



Pile Cuivre-Zinc

Parties du programme *Oxydoréduction ; piles*

Lors d'une séance d'évaluation expérimentale, un élève dispose sur la paillasse du matériel décrit ci-après pour réaliser une pile.

L'objectif de la manipulation est de réaliser une pile cuivre-zinc et de déterminer la durée d'autonomie de cette pile lorsqu'elle alimente une LED.

Données :

- constante de Faraday : $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C.mol}^{-1}$
- quantité d'électricité $Q = n_{e^-} \times F$
avec n_{e^-} : quantité de matière d'électrons échangée dans la pile (mol)

Matériel :

- deux béchers ;
- une lame de zinc (Zn) et une lame de cuivre (Cu) de 50 g chacune ;
- une solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) de concentration égale à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$;
- une solution de sulfate de zinc ($\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) de concentration égale à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$;
- un pont salin ;
- un voltmètre, un ampèremètre, une diode électroluminescente ou LED, des fils, deux pinces crocodiles.

La solution de sulfate de cuivre a été préparée au laboratoire à partir de sulfate de cuivre pentahydraté, solide ionique de formule $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, dont la masse molaire vaut $249,7 \text{ g.mol}^{-1}$. Les pictogrammes suivants sont présents sur le flacon :

Pictogrammes de danger



1. Déterminer la masse de sulfate de cuivre pentahydraté à prélever pour préparer 500 mL de solution de concentration égale à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.
2. Donner la liste du matériel nécessaire pour préparer cette solution.
3. Indiquer les précautions à prendre pour préparer cette solution.
4. Représenter le schéma légendé de la pile cuivre-zinc réalisée avec le matériel et les produits mis à disposition.

5. Un voltmètre est branché aux bornes de la pile, sa borne « V » sur la lame de cuivre et sa borne « COM » sur la lame de zinc. La valeur affichée sur l'appareil est + 1,1 V.

Compléter le schéma réalisé en y ajoutant :

- la polarité des bornes de la pile ;
- la LED et l'ampèremètre afin de schématiser le circuit électrique complet ;
- le sens de circulation du courant électrique.

6. Expliquer l'utilité du pont salin.

7. Écrire les réactions électrochimiques se produisant à chaque électrode lorsque la pile débite un courant et en déduire la réaction modélisant le fonctionnement de la pile.

8. Identifier, en justifiant votre réponse, la borne constituant l'anode et celle constituant la cathode de la pile.

9. Sachant que chaque bécher contient 75 mL de solution, calculer les quantités de matière d'ions Cu^{2+} et d'ions Zn^{2+} initialement présentes.

10. En déduire la quantité d'électricité Q maximale que peut débiter cette pile.

11. La pile alimente la LED. L'intensité mesurée est alors de 50 mA. Déterminer la durée Δt de fonctionnement théorique de la pile en heures.

12. Préciser comment il sera possible de se rendre compte visuellement de l'usure de la pile.