

## 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)
- Eprouvette 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 "

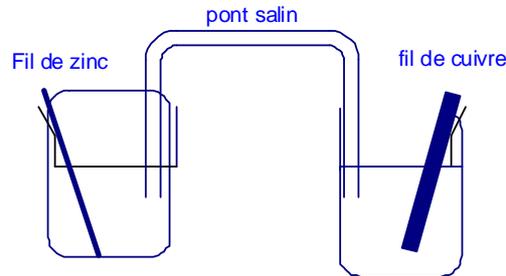
#### 1. Matériel et produits

- 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)**

Étude 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. Écrire 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**

Étude 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'<sup>p+</sup> 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.