

trouve quelquefois à l'état natif, mais surtout à l'état d'oxyde, de sulfure et de 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 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 sesqui-oxyde 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'y enflamme avec éclat.

Pour préparer du fer pur en masse, on fond au feu de forge, dans un creuset réfractaire et luté avec de l'argile, du fil de fer très-fin avec $\frac{1}{3}$ 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 que 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'écrasement; 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 martelle 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 mêlés*, qui cassent à chaud; ils doivent cette propriété à une certaine quantité de soufre et 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 ordinaire est de 7,7; 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 1500° 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 d'un rouge blanc, le fer n'exerce plus aucune action sur les aimants.

Le fer peut se conserver indéfiniment à la température ordi-

naire 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 des *battitures*. 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.

Lorsqu'on présente à la tuyère d'un soufflet un morceau de fer chauffé au feu de forge, il brûle avec la même intensité que dans l'oxygène. La combustion du fer est également très-rapide, lorsqu'on fait tourner rapidement dans l'air une tige de fer chauffée au rouge et attachée à un fil métallique. On doit donc, lorsqu'on travaille le fer, le préserver autant que possible de l'action oxydante de l'air. On le recouvre, dans ce but, d'une couche de sable fin qui forme avec l'oxyde de fer un silicate fusible et qui préserve le métal de l'action de l'oxygène.

Tout le monde sait qu'en frappant vivement un morceau de fer avec un corps dur, comme le silex, on en fait jaillir des étincelles qui peuvent ensuite enflammer des matières facilement combustibles, comme l'amadou. Ce phénomène est dû à une combustion du fer; en battant ainsi le briquet au-dessus d'une feuille de papier, on reconnaît que chaque fragment de métal porté à une température élevée par le choc, se change en peroxyde de fer ou en oxyde intermédiaire qui restent adhérents au papier sous la forme de petits grains bruns ou noirs.

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. L'oxydation du fer est accélérée par la présence de l'acide carbonique de l'air. La rouille contient donc de l'acide carbonique et, de plus, elle renferme ordinairement de l'ammoniaque.

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.

Le fer recouvert de zinc est préservé de la rouille : on le désigne sous le nom de *fer galvanisé*.

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.

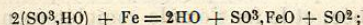
Quand on fait agir sur le fer de l'acide azotique étendu et froid, il arrive souvent que le métal entre en dissolution sans dégager d'hydrogène ; ce gaz se combine avec l'azote de l'acide azotique, et forme de l'azotate d'ammoniaque, tandis que le bi-oxyde d'azote produit par la désoxydation partielle de l'acide azotique se combine avec le sel de protoxyde de fer.

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 sesqui-oxyde de fer.

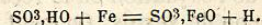
Le fer, mis en contact avec de l'acide azotique fumant et contenant de l'acide azoteux en dissolution, n'est plus attaqué, même quand on enlève l'acide fumant et qu'on le remplace par de l'acide ordinaire : on dit alors qu'il est devenu *passif*. Mais le fer passif se dissout avec vivacité quand on élève 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.

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 (M. Poggendorff).

L'acide sulfurique agit de deux manières différentes sur le fer : lorsqu'il est concentré, et qu'on élève la température, il forme du sulfate de fer et de l'acide sulfureux :



s'il est étendu, il détermine la décomposition de l'eau, et produit un dégagement d'hydrogène :



L'acide chlorhydrique, à l'état gazeux ou en dissolution, produit toujours avec le fer du protochlorure de fer :



OXYDES DE FER.

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

Protoxyde.....	FeO;
Oxyde magnétique.....	Fe ³ O ⁴ = Fe ² O ³ , FeO;
Sesqui-oxyde ou peroxyde..	Fe ² O ³ ;
Oxyde des battitures.....	{ Fe ² O ³ , 4FeO;
Acide ferrique.....	{ Fe ² O ³ , 6FeO;
	FeO ³ .

PROTOXYDE DE FER. FeO.

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 sesqui-oxyde de fer, il constitue l'oxyde de fer magnétique; on ne le rencontre jamais à l'état isolé.

On n'a pas réussi jusqu'à présent à préparer le protoxyde de fer anhydre : 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 sesqui-oxyde de fer de couleur jaune.

