

Les piles électrochimiques

Exercice 1

L'électrode de fer est l'anode: c'est donc l'électrode siège d'une oxydation qui fournit des électrons, électrode négative :



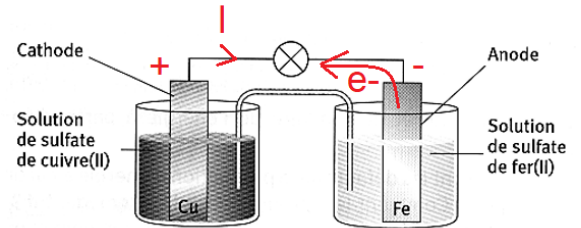
L'électrode de cuivre est la cathode: c'est donc l'électrode, siège d'une réduction qui consomme les électrons, électrode positive:



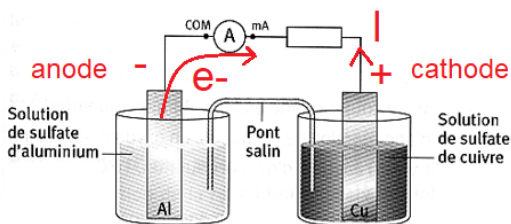
Le courant électrique sort du pôle positif de la pile donc de l'électrode de cuivre.

Les ions positifs (dans les béchers et dans le pont salin) circulent dans le sens du courant électrique et les ions négatifs (dans les béchers et dans le pont salin) circulent dans le sens des électrons.

Equation de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile: $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$



Exercice 2



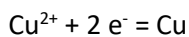
$$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} : E_0 = 0,34 \text{ V} ; \text{Al}^{3+}/\text{Al} : E_0 = -1,66 \text{ V}$$

1) Le potentiel de l'électrode positive est supérieur au potentiel de l'électrode négative

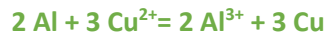
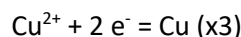
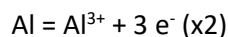
L'électrode de cuivre sera l'électrode (+) ; L'électrode d'aluminium sera l'électrode (-)

Polarités de la pile **L'électrode d'aluminium** fournit les électrons ; c'est le **pôle (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) : $\text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$

L'électrode de cuivre consomme les électrons ; c'est le **pôle (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction) :



Équation de la réaction



2) Quantité d'électricité : $Q = I \times \Delta t = 0,046 \times 15 \times 60 = 41,4 \text{ C}$

3) Quantité de matière d'électrons qui circulent : $Q = n_{\text{e}^-} \times F \rightarrow n_{\text{e}^-} = \frac{Q}{F} = \frac{41,4}{96500} = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

4) Métal qui disparaît au cours du fonctionnement de la pile : $\text{Al} = \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$

$$n_{\text{Al}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{3} = \frac{4,3 \cdot 10^{-4}}{3} = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\hookrightarrow m_{\text{Al}} = n_{\text{Al}} \times M_{\text{Al}} = 1,4 \cdot 10^{-4} \times 27 = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 3,8 \text{ mg}$$

5) Métal qui apparaît au cours du fonctionnement de la pile: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

$$n_{\text{Cu}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{4,3 \cdot 10^{-4}}{2} = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

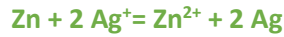
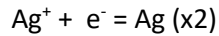
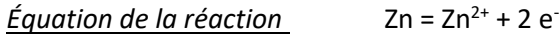
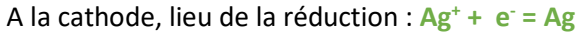
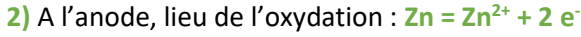
$$\hookrightarrow m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \times M_{\text{Cu}} = 2,2 \cdot 10^{-4} \times 63,5 = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 14 \text{ mg}$$

Exercice 3

1) $\text{Ag}^+/\text{Ag} : E_0 = 0,80 \text{ V} ; \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} : E_0 = -0,76 \text{ V}$

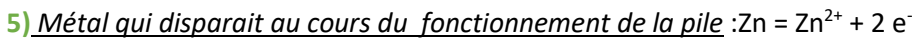
L'électrode de zinc fournit les électrons ; c'est le **pôle (-)** de la pile (= anode, lieu de l'oxydation)

L'électrode d'argent consomme les électrons ; c'est le **pôle (+)** de la pile (= cathode, lieu de la réduction)

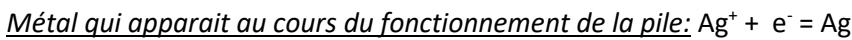


3) Quantité d'électricité: $Q = I \times \Delta t = 0,15 \times 1,5 \times 3600 = 810 \text{ C}$

4) Quantité de matière d'électrons : $Q = n_{\text{e}^-} \times F \rightarrow n_{\text{e}^-} = \frac{Q}{F} = \frac{810}{96500} = 8,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

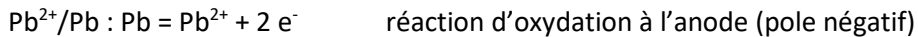
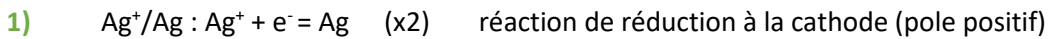


