

TP C08 - Transformation spontanée Les piles

Objectifs

- Montrer qu'une transformation chimique spontanée impliquant un échange d'électrons peut avoir lieu soit en mélangeant les espèces chimiques de deux couples oxydant/réducteur soit en les séparant ; dans ce dernier cas, montrer que la transformation correspondante est utilisable pour récupérer de l'énergie sous forme d'énergie électrique à l'aide d'un dispositif : la pile.
- Montrer qu'une pile délivre un courant en circuit fermé. Utiliser le critère d'évolution spontanée pour justifier le sens du courant observé ou pour le prévoir.
- Analyser la constitution d'une pile simple (ion métallique/métal) ; étudier son fonctionnement et ses caractéristiques en *circuit ouvert* et en *circuit fermé*.

1. Transformation chimique spontanée par transfert direct d'électrons

Couples oxydant/réducteur mis en jeu : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ et $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$

1. Matériel et produits :

- Tubes à essai sur support
- Becher de 25 mL (ou récipient approprié)
- Epruvette de 25 mL
- Thermomètre
- Lame de zinc
- Poudre de cuivre
- Solution de sulfate de cuivre(II) de concentration molaire $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Solution de sulfate de zinc(II) de concentration molaire $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

2. Expérience 1

- Prélever, dans le bécher, 10 mL de la solution de sulfate de cuivre(II) et 10 mL de la solution de sulfate de zinc(II).
- Plonger une lame de zinc et ajouter environ 3 g de poudre de cuivre.
- Agiter et plonger rapidement un thermomètre.
- Noter l'évolution de la température.
- Filtrer la solution et observer la couleur de la solution.

3. Questions

1. D'après les observations, écrire l'équation de la réaction associée à la transformation chimique du système.
2. La constante d'équilibre, K , associée à cette réaction est égale à 10^{37} . En appliquant le critère d'évolution, montrer que le sens d'évolution prévu est compatible avec les observations expérimentales.

2. Séparation des deux couples oxydant/réducteur : transfert spontané des électrons " à distance "

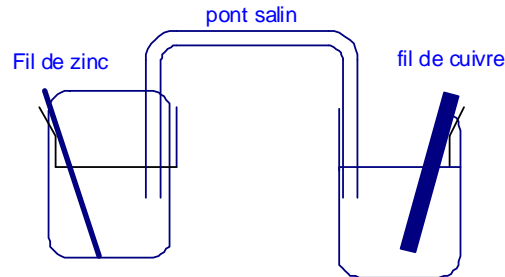
1. Matériel et produits

- Bêchers de 10 mL
- Multimètre
- Pont salin
- Fils électriques et cosses
- Lame de zinc
- Lame de cuivre
- Solution de sulfate de cuivre(II) de concentration molaire $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Solution de sulfate de zinc(II) de concentration molaire $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

2. Expérience 2a : Construction d'une pile (ou analyse de sa constitution)

Etude de son fonctionnement en circuit fermé. Ce dernier comportant en série la pile, un ampèremètre et une résistance de 100 Ω.

Schéma :

**3. Questions**

Relatives à l'expérience 2a :

1. Le sens du courant observé à l'aide de l'ampèremètre satisfait-il au critère d'évolution ?
2. Ecrire l'équation des réactions ayant lieu aux électrodes ainsi que l'équation de la réaction associée à la transformation ayant lieu dans la pile.
3. Préciser le rôle du pont salin.
4. Une pile en fonctionnement est-elle un système dans l'état d'équilibre ou hors équilibre ?

4. Expérience 2b

Etude du fonctionnement de la pile en circuit ouvert à l'aide d'un voltmètre.

5. Questions

Relatives à l'expérience 2b

1. Que peut-on déduire des indications données par le multimètre branché en mode voltmètre ?
2. En utilisant le critère d'évolution, montrer que la polarité des électrodes était prévisible.
3. Schématiser la pile : schéma du montage et écriture symbolique, en précisant les polarités des électrodes.

6. Expérience 3

Réaliser la pile cuivre plomb et déterminer le sens du courant dans la résistance.

7. Questions

1. Sachant qu'un métal M est plus réducteur qu'un métal M' si M réduit les ions M'^{p+} à l'état de métal M'.

La réaction d'équation :



En déduire lequel des deux métaux utilisés est le plus réducteur.

2. Conclure en classant les métaux proposés dans toutes les piles étudiées, du plus réducteur au moins réducteur.