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 attire complètement les acides les plus forts.

Cet oxyde prend naissance lorsque le fer se dissout à l'abri de l'air dans les acides sulfurique ou chlorhydrique; l'on reconnaît que, pour 1 équivalent de fer représenté par 350, il se dégage 1 équivalent d'hydrogène 12,5, ce qui correspond à 2 volumes.

Le protoxyde de fer est donc formé de 1 équivalent de métal = 350, et de 1 équivalent d'oxygène = 100. Quoiqu'il n'ait pas été isolé, on ne conserve aucun doute sur sa composition.

SESQUI-OXYDE OU PEROXYDE DE FER. Fe^2O^3 .

Le peroxyde de fer est désigné souvent sous les noms de *rouge d'Angleterre*, de *safran de Mars astringent*, de *safran apéritif*.

Cet oxyde se trouve en abondance dans la nature : on peut l'obtenir artificiellement par plusieurs méthodes ; sa couleur et quelques-unes de ses autres propriétés varient avec son mode de préparation.

Le sulfate de peroxyde de fer soumis à la calcination laisse pour résidu un oxyde pulvérulent d'un beau rouge, qui porte le nom de *colcothar* : $2(\text{SO}^3, \text{FeO}) = \text{SO}^3 + \text{SO}^2 + \text{Fe}^2\text{O}^3$. Le colcothar est souvent employé en peinture à cause de sa belle couleur rouge.

Le sulfate de peroxyde de fer calciné au rouge avec trois fois son poids de sel marin donne un oxyde de fer cristallisé en belles paillettes d'un violet foncé presque noires, semblables aux cristaux d'oxyde de fer que l'on trouve dans les cratères des volcans.

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.

Le peroxyde de fer n'est pas magnétique.

Cependant, M. Pelouze a fait remarquer que le fer en poudre, étant complètement peroxydé par le grillage, ne perd pas la propriété d'être attiré par l'aimant. D'autre part, toutes les fois qu'un carbonate ou un sel organique à base d'oxyde de fer est suffisamment chauffé à l'air pour qu'il y ait élimination complète de l'acide, le peroxyde de fer qui en résulte est toujours très-magnétique (M. Malaguti).

Le peroxyde de fer magnétique se produit encore dans d'autres circonstances ; mais il perd la propriété d'être attirable à l'aimant lorsqu'on l'expose à une température très-élevée.

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.

Le peroxyde de fer calciné au rouge ne se dissout plus que très-lentement dans les acides ; pendant cette calcination, il dégage de la lumière et éprouve un changement moléculaire ;

la chaleur spécifique de l'oxyde de fer calciné est moindre que celle de l'oxyde qui n'a pas subi la calcination (M. Regnault).

Le peroxyde de fer est réductible par l'hydrogène à une température peu élevée et donne du fer pur.

Le sesqui-oxyde de fer a moins d'affinité pour les acides que le protoxyde. Il ne sature pas les acides énergiques et il peut être déplacé des combinaisons salines par l'hydrate de protoxyde de fer.

On obtient le peroxyde de fer hydraté, soit en exposant à l'air de la tournure de fer humide, soit en précipitant par un alcali un sel de sesqui-oxyde de fer. Dans ce dernier cas, l'hydrate retient toujours une certaine quantité d'alcali. Cet hydrate est jaune ; il a pour formule $2\text{Fe}^2\text{O}^3, 3\text{HO}$. On trouve dans la nature un hydrate de sesqui-oxyde de fer qui a pour composition $\text{Fe}^2\text{O}^3, \text{HO}$.

L'oxyde de fer soumis à la calcination devient excessivement dur : celui que l'on trouve dans la nature présente souvent une grande dureté ; après l'avoir poli, on l'emploie sous le nom d'*hématite* pour brunir l'or ou l'argent. Le colcothar sert à polir les glaces en plusieurs métaux.

Le peroxyde de fer se dissout dans les flux, tels que le verre, le borax, et forme, suivant sa proportion, des verres qui sont à peine colorés ou qui présentent une teinte jaune ou rouge.

