Chapitre 2 – dispositifs électrochimiques

I. La pile

1. Fonctionnement général

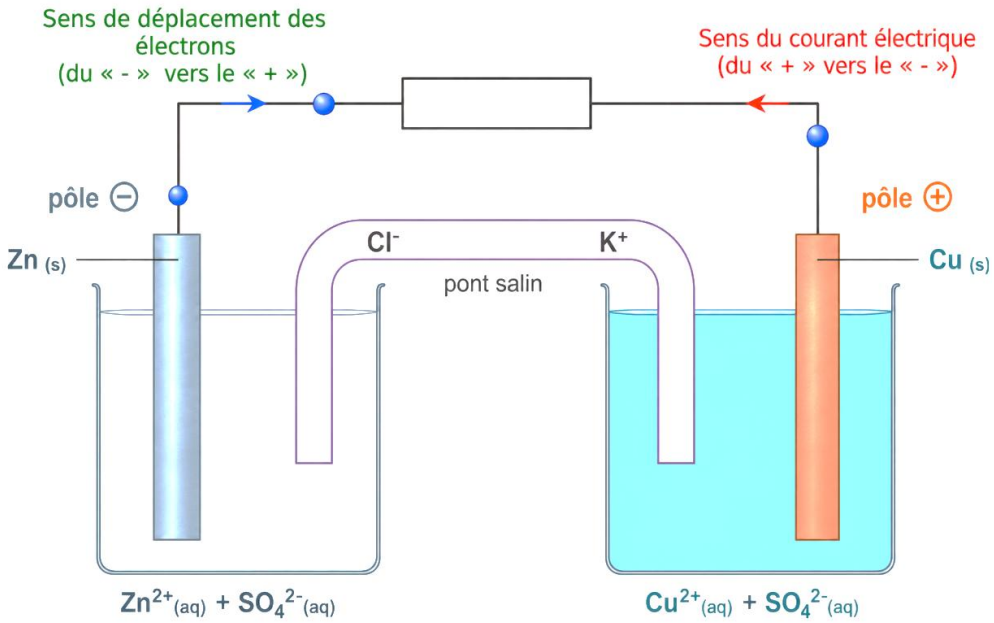
Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples d'oxydoréduction. L'un va subir une oxydation (=va libérer des électrons), l'autre une réduction (= va consommer les électrons).

Une pile est un dispositif où ces deux couples sont séparés, chaque couple constitue une électrode.
Lorsque la pile est mise dans un appareil, celui-ci relie électriquement les deux électrodes, permettant ainsi aux électrons de circuler et donc à la réaction de se faire.

- L'électrode où se produit une oxydation est l'anode.
- L'électrode où se produit une réduction est la cathode.

On ne retient pas que l'anode est le pôle négatif ! En effet, l'anode est le pôle négatif d'une batterie en décharge mais le pôle positif d'une batterie en charge.

2. Zoom sur la pile avec pont salin : exemple de la pile Daniell



Demi pile = électrode

Demi-réaction : $Zn = Zn^{2+} + 2e^-$

⇨ Oxydation
⇨ ANODE

Demi pile = électrode

Demi-réaction : $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$

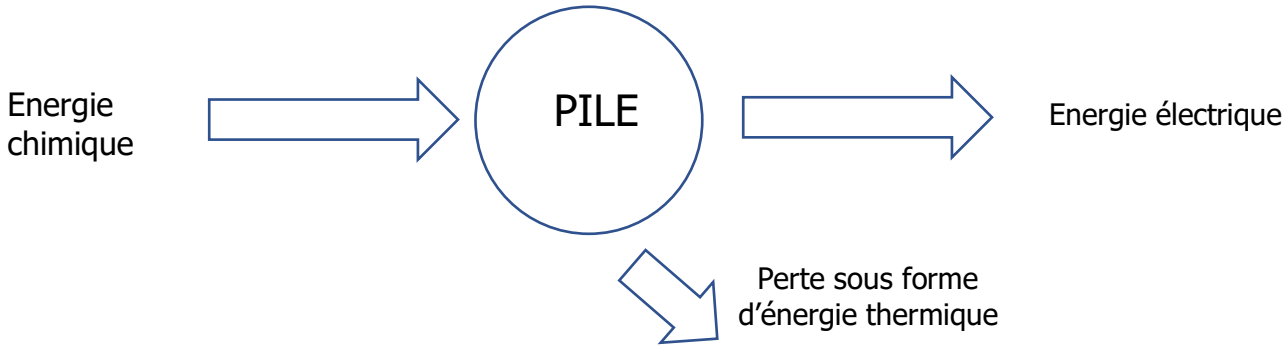
⇨ Réduction
⇨ CATHODE

Equation de la réaction ayant lieu : $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

Remarques :

