

EMD de rattrapage EC (corriger)**Questions de cours : (4 points)**

a)1- Une pile repose sur une réaction chimique d'échange d'électrons (réaction d'oxydoréduction) un des réactifs (le réducteur) perd des électrons pour le donner à l'autre (l'oxydant). Si on mélange directement les réactifs, ils échangent eux même leur électrons, mais dans une pile on s'arrange pour que l'échange d'électrons se passe via un circuit, la circulation d'électrons n'est autre qu'un courant électrique exploitable.

2- 1. Les électrons se déplacent du zinc vers le cuivre.

2. Des atomes de zinc se transforment en ions zinc.

3. Les électrons proviennent de la transformation atome de Zn → ions Zn 2+.

b) le rôle de la jonction électrolytique (pont salin) dans la pile est : assurer la conduction électrique (ionique) entre les deux compartiments séparés, tout en maintenant l'électroneutralité des solutions électrolytiques (il permet donc la conduction d'un courant électrique entre les deux demi-cellules sans que les deux solutions ne se mélangent). La jonction électrolytique doit être conductrice, concentrée et chimiquement inerte.

c) Pourquoi une pile s'use-t-elle ?

L'usure d'une pile est due à la consommation des réactifs de la transformation chimique. (Du zinc a été consommé pendant le fonctionnement de la pile.)

d) si on enlève la jonction séparant les deux compartiments de la pile, il n'y aura pas de courant électrique entre les deux demi-cellules. En réalité, la production de courant diminue au fur et à mesure que la concentration en ion zinc augmente dans l'électrolyte – et donc que la concentration en ions cuivre diminue. En effet, les ions positifs libérés par les atomes de zinc ont besoin des ions sulfates, SO₄⁻ pour équilibrer les charges. La situation inverse a lieu dans la solution de cuivre, qui devient déficitaire en ions positifs.

Exercice 1 : (5 points)

1. On a $C_{HCl} = [H_3O^+] = [Cl^-] = C_1 \cdot V_1 / V_t = \frac{10 \times 0.05}{500} = 1.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = 1.0 \cdot 10^{-3} \times 1000 = 1.0 \text{ mol.m}^{-3}$.

2. $\sigma = [H_3O^+] \cdot \lambda_{H_3O^+} + [Cl^-] \cdot \lambda_{Cl^-} = 1.0 \times 350 \cdot 10^{-4} + 1.0 \times 76 \cdot 10^{-4} = 4.3 \cdot 10^{-2} \text{ S.m}^{-1}$.

3. On a $NaCl = Na^+ + Cl^-$ dans l'eau. Et $n_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl}} = 2.56 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

On peut recalculer les concentrations des différents ions en solution :

$$[Cl^-] = \frac{c_{1V_1} + n_{NaCl}}{V_t} = \frac{0.05 \times 10 \cdot 10^{-3} + 2.56 \cdot 10^{-2}}{500 \cdot 10^{-3}} = 5.2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = 5.2 \cdot 10^{-2} \times 1000 = 52 \text{ mol.m}^{-3}$$

$$[H_3O^+] = C_1 \cdot V_1 / V_t = \frac{10 \times 0.05}{500} = 1.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = 1.0 \cdot 10^{-3} \times 1000 = 1.0 \text{ mol.m}^{-3}$$

$$[Na^+] = \frac{n_{NaCl}}{V_t} = 5.1 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = 5.1 \cdot 10^{-2} \times 1000 = 51 \text{ mol.m}^{-3}$$

4. Donc $\sigma = [H_3O^+] \cdot \lambda_{H_3O^+} + [Cl^-] \cdot \lambda_{Cl^-} + [Na^+] \cdot \lambda_{Na^+} = 1.0 \times 350 \cdot 10^{-4} + 52 \times 76 \cdot 10^{-4} + 51 \times 50 \cdot 10^{-4} = 0.69 \text{ S.m}^{-1}$.

Exercice 2 : (5 points)

Une réaction naturelle a lieu entre le réducteur le plus fort Ni et l'oxydant le plus fort Cu²⁺. En plongeant une lame de cuivre dans une solution contenant des ions Ni²⁺ on observe pas de dépôt de nickel.

couples en présence:
Cu²⁺ / Cu
Ni²⁺ / Ni

En procédant par électrolyse:

solution de sulfate de nickel : l'objet sert de cathode négative;

Ni²⁺ + 2e⁻ donne Ni

l'anode est en nickel

volume de l'objet

$$\text{surface (m}^2\text{) fois épaisseur (m) : } 4 \cdot 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-6} = 8 \cdot 10^{-7} \text{ m}^3$$

$$\text{masse de nickel: } 8 \cdot 10^{-7} \times 8900 = \underline{7.12 \text{ g}}$$

durée du niquele

Qté de matière de nickel = $7,12 / 58,7 = 0,121 \text{ mol}$

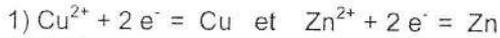
Qté de matière d'électrons : $0,12 * 2 = 0,242 \text{ mol}$

Qté d'électricité = $96500 * 0,242 = 23410 \text{ C}$

durée (s) = Qté électricité (C) / intensité (A) = $23410 / 2 = 11705 \text{ s} = 3 \text{ h } 15 \text{ min}$

Exercice 3 : (6 points)

La Pile Daniell



2 a) Si le courant part de l'électrode de cuivre, c'est donc le pôle positif car l'intensité va du plus vers le moins.

2 b) L'électrode de cuivre étant l'électrode positive, les électrons arrivent du circuit électrique vers cette électrode. La réaction qui s'y produit consomme donc ses électrons : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ et donc $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

L'équation de fonctionnement de la pile est alors : $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

3) $K = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_f}{[\text{Cu}^{2+}]_f}$. Or les ions Cu^{2+} sont consommés. Lorsque la concentration des ions Cu^{2+} passe de

$C = [\text{Cu}^{2+}]_0$ à $[\text{Cu}^{2+}]_f$ la concentration a donc chuté de $C - [\text{Cu}^{2+}]_f$. Or lorsqu'un ion Cu^{2+} est détruit il se forme un ion Zn^{2+} .

Donc la concentration finale d'ion Zinc est : $[\text{Zn}^{2+}]_f = C$ (quantité de départ) + $C - [\text{Cu}^{2+}]_f$ (quantité produite).

Soit $[\text{Zn}^{2+}]_f = 2C - [\text{Cu}^{2+}]_f$ donc $K = \frac{(2C - [\text{Cu}^{2+}]_f)}{[\text{Cu}^{2+}]_f}$. alors $[\text{Cu}^{2+}]_f = \frac{2C}{(K+1)} = 2 \cdot 10^{-38} \text{ mol.L}^{-1}$

Cette valeur est tellement faible que l'on peut la considérer nulle. Du coup, la réaction est supposée totale.

4) $n_{\text{e}^-} = 2 n_{\text{Cu}^{2+}} = 2 \times 0,1 \times 0,1 = 0,02 \text{ mol}$. $Q = n_{\text{e}^-} \times F = 1930 \text{ C}$

5) On a $\Delta t = \frac{Q}{I} = \frac{1930}{0,0015} = 1,29 \times 10^6 \text{ s} = 14,9 \text{ j}$