

Piles électrochimiques (Pile Daniel)

Les réactions d'oxydoréduction spontanées libèrent de l'énergie chimique.

Dans une pile électrochimique (galvanique voltaïque), l'énergie chimique est transformée en énergie électrique.

On veut construire la pile électrochimique (Zn-Cu).

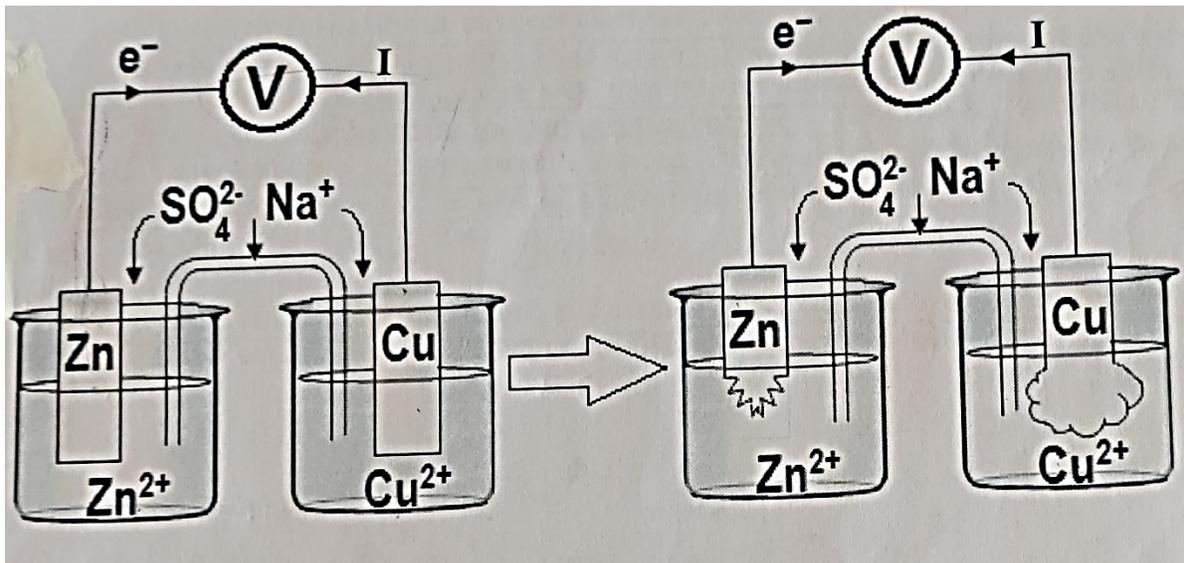
Matériels :

- Deux béchers.
- Fils de connexions avec pinces crocodiles.
- Deux électrodes : lame de zinc et lame de cuivre.
- Solution contenant les ions Cu^{2+} : une solution de sulfate de cuivre II (CuSO_4).
- Solution contenant les ions Zn^{2+} : une solution de sulfate de zinc (ZnSO_4).
- Multimètre (voltmètre).
- Lampe.
- Un pont salin rempli d'une solution Na_2SO_4 (Na^+ ; SO_4^{2-}) nitrate de potassium KNO_3 (K^+ ; NO_3^-) comme électrolyte.

Procédure (mode opératoire) :

- On verse dans un bécher de la solution de sulfate de zinc et on y plonge la lame de zinc.
- On verse dans l'autre bécher de la solution de sulfate de cuivre et on y plonge la lame de cuivre.

- On relie les deux solutions (les deux béchers) par l'intermédiaire du pont salin.
- On relie les deux lames de zinc et de cuivre au moyen des fils de connexion et des pinces crocodiles en intercalant le voltmètre.



Les électrodes

Les électrodes d'une pile électrochimique (G) sont deux métaux M_1 et M_2 . Le métal M_1 a une tendance à perdre des électrons plus élevés que celle du métal M_2 .

Une lame du métal M_1 sert comme **anode** à cette pile et une lame du métal M_2 sert comme **cathode**.

Anode et cathode :

Pour savoir si un métal est l'anode ou la cathode d'une pile électrochimique, on compare sa tendance à perdre des électrons à celle d'un autre métal ou on peut visualiser le sens du déplacement des électrons : de l'anode vers la cathode ou on peut visualiser le sens du déplacement du courant électrique ou on peut visualiser l'épaisseur de la lame ou l'intensité de couleur de la solution.

- L'anode (**électrode négative**) est la demi-pile où l'oxydation a lieu (espèce qui perd plus des électrons).
- La cathode (**électrode positive**) est la demi-pile où la réduction a lieu (espèce perd moins des électrons, c'est-à-dire, qui gagne des électrons).