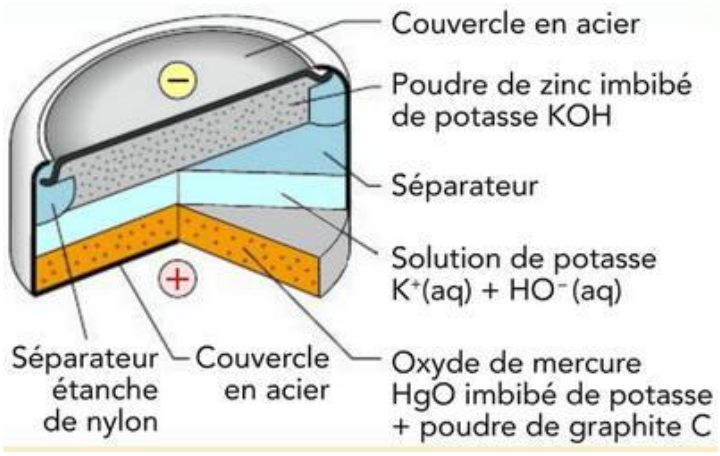
- La pile est vide lorsqu'un réactif disparait.
- Le pont salin est un électrolyte (= substance contenant des ions) qui permet d'assurer l'électroneutralité des solutions. Il permet de fermer le circuit : des charges peuvent y circuler sous la forme d'ion mais pas d'électron !
- Une demi-pile contient un couple d'oxydoréduction. Il peut s'agit comme ici d'un métal réducteur plongé dans une solution contenant l'oxydant associé, ou un métal inerte (platine, carbone,…) plongée dans une solution contenant deux espèces en solution (Fe^{3+}/Fe^{2+} par exemple)
- Pour faire fonctionner les appareils, on associe souvent plusieurs piles (en série ou dérivation) pour obtenir plus de puissance.

Diagramme énergétique :



3. Quelques exemples de piles

- Pile bouton :



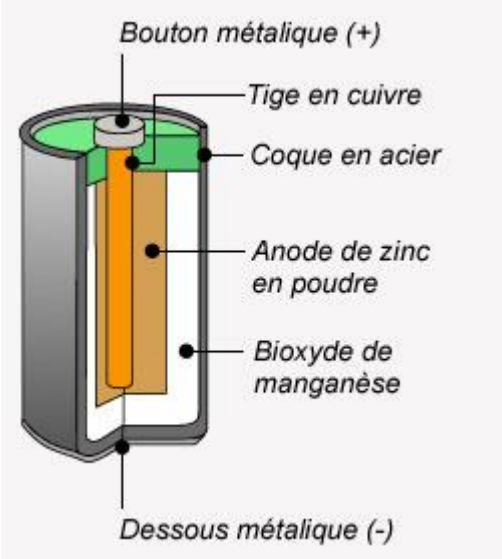
Demi-réaction à l'anode :
$Zn + 2\ HO^- = ZnO + H_2O + 2e^-$

Demi réaction à la cathode :
$HgO + H_2O + 2e^- = Hg + 2\ HO^-$

La réaction globale :
$Zn_{(s)} + HgO_{(s)} \rightarrow Hg_{(l)} + ZnO_{(s)}$

Attention, cette pile est très toxique en cas d'ingestion car elle contient du mercure Hg !

- Pile alcaline : https://www.youtube.com/watch?v=o00oJpDjtBE



Demi-réaction à l'anode :
$Zn + 2HO^- = ZnO + H_2O + 2e^-$

Demi-réaction à la cathode :
$MnO_2 + H_2O + e^- \rightarrow MnO(OH) + HO^-$

La réaction totale est donc :

$Zn_{(s)} + 2MnO_{2(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2MnO(OH)_{(s)} + ZnO_{(s)}$

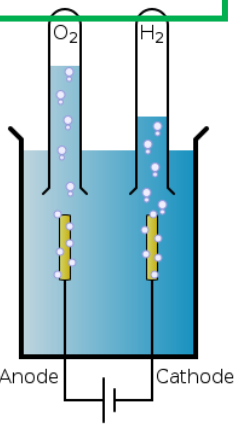
II. Electrolyseur

1. Evolution forcée d'un système

Il est possible de forcer un système chimique à évoluer dans le sens inverse au sens d'évolution spontané (= non prévue par la règle du gamma). En particulier, lorsqu'on force le sens de déplacement des électrons on peut imposer le sens d'évolution d'une réaction d'oxydoréduction : c'est l'électrolyse.

Ce principe est mis à profit pour régénérer les réactifs d'une pile lorsqu'elle est vide : on parle d'accumulateur. Celui-ci se décharge au cours du temps via une transformation chimique se faisant dans le sens d'évolution spontané, puis peut se charger en se branchant sur une alimentation forçant ainsi le système à évoluer dans le sens inverse.

