

LE FER

I- Généralité :

Elément chimique (Fe); n. at. 26; p. at. 55,847; p.f. 1 536°C; p. éb. 3 000 °C; dens. 7, 86 g/cm³, réseau cristallin cubique centre.

C'est le métal de très loin le plus utilisé. En dehors de petits gisements au **Groenland**, on ne trouve le fer à l'état natif que dans les météorites, qui en contiennent **90%**.

Le fer est extrêmement répandu sous forme de minerais, comme les **oxydes (hématite Fe₂O₃ et magnétite Fe₃O₄)**, les **oxydes hydratés (limonite Fe₂O₃, H₂O)**, les **sulfures (pyrites FeS₂)**, les **carbonates (sidérite FeCO₃)**, les **silicates**.

Le fer est extrait des oxydes par **réduction** et **carburation** avec du charbon dans les hauts fourneaux, où se forme d'abord de la **fonte** qui peut être convertie en **acier** ; le fer peut aussi être tiré des produits solides (**oxydes de fer**) obtenus comme résidu dans le grillage des pyrites.

Le fer est un composant essentiel des organismes animaux, car il fait partie de la **molécule d'hémoglobine** (chaque molécule d'hémoglobine contient **quatre atomes de fer**) ; de plus, il est présent en petite quantité dans presque tous les aliments.

II- Propriétés physiques et chimiques :

Le fer existe sous trois formes cristallines appelées **fer x**, **fer o** et **fer y** (cubiques centrées pour les deux premières, cubique à faces centrées pour la troisième). Au moment où il se solidifie, il est sous la forme o, stable jusqu'à **1 401°C**. A cette température, il se transforme en fer y, stable jusqu'à **906°C** ; au-dessous de cette température, c'est la forme x qui est stable (**ferrite**), **magnétique** au-dessous de **768°C**. A l'air, le fer réagit lentement en présence d'eau, se recouvrant de **rouille (carbonate basique hydraté)**, alors qu'il reste inaltéré dans l'air sec. Chauffé au rouge, il peut décomposer l'**eau** en libérant de l'**hydrogène** ; il est facilement attaqué par l'**acide chlorhydrique** et par l'**acide sulfurique** dilués ; il ne se dissout pas dans l'**acide nitrique** concentré, car il se forme une couche compacte et protectrice d'oxyde.

Le fer donne deux séries principales de composés : les **composés ferreux (degré d'oxydation +2)** et les **composés ferriques (degré d'oxydation +3)**. Il existe aussi des composés où le fer est présent avec pour degrés d'oxydation **0** (par exemple : les **fer-carbonyles**) et **+ 6 (les ferrates)**. Les composés ferriques sont généralement plus stables que les composés ferreux : la valeur du potentiel normal d'**oxydoréduction** du couple **Fe³⁺ / Fe²⁺**, égale à **0,77 volt**, montre en effet que le fer+2 à une certaine tendance à s'oxyder en donnant du fer+3.

III- Composés du fer :

Le fer au degré d'oxydation zéro est présent dans les fer-carbonyles de formule **Fe (Co) 9**, composés volatils, qui se forment par action de l'**oxyde de carbone** sur le fer, à température allant jusqu'à **200°C** ; c'est à la formation de ces composés qu'est due la décarburation de nombreux aciers. Parmi les composés du **fer bivalent**, on peut citer principalement l'oxyde de fer **FeO**, poudre noire instable à la température ambiante (elle a tendance à se transformer en **oxyde ferrique Fe₃O₄**, oxyde **magnétique** dont sont constitués les **aimants naturels**) ; l'**hydroxyde ferreux Fe (OH) 2**, masse gélatineuse verdâtre qui s'oxyde facilement en donnant de l'**hydrate ferrique** ; le sulfure ferreux **FeS (pyrrhotite)** noir et la **pyrite (FeS₂)** extrêmement répandue dans la nature et matière première pour la fabrication de l'**acide sulfurique** ; le **sulfate ferreux FeSO₄. 7H₂O** (préparé à partir du fer métallique et de l'acide sulfurique), utilisé dans la fabrication des **encres**, en **teinturerie** comme **mordant**, et médecine comme **désinfectant** ; le **carbonate ferreux FeCO₃**, qui se trouve dissous dans les eaux ferrugineuses à l'état de **bicarbonate Fe (HCO₃) 2**.

Les composés ferriques (dans lesquels le fer est trivalent), comprennent : l'oxyde ferrique, ou hématite, **Fe₂O₃**, principale matière pour l'extraction du fer, poudre brun-rouge utilisée aussi comme pigment ; l'**hydrate ferrique Fe (OH) 3**, masse gélatineuse brun-rouge correspondant à la **limonite naturelle (FeO₂. H₂O)** ; le **sulfure ferrique Fe₂S₃** qui se trouve dans la nature associé au **sulfure de cuivre**, comme dans la **chalcopryrite Cu₂S. Fe₂S₃** ; le **chlorure ferrique FeCl₃** très soluble dans l'eau ; le **sulfate ferrique Fe₂ (SO₄)₃** d'où dérivent les **aluns**.

Le fer, dans les états d'oxydation + 2 et + 3, forme de nombreux complexes, à commencer par les **ferrocyanures Fe (CN) 4-** **6-** et les **ferricyanures Fe (CN) 3-** **6-**.

En particulier l'**x – x' dipyridyle (dip)**, en présence de sels de fer bivalent, forme des ions complexes de type **Fe (dip) 2+3**, de couleur rouge, utilisés comme **indicateurs** dans le tirage des solutions d'un sel de fer bivalent.

Le **fer trivalent (III)** a, quant à lui, une grande aptitude à former des complexes avec les composés carbonylés (par exemple avec l'**acide salicylique** et l'acide **oxalique**, les **B dicétones**, etc.). Dans l'état d'**oxydation + 6**, le fer est présent dans les ferrates, dont le plus connu est le **ferrate de potassium**

K₂FeO₄ : ce dernier se forme par oxydation du fer avec du **nitrate de potassium** et n'est stable qu'en solution alcaline.

Le fer est rarement utilisé pur : il est presque exclusivement employé sous forme d'alliages, principalement avec du carbone, qui donne des fontes et des aciers d'importance fondamentale dans l'industrie métallurgique.