Le protoxyde de fer et l'oxyde magnétique donnent au contraire aux flux une couleur verte très-foncée. On conçoit donc que, pour décolorer le verre, on transforme le protoxyde de fer et l'oxyde magnétique en sesqui-oxyde de fer qui colore beaucoup moins ; cette oxydation se fait au moyen du peroxyde de manganèse.

(*) Le sesqui-oxyde de fer paraît se comporter comme un acide en présence des bases énergiques, comme la potasse et la soude. Il peut, sous l'influence de la chaleur, chasser l'acide carbonique des carbonates alcalins.

On obtient facilement des combinaisons de sesqui-oxyde de fer avec la potasse ou la soude, en calcinant au contact de l'air des oxalates doubles formés par la combinaison de l'oxalate de peroxyde de fer avec les oxalates de potasse ou de soude : il se forme un composé de potasse et de sesqui-oxyde de fer d'un jaune verdâtre, qui se décompose par l'eau et donne de l'oxyde de fer (M. Mitscherlich).

On peut également produire une combinaison de sesqui-oxyde de fer et de potasse en chauffant au rouge un mélange de 1 partie de fer et 2 parties de nitre (Fremy).

Il se combine aussi avec la chaux, la magnésie, l'oxyde de zinc.

OXYDE DE FER MAGNÉTIQUE. Fe^3O^4 .

On peut obtenir cet oxyde en faisant passer de la vapeur d'eau sur du fer chauffé au rouge, ou en chauffant dans un creuset un mélange de protochlorure de fer et de carbonate de soude (MM. Liebig et Wœhler). Le protoxyde de fer hydraté, soumis à l'action de l'eau bouillante, dégage de l'hydrogène et se transforme aussi en oxyde magnétique.

On prépare l'hydrate d'oxyde magnétique en précipitant par l'ammoniaque un mélange à équivalents égaux de sulfates de protoxyde et de sesqui-oxyde 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; à l'état hydraté, il est magnétique comme à l'état anhydre (M. Abich).

L'oxyde magnétique est généralement considéré comme une combinaison de protoxyde et de sesqui-oxyde de fer; il correspond à l'oxyde rouge de manganèse, $\text{Mn}^2\text{O}^3, \text{MnO}$. 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 sesqui-oxyde.

État naturel. — L'aimant naturel, ou oxyde de fer magnétique, constitue des dépôts plus ou moins considérables dans les terrains anciens, et ne se présente pas dans les terrains de sédiment. Il est ordinairement en masses compactes et forme quelquefois des montagnes entières, comme à Taberg, en Suède. Son aspect est métallique; il est très-magnétique et souvent même magnéti-polaire; on le trouve cristallisé en octaèdres réguliers. Sa densité est égale à 5,09.

Ce corps constitue un excellent minerai de fer, qui fait la principale richesse métallurgique de la Suède et de la Norwège; le fer qu'il produit est presque toujours pur.

(*) OXYDE DE FER DES BATTITURES

$\text{Fe}^2\text{O}^3, 4\text{FeO}$ (Berthier).
 $\text{Fe}^2\text{O}^3, 6\text{FeO}$ (Mosander).

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 sesqui-oxyde de fer avec le protoxyde.

En analysant l'oxyde des battitures préparé dans des circonstances différentes, on a obtenu des résultats différents. Il est probable que la composition de cet oxyde double varie avec la durée de l'oxydation et la place même où on le prend; la partie qui est en contact avec le fer doit être moins oxygénée que celle qui se trouve à la surface.

(*) ACIDE FERRIQUE. FeO^3 . — FERRATES. FeO^3, MO .

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 sesqui-oxyde, et qui a été nommée *acide ferrique* (1).

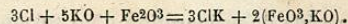
L'acide ferrique n'est pas connu à l'état de liberté; il n'existe qu'en combinaison avec les bases et forme des sels qui sont représentés d'une manière générale par la formule FeO^3, MO .

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

C'est en déterminant le poids du sesqui-oxyde 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:



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

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

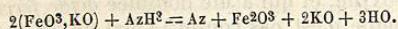
potasse, afin de déterminer la précipitation du ferrate de potasse qu'on recueille et qu'on dessèche sur de la porcelaine déglacée.