<u>Exercice : étude d'une électrolyse historique</u>



Le nom « électrolyse » signifie « couper par l'électricité ». En effet, on avait constaté qu'il était possible de « couper » la molécule d'eau grâce à un électrolyseur.

On rappelle quelques couples d'oxydoréduction :

H^+/H_2 O_2/H_2O

<u>Donnée :</u> dans les conditions de l'expérience, le volume d'un gaz est proportionnel au nombre de molécules qu'il contient et ne dépend pas de sa nature.

1) Ecrire les demi-équations ayant lieu à chaque électrode. En déduire l'équation de la réaction ayant lieu.

……

……

……

……

……

……

……

……

……

……

2) Où est l'anode ? Où est la cathode ?

……

……

……

……

3) Comparer les volumes de dihydrogène et de dioxygène produits. En quoi cette expérience permet-elle de confirmer la formule brute de la molécule d'eau ?

……

……

……

……

Notion d'accumulateur

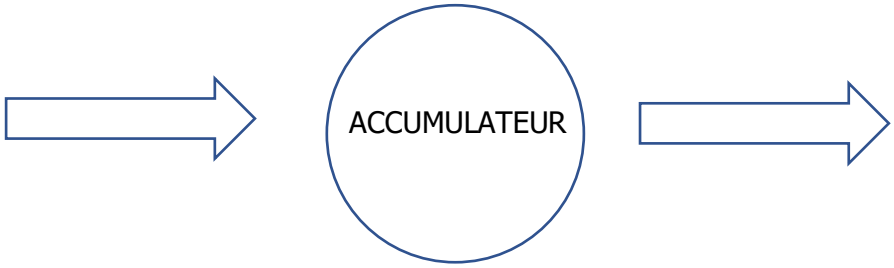
Un accumulateur est une « pile rechargeable ». Lorsqu'on en relie plusieurs, on parle de batterie d'accumulateur ou simplement de batterie.

Dans un premier temps, il fonctionne comme une pile. La réaction d'oxydoréduction se fait dans le sens d'évolution spontané, prédit par la règle du gamma. C'est la décharge de l'accumulateur.

Lorsque l'accumulateur est déchargé, on le relie à un générateur qui va inverser le sens d'évolution de la réaction : les réactifs sont régénérés. C'est la charge.

Diagrammes énergétiques : *(à compléter)*

Durant la charge



Durant la décharge



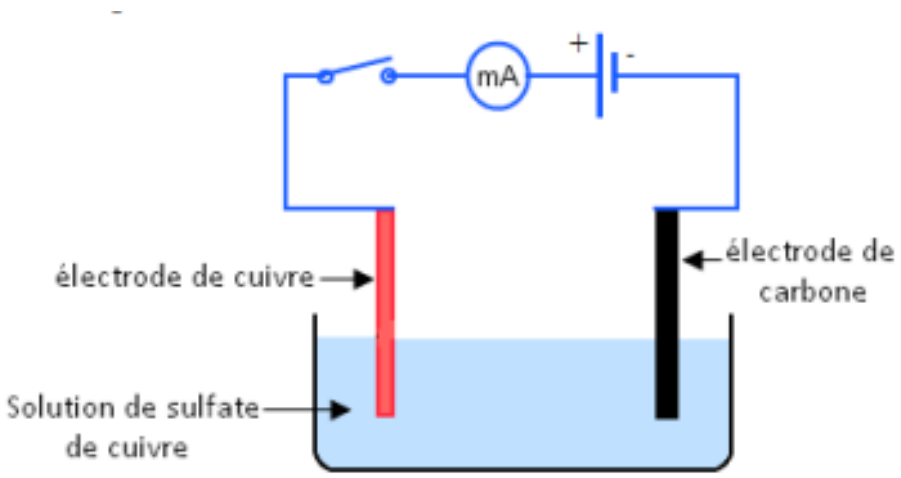
Exemples d'accumulateurs :

Accumulateur au plomb : https://www.youtube.com/watch?v=uyMA7padCKk

Batterie lithium-Ion : https://www.youtube.com/watch?v=p8ecZ5oK7Fc&feature=emb_logo

2. Autres applications de l'électrolyse – exemple du cuivrage

Réaliser l'expérience suivante :



Fermer l'interrupteur (ou allumer le générateur…).

Notez vos observations.

……

……

……

……

Proposer une interprétation :

……

……

……

……

……

Conclusion :

Une électrolyse permet également de recouvrir une pièce d'une fine couche de métal. S'il s'agit de cuivre, on parle de cuivrage. On peut également citer le zingage, le chromage, …

L'intérêt peut être esthétique ou pratique, en permettant par exemple de protéger la pièce de la corrosion en empêchant le dioxygène de l'air d'être en contact direct avec elle.