

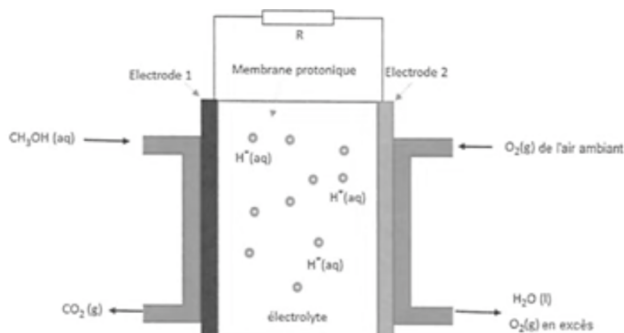
LES PILES

Exercice 1 – Anode ou cathode ?

Les demi-équations traduisant les réactions au niveau des électrodes de pile au méthanol sont données ci-dessous :

- Electrode 1 : $\text{CH}_3\text{OH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{CO}_{2(g)} + 6e^- + 6\text{H}^+_{(aq)}$
- Electrode 2 : $\text{O}_{2(g)} + 4e^- + 4\text{H}^+_{(aq)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$

1. Identifier quelle électrode constitue l'anode et quelle électrode constitue la cathode dans la pile au méthanol.
2. Indiquer sur le schéma du circuit, les pôles de la pile ainsi que le sens du courant électrique



Exercice 2 – Évolution d'une pile

On associe 2 demi-piles via un pont salin ($\text{K}^+ + \text{NO}_3^-$).

On dispose :

- Une demi pile 1 constituée d'une lame de Cuivre Cu qui plonge dans une solution ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$)
- Une demi pile 2 constituée d'une lame d'Argent Ag qui plonge dans une solution ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$)

La lame de cuivre diminue au cours du temps.

- 1°) Schématiser la pile.
- 2°) Quelles sont les deux demi-équations se produisant ? Identifier l'oxydation et la réduction. En déduire la polarité de la pile.
- 3°) Quelle est l'équation bilan de la pile ?
- 4°) Compléter le schéma de la pile en faisant apparaître le sens de circulation des électrons. Le sens conventionnel du courant.

Exercice 3 – Etude d'une pile

On réalise une pile avec le matériel suivant :

- Deux plaques métalliques, une d'argent et l'autre de plomb ;
- Un pont salin au nitrate de potassium ($\text{K}^+_{(aq)} + \text{NO}_3^-_{(aq)}$) ;
- Un volume $V = 100 \text{ mL}$ de solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{NO}_3^-_{(aq)}$) de concentration initiale en ion argent $[\text{Ag}^+]_i = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$;
- Un volume $V = 100 \text{ mL}$ de solution aqueuse de nitrate de plomb ($\text{Pb}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{NO}_3^-_{(aq)}$) de concentration initiale en ion plomb $[\text{Pb}^{2+}]_i = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$;

1°) Un voltmètre dont la borne "V" est reliée à la plaque d'argent et la borne "COM" à la plaque de plomb indique une tension positive. Préciser la position de chaque pôle de la pile.

2°) Donner le schéma conventionnel de la pile.

3.1°) Indiquer quels sont les couples oxydant/réducteur participant dans cette pile.

3.2°) Ecrire les équations des réactions d'électrodes, ainsi que l'équation de la réaction de pile.

4°) Exprimer puis calculer le quotient de réaction initial $Q_{r,i}$. Sachant que la constante d'équilibre de la réaction est $K = 6,8 \times 10^{28}$, vérifier que le sens d'évolution spontanée du système est bien celui prévu à la question 3.2.

La pile débite un courant d'intensité constante $I = 0,20 \text{ A}$ entre les instants $t = 0$ et $t = 2,0 \text{ h}$.

5.1°) Calculer la concentration des ions argent en solution à la fin de l'expérience.

5.2°) Calculer la variation de masse de la lame de plomb à la fin de l'expérience.

Données. $F = 96\,500 \text{ C.mol}^{-1}$ $M(\text{Pb}) = 207 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 4 – La pile Nickel - Argent

Données.

$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$; $1 \text{ A.h} = 3,6 \times 10^3 \text{ C}$

On réalise une pile Nickel-Argent en réunissant les deux $1/2$ piles suivantes :

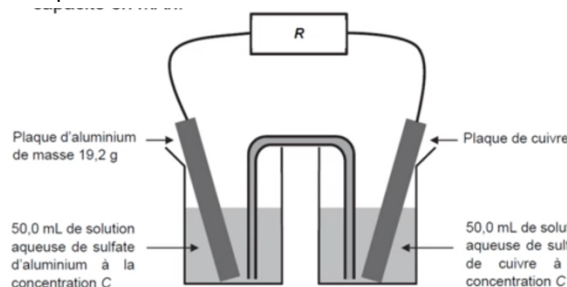
- un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de sulfate de nickel ($\text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) de concentration $c = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$ dans laquelle plonge une plaque de nickel $\text{Ni}_{(s)}$ de masse $100,0 \text{ g}$.
- un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$) de concentration $c = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$ dans laquelle plonge une plaque d'argent $\text{Ag}_{(s)}$ de masse $50,0 \text{ g}$.

