



Chapitre 13 : Comment utiliser l'énergie chimique ?

I. Stockage et conversion de l'énergie chimique.

- Recueillir et exploiter des informations sur le stockage et la conversion d'énergie chimique.

1. Piles salines, piles alcalines.

Les piles sont construites avec 2 électrodes nommées pôle positif et pôle négatif plongées dans un électrolyte. Elles transforment l'énergie chimique en énergie électrique.

	Pile alcaline	Pile saline
Electrolyte	Potasse (le potassium étant un Métal Alcalin d'où le nom d'Alcaline)	Chlorure d'ammonium (composé ionique appelé autrefois sel d'où le nom de Saline)
FEM (Force Electro Motrice) ou Tension Maximale	1,5 V	1,5 V
Temps de décharge	50 à 60 heures Se décharge de 1,5 V et 1,2 V au bout d'une dizaine d'heures, puis sa tension reste constante à 1,2 V une quarantaine d'heures, avant de décroître régulièrement entre 1,2 V et 0 V	20 à 25 heures Se décharge de manière régulière de 1,5 V à 0 V
Rapport qualité/prix	Plus chère qu'une pile saline mais plus performante	Moins chère qu'une pile alcaline mais moins performante

La capacité Q d'une pile exprimée en coulomb (C) ou est la charge électrique maximale que peut fournir la pile.

$Q = I \times \Delta t$ avec I : intensité du courant en ampère et Δt la durée de fonctionnement en seconde

Q peut être exprimée en ampère.heure : Ah
 $3600 \text{ C} = 1 \text{ Ah}$

2. Piles à combustible.

Tout comme une pile classique, une pile à combustible produit de l'énergie électrique à partir de l'énergie chimique des réactifs qu'elle consomme.

Mais dans une pile classique, les réactifs se trouvent à l'intérieur même de la pile, tandis que dans une pile à combustible les réactifs sont stockés à l'extérieur, et on les fait entrer au fur et à mesure des besoins de production d'énergie électrique.

La pile à combustible la plus connue est la pile à hydrogène.

3. Accumulateurs.

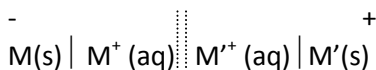
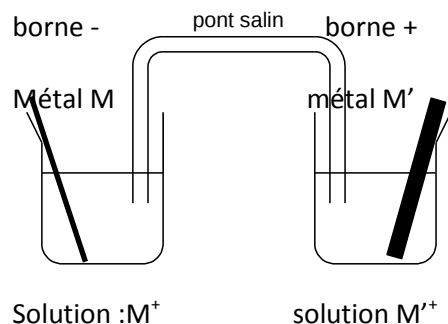
Un accumulateur est un générateur électrochimique rechargeable. La réaction de décharge produit de l'énergie électrique et lors de la charge, l'apport d'énergie électrique au système chimique permet de reconstituer les réactifs chimiques initiaux.

II. Etude d'une pile.

1. Polarité des électrodes, réactions aux électrodes.

- Pratiquer une démarche expérimentale pour réaliser une pile et modéliser son fonctionnement. Relier la polarité de la pile aux réactions mises en jeu aux électrodes.

La pile est formée de deux bornes trempées dans un électrolyte :

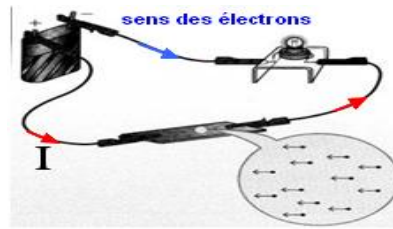
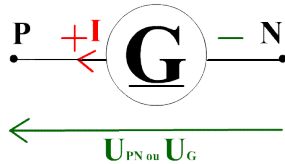


Le premier membre est la borne négative.
 Le deuxième membre la borne positive.
 Frontière solution/solution au milieu assuré par le pont salin.

La pile est un générateur. Dans un circuit électrique, le générateur impose le sens du courant (le courant sort de la borne positive du générateur, les électrons vont dans le sens inverse du courant).



Première S : C – Agir.



Comment savoir qu'elle est la borne positive de la pile ?

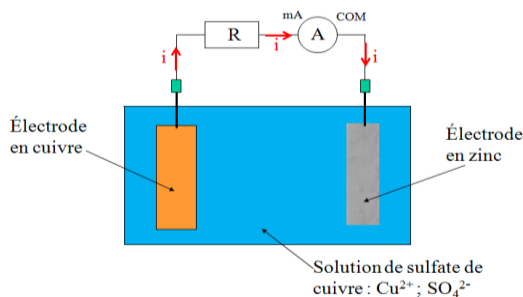
On utilise un voltmètre :

- si la tension est positive, la borne reliée à la borne (v) du voltmètre est la borne positive de la pile.
- si la tension est négative, la borne reliée à la borne (v) du voltmètre est la borne négative de la pile.

