

ALUMINIUM ET FER

I- Généralité :

A- Aluminium :

1- Etat naturel :

Elément chimique (Al), n.at. 13, p. at.26, 9815, p.f.660°C, p. éb. 2 270°C, dens.2, 70 g/cm³ ; réseau cristallin cubique à faces centrées. Il est, sous forme de nombreux composés, largement répandu dans la **nature** (7,51% dans la croûte terrestre) mais ne peut être extrait que de la **bauxite**, un de ses oxydes hydratés (**Al₂O₃**).

L'**oxyde pur** et cristallin (**corindon**) peut présenter plusieurs coloris et les caractéristiques de pierres précieuses (**rubis, saphirs**).

2- Caractéristiques chimiques :

L'aluminium est solubilisable par les **acides** à caractère non oxydants (par exemple l'**acide chlorhydrique**) et par les **alcalis** forts ; les acides oxydants (par exemple l'**acide nitrique**) l'attaquent peu, car sa surface est recouverte d'une couche protectrice d'oxyde (**passivation**) ; en revanche, les solutions salines exercent sur lui une forte action corrosive.

L'aluminium présente une propriété hautement **électropositive**, et constitue donc un excellent **réducteur**.

Il appartient au **IIIe groupe** de la classification périodique et manifeste toujours dans ses composés le degré d'oxydation + 3. Parmi ses composés, il faut rappeler l'**alun (sulfate)** et l'**alumine (oxyde)**.

L'**hydroxyde Al (OH)₃** est un précipité blanc doté d'une propriété **amphotère** dans la mesure où il se transforme soit en acides (avec formation des sels d'aluminium respectifs), soit en **bases** (avec formation d'**aluminates**).

3- Caractéristiques physiques :

L'aluminium est un métal au coût relativement modeste, présentant une conductibilité électrique et thermique élevée, une haute malléabilité, une grande souplesse, avec un comportement particulier face à la corrosion.

La charge de rupture varie entre 9 et 20kg/mm² et l'allongement entre 30-40% (pour un matériau recuit) et 2% (matériau soumis à des travaux mécaniques). Il est également intéressant dans les applications nucléaires, en dépit de ses limites d'emploi, dues à sa température de fusion basse, car c'est un faible absorbeur de neutrons. Sa bonne résistance à la corrosion est due à sa passivation, citée plus haut, qui protège le métal de l'attaque ultérieure de l'air, de l'eau, de l'acide citrique.

B- Fer :

1- Etat naturel :

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.

2- 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 a une certaine tendance à s'oxyder en donnant du fer+3.

EXERCICES :

- 1- a- Calcule le volume de dioxygène nécessaire pour brûler 108 g de poudre d'aluminium.
c- Calcule la quantité de chaleur dégagée.

$M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$; $V_0 = 22,4 \text{ l/mol}$; la combustion d'une mole d'aluminium fournit 800 kJ.

- 2- On prépare 30 g de chlorure de fer III. Calcule la masse de fer et le volume de dichlore nécessaire à cette préparation.

$M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$; $V_0 = 22,4 \text{ l/mol}$.