

Correction TD R8. Chimie 6. Oxydo-réduction

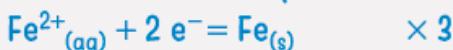
exo 25

- a** À l'extérieur de la pile, dans le circuit électrique, les électrons circulent de la borne négative vers la borne positive.

À la borne positive, il y a un gain d'électrons donc une réduction des ions fer : $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{Fe}_{(\text{s})}$

À la borne négative, il y a une perte d'électrons donc une oxydation du métal d'aluminium : $\text{Al}_{(\text{s})} = \text{Al}^{3+}_{(\text{aq})} + 3 \text{e}^-$

- b** À l'aide des demi-équations :



- c** Calcul du quotient de réaction initial :

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Al}^{3+}]^2}{[\text{Fe}^{2+}]^3} = \frac{(2,5 \times 10^{-1})^2}{(2,5 \times 10^{-1})^3} = 4,0$$

Le quotient de réaction est inférieur à la constante d'équilibre, le système va donc évoluer dans le sens direct : disparition des ions fer et la formation d'ions aluminium.

exo 28

- a** Lorsque la pile débite du courant, les demi-équations sont les suivantes :



- b** La quantité de matière de dihydrogène dans le réservoir vaut

$$n_{\text{H}_2,\text{R}} = \frac{m}{M_{\text{H}_2}} = \frac{3,0}{2,0 \times 10^{-3}} = 1,5 \times 10^3 \text{ mol.}$$

Elle est répartie sur les 170 cellules donc $n_{\text{H}_2,\text{C}} = \frac{1,5 \times 10^3}{170} = 8,8 \text{ mol.}$

- c** Si l'intensité du courant est constante, alors $Q = I \times \Delta t$.

- d** Par définition de la constante de Faraday F : $Q = n_{\text{e}^-} \times F$.

- e** La stœchiométrie de la demi-équation d'oxydation prouve que $n_{\text{e}^-} = 2n_{\text{H}_2,\text{C}}$.

- f** Comme $Q = I \times \Delta t = n_{\text{e}^-} \times F$

$$\Delta t = \frac{n_{\text{e}^-} \times F}{I} = \frac{2 \times n_{\text{H}_2,\text{C}} \times F}{I}$$

$$\Delta t = \frac{2 \times 8,8 \times 9,65 \times 10^4}{120} = 1,4 \times 10^4 \text{ s} = 3,9 \text{ h}$$

exo27

- a)** Le quotient de réaction dans l'état initial vaut :

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Fe}^{2+}]_i}{[\text{Cu}^{2+}]_i} = \frac{c_2}{c_1} = \frac{0,30}{0,20} = 1,5$$

$Q_{r,i}$ est inférieur à K , la réaction se produit dans le sens direct.

- b)** Les demi-équations de réaction d'oxydoréduction se produisant sont :

- $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}_{(\text{s})}$ pour la demi-pile de cuivre ;
- $\text{Fe}_{(\text{s})} = \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^-$ pour la demi-pile de fer.

- c)** Sur l'électrode de cuivre, il y a un dépôt de cuivre qui correspond à une oxydation des ions cuivre qui réagissent avec deux électrons. C'est cohérent avec le schéma sur lequel on voit que les ions Cu^{2+} et les électrons e^- convergent vers l'électrode de cuivre.

Sur l'électrode de fer, il y a une réduction du fer, les ions fer sont libérés ainsi que deux électrons. C'est cohérent avec le schéma car les ions Fe^{2+} et les électrons e^- partent de l'électrode de fer.

- d)** Les électrons sont libérés à l'extérieur de la pile, dans le circuit, par l'électrode de fer (borne négative) vers l'électrode de cuivre (borne positive). Le courant circule de la borne positive vers la borne négative (sens contraire des électrons).

- e)** La concentration en ions fer (II) augmente, les ions chlorure chargés négativement viennent rétablir la neutralité électrique de la solution.

- f)** Sans pont salin, le circuit électrique est ouvert, les électrons ne peuvent plus circuler car les ions ne circulent plus, ce qui bloque la réaction. L'intensité du courant est donc nulle.

- g)** La constante d'équilibre K est très supérieure à 10^4 , la réaction est donc totale et $x_f = x_{\max} = c_1 V_1 = 0,010 \text{ mol}$. Le nombre d'électrons échangés est $z = 2$. On en déduit la capacité de la pile : $Q = x_f z F = 1,9 \times 10^3 \text{ C}$.
-