$n_{\text{Zn}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{8,4 \cdot 10^{-3}}{2} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ $\hookrightarrow m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}} \times M_{\text{Zn}} = 4,2 \cdot 10^{-3} \times 65,4 = 0,27 \text{ g}$



$n_{\text{Ag}} = n_{\text{e}^-} = 8,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ $\hookrightarrow m_{\text{Ag}} = n_{\text{Ag}} \times M_{\text{Ag}} = 8,4 \cdot 10^{-3} \times 108 = 0,91 \text{ g}$

Exercice 4



2) Polarités de la pile

L'électrode de plomb (plongée dans une solution contenant les ions plomb Pb^{2+}) fournit les électrons ; c'est le pôle (-) de la pile (= anode, lieu de l'oxydation) : $\text{Pb} = \text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^-$

L'électrode d'argent (plongée dans une solution contenant les ions argent) consomme les électrons ; c'est le pôle (+) de la pile (= cathode, lieu de la réduction) : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$

3) Quantité de plomb consommée : $n_{\text{Pb}} = \frac{m_{\text{Pb}}}{M_{\text{Pb}}} = \frac{0,012}{207,2} = 5,79 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

Quantité d'électrons débité par la pile : D'après l'équation « $\text{Pb} = \text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^-$ »

$n_{\text{e}^-} = 2 \times n_{\text{Pb}} = 2 \times 5,79 \cdot 10^{-5} = 1,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Quantité d'électricité : $Q = n_{\text{e}^-} \times F = 1,16 \cdot 10^{-4} \times 96500 = 11,2 \text{ C}$

Durée de fonctionnement : $Q = I \times \Delta t \rightarrow \Delta t = \frac{Q}{I} = \frac{11,2}{0,045} = 249 \text{ s} \approx 4 \text{ min}$

Exercice 5

1) L'électrode positive est celle ayant le plus fort potentiel, donc l'électrode d'argent
L'électrode négative est donc l'électrode de lithium

→ Les électrons sortent de l'électrode négative (électrode de lithium) : $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$

Réaction d'oxydation se déroulant à l'anode

→ Les électrons arrivent à l'électrode positive, puis sont consommés : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

Réaction de réduction à la cathode

2) Quantité d'électrons que doit fournir cette pile pour qu'elle ait une capacité de 20 Ah

$$Q = I \times \Delta t = 20 \text{ A.h} = 20 \times 3600 = \mathbf{72\,000\text{ C}}$$

$$Q = n_{\text{e}^-} \times F \rightarrow n_{\text{e}^-} = \frac{Q}{F} = \frac{72000}{96500} = \mathbf{7,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol}}$$

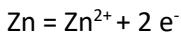
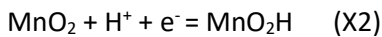
3) Masse de lithium correspondante : D'après l'équation $\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$

$$\text{on a } n_{\text{Li}} = n_{\text{e}^-} = \mathbf{7,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol}} \quad \hookrightarrow m_{\text{Li}} = n_{\text{Li}} \times M_{\text{Li}} = 7,5 \cdot 10^{-1} \times 6,9 = \mathbf{5,2 \text{ g}}$$

Exercice 6

1) A l'électrode positive, on a une réduction (cathode) : $\text{MnO}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{MnO}_2\text{H}$

A l'électrode négative on a une oxydation (anode) : $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$



2) Quantité d'électrons que doit fournir cette pile $Q = I \times \Delta t = 18 \text{ A.h} = 18 \times 3600 = \mathbf{64\,800 \text{ C}}$

$$Q = n_{\text{e}^-} \times F \rightarrow n_{\text{e}^-} = \frac{Q}{F} = \frac{64800}{96500} = \mathbf{6,7 \cdot 10^{-1} \text{ mol}}$$

3) masse minimale de dioxyde de manganèse que doit contenir cette pile :

D'après l'équation $\text{MnO}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{MnO}_2\text{H}$

$$n_{\text{MnO}_2} = n_{\text{e}^-} = \mathbf{6,7 \cdot 10^{-1} \text{ mol}} \quad \hookrightarrow m_{\text{MnO}_2} = n_{\text{MnO}_2} \times M_{\text{MnO}_2} = 6,7 \cdot 10^{-1} \times 87 = \mathbf{58 \text{ g}}$$

4) Durée de fonctionnement : $Q = I \times \Delta t \Rightarrow \Delta t = \frac{Q}{I} = \frac{64800}{0,15} = \mathbf{432\,000 \text{ s} = 120 \text{ h}}$

5) Masse de zinc consommé : D'après l'équation $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

$$n_{\text{Zn}} = \frac{n_{\text{e}^-}}{2} = \frac{6,7 \cdot 10^{-1}}{2} = \mathbf{0,34 \text{ mol}} \quad \hookrightarrow m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}} \times M_{\text{Zn}} = 0,34 \times 63,5 = \mathbf{22 \text{ g}}$$