Le *fer* pur se dissout complétement dans des acides modérément étendus d'eau. Le *fer* doux ordinaire se dissout complétement dans de l'acide chlorhydrique concentré; mais, avec de l'acide étendu d'eau, un résidu carbonacé reste sans se dissoudre. Dans les deux cas, l'hydrogène dégagé emporte avec lui un composé gazeux carburé, qui lui communique une odeur particulière.

Le *fer* doux contient généralement de 0,25 à 0,5 pour 100 de carbone; quelquefois la quantité est moins élevée. Plus la proportion de carbone est petite, plus le *fer* est doux; et plus elle est élevée, plus le *fer* se rapproche des propriétés de l'acier. Il existe une variété de *fer* presque complétement dépourvue de carbone. Cette espèce de *fer* ne peut pas être solidement corroyée. De là on a supposé que la propriété d'être corroyé est due, dans le *fer*, à la présence du carbone. Cette opinion ne paraît pas suffisamment justifiée; il est plus probable que cette particularité est due à la présence d'une certaine quantité d'oxyde qui ne peut s'introduire dans le métal qu'en présence du carbone.

Parmi les substances étrangères autres que le carbone que renferme le *fer* doux, les plus communes sont, nous l'avons dit, le soufre, le phosphore et le silicium.

Le soufre existe généralement une place importante dans le *fer* doux, même lorsqu'il n'y entre qu'à une dose de 0,034 pour 100; il dispose le métal à se fondre aux extrémités quand on le forge. On dit que du *fer* utile ne doit pas renfermer plus de 0,01 pour 100 de soufre. (Karsten, 423.)

Le phosphore se trouve fréquemment dans le *fer*, et quand sa proportion s'élève à 0,75 pour 100, il rend le *fer* faible et fragile à la température ordinaire. A plus petite dose, il est regardé comme utile en rendant le *fer* plus susceptible d'être soudé.

Le silicium rend le *fer* plus dur et amoindrit sa ténacité, même quand on le trouve à la dose de 0,37 pour 100.

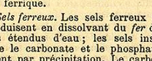
Le manganèse est considéré comme rendant le *fer* plus dur, mais non semblable à l'acier.

Le cuivre détruit la facilité du *fer* à être soudé, sans affecter toutefois sa ténacité.

Il faut ajouter que les preuves sur lesquelles se fondent les opinions précitées, au sujet de l'influence qu'exercent les substances étrangères sur le *fer* doux, manquent de bases sérieuses, et il serait à désirer que ce sujet fût soumis à de nouvelles investigations.

Nous renvoyons au mot FONTE les détails qui se rapportent à cette forme spéciale du *fer*.

— II. COMPOSÉS DE FER. Le *fer* est tétratomique; il forme deux séries de composés, dont les uns ont reçu le nom de composés ferreux, et les autres celui de composés ferriques. Dans les premiers, le *fer* n'est pas saturé; il fonctionne comme diatomique seulement. Dans les seconds, le *fer* est saturé. Toutefois, ce n'est plus un seul atome du métal qui entre en combinaison, ce sont deux atomes, lesquels, en échangeant entre eux deux affinités, forment le groupe Fe^2 hexatomique, comme le montre la figure



Le type des sels ferreux est le chlorure ferreux $FeCl^2$, et le type des sels ferriques est le chlorure ferrique Fe^2Cl^6.

— COMPOSÉS BINAIRES DU FER. 1° *Chlorure ferreux* FeCl² (anc. not. FeCl). On l'obtient à l'état anhydre : 1° en faisant passer un courant de chlore ou d'acide chlorhydrique gazeux sur de la tournure de *fer* chauffée au rouge dans un canon de fusil communiquant avec un récipient où le produit se sublime; 2° en chauffant du *fer* avec du sel ammoniac; 3° en chauffant du *fer* dans de l'acide chlorhydrique à l'abri du contact de l'air et évaporant à siccité.

Le chlorure ferreux cristallise en écailles blanches ou d'un blanc jaunâtre; d'après Senarmont, ces écailles sont à six faces et à un seul axe optique. Le poids spécifique du chlorure ferreux est de 2,528; il fond à la chaleur rouge; si l'on élève la température en tenant le chlorure de *fer* dans un vase bien fermé, il se sublime. Chauffé dans une atmosphère d'hydrogène, il se réduit facilement en acide chlorhydrique et en *fer* pur cristallisé en cubes. Chauffé dans l'air sec ou dans le gaz oxygène, il se transforme en un mélange d'oxyde ferrique et de chlorure ferrique. Ce dernier corps se volatilise.

Le chlorure de *fer* absorbe le gaz ammoniac à la température ordinaire; il se gonfle et se convertit en une poudre blanche, laquelle, exposée à l'air, absorbe rapidement l'eau et l'oxygène, et se convertit en oxychlorure ferrique et en chlorure ferrico-ammoniacal. Le chlorure ferreux, chauffé au rouge dans du gaz ammoniac sec, se convertit en azoture de *fer* Fe^3Az^2, contenant 9,3 pour 100 d'azote. Quand on le mélange avec un peu de poudre de charbon, il est réduit, par la vapeur de zinc, à la chaleur rouge, en donnant une masse cristalline de *fer* métallique qui se présente quelquefois en dentrites, quelquefois en tétraèdres d'une densité spécifique de 7,84.

