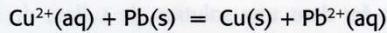


# EXO TP COURS CHIMIE : LES PILES

## 11. Déterminer la capacité d'une pile



La réaction de fonctionnement d'une pile constituée des couples  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) / \text{Pb}(\text{s})$  et  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$  correspond au sens direct de l'équation :



Les concentrations initiales en cations métalliques des solutions utilisées, de volume 50,0 mL, sont égales à  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . L'électrode de cuivre a une masse  $m_1 = 4,2 \text{ g}$  et celle de plomb a une masse  $m_2 = 9,7 \text{ g}$ .

- Déterminer l'avancement maximal de cette réaction.
- En déduire la quantité d'électricité maximale, ou capacité, que peut débiter cette pile dans un circuit.

**Donnée :**  $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

## EXO BAC 1

La pile à combustible est inventée par William Grove en 1839, mais leur utilisation réelle ne date que des années 1960, à l'occasion des programmes spatiaux de la NASA. Ces piles alimentaient en électricité les ordinateurs de bord des vaisseaux Gemini et Apollo et fournissaient l'eau de consommation. En effet, par comparaison aux piles salines et alcalines, les piles à combustible, type hydrogène-oxygène, présentent deux avantages : faire appel à des réactifs (dioxygène de l'air et dihydrogène) disponibles en grande quantité et être non polluantes car libérant de l'eau.

Le principe de fonctionnement est simple : la cellule de réaction est composée de deux électrodes séparées par un électrolyte (exemple : l'acide phosphorique  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ). Elle est alimentée en dihydrogène et en dioxygène en continu.

Le fonctionnement de la pile repose sur une réaction d'oxydoréduction au niveau des électrodes.

*Données :*

Masses molaires atomiques :  $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  
 $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Constante d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

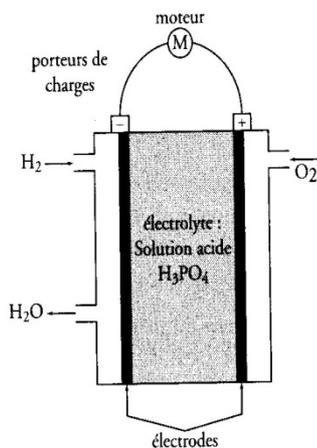
Charge électrique élémentaire :  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .

Faraday :  $1 \text{ F} = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

### I - Schéma de la pile à combustible

- Quelle est la nature des porteurs de charges à l'extérieur de la pile ? [0,125 pt]
- Légèrer le schéma de la pile ci-après en indiquant le sens conventionnel de circulation du courant électrique  $I$  et le sens de circulation des porteurs de charges, à l'extérieur de la pile (en ajoutant des flèches bien orientées) (à rendre avec la copie). [0,125 pt]

**Schéma de la pile à combustible**



**II** - Les couples d'oxydoréduction mis en jeu dans la réaction sont :  $\text{H}_{(\text{aq})}^+ / \text{H}_{2(\text{g})}$  et  $\text{O}_{2(\text{g})} / \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$

1. Écrire les demi-équations électroniques pour chaque couple mis en jeu, quand la pile débite. [0,25 pt]

2. En déduire l'équation de la réaction modélisant la transformation ayant lieu dans la cellule de réaction. [0,125 pt]

**III** - Le réactif qui est réduit est appelé le « combustible » de la pile :

1. Parmi les espèces chimiques présentes dans les couples, laquelle constitue le combustible ? Justifier la réponse en définissant la réaction de réduction. [0,25 pt]

2. Préciser le nom de l'électrode où se produit la réduction. Cette électrode est-elle le pôle positif ou négatif de la pile ? [0,25 pt]

**IV** - Dans un véhicule motorisé fonctionnant grâce à une pile à combustible, on estime à 1,5 kg la masse de dihydrogène nécessaire pour parcourir 250 km.

