

66 Production industrielle de l'aluminium

Questions préliminaires

a. Les ions positifs se déplacent vers l'électrode reliée au pôle négatif du générateur. Les ions négatifs se déplacent en sens opposé. Les électrons dans les fils sortent de la borne moins du générateur et entrent dans la borne plus.

b. Les demi-réactions se produisant à chaque électrode sont :



L'équation de formation globale de l'aluminium s'écrit en équilibrant le nombre d'électrons échangés :

$$4 \text{Al}^{3+} + 6 \text{O}_2^- \rightarrow 4 \text{Al} + 3 \text{O}_2$$

Problème

On veut produire $m = 1,00$ tonne d'aluminium. La quantité de matière d'aluminium

correspondant à la masse désirée est : $n = \frac{m}{M_{\text{Al}}} = 37,0 \times 10^3 \text{ mol}$

Or la formation de chaque atome d'aluminium nécessite trois électrons d'après la demi-équation de réaction. On déduit le nombre d'électrons échangés pendant la fabrication :

$$N_e = 3n N_A = 6,69 \times 10^{28}$$

Ce qui correspond à une charge électrique totale (en valeur absolue) :

$$Q = e N_e = 1,07 \times 10^{10} \text{ C}$$

Pour avoir la durée nécessitant un tel transfert, il faut calculer l'intensité du courant. On la déduit à partir de la tension et de la puissance de l'électrolyseur :

$$I = \frac{1,5 \times 10^6}{5,0} = 3,0 \times 10^5 \text{ A}$$

On déduit enfin la durée de l'électrolyse : $\Delta t = \frac{Q}{I} = 3,6 \times 10^4 \text{ s} = 10 \text{ h}$

