

Piles électrochimiques (Pile Daniel)

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

Dans une pile électrochimique, l'énergie chimique est transformée en énergie électrique.

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

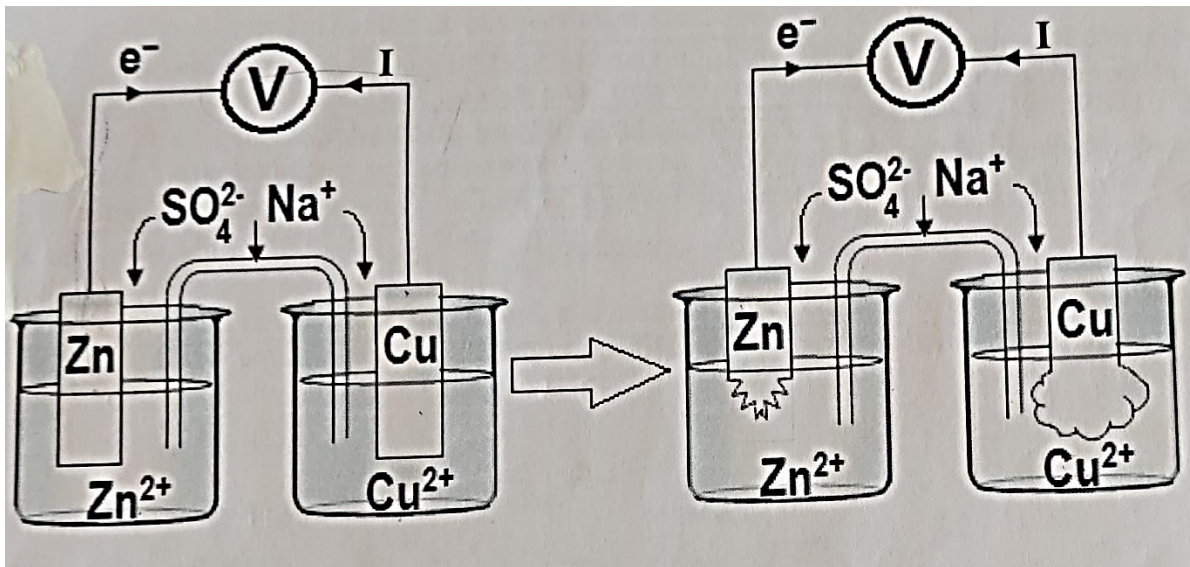
❖ Matériel :

- 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 remplie d'une solution Na_2SO_4 (Na^+ ; SO_4^{2-}).

❖ 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 élevée 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 :

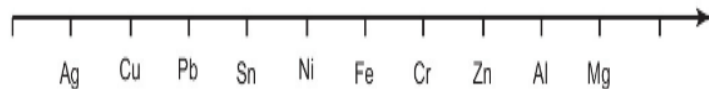
- On compare sa tendance à perdre des électrons à celle d'un autre métal en utilisant l'axe de la tendance croissante à perdre des électrons.
- On peut visualiser le sens du déplacement des électrons : de l'anode vers la cathode ou le sens du déplacement du courant électrique.
- On peut visualiser l'aspect des lames.

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 déposent 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 :

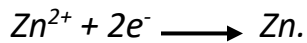
Soit l'équation bilan d'un système : $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \longrightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$

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.

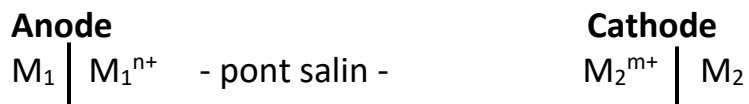
❖ Rôle du pont salin :

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.