Selon l'axe de la tendance croissante à perdre des électrons, on remarque que le zinc est plus actif que le cuivre, il perd plus des électrons.

Tendance croissante à perdre des électrons ou pouvoir réducteur croissante des métaux



Donc le zinc subit l'oxydation et le cuivre subit la réduction.

❖ **Anode :**

- Le métal Zn cède (perd) 2 électrons pour se transformer en Zn^{2+} .
- **Demi-équation anodique (ou demi équation d'oxydation) :**
 $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (*Zn est le réducteur*).
- **Décrire l'aspect de la lame de zinc. Justifier la réponse.**

La lame de zinc devient plus mince car la quantité des ions Zn^{2+} dans le premier bécher a augmenté ; le Zn est oxydé en ions Zn^{2+} qui ne se dépose pas sur la lame.

- **Que devient la couleur de la solution de sulfate de zinc ? Justifier la réponse.**

La solution de sulfate de zinc devient plus intense (moins claire) car le zinc a subi l'oxydation et la quantité d'ions Zn^{2+} dans le bécher a augmenté après le fonctionnement de la pile.

- **Comparer la quantité des ions Zn^{2+} avant et après le fonctionnement de la pile ? Justifier la réponse.**

Après le fonctionnement de la pile, la quantité des ions Zn^{2+} est plus grande que celle avant son fonctionnement car le zinc est oxydé en Zn^{2+} .

❖ **Cathode :**

- L'ion Cu^{2+} gagne 2 électrons pour se transformer en Cu.
- **Demi-équation cathodique (ou demi équation de réduction) :**
 $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ (Cu^{2+} est l'oxydant).
- **Décrire l'aspect de la lame de cuivre.**

La lame de cuivre devient plus épaisse car la quantité des ions Cu^{2+} dans le deuxième bécher a diminué ; le Cu^{2+} est réduit en Cu solide qui se dépose sur la lame.

- **Que devient la couleur de la solution de sulfate de cuivre II ?**

La solution de sulfate de cuivre II devient moins intense (plus claire) car le Cu^{2+} a subi la réduction et la quantité d'ions Cu^{2+} dans le bécher a diminué après le fonctionnement de la pile.

Equation bilan (globale) :

Dans une réaction chimique, le nombre des électrons gagnés est égal au nombre des électrons perdus.

Demi équation anodique : $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$.

Demi équation cathodique : $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$.



Remarque :

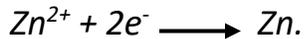
Soit l'équation bilan d'un système : $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$

Et la demi-équation anodique : $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$.

Déduire la demi-équation cathodique.

On inverse tout d'abord la demi-équation anodique : $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$.

On additionne l'équation bilan et la demi-équation anodique inversée :



Déplacement des électrons :

Les électrons passent toujours **de l'anode** (la lame de zinc) **vers la cathode** (la lame de cuivre).

Déplacement du courant électrique :

Le courant électrique passe dans le sens inverse des électrons, c'est-à-dire, de la cathode (la lame de cuivre) vers l'anode (la lame de zinc), en affichant une tension positive par le voltmètre dû à la transformation de l'énergie chimique en énergie électrique (circuit extérieur fermé).

Remarque :

Plus la différence entre les tendances des métaux à perdre des électrons est grande, plus la tension de la pile est grande.

Exemple :

- *La tension de la pile **Zn-Cu** est plus grande que celle de la pile **Zn-Fe**.*

Le pont salin :

- **Les anions (-)** se dirigent vers la solution du **compartiment anodique**.

À l'anode, les atomes Zn sont oxydés et se transforment en ions Zn^{2+} avec une grande quantité. Pour maintenir la neutralité électrique de cette solution (équilibre entre les charges opposées), les ions NO_3^- migrent vers la solution du compartiment anodique.

- **Les cations (+)** se dirigent vers la solution du **compartiment cathodique**.

À la cathode, les ions Cu^{2+} sont réduits et se transforment en atomes Cu. Pour maintenir la neutralité électrique de cette solution (équilibre entre les charges opposées), les ions K^+ migrent vers la solution du compartiment anodique.

Rôle du pont salin :

Le pont salin permet d'avoir un circuit électrique fermé, et d'assurer l'électroneutralité de deux solutions.

Remarque :

Electroneutralité= équilibre entre les charges positives et les charges négatives.

Symbole ou représentation schématique :



Le symbole de la pile ci-dessus est représenté par :



Justification : car le zinc est plus actif que le cuivre, on l'écrit conventionnellement à gauche.