2° *Chlorure de fer hydraté.* Pour obtenir ce composé, le procédé le plus simple est de dissoudre du *fer* dans de l'acide chlorhydrique aqueux, de chauffer cette solution et de la filtrer à 100°. La solution, une fois refroidie, dépose des cristaux bleuâtres de chlorure hydraté. Poids spécifique, 1,937.

Le sel peut s'obtenir sous la forme d'une poudre cristallisée, en concentrant la solution et en la faisant évaporer au bain-marie jusqu'à consistance de pâte. Chauffés au peu, les cristaux abandonnent leur eau; chauffés rapidement, ils entrent en fusion; ils se dissolvent dans 0,68 parties d'eau, plus facilement dans l'alcool, et, suivant quelques auteurs, dans de l'éther. A la température ordinaire, sous l'influence de l'acide sulfurique, ils entrent en efflorescence. Par l'électrolyse, les solutions aqueuses cèdent de l'hydrogène au pôle négatif, du chlore et de l'oxygène au pôle positif. Le chlorure de *fer* donne des sels doubles avec les chlorures des métaux alcalins.

3° *Chlorure ferrique* Fe^2Cl^6 (anc. not. Fe^2Cl^3), appelé aussi perchlorure de *fer* et *fer* sublimé. Ce composé se trouve quelquefois dans les cratères des volcans et peut être obtenu artificiellement en introduisant dans du gaz chlore du fil de *fer* chauffé au rouge à l'aide d'un morceau d'amadou enflammé et attaché à son extrémité. Le métal brûle avec une flamme rouge, et le chlorure ferrique se forme et se sublime. On peut obtenir le même résultat en faisant passer du gaz chlore sur du *fer* chauffé.

Le chlorure ferrique forme des plaques d'un noir irisé qui ont un grand éclat métallique et se volatilisent à environ 100°. Quand il est chauffé en contact avec le gaz oxygène, il donne de l'oxyde ferrique et du chlore; chauffé avec de la vapeur d'eau, il forme de l'oxyde de *fer* et de l'acide chlorhydrique gazeux. Avec de l'acide sulfurique et du soufre, il se comporte comme le protochlorure.

4° *Chlorure ferrique hydraté.* Le chlorure ferrique se dissout dans l'eau avec un développement considérable de chaleur et bombe en déliquescence dans l'air. Le liquide ainsi obtenu est appelé *oleum Martis*.

5° *Oxychlorure ferrique.* On obtient un sel basique composé de chlorure ferrique et de plus ou moins d'hydrate ferrique en faisant évaporer une solution de chlorure ferrique concentré. Cette masse ne peut plus se dissoudre dans l'eau, à moins qu'on n'y ajoute de l'acide chlorhydrique pour convertir l'hydrate ferrique en chlorure. Une solution de chlorure ferrique chauffée à 300°, dans un tube cacheté, dépose de l'oxyde ferrique.

6° *Bromures de fer.* Le *fer* s'unit en deux proportions avec le brome, en formant le bromure ferreux $FeBr^2$ (anc. not. FeBr) et le bromure ferrique Fe^2Br^6 (anc. not. Fe^2Br^3). Le bromure ferreux s'obtient en faisant passer du brome en vapeur sur du *fer*, et le bromure ferrique en soumettant le bromure ferreux à l'action du brome. Le bromure ferreux cristallise facilement.

7° *Fluorures de fer.* Il y en a deux, le fluorure ferreux $FeFl^2$ et le fluorure ferrique Fe^2Fl^6. Le fluorure ferreux $FeFl^2$ (anc. not. FeFl) est obtenu par la dissolution du *fer* dans de l'acide fluorhydrique; il cristallise par l'évaporation en petites lames incolores et rectangulaires. Ces plaques contiennent de l'eau, qui s'évapore sans décomposition à une chaleur modérée.

Le fluorure ferrique Fe^2Fl^6 (anc. not. Fe^2Fl^3) s'obtient en dissolvant de l'oxyde ou de l'hydrate ferrique dans de l'acide fluoridrique aqueux et se sépare, pendant l'évaporation, en cristaux d'un rose pâle. Chauffé dans un creuset de platine, sur une lampe activée par un soufflet, ce composé entre en fusion et laisse quelquefois monter à la surface de petits cristaux cubiques de fluorure, pendant que la masse en fusion a une couleur rose foncé, due peut-être à la formation d'une petite quantité d'oxyde ferrique. Le fluorure ferrique est isomorphe avec le fluorure d'aluminium, un peu plus fusible que ce composé et également volatil.