Ce sel est d'une grande instabilité; il est décomposé en potasse, en sesqui-oxyde de fer et en oxygène, par une simple évaporation dans le vide, par une légère chaleur, par la présence des corps divisés ou des 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 sesqui-oxyde de fer :



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

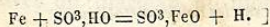
Les propriétés de l'acide ferrique et des ferrates présentent donc les plus grandes analogies avec celles de l'acide manganique et des manganates, et la découverte de l'acide ferrique a établi une analogie de plus entre le fer et le manganèse.

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, le sel absorberait de l'oxygène et serait mélangé à du sulfate de peroxyde de fer qui compliquerait les réactions. Du reste, lorsque le sulfate de protoxyde de fer s'est peroxydé, on le ramène facilement au minimum en faisant passer dans la dissolution un excès d'hydrogène sulfuré; on filtre pour séparer le dépôt de soufre qui s'est formé, et on chasse l'excès de gaz par l'ébullition.

Les sels de protoxyde de fer ont une saveur astringente et métallique. Lorsqu'ils sont hydratés, leur couleur est en général verdâtre, comme celle de leurs dissolutions; mais ils deviennent presque blancs quand on les déshydrate par l'action de la chaleur.

Ils ont une grande tendance à s'oxyder à l'air, et leurs dissolutions laissent déposer un précipité ocreux de sel de peroxyde de fer qui est jaune.

Potasse. — Précipité blanc, verdâtre, insoluble dans un excès de réactif, se transformant à l'air, d'abord en hydrate vert d'oxyde magnétique, et ensuite en hydrate de sesqui-oxyde de fer qui est jaune.

Soude. — Même réaction.

Ammoniaque. — Précipité verdâtre, soluble dans un excès d'ammoniaque. La liqueur exposée à l'air se trouble, et laisse déposer un précipité jaune. La présence du chlorhydrate d'ammoniaque empêche la précipitation.

Carbonates alcalins, phosphates alcalins. — Précipité blanc verdissant à l'air.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité blanc, devenant bleu à l'air à la longue, et immédiatement sous l'influence du chlore.

Cyanoferride de potassium. — Précipité bleu.

Tannin. — Il ne se forme pas d'abord de précipité; la liqueur exposée à l'air devient d'un bleu noirâtre.

(*) *Chlorure d'or.* — Précipité d'or métallique.

(*) *Acide azotique.* — Coloration brune, surtout en chauffant; le sel se transforme en sel au maximum.

Acide sulfurique. — Pas de précipité; si l'acide est énergique, en présence des acétates alcalins, il se forme un précipité noir de sulfure de fer.

(*) *Permanganate de potasse.* — La dissolution de ce sel se décolore instantanément et le sel de protoxyde de fer se transforme en sel de fer au maximum.

Sulfhydrate d'ammoniaque et sulfures solubles. — Précipité noir de sulfure de fer, insoluble dans un excès de réactif.

(*) *Acide oxalique*. — Précipité jaune ne se formant qu'à la longue, soluble dans l'acide chlorhydrique.

(*) *Succinate et benzoate d'ammoniaque*. — Pas de précipité.

SELS DE SESQUI-OXYDE DE FER.

Les sels de sesqui-oxyde de fer neutres sont d'une couleur jaune, qui devient plus foncée quand la proportion de base augmente. Leur dissolution rougit toujours la teinture de tournesol.

Potasse. — Précipité brun d'hydrate de sesqui-oxyde de fer, insoluble dans un excès de réactif.

Soude, ammoniaque. — Même réaction.

Carbonates alcalins neutres, bicarbonates. — Précipité d'hydrate de sesqui-oxyde, accompagné d'un dégagement d'acide carbonique.

Cyanoferrure de potassium. — Précipité de bleu de Prusse.

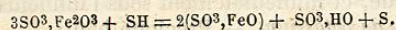
Cyanoferride de potassium. — Pas de précipité, légère coloration en brun verdâtre.

Sulfocyanure de potassium. — Coloration d'un rouge intense ; ce réactif permet de découvrir les plus faibles traces d'un sel de fer au maximum.

Tannin. — Précipité d'un noir bleuâtre (encre).