Les $1/2$ piles sont reliées par un pont salin de solution gélifiée de nitrate de potassium ($\text{K}^+ + \text{NO}_3^-$).

- 1°) Faire le schéma de la pile réalisée alimentant une ampoule.
- 2°) Ecrire l'équation d'oxydoréduction entre les couples mis en jeu dans le sens d'une formation d'argent solide. Sa constante d'équilibre à la température de l'expérience est très supérieure à 1000.
- 3°) Calculer le quotient de réaction initial du système chimique. En déduire le sens d'évolution spontanée du système.
- 4°) Compléter le schéma de la pile en indiquant à côté de chaque électrode métallique, la $1/2$ équation électronique correspondante et écrite dans le sens d'évolution spontanée.
- 5°) Quel est l'intérêt de séparer les espèces chimiques des deux couples qui réagissent dans deux compartiments différents ?
- 6°) Indiquer le sens conventionnel du courant électrique et préciser les polarités.
- 7°) Expliquer le(s) rôle(s) du pont salin.
- 8°) La pile s'arrête de débiter dès que l'oxydant de la réaction a complètement disparu. Quel est-il ici et que peut-on en déduire sur la transformation ?
- 9°) Déterminer la capacité électrique de la pile. Exprimer sa valeur en mA.h.
- 10°) Sachant que cette pile débite un courant constant d'intensité $I = 10 \text{ mA}$, en déduire la durée totale de fonctionnement de la pile.

Exercice 5 – Capacité d'une pile

1. Analyser le montage suivant et déterminer quel est le réactif limitant.
2. Déterminer la capacité Q de la pile. Exprimer cette capacité en mAh.



Données :

- Couples oxydants-réducteurs $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}/\text{Cu}_{(s)}$ et $\text{Al}^{3+}_{(aq)}/\text{Al}_{(s)}$
- $M_{(\text{Al})} = 27,0 \text{ g/mol}$
- Charge élémentaire $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
- Constante d'Avogadro $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- $1 \text{ mAh} = 3,60 \text{ C}$
- Concentration en ions cuivre II de la solution de la demi-pile droite $[\text{Cu}^{2+}]_i = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice 6 – La pile à combustible

Données.

$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$; $1 \text{ A.h} = 3,6 \times 10^3 \text{ C}$.

Couples Oxydant/Réducteur $\text{O}_{2(g)}/\text{H}_2\text{O}_{(l)}$

$M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Une pile à combustible (schéma ci-dessous) utilise du dihydrogène gazeux $\text{H}_{2(g)}$ stocké dans un réservoir et le dioxygène $\text{O}_{2(g)}$ de l'air.

L'équation ($1/2$ équation électronique) de la réaction d'oxydation qui a lieu, par définition, à l'anode A est $\text{H}_{2(g)} = 2 \text{H}_{(aq)}^+ + 2 e^-$.

Un fabricant indique qu'avec un réservoir de 5,0 kg de dihydrogène, sa pile à combustible a une capacité d'environ $1,3 \times 10^5 \text{ A.h}$.

1°) Ecrire la $1/2$ équation de réduction qui a lieu à la cathode B (en milieu acide) et en déduire l'équation de la réaction globale de la pile à combustible. Justifier l'appellation "zéro émission".

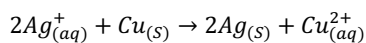
2°) L'indication du fabricant est-elle conforme à la réalité ?

Exercice 7 – Capacité d'une pile

Une pile cuivre-argent est formée :

- d'une demi-pile constituée d'un fil d'argent immergé dans une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}_{(aq)}^+, \text{NO}_3^-_{(aq)}$) de volume $V = 100,0 \text{ mL}$ et de concentration en soluté apporté $C = 1,0 \text{ mol/L}$;
- et d'une autre demi-pile constituée d'une lame de cuivre de 20 g immergée dans une solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}_{(aq)}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$).

L'équation de la réaction de fonctionnement de la pile :



Déterminer la capacité Q_{max} de cette pile.

Données.

$M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$; $F = 96,5 \times 10^3 \text{ C.mol}^{-1}$.