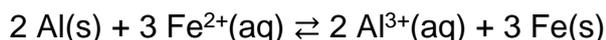


A. Protection du fer par l'aluminium



A.1. Pour l'équation de la réaction donnée,
$$Q_{r,i} = \frac{\left(\frac{[\text{Al}^{3+}]_i}{c^0} \right)^2}{\left(\frac{[\text{Fe}^{2+}]_i}{c^0} \right)^3} = \frac{[\text{Al}^{3+}]_i^2 \times c^0}{[\text{Fe}^{2+}]_i^3}$$

A.2. Les ions Fe^{2+} proviennent d'une solution aqueuse de chlorure de fer II ($\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$) de concentration apportée en quantité de matière C_1 ; ainsi il y a une mole d'ions Fe^{2+} dissous pour une mole de soluté (chlorure de fer II) apporté : $[\text{Fe}^{2+}]_i = C_1$ (et $[\text{Cl}^-]_i = 2 C_1$ non demandé).

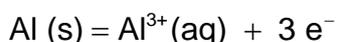
Les ions Al^{3+} proviennent d'une solution aqueuse de sulfate d'aluminium ($2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) de concentration apportée en quantité de matière C_2 ; ainsi il y a deux moles d'ions Al^{3+} dissous pour une mole de soluté (sulfate d'aluminium) apporté : $[\text{Al}^{3+}]_i = 2 C_2$ (et $[\text{SO}_4^{2-}]_i = 3 C_2$ non demandé).

Conclusions : $[\text{Fe}^{2+}]_i = C_1 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{Al}^{3+}]_i = 2 C_2 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

A.3. Ainsi,
$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Al}^{3+}]_i^2 \times c^0}{[\text{Fe}^{2+}]_i^3} = \frac{(1,0 \times 10^{-1})^2 \times 1}{(1,0 \times 10^{-1})^3} = 10$$

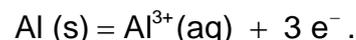
Cette valeur est très inférieure à la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction : $Q_{r,i} < K$ donc le système évolue spontanément **dans le sens direct de l'équation**.

A.4. On en déduit que l'aluminium se transforme en ion aluminium selon la demi-équation :



A.5. L'intensité du courant mesurée étant négative, cela signifie que le courant entre dans l'ampèremètre par la borne COM. Les électrons circulent dans le sens opposé du courant, donc les électrons sortent de l'ampèremètre par la borne COM.

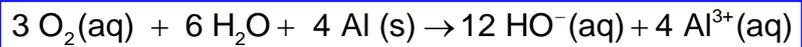
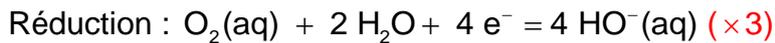
Les électrons proviennent de la plaque d'aluminium et vont vers la plaque de fer ce qui est cohérent avec le fait que l'aluminium cède des électrons au circuit suivant l'équation précédente



A.6. À l'anode a lieu une oxydation donc une libération d'électrons : l'anode est donc la plaque d'aluminium d'après la réponse A.4.

B. Masse d'aluminium nécessaire à la protection de la structure métallique d'une éolienne

B.1. En combinant les demi-équations électroniques correspondant à la réaction entre l'aluminium Al (s) et le dioxygène dissous O₂(aq) :



B.2. D'après l'énoncé, $Q = I \times \Delta t$ (avec $I = 400 \text{ A}$ et $\Delta t = 25 \text{ ans}$)

Or $Q = n(\text{e}^-) \times e \times N_A = n(\text{e}^-) \times F$ où $n(\text{e}^-)$ est la quantité de matière d'électrons transférés.

D'après l'équation ayant lieu à l'électrode d'aluminium : $\frac{n(\text{e}^-)}{3} = \frac{n(\text{Al})}{1}$ où $n(\text{Al})$ est la quantité de matière d'aluminium consommé.

On en déduit que $n(\text{e}^-) = 3 \times n(\text{Al}) = \frac{3 \times m(\text{Al})}{M(\text{Al})}$

En égalant les deux expressions de Q : $I \times \Delta t = n(\text{e}^-) \times F$

Donc $I \times \Delta t = \frac{3 \times m(\text{Al})}{M(\text{Al})} \times F \Leftrightarrow m(\text{Al}) = \frac{I \times \Delta t \times M(\text{Al})}{3 \times F}$

$$m(\text{Al}) = \frac{400 \times (25 \times 365 \times 24 \times 3600) \times 27,0}{3 \times 96,5 \times 10^3} = 2,9 \times 10^7 \text{ g} = 2,9 \times 10^4 \text{ kg} = 29 \text{ tonnes}$$

B.3. Le constructeur a renoncé à la protection par anode sacrificielle car :

- la masse d'aluminium à sacrifier est trop importante (environ 29 tonnes !)
- cela évite un rejet de métaux (sous forme ionique) dans l'environnement.