Sulfhydrate d'ammoniaque. — Précipité noir. Si la quantité de sel de fer est très-faible et le sulfhydrate en excès, la liqueur se colore d'abord en vert, et laisse déposer le sulfure de fer au bout de quelque temps.

Acide sulfhydrique. — Précipité blanc laiteux de soufre ; le sel est ramené au minimum, et la liqueur devient acide :



(*) *Acide oxalique*. — Pas de précipité ; la liqueur se colore en rouge.

(*) *Succinate et benzoate d'ammoniaque*. — Précipité brun.

La présence des matières organiques, telles que l'albumine, l'acide tartrique, empêche souvent la précipitation des sels de fer par les différents réactifs et même par le sulfhydrate d'ammoniaque ; pour reconnaître alors le fer, on détruit les matières organiques par une calcination au contact de l'air ; et on redissout dans l'acide chlorhydrique le résidu qui consiste en oxyde de fer.

(*) CHLORURES DE FER.

Il existe deux chlorures de fer ; tous deux sont volatils. Le

protochlorure FeCl s'obtient à l'état anhydre en faisant passer du gaz chlorhydrique sur du fer chauffé au rouge : il se prépare à l'état d'hydrate en dissolvant le fer dans l'acide chlorhydrique. Le perchlorure de fer anhydre Fe^2Cl^3 se prépare en faisant arriver un excès de chlore sur du fer chauffé au rouge ; on l'obtient ainsi sous forme de belles paillettes violettes. Il est très-soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. En traitant le fer par l'eau régale, on a une dissolution de perchlorure de fer.

CYANURES DE FER. — CYANOFERRURES. — CYANOFERRIDES. — BLEU DE PRUSSE.

Les cyanures de fer correspondent aux oxydes de fer ; ils sont représentés par les formules suivantes :

Protocyanure FeCy . — Sesqui-cyanure Fe^2Cy^3 . — Cyanure magnétique $\text{Fe}^3\text{Cy}^4 = \text{FeCy}, \text{Fe}^2\text{Cy}^3$ (Pelouze).

Le protocyanure de fer se combine avec le cyanure de potassium, et forme un sel jaune que l'on nomme *cyanoferrure de potassium*, qui a pour formule $\text{K}^2\text{Cy}^3\text{Fe}, 3\text{HO} = 2\text{KCy}, \text{FeCy}, 3\text{HO}$.

Ce sel, appelé souvent *prussiate de potasse*, est employé en grandes quantités dans l'industrie. On le prépare en chauffant, en présence du fer, un mélange de carbonate de potasse et de matières animales calcinées ; il se forme, aux dépens de l'azote contenu dans ces matières, du cyanogène qui se combine à la potasse et au fer ; on lessive la masse, et on obtient des cristaux de cyanoferrure de potassium par l'évaporation des eaux de lavage.

On prépare aussi en grand le prussiate de potasse en chauffant du charbon chargé d'une dissolution de carbonate de potasse dans un courant d'azote qu'on se procure en faisant passer de l'air atmosphérique sur du coke incandescent qui le dépouille de son oxygène ; le charbon se combine avec l'azote sous l'influence de la potasse ; on le chauffe ensuite avec de l'eau et du carbonate de fer natif qui se trouve abondamment dans certaines localités ; on obtient ainsi une dissolution de cyanoferrure de potassium.

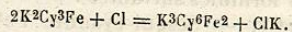
Le cyanoferrure de potassium sert à reconnaître un grand nombre de métaux ; versé dans des dissolutions métalliques, il forme des précipités différemment colorés, dans lesquels les 2 équivalents de potassium contenus dans le cyanoferrure se trouvent remplacés par 2 équivalents du métal qui est en dissolution.

Le sesqui-cyanure de fer peut, comme le protocyanure, se combiner avec le cyanure de potassium et former un sel que l'on

nomme *cyanoferride de potassium*, qui est représenté par la formule suivante : $K^3Cy^6Fe^2 = 3KCy, Fe^2Cy^3$. Ce sel sert également de réactif pour caractériser les métaux ; versé dans une dissolution métallique, il donne naissance à un cyanoferride insoluble dans lequel 3 équivalents du métal remplacent les 3 équivalents de potassium qui se trouvent dans le cyanoferride de potassium.