Le fluorure ferrique se dissout lentement, mais complétement, dans l'eau; il forme un liquide astringent incolore et douceâtre. Cette solution, mêlée avec de l'ammoniaque, dépose un oxyfluorure qui, quand il est sec, forme une poudre jaune.

8° *Hydure de fer.* La flamme de l'hydrogène, qui se dégage pendant que l'on dissout du *fer* dans des acides étendus d'eau, dépose quelquefois des taches noires si on la coupe avec un morceau de porcelaine. On a conclu de là que cette flamme contenait un composé gazeux de *fer* et d'hydrogène; mais Fresenius, Schlossberger et d'autres chimistes ont démontré que ces taches étaient produites par du phosphore, et que le gaz, lorsqu'il est dégagé de toute impureté entraînée mécaniquement, ne les produit pas. Cameron a prouvé qu'il ne se formait pas d'hydrogène ferré pendant la dissolution d'un alliage de *fer* et de sodium dans les acides.

9° *Iodures de fer.* Il y en a deux, l'iodure ferreux Fel^2, et l'iodure ferrique Fe^2Il^6.

α. *Iodure ferreux* Fel^2. L'iodure ferreux s'obtient en chauffant ou triturant de l'iode avec un léger excès de limaille de *fer*. C'est un composé d'une couleur brune, qui fond à la chaleur rouge, forme, en se refroidissant, une masse grise composée de lames, et se volatilise à une température plus élevée. Ce composé se dissout aisément dans l'eau; une solution d'un vert pâle s'obtient immédiatement en faisant digérer 1 partie de *fer* et 2 ou 4 parties d'iode dans de l'eau. Cette solution, évaporée en contact avec le *fer* et à l'abri de l'air, cède des cristaux verts déliquescents qui contiennent $Fel^2 5H^2O$ (anc. not. $FeIs HO$).

β. *Iodure ferrique* Fe^2Il^6 (anc. not. Fe^2Il^3). Ce composé n'est pas complétement connu; mais il paraît se former quand le *fer* est chauffé avec un excès de vapeur d'iode. Le composé qui en résulte, dissous dans de l'eau, cède une solution d'un brun rouge qui réagit comme la solution obtenue, en dissolvant de l'iode dans de l'iodure de *fer*, ou en dissolvant du *fer* hydraté dans de l'acide iodhydrique. Toutes ces solutions, exposées à l'air, perdent l'iode et déposent de l'hydrate ferrique.

10° *Oxydes de fer.* Le *fer* forme deux oxydes, correspondant aux deux chlorures : le protoxyde ou oxyde ferreux FeO (anc. not. FeO), et le sesquioxyde ou oxyde ferrique Fe^2O^3 (anc. not. Fe^2O^3). Il forme, en outre, plusieurs oxydes de composition intermédiaire, appelés oxydes ferroso-ferriques, qui peuvent être regardés comme des composés des deux autres. Le plus important d'entre ces derniers est l'oxyde magnétique Fe^3O^4 (anc. not. Fe^3O^4); on admet, en outre, l'existence d'un anhydride ferrique hypothétique FeO^3, correspondant aux ferrates $MFeO^4$ (anc. not. $MOFeO^3$); mais cet oxyde n'a pas été isolé.

Oxyde ferreux FeO (anc. not. FeO). L'oxyde ferreux n'existe pas dans la nature, du moins à l'état libre; mais on peut supposer qu'il existe à l'état de combinaison avec l'anhydride carbonique, comme carbonate ferreux, dans le *fer* spathique, et à l'état de solution dans les eaux ferrugineuses. On le trouve aussi combiné avec l'oxyde ferrique dans le minerai de *fer* magnétique. Il est difficile de l'obtenir à l'état pur, à cause de son avidité pour l'oxygène. Suivant Debray, on peut l'obtenir en faisant passer un mélange d'anhydride carbonique et d'oxyde de carbone par parties égales sur de l'oxyde ferrique chauffé au rouge; d'après Liebig, on l'obtient mélangé d'un peu de *fer* métallique en chauffant de l'oxalate ferreux en vase clos. L'oxyde ferreux impur que l'on obtient par ce procédé est une poudre noire pyrophorique qui, en brûlant, se convertit en oxyde ferrique.

— *Sels ferreux.* Les sels ferreux solubles se produisent en dissolvant du *fer* dans des acides étendus; les sels insolubles, comme le carbonate et le phosphate, s'obtiennent par précipitation. Le carbonate se rencontre souvent comme minerai naturel.

La plupart des sels ferreux sont solubles et peuvent cristalliser. Ils sont blancs à l'état anhydre, et d'un bleu verdâtre à l'état hydraté. Les solutions, vertes ou d'un bleu verdâtre, ont un goût fade et un arrière-goût d'encre; elles absorbent rapidement l'oxygène de l'air et abandonnent un dépôt jaune brun de sel ferrique basique, parce que la quantité d'acide renfermée dans la solution ne suffit pas pour former un sel ferrique normal.

