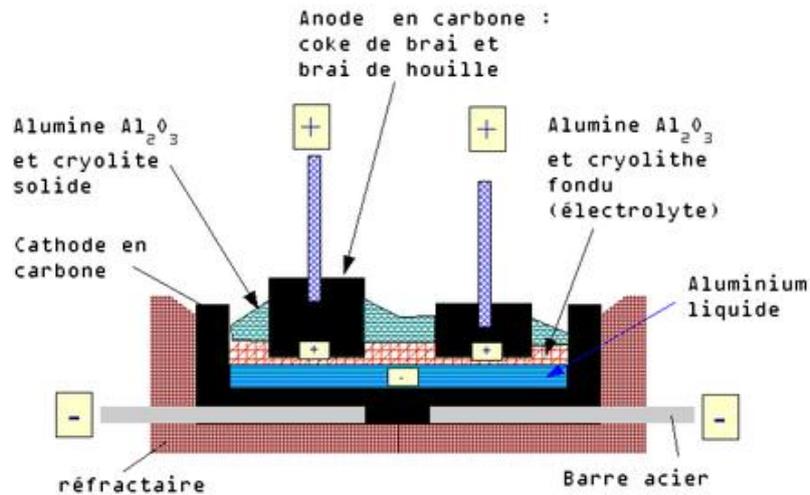
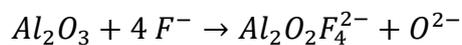


Production d'aluminium par électrolyse de l'alumine

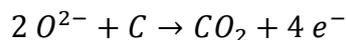
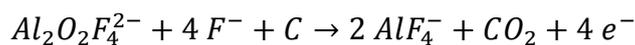


L'aluminium primaire (non recyclé) est obtenu par électrolyse à partir de l'alumine de formule Al_2O_3 elle-même extraite d'un minerai appelé bauxite.

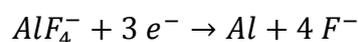
Le procédé consiste à dissoudre l'alumine dans un bain contenant notamment des ions fluorure, formant avec cette dernière l'électrolyte et se trouvant à une température entre 950° et 1000° C. Se forment notamment des ions $Al_2O_2F_4^{2-}$ selon la réaction :



A l'anode en carbone, se déroulent les réactions suivantes :



et à la cathode :



- 1) Sachant que le fluor est l'élément le plus électronégatif de la classification et qu'il se voit de ce fait attribué un nombre d'oxydation égal à $-I$ dans sa liaison à l'aluminium tandis que l'oxygène se voit attribué un nombre d'oxydation de $-II$, identifier les réactions d'oxydation et de réduction et en déduire les deux couples redox concernés
- 2) Etablir l'équation bilan de l'électrolyse de l'alumine. En déduire les substances consommées et les produits de réactions.
- 3) En déduire la quantité d'électricité nécessaire pour obtenir 1 tonne d'aluminium.

Données : Masse molaire $M(Al) = 27 \text{ g mol}^{-1}$

Correction :

- 1) Dans Al_2O_3 on attribue à chaque élément oxygène les deux doublets de liaison ce qui lui confère une charge de $-2 e$ et un nombre d'oxydation de $-II$

$$2 \text{ no}(Al) + 3 \text{ no}(O) = 0$$

$$2 \text{ no}(Al) = -3 \times (-2)$$

$$\text{no}(Al) = III$$

Dans $Al_2O_2F_4^{2-}$ on attribue un nombre d'oxydation de $-II$ à l'élément oxygène et de $-I$ à l'élément fluor

$$2 \text{ no}(Al) + 2 \text{ no}(O) + 4 \text{ no}(F) = -2$$

$$2 \text{ no}(Al) = 6$$

$$\text{no}(Al) = III$$

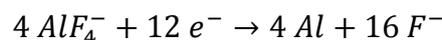
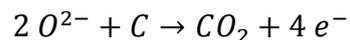
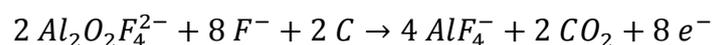
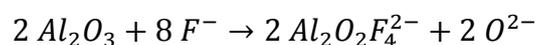
Dans O^{2-} le nombre d'oxydation de l'élément oxygène est $-II$, dans F^- celui de l'élément fluor est $-I$

Dans C le nombre d'oxydation de l'élément carbone est 0 et dans CO_2 il est de IV

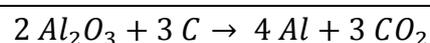
Dans Al le nombre d'oxydation de l'élément aluminium est 0

Il s'agit bien d'une réaction d'oxydoréduction où l'aluminium est réduit et le carbone oxydé. Les couples redox sont (Al_2O_3, Al) et (CO_2, C)

- 2) L'équation bilan s'obtient en combinant ainsi les demi-équations :



Cela conduit à :



Cette équation fait apparaître que l'alumine et le carbone sont consommés tandis que se produit un dégagement gazeux de dioxyde de carbone et qu'est produit l'aluminium à l'état liquide. (donc à haute température)

- 3) La demi équation relative à la production d'aluminium montre que pour chaque mole d'aluminium produite il faut consommer 3 moles d'électrons. Ainsi :

$$n_{e^-} = 3 n_{Al} = 3 \frac{m_{Al}}{M(Al)} = 3 \times \frac{10^6}{27} = 1,1 \times 10^5 \text{ mol}$$

La quantité d'électricité consommée est alors :

$$Q = n_{e^-} F = 1,1 \times 10^5 \times 96500 \approx 1,1 \times 10^{10} \text{ C}$$