Le cyanoferride de potassium est le meilleur réactif que l'on puisse employer pour caractériser un sel de fer au minimum qui est précipité en bleu, tandis que les sels de fer au maximum ne sont pas précipités.

Le cyanoferride de potassium s'obtient en faisant passer un courant de chlore dans une dissolution de cyanoferrure de potassium :



La dissolution évaporée donne des cristaux rouges de cyanoferride de potassium.

Le cyanoferride de potassium est employé en teinture pour obtenir la couleur dite *bleu de France*.

Lorsqu'on fait chauffer des tissus de lin, de chanvre, de coton ou de laine dans une dissolution de cyanoferride de potassium contenant de l'acide acétique, il se forme peu à peu une matière bleue, sans doute identique au bleu de Prusse, qui se fixe solidement sur l'étoffe.

On donne le nom de *bleu de Prusse* à un composé bleu formé par la combinaison du protocyanure avec le sesquicyanure de fer. Le bleu de Prusse a pour formule $3FeCy, 2Fe^2Cy^3$; on le prépare en précipitant un sel de fer au maximum par le cyanoferrure de potassium.

Nous donnons ici deux tableaux indiquant les couleurs des précipités formés par le cyanoferrure et le cyanoferride de potassium dans les dissolutions métalliques.

(*) **Couleurs des précipités formés par le cyanoferrure de potassium dans les dissolutions métalliques.** — Sels de magnésium, calcium, strontium, baryum. — Précipité blanc cristallin dans les liqueurs très-concentrées ; pas de précipité dans les liqueurs étendues.

Yttrium. — Précipité blanc, pas de précipité avec l'acétate.

Cérium. — Précipité blanc.

Lanthane. — Précipité blanc.

Thorium. — Précipité blanc.

Zirconium. — Jaune serin, soluble dans un excès de réactif.

Manganèse. — Blanc, devenant ensuite rose.

Protoxyde de fer. — Blanc, bleuissant à l'air.

Peroxyde de fer. — Bleu foncé.

Étain. — Blanc.

Zinc. — Blanc.

Cadmium. — Blanc.

Cobalt. — Vert d'herbe.

Nickel. — Vert-pomme.

Chrome. — Vert gris.

Molybdène. — Brun foncé.

Vanadium. — Jaune tirant sur le vert.

Antimoine. — Blanc.

Titane. — Rouge brun, soluble dans un excès de réactif.

Uranium. — Couleur de sang.

Bismuth. — Blanc.

Protoxyde de cuivre. — Blanc.

Bi-oxycide de cuivre. — Brun pourpré.

Plomb. — Blanc.

Bi-oxycide de mercure. — Blanc, se décomposant rapidement en bi-cyanure de mercure soluble, et protocyanure de fer qui bleuit à l'air.

Argent. — Blanc, bleuissant à l'air.

Palladium. — Olive.

Or. — Blanc.

(*) **Couleurs des précipités formés par le cyanoferride de potassium dans les dissolutions métalliques.**

Sels de protoxyde de fer. — Bleu.

— *d'uranium*. — Brun rougeâtre.

— *de titane*. — Jaune brunâtre.

— *manganèse*. — Gris brunâtre foncé.

— *cobalt*. — Brun rougeâtre foncé.

— *nickel*. — Brun jaunâtre.

— *cuivre*. — Brun jaunâtre sale.

Sels de mercure. — Jaune.

— *d'argent*. — Jaune orangé.

— *de bismuth*. — Brun jaunâtre.

— *de zinc*. — Jaune orangé.

(*) SULFURES DE FER.

Le soufre a une grande affinité pour le fer : ces deux corps se combinent dans les proportions suivantes :

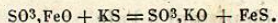
Sous-sulfure de fer.....	FeS;
Autre sous-sulfure.....	Fe ² S;
Protosulfure de fer.....	FeS;
Sesquisulfure de fer.....	Fe ² S ³ ;
Bisulfure de fer (pyrite).....	FeS ² ;
Pyrite magnétique.....	Fe ⁷ S ⁸ = FeS ² ,6FeS = Fe ² S ³ ,5FeS;
Persulfure de fer.....	FeS ³ .

Nous ne parlerons que des sulfures les plus importants.

