il se réduit en une poudre noire, attirable à l'aimant. Soumis à une température élevée, l'oxyde magnétique fond sans décomposition.

L'oxyde magnétique doit être considéré comme une combinaison de protoxyde et de sesquioxyde de fer; il correspond à l'oxyde rouge de manganèse, Mn^2O^3, MnO . On connaît, du reste, plusieurs oxydes doubles qui correspondent à l'oxyde magnétique et qui sont formés par la combinaison d'un protoxyde et d'un sesquioxyde.

Lorsqu'on frappe avec un marteau un morceau de fer que l'on a fait rougir pendant un certain temps, on en détache un oxyde noir qui porte le nom de *battitures de fer*; cet oxyde est, comme l'oxyde magnétique, formé par la combinaison du sesquioxyde de fer avec le protoxyde.

Le protoxyde de fer se combine avec l'alumine et le sesquioxyde de fer équivalent à équivalent et donne des composés isomorphes de l'oxyde magnétique de fer.

On obtient de même des corps isomorphes de cet oxyde en combinant un équivalent de sesquioxyde de fer avec un équivalent de magnésie, d'oxyde de zinc ou de protoxyde de manganèse.

Acide ferrique. FeO^3 .

Equiv. = 52.

On a cru pendant longtemps que le fer, en se combinant avec l'oxygène, ne pouvait former que des oxydes basiques; mais on a découvert une combinaison de fer et d'oxygène plus oxygénée que le sesquioxyde, et qui a été nommée *acide ferrique* (1).

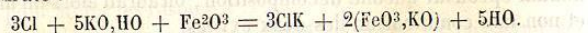
L'acide ferrique n'est pas connu à l'état de liberté; il n'existe qu'en combinaison avec les bases et forme des sels qui sont représentés d'une manière générale par la formule FeO^3, MO .

Lorsqu'on cherche à isoler l'acide ferrique en traitant un ferrate par un acide, on le transforme en oxygène et en sesquioxyde de fer : $2FeO^3 = Fe^2O^3 + O^2$.

C'est en déterminant le poids du sesquioxyde de fer qui se dépose et la quantité d'oxygène qui se dégage lorsqu'on traite un ferrate par un acide, que l'on a pu fixer la composition de l'acide ferrique.

Le ferrate de potasse s'obtient par voie sèche ou par voie humide :

- 1° En chauffant au rouge blanc du fer avec du nitre;
- 2° En calcinant du fer avec du peroxyde de potassium;
- 3° En faisant passer un courant de chlore dans une dissolution très-concentrée de potasse qui tient en suspension du peroxyde de fer hydraté :



(1) Fremy, *Recherches sur les acides métalliques*.

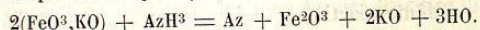
Le ferrate de potasse est très-soluble dans l'eau; sa dissolution est d'un très-beau rouge. Un excès d'alcali le précipite, sans l'altérer, sous la forme de flocons noirs; aussi, dans la préparation précédente, on ajoute de temps en temps des fragments de potasse, afin de déterminer la précipitation du ferrate de potasse qu'on recueille et qu'on dessèche sur de la porcelaine déglacée.

Ce sel est d'une grande instabilité; il est décomposé en potasse, en sesquioxyde de fer et en oxygène, par une simple évaporation dans le vide, par une légère chaleur, par la présence des corps divisés ou de matières organiques, par l'action des acides même les plus faibles.

Les alcalis et les hypochlorites donnent de la fixité au ferrate de potasse.

Le ferrate de soude est soluble dans l'eau, et présente de l'analogie avec le ferrate de potasse.

On ne connaît pas de combinaison d'acide ferrique et d'ammoniaque; les ferrates solubles sont décomposés par l'ammoniaque; il se dégage de l'azote, et l'hydrogène de l'ammoniaque transforme l'acide ferrique en sesquioxyde de fer :



On peut obtenir par double décomposition des ferrates de baryte, de strontiane, de chaux, etc. Ces sels sont insolubles et colorés en rouge vif.

Les propriétés de l'acide ferrique et des ferrates présentent donc les plus grandes analogies avec celles de l'acide manganique et des manganates, et la découverte de l'acide ferrique a établi une analogie de plus entre le fer et le manganèse.

CARACTÈRES DES SELS DE FER

Sels de protoxyde.

Avant de donner les caractères des sels de fer au minimum, nous dirons comment on peut obtenir ces sels dans un état de pureté absolue.

Le meilleur procédé de préparation d'un sel de fer au minimum pur consiste à introduire du fil de fer dans un flacon portant un bouchon percé, dans lequel s'engage un tube de verre effilé; on verse dans le flacon de l'acide sulfurique étendu, en ayant soin de laisser le fer en excès; il se forme alors du sulfate de protoxyde de fer et il se dégage de l'hydrogène :



Il faut remplir presque entièrement le flacon d'eau acidulée, et, lorsqu'on emploie la dissolution du sel de fer, avoir le soin de la remplacer par de l'eau distillée et bouillie; sans ces précautions,