Oxyde ferrique Fe^2O^3, *sesquioxyde ou peroxyde de fer.* Cet oxyde se trouve très-abondamment dans la nature. Les minéralogistes le connaissent sous les noms de *fer* spéculaire et d'hématite rouge. Il fait partie de plusieurs variétés de *fer* argileux. L'oxyde ferrique peut être obtenu en petits cristaux, en décomposant avec de la chaux du chlorure de fer chauffé au rouge; en lames minacées, en chauffant l'oxyde ferrique amorphe avec du borax et en soumettant la masse ainsi obtenue à l'action de l'acide chlorhydrique, ou en mélangeant l'oxyde avec du chlorure de calcium. Des cristaux lamineux ou rhomboédriques d'oxyde ferrique s'obtiennent aussi par la calcination de l'oxyde amorphe dans un courant faible d'acide chlorhydrique gazeux.

— *Sels ferriques.* Dans ces sels fonctionne le groupe Fe^2, qui est hexatomique, chacun des deux atomes Fe tétratomiques ayant en une de ses affinités saturée par une affinité pareille de l'autre Fe. Ils dérivent de l'hydrate

$$\left.\begin{matrix}Fe^{2vi}\\H^6\end{matrix}\right\}O^6$$

par la substitution de radicaux acides à l'hydrogène. Dans l'ancienne notation, on écrivait l'hydrate ferrique $Fe^2O^3 3HO$, et l'on considérait les sels ferriques comme résultant de la substitution de trois acides anhydres aux trois HO.

Les sels ferriques normaux sont pour la plupart solubles dans l'eau et difficilement cristallisables; quelques-uns d'entre eux, sont déliquescents. Ils sont le plus souvent analogues, comme composition, aux sels d'aluminium et souvent isomorphes avec eux. Cette analogie de forme et de composition est plus remarquable dans les aluns. Ainsi, le sulfate ferrico-potassique

$$\left.\begin{matrix}Fe^{2vi}\\SO^{2vi}3\end{matrix}\right\}O^6,\ \left.\begin{matrix}SO^{2vi}\\K^2\end{matrix}\right\}O^2+24Aq$$

est isomorphe avec l'alun ordinaire

$$\left.\begin{matrix}Al^{2vi}\\SO^{2vi}3\end{matrix}\right\}O^6,\ \left.\begin{matrix}SO^{2vi}\\K^2\end{matrix}\right\}O^2+24\ Aq.$$

On obtient les sels ferriques solubles en dissolvant de l'oxyde ferrique ou ses hydrates dans des acides étendus d'eau, ou en faisant oxyder des sels ferreux avec de l'acide nitrique et ajoutant la quantité d'acide nécessaire pour former un sel ferrique normal.

FORMULES ATOMIQUES.

$$2\left(\begin{matrix}SO^{2vi}\\Fe^{vi}\end{matrix}\right\}O^4\right)+\left.\begin{matrix}SO^{2vi}\\H^2\end{matrix}\right\}O^2+\left.\begin{matrix}Cl\\Cl\end{matrix}\right\}$$

Sulfate ferreux. Acide sulfurique. Chlore.

$$=2\left(\begin{matrix}H\\Cl\end{matrix}\right\}\right)+\left.\begin{matrix}Fe^{2vi}\\(SO^{2vi})^3\end{matrix}\right\}O^6.$$

Acide chlorhydrique. Sulfate ferrique.

FORMULES ÉQUIVALENTES.

$$2FeO,SO^3 + SO^3,HO + Cl.$$

Sulfate ferreux. Acide sulfurique. Chlore.

$$= HCl + Fe^2O^3,3SO^3.$$

Acide chlorhydrique. Sulfate ferrique.

Les sels insolubles sont obtenus par double décomposition.

11° *Sulfures de fer.* Le *fer* et le soufre s'unissent directement dans des proportions différentes. Outre les deux sulfures qui contiennent moins d'un atome de soufre pour un atome de *fer*, il y a, comme composés différents : le *protosulfure* ou *sulfure ferreux* FeS; le *sesquisulfure* ou *sulfure ferrique* Fe^2S^3; le *disulfure* FeS^2, et enfin le *sulfure magnétique*, qui, par sa composition, tient le milieu entre le *protosulfure* et le *sesquisulfure*. Le *fer* métallique chauffé avec un excès de soufre donne l'un de ces quatre composés, suivant le degré de chaleur auquel il a été soumis. Plus la température est élevée, moins le composé contient de soufre.

12° *Séléniure de fer.* Si l'on fait passer de la vapeur de sélénium sur de la limaille de *fer*, la combinaison se produit avec un développement considérable de chaleur et de lumière. Le produit obtenu est une substance d'un gris jaunâtre, qui possède l'éclat métallique; fondue par la flamme du chalumeau, elle laisse évaporer l'oxyde de sélénium et forme un globule noir et brillant, composé probablement de séléniite ferreux. Mélangée avec du borax, elle donne un composé facile à pulvériser, dont le poids spécifique est de 6,38.

