

TP : Le courant passe !

La pile Daniell porte le nom de son inventeur, le chimiste britannique John Daniell. Il l'a mise au point en 1836, alors que le développement du télégraphe faisait apparaître un besoin urgent de sources de courant sûres et constantes.

Elle est constituée d'une lame de zinc plongée dans une solution de sulfate de zinc et d'une lame de cuivre plongée dans une solution de sulfate de cuivre. Les deux solutions sont reliées par un pont salin.

Quel est le principe de fonctionnement d'une pile ?

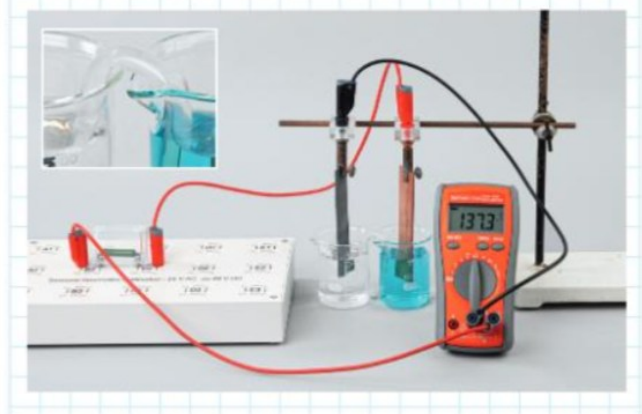
PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL 1

Transfert spontané d'électrons par contact direct de réactifs

- ☑ Dans un bécher, VERSER 10,0 mL d'une solution S_1 de sulfate de cuivre (II) telle que $[Cu^{2+}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ et 10,0 mL d'une solution S_2 de sulfate de zinc (II) telle que $[Zn^{2+}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.
- ☑ PLONGER une lame de zinc Zn(s) décapée et une lame de cuivre Cu(s).
- ☑ AGITER puis filtrer la solution.

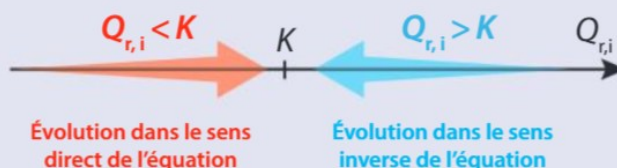
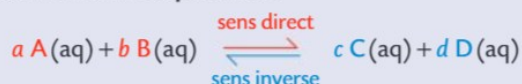
PROTOCOLE EXPÉRIMENTAL 2

Transfert spontané d'électrons par l'intermédiaire d'un circuit extérieur (pile)



COMPLÉMENTS SCIENTIFIQUES

1. Sens d'évolution spontanée



2. Capacité d'une pile

La capacité électrique Q_{\max} d'une pile est la charge électrique maximale (en coulomb C) que la pile peut débiter durant toute sa durée de vie :

$$Q_{\max} \text{ en C} \quad \rightarrow \quad Q_{\max} = n(e^-)_{\max} \times N_A \times e$$

Quantité maximale d'électrons échangés en mol Constante d'Avogadro : $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ Charge élémentaire : $1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$

Données

- Les ions cuivre (II) $Cu^{2+}(aq)$ donnent une coloration bleue à la solution qui les contient.
- Couples oxydant / réducteur : $Cu^{2+}(aq) / Cu(s)$ et $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$.
- Masses molaires : $M(Cu) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(Zn) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Démarche expérimentale

I. Mettre en œuvre le protocole expérimental 1.

1. Observer.
2. En déduire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique.
3. Justifier l'expression « transfert spontané d'électrons par contact direct entre réactifs »
4. La constante d'équilibre associée à l'équation est $K = 10^{37}$.
Montrer que le sens d'évolution spontanée prévu est compatible avec les observations expérimentales.

II. Réaliser le montage décrit dans le PROTOCOLE EXPERIMENTAL 2

5. Noter le sens conventionnel du courant.
6. Retirer le pont salin. Noter les observations.
7. Formuler une hypothèse sur le rôle du pont salin.

III. Etude des réactions aux électrodes

8. A l'aide du sens du courant observé, déterminer la nature de la réaction ayant lieu à chaque électrode.
9. Ecrire l'équation de la réaction associée à la transformation ayant lieu lors du fonctionnement de la pile.

IV. Mesure de la tension à vide de la pile

10. A l'aide du matériel, proposer une modification du montage pour mesurer la tension aux bornes de la pile, appelée tension à vide ou force électromotrice et notée E .
11. Mettre en œuvre ce protocole
12. Déterminer la polarité des électrodes. Ce résultat est-il en accord avec le sens du courant ?

V. Détermination de la capacité de la pile

13. Faire les mesures permettant de déterminer la capacité de la pile, puis la calculer.

VI. En conclusion : le courant passe-t-il ?

14. Faire un schéma de la pile qui illustre son fonctionnement (déplacement des porteurs de charges, équations aux électrodes).