

PRÉPARATION ET ÉTUDE D'UNE PILE DANIELL

Objectifs : comprendre les mécanismes de conversion à l'œuvre dans une pile électrochimique



Problématique : Les piles que nous employons au quotidien sont des petits réservoirs d'énergie, capable de convertir de l'énergie chimique (stockée dans les espèces chimiques qui les composent) en énergie électrique délivrée au circuit auquel elles sont reliées.

Comment ces piles fonctionnent-elles ?



Données



- Couples oxydant/réducteur : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$ et $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$;
- Masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: Cu : 63,5 ; Zn : 65,4 ;
- constante d'équilibre de la réaction entre les ions cuivre (II) et le zinc métallique : $K = 10^{37}$;
- constante d'Avogadro : $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;
- charge élémentaire : $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$;
- constante de Faraday : $\mathcal{F} = N_A \cdot e = 96,5 \text{ kC} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Convention électriques



- Un voltmètre mesure la tension aux bornes d'une pile à condition que la borne **V** de l'appareil soit en contact avec le pôle + de la pile, et la borne **COM** au contact du pôle -.
- Le courant électrique dans le circuit électrique à l'extérieur de la pile depuis son pôle + vers son pôle -. Les électrons circulent dans le sens opposé.

Protocole

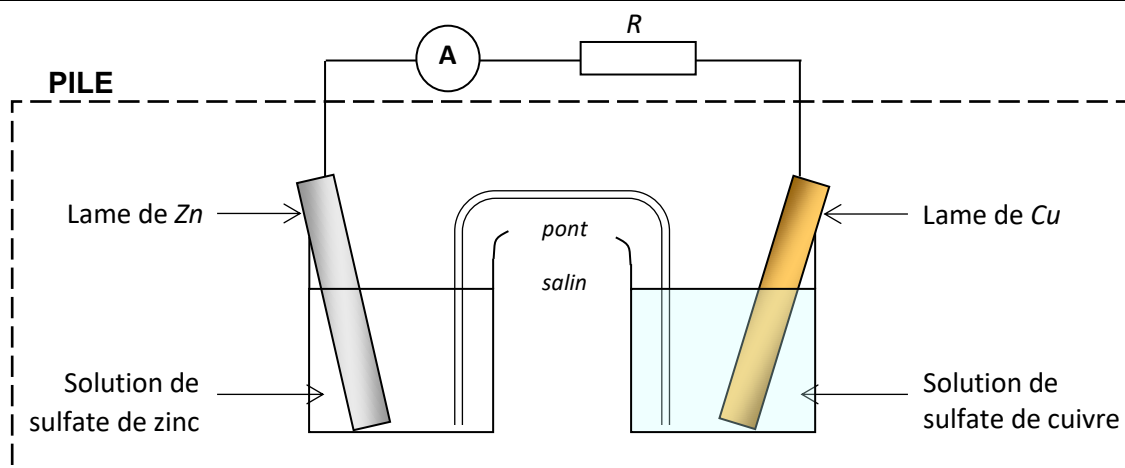


- Décaper les électrodes (les plaques) de cuivre et de zinc ;
- dans un bécher, verser 50 mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre de concentration $c = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et y plonger la lame de cuivre ;
- dans un second bécher, verser 50 mL d'une solution aqueuse de sulfate de zinc de concentration $c = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et y plonger la lame de zinc ;
- relier les deux solutions à l'aide d'un pont salin disposé à cheval sur les rebords des deux béchers. La pile est formée ;
- disposer un voltmètre entre les deux électrodes et consigner à quelle électrode est reliée la borne COM du voltmètre pour obtenir une mesure de signe positif, ainsi que la valeur de la tension à vide aux bornes de la pile :

$$E = \underline{\hspace{2cm}} ;$$

- débrancher le voltmètre de la pile et le remplacer par l'association en série d'un conducteur ohmique et d'un ampèremètre ;
- compléter le schéma ci-dessous en mentionnant quelle est la borne COM de l'ampèremètre qui permet d'obtenir une mesure de signe positif ;
- retirer le pont salin et consigner la valeur de l'intensité du courant circulant alors.

Schéma



RÉALISER

Mesurer des grandeurs électriques

A B C D

1. Réaliser le protocole.
2. Compléter le schéma en faisant figurer les polarités + et - de la pile, le sens du courant et le sens de déplacement des électrons, le nom des électrodes et les demi-équations électroniques ayant lieu dans chaque demi-pile.

3. Préciser le rôle du pont salin et le sens de déplacement des ions à l'intérieur de lui.
4. Écrire l'équation de la réaction chimique de fonctionnement de la pile.
5. Vérifier par le calcul que le critère d'évolution spontanée de la transformation chimique est respecté dans les conditions de l'expérience.

Capacité d'une pile

La capacité électrique d'une pile, notée $Q_{\max}$, désigne la charge électrique maximale qu'elle est capable de fournir à l'extérieur durant toute son utilisation jusqu'à l'usure complète. Elle s'exprime en coulombs.

En notant $n_{\max}(e^-)$ la quantité de matière maximale en électrons que la pile peut fournir, exprimée en moles,

$$Q_{\max} = n_{\max}(e^-) \cdot N_A \cdot e = n_{\max}(e^-) \cdot \mathcal{F}$$

$n_{\max}(e^-)$ désigne donc la quantité de matière en électrons échangée entre les deux demi-piles.

6. Calculer la capacité de la pile étudiée.

7. Expliquer le principe de fonctionnement de la pile et justifier l'intérêt de placer les réactifs dans deux demi-piles séparées.