— *Phosphores de fer.* Le phosphore s'unit très-rapidement au *fer* et forme un composé gris, très-fusible, très-dur et qui se polit très-bien.

On peut l'obtenir en chauffant un mélange de phosphate de *fer* et de charbon de bois dans un creuset placé à un feu de forge.

— *Fer titané.* Il existe dans la nature un corps que l'on nomme *fer* titané et qui renferme du *fer*, du titane et de l'oxygène. Ce corps est isomorphe avec le sesquioxyde de *fer* naturel. Pour expliquer cet isomorphisme, on est obligé de considérer le *fer* titané comme un mélange de sesquioxyde de *fer* et de *fer* Fe^2O^3 et d'un oxyde $TiFeO^3$, qui ne serait autre que l'oxyde précédent, où un atome de *fer* serait remplacé par du titane.

Si cette interprétation est exacte, la substitution d'un atome de titane tétratomique à un atome de *fer* et l'isomorphisme de ce produit de substitution avec l'oxyde de *fer* ordinaire sont une preuve de plus en faveur de la tétratomicité du *fer*.

— ANALYSE QUALITATIVE ET DOSAGE DU FER. *Réactions à la flamme du chalumeau.* Les sels ferreux chauffés à la flamme extérieure, avec du borax ou des fils de platine, donnent des globules jaunes dont la couleur s'efface à mesure qu'ils refroidissent; avec une plus grande quantité de *fer*, les globules seront rouges et deviendront jaunes si on les chauffe à la flamme intérieure, on obtient une glace d'un vert bouteille. Chauffés à la flamme extérieure du chalumeau avec du sel phosphoreux, les globules sont d'abord d'un jaune rouge, et passent successivement par le jaune et le vert pour se décolorer. Les réactions sont communes aux sels, aux composés ferriques et ferreux. On peut distinguer l'oxyde ferreux dans les minerais, en chauffant la substance à la flamme intérieure avec un globule de borax coloré par une petite quantité d'oxyde de cuivre. Si l'oxyde ferreux est présent, il se forme sur le globule de petites taches rouges.

— *Réactions dans les solutions.* Quelques composés de *fer* sont solubles dans l'eau; presque tous sont solubles dans les acides. Cependant, quelques-uns d'entre eux, et particulièrement l'oxyde ferrique naturel et artificiel, ne peuvent se dissoudre, quand ils ont été fortement chauffés, qu'en bouillant longtemps dans de l'acide chlorhydrique. La dissolution de plusieurs minerais de *fer* et de l'oxyde ferrique est facilitée par l'addition du zinc ou du chlorure stanneux, qui réduisent l'oxyde ferrique en oxyde ferreux. Le carbonate alcalin, l'acide de potassium ou de sodium peuvent aussi aider à la dissolution des minerais de *fer*.

Les sels au minimum sont généralement verts, et les sels au maximum jaunâtres. Ils se distinguent par les caractères suivants :

1° Le cyanoferrure de potassium précipite en bleu les sels de *fer* au maximum, et en blanc les sels au minimum;

2° Le cyanoferride de potassium précipite en bleu les sels de *fer* au minimum, et ne précipite pas les sels au maximum;

3° Les alcalis donnent avec les sels au minimum un précipité vert qui jaunit à l'air, et avec les sels au maximum un précipité jaune dont la teinte ne change pas;

4° L'acide sulfhydrique n'agit pas sur les sels au minimum; il réduit les sels au maximum, et du soufre se dépose;

5° Les sulfures alcalins donnent avec les deux classes de sels un précipité noir très-soluble dans les acides étendus.

— *Dosage du fer.* Le *fer* est toujours dosé sous la forme d'oxyde ferrique. Si la solution examinée contient de l'oxyde ferreux, il faut la faire bouillir avec de l'acide nitrique en quantité suffisante pour convertir le tout en oxyde ferrique, puis employer un excès d'ammoniaque pour le précipiter. Le précipité, après avoir été réuni sur un filtre, lavé et séché, est chauffé jusqu'au rouge modéré. Une température plus élevée exposerait une partie de l'oxygène. 10 parties d'oxyde ferrique pur correspondent à 7 parties de *fer* métallique. On est quelquefois obligé d'employer la potasse comme précipitant; d'autres fois, quand la solution contient des matières organiques, le *fer* doit être précipité par le succinate d'ammonium.

Si le *fer* est combiné ou mélangé avec des substances volatiles ou inflammables, il suffira de le faire chauffer au contact de l'air.

Il y a aussi une manière de doser le *fer* à l'aide du cuivre.

Une plaque de ce métal, ayant de 15 à 20 parties de cuivre pour 2 ou 3 parties d'oxyde ferrique, est plongée complétement dans une solution de chlorure ferrique et d'acide chlorhydrique étendu d'eau. Après que la solution a été chauffée et refroidie, on pèse le cuivre, précédemment lavé, soumis à des affusions répétées, et enfin séché. La perte de poids, multipliée par 0,894, donne le chiffre de la quantité de *fer* renfermée dans la solution; car chaque atome de cuivre, égal à 63,5, représente l'atome de *fer*, égal à 56 dans la solution $\frac{56}{63} = 0,894$; c'est-à-dire que la perte de poids, multipliée par $\frac{80}{63,5} = 1,252$, donnera la quantité d'oxyde ferrique renfermée dans la solution.