On utilise un ampèremètre : si l'intensité mesurée est positive, la borne reliée sur la borne (A) de l'ampèremètre est la borne positive du générateur.

Réalisons une pile :

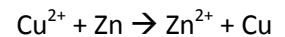
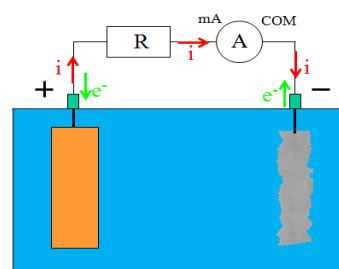
L'ampèremètre mesure une intensité positive



Le cuivre est la borne positive, le zinc la borne négative.

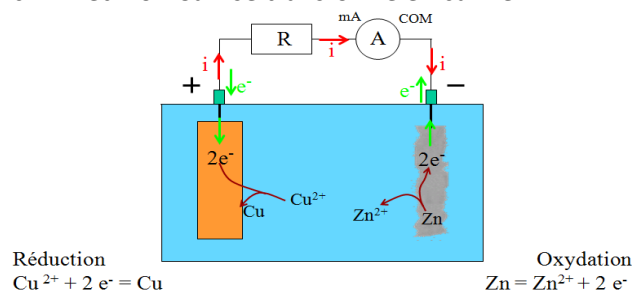
Comme il y a un courant, il circule des électrons dans le circuit électrique.

Au bout d'un certain temps, on constate que le zinc est utilisé et qu'il y a un dépôt de cuivre :



2. Modèle par transfert d'électrons.

Le zinc se transforme en ion zinc Zn^{2+} et l'ion Cu^{2+} se transforme en cuivre.



On peut expliquer ce changement par échange d'électrons entre le zinc (il apporte 2 électrons) et le cuivre (il gagne 2 électrons). Les électrons sont passés par le circuit : la pile est un générateur.

III. Oxydoreduction et pile.

1. L'oxydoreduction.

- Reconnaître l'oxydant et le réducteur dans un couple.
- Écrire l'équation d'une réaction d'oxydo-réduction en utilisant les demi-équations redox.

a. Définitions.

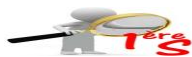
Une réaction d'oxydoréduction est une réaction qui met en jeu un transfert d'électrons entre les réactifs.

Un oxydant est une espèce susceptible de capter au moins un électron.

Un réducteur est une espèce susceptible de perdre au moins un électron.

Une oxydation correspond à une perte d'électrons : un réducteur est oxydé, subit une oxydation.

Une réduction est un gain d'électrons : un oxydant est réduit, subit une réduction.



b. Le couple oxydant/réducteur.

- Donner le couple rédox (oxydant/réducteur) pour l'expérience précédente.

Dans l'expérience, l'ion Cu^{2+} est un oxydant et devient du cuivre Cu (un réducteur)

Le couple est noté : oxydant / réducteur donc : $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$

Le métal zinc est un réducteur (il perd 2 électrons) et devient l'ion zinc (un oxydant) : $\text{Zn} / \text{Zn}^{2+}$

2. Comment établir l'équation d'une réaction rédox ?

a. Le couple rédox et sa demi-équation rédox.

On peut écrire un schéma formel ($\frac{1}{2}$ équation rédox) : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$

Et : $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

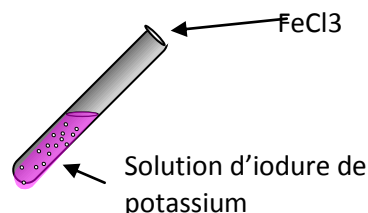
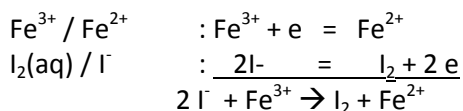
Deux espèces sont dites conjuguées et forment un couple oxydant / réducteur si elles sont reliées par la demi-équation d'oxydoréduction : $\text{ox} + n.\text{e}^- = \text{red}$

Des couples à connaître :