(*) PROTOSULFURE DE FER.

Ce sulfure s'obtient artificiellement en chauffant en vase clos un mélange de soufre et de fer en lames minces ; le métal se recouvre d'un corps à reflet métallique, cassant, qui est le protosulfure de fer. Il renferme presque toujours un excès de soufre qu'on lui enlève en le chauffant au feu de forge dans un creuset brasqué ; le soufre en excès se transforme en sulfure de carbone.

On peut l'obtenir à l'état d'hydrate, en précipitant un sel de protoxyde de fer par un sulfure alcalin :



Ce corps est noir, insoluble dans l'eau, soluble dans les alcalis et les sulfures alcalins ; cette dissolution est d'un beau vert.

Exposé à l'air, il absorbe l'oxygène et se transforme en sulfate de fer.

Le protosulfure de fer est assez rare dans la nature ; il se rencontre quelquefois dans les mines de houille, où sa présence occasionne souvent des accidents ; il produit, en effet, en s'oxydant à l'air, assez de chaleur pour enflammer le charbon de terre ; on cite plusieurs exemples d'incendies de mines ou de masses de houille qui ont eu pour cause la présence du protosulfure de fer.

On trouve souvent ce corps associé au bisulfure de cuivre, formant alors le *cuivre panaché* des minéralogistes.

Le soufre et le fer peuvent agir l'un sur l'autre à la température ordinaire, sous l'influence de l'humidité, et donner naissance à du sulfure de fer qui est éminemment inflammable.

On obtient ce sulfure en mêlant dans un ballon 60 parties de limaille de fer, 40 parties de soufre et la quantité d'eau nécessaire pour en faire une pâte consistante ; le fer et le soufre s'unissent, et cette combinaison produit assez de chaleur pour volatiliser une partie de l'eau. Si le produit est exposé ensuite à

l'air, il s'enflamme en dégageant de l'acide sulfureux et de la vapeur d'eau ; lorsqu'on le recouvre de sable, il produit quelques-uns des phénomènes apparents des volcans et projette le sable ; ce qui a fait donner à cette préparation le nom de *volcan de Lémery*, du nom de son auteur.

(*) SESQUISULFURE DE FER. Fe²S³.

On prépare ce sulfure en faisant passer, à la température de 100°, un courant d'acide sulfhydrique sur du sesqui-oxyde de fer. Le sesquisulfure de fer est d'une couleur grisâtre, tirant sur le jaune ; il n'est pas attirable par l'aimant ; quand on le chauffe, il se décompose en dégageant du soufre et se transforme en pyrite magnétique.

On peut le préparer par voie humide, en versant un sel de sesqui-oxyde de fer dans un sulfure alcalin.

Ce sulfure se trouve dans la nature uni au protosulfure de cuivre et constitue ainsi la *pyrite de cuivre*, qui est le minerai de cuivre le plus abondant.

(*) BISULFURE DE FER. FeS².

Ce composé est le plus important de tous les sulfures de fer. Il porte le nom de *pyrite martiale*.

On peut le préparer en chauffant avec précaution le protosulfure de fer avec la moitié de son poids de soufre.

On l'a obtenu cristallisé en petits octaèdres d'un jaune de laiton, en mêlant de l'oxyde de fer, du soufre et du sel ammoniac, et en chauffant le mélange au bain de sable à une température assez élevée pour volatiliser le sel ammoniac (M. Wöhler).

On a pu aussi reproduire la pyrite cristallisée par des procédés galvaniques.

On produit aussi du bisulfure de fer en faisant passer de l'acide sulfhydrique sur du peroxyde de fer porté à une température qui doit dépasser 100°. Si l'on opère sur de l'oxyde de fer cristallisé, le sulfure conserve la forme cristalline de l'oxyde. Cette transformation se réalise souvent dans la nature ; on l'appelle *épigénie*. Le phénomène inverse peut également se présenter ; on trouve le sulfure de fer transformé en oxyde et ayant la forme de la pyrite.

Le bisulfure de fer se rencontre ordinairement cristallisé en cubes ou en dodécaèdres d'un jaune de laiton ; sa densité est 4,981 ; il est assez dur pour faire feu au briquet.