L'argent, à l'état spongieux, peut aussi être employé pour réduire le chlorure ferrique. Les produits de la réaction sont du chlorure ferreux, qui reste en solution, et du chlorure d'argent, qui se mélange avec l'argent métallique et augmente son poids. Comme dans cette combinaison deux atomes de chlore entrent en combinaison avec l'argent correspondent à deux atomes de *fer*,

$$Fe^2Cl^6 + Ag^2 = Fe^2Cl^4 + 2AgCl,$$

l'augmentation du poids, multipliée par

$$\frac{2 \times 56}{35,5 \times 2} = 1,5774,$$

donne la quantité de *fer* renfermée dans la solution; ou encore

$$\frac{80}{35,5} = 2,2535$$

donne la quantité d'oxyde ferrique.

Le mode de réaction par le cuivre et l'argent peut être employé pour déterminer les quantités d'oxydes ferrique et ferreux, lorsqu'ils se rencontrent ensemble dans une solution.

— *Séparation du fer d'avec les autres éléments.* Le *fer* se sépare facilement de tous les métaux du premier groupe à l'aide de l'acide sulfhydrique, qui détruit ces métaux pour ne s'effacer à mesure qu'ils refroidissent; avec une plus grande quantité de *fer*, les globules seront rouges et deviendront jaunes si on les chauffe à la flamme intérieure, on obtient une glace d'un vert bouteille. Chauffés à la flamme extérieure du chalumeau avec du sel phosphoreux, les globules sont d'abord d'un jaune rouge, et passent successivement par le jaune et le vert pour se décolorer. Les réactions sont communes aux sels, aux composés ferriques et ferreux. On peut distinguer l'oxyde ferreux dans les minerais, en chauffant la substance à la flamme intérieure avec un globule de borax coloré par une petite quantité d'oxyde de cuivre. Si l'oxyde ferreux est présent, il se forme sur le globule de petites taches rouges.

— *Réactions dans les solutions.* Quelques composés de *fer* sont solubles dans l'eau; presque tous sont solubles dans les acides. Cependant, quelques-uns d'entre eux, et particulièrement l'oxyde ferrique naturel et artificiel, ne peuvent se dissoudre, quand ils ont été fortement chauffés, qu'en bouillant longtemps dans de l'acide chlorhydrique. La dissolution de plusieurs minerais de *fer* et de l'oxyde ferrique est facilitée par l'addition du zinc ou du chlorure stanneux, qui réduisent l'oxyde ferrique en oxyde ferreux. Le carbonate alcalin, l'acide de potassium ou de sodium peuvent aussi aider à la dissolution des minerais de *fer*.

Les sels au minimum sont généralement verts, et les sels au maximum jaunâtres. Ils se distinguent par les caractères suivants :

1° Le cyanoferrure de potassium précipite en bleu les sels de *fer* au maximum, et en blanc les sels au minimum;

2° Le cyanoferride de potassium précipite en bleu les sels de fer au minimum, et ne précipite pas les sels au maximum;

3° Les alcalis donnent avec les sels au minimum un précipité vert qui jaunit à l'air, et avec les sels au maximum un précipité jaune dont la teinte ne change pas;

4° L'acide sulfhydrique n'agit pas sur les sels au minimum; il réduit les sels au maximum, et du soufre se dépose;

5° Les sulfures alcalins donnent avec les deux classes de sels un précipité noir très-soluble dans les acides étendus.

— *Dosage du fer.* Le *fer* est toujours dosé sous la forme d'oxyde ferrique. Si la solution examinée contient de l'oxyde ferreux, il faut la faire bouillir avec de l'acide nitrique en quantité suffisante pour convertir le tout en oxyde ferrique, puis employer un excès d'ammoniaque pour le précipiter. Le précipité, après avoir été réuni sur un filtre, lavé et séché, est chauffé jusqu'au rouge modéré. Une température plus élevée exposerait une partie de l'oxygène. 10 parties d'oxyde ferrique pur correspondent à 7 parties de *fer* métallique. On est quelquefois obligé d'employer la potasse comme précipitant; d'autres fois, quand la solution contient des matières organiques, le *fer* doit être précipité par le succinate d'ammonium.

Si le *fer* est combiné ou mélangé avec des substances volatiles ou inflammables, il suffira de le faire chauffer au contact de l'air.

Il y a aussi une manière de doser le *fer* à l'aide du cuivre.

