

I. Transformation chimique spontanée par transfert direct d'électrons.1. Expérience

Dans un becher de 100 mL (ou 150 mL) verser :

- Une pointe de spatule de poudre de zinc (moins de 1 g environ).
- 10 mL d'une solution de sulfate de zinc (volume mesuré à la pipette graduée).

Introduire un thermomètre. Relever la température (incliner le becher pour favoriser le contact entre la sonde du thermomètre et la solution).

Puis dans le becher :

- Plonger une lame de cuivre.
- Verser 10 mL d'une solution de sulfate de cuivre (II).

Agiter avec la lame de cuivre (2 à 3 minutes) et noter la température finale.

Filtrer la solution et observer la couleur de la solution. Y ajouter quelques gouttes de soude concentrée.

2. Observations.

Schématiser les différentes opérations. Noter les couleurs des solides et celles des solutions initialement puis en fin d'expérience.

3. Interprétations.

Quels sont les couples oxydo-réducteurs en présence ? Que peut-on déduire des observations ?

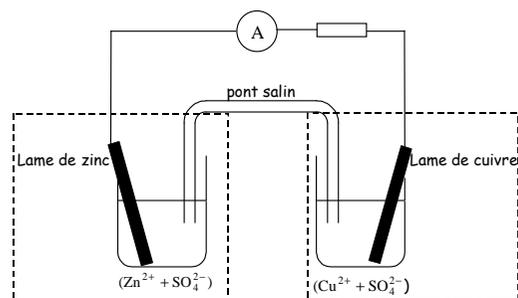
Ecrire alors (en fonction des observations) l'équation de la réaction associée à la transformation chimique du système.

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.

II. Séparation des deux couples oxydant/réducteur .1. Expérience 1.

Réaliser la pile ci-contre en associant les 2 demi-piles constituée des 2 couples oxydant/réducteur : Zn^{2+}/Zn et Cu^{2+}/Cu .

(historiquement c'est la pile Daniell).

2. Observations 1.

Relever le signe de l'intensité lue sur l'ampèremètre et le sens de branchement de celui-ci. Puis le débrancher.

3. Interprétations 1.

- Le sens du courant observé à l'aide de l'ampèremètre satisfait-il au critère d'évolution ?
- 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.
- Préciser le rôle du pont salin.
- Une pile en fonctionnement est-elle un système dans l'état d'équilibre ou hors équilibre ?

4. Expérience 2.

Remettre le multimètre en voltmètre cette fois-ci.

5. Observations 2.

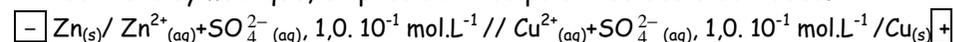
Relever la tension et son signe. Rechercher le pôle $\boxed{+}$ et le pôle $\boxed{-}$.

6. Interprétations 2.

- En utilisant le critère d'évolution, montrer que la polarité des électrodes était prévisible.

7. Schéma de la pile :

- schéma du montage (voir avant)
- écriture symbolique, en précisant les polarités des électrodes.

III. Pile « usée » (en cours).1. Simulation.

A l'équilibre $Q_r, \text{éq} = K$. Que dire alors de $[Cu^{2+}]$ par rapport à $[Zn^{2+}]$? Pratiquement comment cette condition est-elle réalisable ?

2. Expérience.

Mettre en œuvre ce qui vient d'être dit et relever la tension à vide de cette pile « usée ».

3. Interprétations.

Quelle quantité d'électricité maximale peut débiter cette pile dans le circuit ?

Aller voir cette animation.

http://www.ostralo.net/3_animations/swf/pile.swf

Matériel :

Zinc en poudre

Lames de cuivre

Lames de zinc

1 L pour 2 groupes de TP de :

- Solution de sulfate de cuivre II à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$
- Solution de sulfate de zinc II à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

Soude cc avec pipette souple PE

Ponts salins (NaNO_3)

Thermomètre métallique

3 Bechers de 100 ou 150 mL

Pipette graduée 10 mL

Multimètres