

EXERCICE 2 (6 points)

(Physique-chimie)

Étude d'une pile électrochimique

La pile de Volta, ou pile voltaïque, fut la première pile électrique. Elle a été inventée par Alessandro Volta en 1800.

La pile est faite d'un empilement de plaques circulaires de zinc [...] et de cuivre ou d'argent [...] séparées par une couche de tissu imprégné d'eau de préférence salée. La tension aux bornes de la pile est proportionnelle au nombre de motifs {zinc – électrolyte – cuivre} répétés.



Source Wikipédia

Dans cet exercice, une pile de Volta est réalisée au laboratoire puis intégrée à un circuit électrique afin d'en estimer l'autonomie dans des conditions de fonctionnement données.

Données :

- couples redox mis en jeu : $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$; $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$;
- constante de Faraday : $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$;
- masses molaires atomiques : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;
- équations de demi-réaction électronique :
 - à l'électrode de zinc : $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$;
 - à l'électrode d'argent : $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$.

Étude de la demi-pile $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$

1. Déterminer l'oxydant et le réducteur du couple $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$.
2. Donner le nom de la réaction qui se produit à l'électrode de zinc.
3. En déduire sa polarité ainsi que le nom donné à cette électrode.

Réalisation de la pile

On réalise la pile zinc-argent en reliant par un pont salin gélifié de nitrate de potassium ($\text{K}^+(\text{aq})$; $\text{NO}_3^-(\text{aq})$) les deux demi-piles suivantes :

- une lame de zinc de masse $m_{\text{Zn}} = 5,0 \text{ g}$ immergée dans un volume $V_1 = 50 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de zinc ($\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$; $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) de concentration en soluté apporté $c_1 = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
 - une lame d'argent de masse $m_{\text{Ag}} = 2,9 \text{ g}$ immergée dans un volume $V_2 = 50 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+(\text{aq})$; $\text{NO}_3^-(\text{aq})$) de concentration en soluté apporté $c_2 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
4. Préciser le rôle du pont salin.
 5. Écrire l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile.

6. Légender le schéma de la pile en **annexe à rendre avec la copie** et indiquer :

- la polarité et le nom de chaque électrode ;
- le sens de déplacement du courant électrique ;
- le sens de déplacement des électrons ;
- le sens de déplacement des ions $K^+(aq)$ et $NO_3^-(aq)$.

7. Calculer la quantité de matière initiale du métal zinc ainsi que des ions argent.

8. Déterminer le réactif limitant, en expliquant la démarche.

9. En déduire que la quantité d'électrons disponible dans la pile est $n(e^-) = 5,0 \times 10^{-3}$ mol.

Estimation de l'autonomie de la pile

On relève aux bornes du récepteur de résistance $R = 10 \Omega$ une tension $U = 1,1 V$. On considère que la valeur de la tension reste constante durant toute la durée de fonctionnement de la pile.

10. Calculer la durée de fonctionnement de la pile dans les conditions décrites ci-dessus, en heures. Commenter la valeur obtenue.

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter correctement la démarche suivie ; elle sera valorisée même si elle n'a pas abouti.

ANNEXE A RENDRE AVEC LA COPIE

Question 6 de l'exercice 2