Une plaque de ce métal, ayant de 15 à 20 parties de cuivre pour 2 ou 3 parties d'oxyde ferrique, est plongée complétement dans une solution de chlorure ferrique et d'acide chlorhydrique étendu d'eau. Après que la solution a été chauffée et refroidie, on pèse le cuivre, précédemment lavé, soumis à des affusions répétées, et enfin séché. La perte de poids, multipliée par 0,894, donne le chiffre de la quantité de *fer* renfermée dans la solution; car chaque atome de cuivre, égal à 63,5, représente l'atome de *fer*, égal à 56 dans la solution $\frac{56}{63} = 0,894$; c'est-à-dire que la perte de poids, multipliée par $\frac{80}{63,5} = 1,252$, donnera la quantité d'oxyde ferrique renfermée dans la solution.

Pour séparer le *fer* du cobalt, on peut, quand les deux métaux sont précipités ensemble par le sulfure d'ammonium, faire digérer les sulfures avec l'acide acétique ou l'acide chlorhydrique dilué; le *fer* se dissout alors comme acétate, tandis que le cobalt n'est pas altéré. Le *fer* peut être séparé du nickel par le procédé employé pour le cobalt; seulement, on se servira de nitrite de potassium. Le *fer* et le nickel peuvent aussi être séparés en précipitant le *fer* comme oxyde ferrique avec du carbonate de baryum. Ce mode de préparation ne peut s'employer pour le cobalt, car il serait à craindre qu'une partie de ce métal ne fût précipitée avec le *fer*.

L'uranium peut être séparé du *fer*, tous deux étant à l'état de sesquioxyde, en traitant la solution avec un excès de carbonate d'ammonium, qui précipite l'oxyde ferrique et conserve l'uranium à l'état de solution.

Il y a plusieurs manières de séparer le *fer* d'avec l'aluminium. On peut d'abord séparer le *fer*, sous la forme de sel ferrique, par un excès de potasse qui, bouilli avec une solution concentrée des deux sels, précipite le *fer* comme oxyde ferrique et retient l'aluminium en solution. Le *fer* et l'aluminium se séparent plus facilement à l'aide de l'hyposulfure de sodium, qui précipite l'aluminium avec le soufre et laisse le *fer* en solution.

Un autre mode de séparation consiste à mélanger à la solution une quantité suffisante d'acide tartrique pour empêcher la précipitation des acides quand le métal est rendu alcalin. On ajoute alors un excès d'ammoniaque, et l'on précipite le *fer* comme sulfure par le sulfure d'ammonium. Ce procédé peut être employé avec avantage pour séparer le *fer* des métaux suivants : cérium, glucinium, magnésium, thorium, yttrium et zirconium. Le *fer* peut être séparé de la glucine et de plusieurs autres protoxydes, sous la forme de sesquioxyde, par précipitation avec le carbonate de baryum. L'oxyde ferrique peut être séparé de la magnésie en le précipitant avec de l'ammoniaque, après addition de sel ammoniac, ou mieux encore avec le succinate ou benzoate d'ammoniaque employé comme pour le manganèse.

L'oxyde ferrique est séparé des alcalins et des terres alcalines par l'ammoniaque. Si la solution contient des substances organiques, le *fer* doit être précipité par le sulfure d'ammonium.

La précipitation par l'ammoniaque sert à séparer le *fer*, à l'état ferrique, de la plupart de sels inorganiques, tels que le nitrate, le sulfate, etc. On le sépare de l'acide phosphorique ou borique en dissolvant le sel dans l'acide chlorhydrique; on ajoute de l'acide tartrique et un excès d'ammoniaque, et on précipite le *fer* pas le sulfure d'ammonium.

On sépare le *fer* de l'arsenic, en précipitant avec de l'acide sulfhydrique l'arsenic ou arséniate de *fer* dissous dans l'acide chlorhydrique. Ces sels peuvent aussi être décomposés à sec en les calcinant dans une vapeur d'acide sulfhydrique gazeux. Le sulfure d'arsenic s'évapore et le sulfure de *fer* reste.

— ESSAIS DES MINERAIS DE FER. *Par voie humide.* Avec la plupart des minéraux ferrugineux employés pour l'extraction du *fer*, les oxydes et les carbonates, par exemple, le *fer* peut être séparé en bouillant avec de l'acide chlorhydrique. Le minerai insoluble, qui est composé de quartz, d'argile, etc., peut s'analyser par la fusion avec un carbonate alcalin.

La solution acide contient généralement, outre le *fer*, du manganèse, de l'aluminium, du calcium, du magnésium, des métaux alcalins et de petites quantités de soufre, de phosphore, d'arsenic, de silicium, de titane, et moins fréquemment du cuivre, du zinc, du plomb, du vanadium, du chromium, du molybdénium et du tungstène. Ces éléments peuvent être reconnus et séparés par les procédés déjà décrits. Les quatre derniers, avec le titane, peuvent être séparés en fondant le minerai pulvérisé avec un mélange de carbonate et de nitrate alcalin, et traitant la masse fondue avec de l'eau.

Si le *fer* ne peut pas être complétement extrait à l'aide de l'acide chlorhydrique, il faudra pulvériser le minerai et le faire fondre avec du carbonate ou du sulfate acide de métal alcalin (bisulfate de potasse). La masse fondue sera ensuite dissoute dans de l'eau ou de l'acide aqueux; on fera évaporer la silice et on examinera les éléments constitutifs.