Couple	Nom de l'oxydant	Nom du réducteur	Demi Équation
$\text{H}^+_{(\text{aq})} / \text{H}_{2(\text{g})}$	Ion H^+ (aqueux)	Dihydrogène	$2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- = \text{H}_{2(\text{g})}$
$\text{M}^{n+}_{(\text{aq})} / \text{M}_{(\text{s})}$	Cation métallique	métal	$\text{M}^{n+}_{(\text{aq})} + n\text{e}^- = \text{M}_{(\text{s})}$
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} / \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	Ion fer (III)	Ion fer (II)	$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 1\text{e}^- = \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$
$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} / \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$	Ion permanganate violet	Ion manganèse (II) incolore	$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 4\text{H}_2\text{O}$
$\text{I}_{2(\text{aq})} / \text{I}^-_{(\text{aq})}$	diiode	Ion iodure	$\text{I}_{2(\text{aq})} + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-_{(\text{aq})}$
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$	Ion tétrathionate	Ion thiosulfate	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$

b. Des demi-équations rédox à l'équation d'oxydoréduction.

Expérience :



Une réaction d'oxydoréduction correspond à un transfert d'électrons entre un oxydant d'un couple rédox 1 et un réducteur d'un couple rédox 2.

Il faut donc combiner la demi-équation rédox du couple 1 avec la demi-équation rédox du couple 2 afin d'éliminer les électrons.

c. Du couple à l'équation rédox.

Méthode d'écriture des demi-équations électroniques :

- Oxydant + e^- = réducteur
- Equilibrer tous les atomes autres que O et H.
- Equilibrer les O en ajoutant des molécules d'eau.
- Equilibrer les H en ajoutant des protons H^+ .
- Compléter le nombre d'électrons pour respecter les charges électriques.

Méthode pour écrire les réactions d'oxydoréduction :

- On écrit les deux demi équations :

réducteur 1 = oxydant 1 + $n_1\text{e}^-$

oxydant 2 + $n_2\text{e}^-$ = réducteur 2

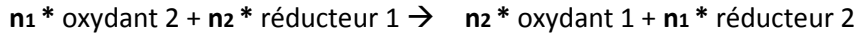
- On s'arrange pour avoir le même nombre d'électrons transférés dans les deux équations ; pour cela, on multiplie par n_2 la première et par n_1 la seconde :

$n_2 * \text{réducteur 1} = n_2 * \text{oxydant 1} + n_2 * n_1\text{e}^-$



$$n_1 * \text{oxydant 2} + n_1 * n_2 \text{ é} = n_1 * \text{réducteur 2}$$

c. On additionne alors les deux demi équations, les électrons n'apparaissent plus :



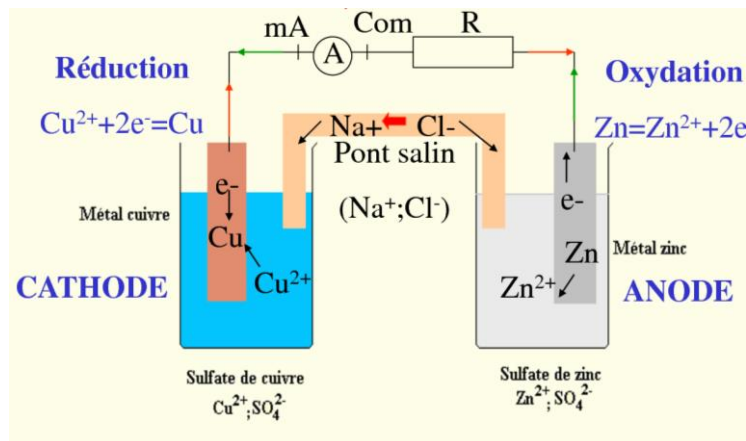
3. Retour sur la pile.

On distingue les électrodes suivant la réaction qui a lieu à leur surface.

Par définition :

L'**anode** est l'électrode qui est le siège d'une **oxydation**

La **cathode** est l'électrode qui est le siège d'une **réduction**.



Les porteurs de charges sont des entités qui en se déplaçant, assurent le passage du courant.

Lorsque la pile débite, les porteurs de charges sont de deux sortes :

- Dans le circuit extérieur à la pile, ce sont des électrons qui circulent dans les fils et les conducteurs de la borne - vers la borne $\oplus$.
- Dans le pont salin et dans les solutions, ce sont des ions qui se déplacent. Le mouvement des ions dans le pont salin permet aux solutions de rester électriquement neutres.

Dans la demi-pile où se forment des cations (électrode négative), le pont salin apporte des anions et dans la demi-pile où les cations sont consommés (électrode positive) le pont salin apporte des cations. La pile est un circuit fermé, condition indispensable pour le passage du courant