1. Calculer la quantité de matière de dihydrogène  $n(\text{H}_2)$  correspondant à cette masse, puis le volume de dihydrogène  $V(\text{H}_2)$  en mètre-cube ( $\text{m}^3$ ), dans les conditions où le volume molaire  $V_m$  est égal à  $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ . [0,25 pt]

2. Justifier le fait que les piles à combustible ne soient pas encore utilisées dans les voitures, en utilisant la réponse à la question IV.1. [0,125 pt]

3. Rappelons la loi des gaz parfaits :  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$  avec :  
 $P$  (pression du gaz) ;  $V$  (volume du gaz) ;  $n$  (quantité de matière de gaz) ;  
 $R$  (constante des gaz parfaits) ;  $T$  (température du gaz).

Proposer un moyen de réduire l'espace occupé par ce gaz, à température ambiante, pour la quantité de matière  $n$  de gaz calculée précédemment. Justifier la réponse à l'aide de la loi précédente. [0,25 pt]

**V** - Dans la navette spatiale, les piles à combustible débitent un courant d'intensité  $I = 200 \text{ A}$ .

1. Calculer la charge électrique  $Q$  libérée en 24 heures. [0,125 pt]

2. En déduire la quantité de matière  $n_p$  des porteurs de charge, ayant circulé dans le circuit de la navette, pendant 24 heures et la quantité de matière  $n(\text{H}_2)$  de dihydrogène consommée. [0,375 pt]

**Calculatrice autorisée**

On réalise une pile formée à partir des couples  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$  et  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ . Chaque solution a pour volume  $V = 100 \text{ mL}$  et la concentration initial des ions positifs est  $C = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Données :

$M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Charge élémentaire de l'électron :  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ .

Constante d'Avogadro :  $N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

Charge d'une mole d'électrons :  $F = 96\,500 \text{ C}$ .

Pour la réaction suivante :  $\text{Ni}^{2+} + \text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + \text{Ni}$ , la constante d'équilibre vaut  $K = 10^{18}$ .

**I – Réalisation de la pile**

1. L'électrode positive de cette pile est l'électrode de nickel.

Légender le schéma de la figure 1 ci-après (à rendre avec la copie) avec les termes suivants : électrode de zinc, électrode de nickel, pont salin, solution contenant des ions  $\text{Zn}^{2+}$ , solution contenant des ions  $\text{Ni}^{2+}$ . **[0,5 pt]**

**2. Équation des réactions**

a. Écrire les demi-équations des réactions se produisant aux électrodes.

**[0,5 pt]**

b. Préciser à chaque électrode s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.

**[0,25 pt]**

c. Écrire l'équation de la réaction globale qui intervient quand la pile débite.

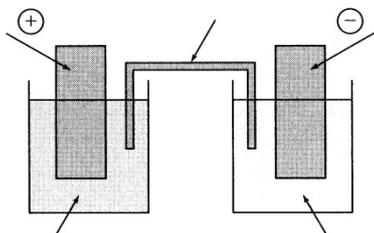
**[0,25 pt]**

**II – Étude de la pile**

1. On fait débiter la pile dans un conducteur ohmique.

a. Compléter le schéma de la figure 1.

**[0,25 pt]**



b. Préciser sur ce schéma le sens du courant et le sens de déplacement des électrons dans le circuit extérieur.

**[0,25 pt]**

4. La réaction étant considérée comme totale, calculer l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$  de la réaction. **[0,5 pt]**

5. a. Quelle relation existe-t-il entre  $x_{\text{max}}$  et la quantité de matière d'électrons qui ont circulé ? **[0,125 pt]**

b. En déduire la quantité totale d'électricité fournie par cette pile. **[0,125 pt]**

**III – Décharge partielle de la pile**

On prend une deuxième pile identique et on la laisse fonctionner pendant une heure. On supposera que l'intensité reste constante. On constate une augmentation de masse de l'électrode de nickel de  $\Delta m = 100 \text{ mg}$ .

1. a. Calculer la quantité de matière d'ions  $\text{Ni}^{2+}$  disparus notée  $n_{\text{disp}}(\text{Ni}^{2+})$  pendant cette durée. **[0,25 pt]**

b. Déterminer la quantité d'électricité correspondante notée  $Q$ . **[0,5 pt]**

c. En déduire la valeur de l'intensité du courant. **[0,25 pt]**