Dans les analyses complètes et qualicatives des minerais de *fer*, il est nécessaire de déterminer la quantité d'eau et d'acide carbonique.

— *Poids atomique du fer.* Le poids atomique du *fer* a été déterminé de plusieurs manières différentes :

1° Par le poids de l'oxyde ferrique obtenu en dissolvant une quantité connue de *fer* pur dans de l'acide nitrique, en le précipitant avec de l'ammoniaque, etc.; 2° par la quantité de *fer* obtenue en réduisant un poids connu d'oxyde ferrique avec de l'hydrogène; 3° en mesurant le volume d'hydrogène dégagé dans la solution de *fer* et d'acide chlorhydrique; 4° par la quantité de chlorure d'argent obtenue en précipitant une quantité connue de perchlorure ferrique ou ferreux avec du nitrate d'argent.

Le nombre 27,12, déduit des premières expériences de Berzélius, fut longtemps adopté comme poids atomique du *fer*, quoique Bucholz ait déterminé, quelques années avant, la composition de l'oxyde ferrique d'une manière qui se trouve plus près de la vérité. Berzélius fut plus tard conduit à conclure que ses premières expériences avaient été erronées, et, après de nouveaux essais, il adopta le nombre 28,03. Le nombre 28 est maintenant universellement adopté comme le véritable poids atomique du *fer*, en supposant le métal monatomique dans les sels ferreux et sesquiatomique dans les sels ferriques : chlorure ferreux, $FeCl$, et chlorure ferrique, Fe^2Cl^3. Si cependant le *fer* est considéré comme tétratomique, fonctionnant comme diatomique dans les composés ferreux, et comme triatomique dans les composés ferriques, ce qui est plus en rapport avec les recherches récentes :

Chlorure ferreux, $FeCl^2$;
Oxyde ferreux, FeO;
Chlorure ferrique, Fe^2Cl^6;
Oxyde ferrique, Fe^2O^3;

le poids atomique du *fer* devient Fe = 56.

L'équivalent du *fer*, c'est-à-dire la quantité de métal qui remplace un atome d'hydrogène, dans les composés ferreux, est toujours égal à 28, et, dans les composés ferriques, Fe^2Cl^6 (anc. not. Fe^2Cl^3), il est de $\frac{2}{3}$ de 28 ou 18 $\frac{2}{3}$.

— *Fer natif.* Le *fer*, répandu si abondamment dans les divers composés de la croûte terrestre, ne se trouve que rarement à l'état natif. Encore une grande partie des échantillons que l'on possède aujourd'hui est-elle d'origine étrangère à notre globe. Les aréolithes, en effet, ont fourni jusqu'ici la plupart des fragments de *fer* métallique naturel. Cette provenance a même souvent fait désigner le métal trouvé dans ces conditions, sous le nom de *fer météorique*.

Le *fer* météorique présente toujours un certain nombre de caractères, à l'aide desquels un chimiste pourra facilement reconnaître sa provenance et s'assurer de l'authenticité du minéral.

Le *fer* météorique n'est pas seul; il est presque toujours accompagné de petits cristaux vert-olive. De place en place, on peut remarquer des taches d'un jaune de laiton. Les cristaux verdâtres sont des prismes rectangulaires; ils ont la composition d'un silicate double ferro-magnésien. C'est la variété de Péridot, désignée sous le nom d'olivine. Quant aux cristaux jaune brillant, leur composition est celle de la pyrite de *fer* (FeS^2). Un second caractère du *fer* météorique est la présence fréquente d'un minéral décrit par les minéralogistes sous le nom de *schreibersite*. C'est un phosphure double de nickel et de *fer*. Il s'étend en lames flexibles d'un jaune métallique, surtout sur les surfaces oxydées. Quelques échantillons de *fer* natif sont passifs, c'est-à-dire que, plongés dans une dissolution neutre de sulfate de cuivre, ils n'en précipitent pas le cuivre comme le ferait le *fer* ordinaire. Il est encore un caractère peut-être plus décisif et plus sûr que ceux-ci. Si on lime et polit une surface de *fer* natif, et que l'on verse sur la surface bien lisse une certaine quantité d'acide nitrique étendu, le métal est attaqué. Si on enlève l'acide, on voit sur la surface attaquée se dessiner des figures régulières ayant, le plus souvent, la forme d'un triangle équilatéral. Ce sont ces dessins auxquels on a donné le nom de *figures de Widmann*. Jusqu'ici, on ne connaît pas un échantillon authentique de *fer* météorique n'ayant pas donné lieu à ce fait curieux. On peut donc le considérer comme caractéristique; traité par l'acide chlorhydrique, le métal natif se dissout en laissant un résidu noir. L'examen microscopique de ces parcelles insolubles y montre deux sortes de cristaux : les uns, à aspect métallique,