

Chapitre I PILES & OXYDOREDUCTION

NOTIONS ET CONTENUS	COMPÉTENCES EXIGIBLES
Transformer l'énergie et économiser les ressources	
Énergie libérée lors de la combustion d'un hydrocarbure ou d'un alcool.	Recueillir et exploiter des informations sur le stockage et la conversion d'énergie chimique. Écrire une équation de combustion. Argumenter sur l'impact environnemental des transformations mises en jeu. Déterminer l'ordre de grandeur de la masse de CO ₂ produit lors du déplacement d'un véhicule.
Oxydant, réducteur, couple oxydant/réducteur, réaction d'oxydo-réduction. Modèle par transfert d'électrons.	Reconnaître l'oxydant et le réducteur dans un couple. Écrire l'équation d'une réaction d'oxydo-réduction en utilisant les demi-équations redox.
Piles salines, piles alcalines, piles à combustible. Accumulateurs.	<i>Pratiquer une démarche expérimentale pour réaliser une pile et mesurer la tension à ses bornes.</i> Recueillir et exploiter des informations sur les piles ou les accumulateurs dans la perspective du défi énergétique.

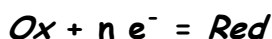
I. Réactions d'oxydoréduction

1) Couple oxydant/réducteur

- Un **oxydant** est une espèce chimique capable de **capter** un ou plusieurs électrons.
- Un **réducteur** est une espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs électrons.

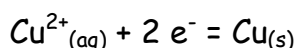
Exemples : Cu²⁺_(aq) est un oxydant ; Zn_(s) est un réducteur.

- Un **couple oxydant/réducteur**, noté **Ox/Red**, est l'association d'un oxydant et d'un réducteur contenant le même élément et susceptibles d'échanger un ou plusieurs électrons selon la **demi-équation redox** :



où **n** est le nombre d'électrons échangés.

Exemple : Le couple oxydant/réducteur, Cu²⁺_(aq)/Cu_(s), peut échanger deux électrons selon la demi-équation redox :



Remarque : Une **oxydation** est une **perte** d'électron(s). Une **réduction** est un **gain** d'électron(s).

2) Équation de la réaction d'oxydoréduction

- Dans une réaction d'oxydoréduction, il y a transfert d'électron(s) depuis le réducteur du couple Ox₁/Red₁ vers l'oxydant du couple Ox₂/Red₂. Il se produit donc simultanément une oxydation et une réduction.
- Le **transfert d'électron(s)** peut être **direct** (entre les deux espèces chimiques) ou **indirect** (par l'intermédiaire d'un circuit électrique dans le cas d'une pile).

⚠ Les électrons ne peuvent pas être libres dans la solution.

- L'équation de la réaction d'oxydoréduction se déduit des deux demi-équations redox :

- 1) Ecrire les deux demi-équations
- 2) Si nécessaire, les multiplier par un facteur tel que le nombre d'électrons cédés soit égal au nombre d'électrons captés.
- 3) Faire la somme des deux demi-équations.

⚠ Les électrons n'apparaissent pas dans l'équation d'oxydoréduction.

II. Piles et accumulateurs

A/ Qu'est-ce qu'une pile ?

Une pile permet de convertir de l'énergie chimique en énergie électrique.

Une pile est constituée de deux compartiments : l'un constitue le pôle +, l'autre le pôle -. Chaque compartiment contient une **électrode** (généralement métallique) et un milieu ionique, appelé **électrolyte**. Les compartiments sont liés par un séparateur (pont salin) permettant le transport des ions.

B/ Piles saline et alcaline

- La première pile

En 1800, le physicien et chimiste italien Alessandro VOLTA superpose dans son laboratoire des disques constitués d'une rondelle de cuivre, d'une rondelle de carton imbibée de saumure (eau salée) et d'une rondelle de zinc. Il réalise ainsi un empilement d'une soixantaine de disques qu'il va nommer *pile*. Lorsqu'il touche simultanément la rondelle supérieure et inférieure de son empilement, il reçoit une décharge électrique : la première pile est née.



Doc 2 VOLTA présentant sa pile à Napoléon BONAPARTE en novembre 1801.

Document 1 : La pile de Volta

Dans une lettre qu'il adresse au président de la Société Royale de Physique à Londres, le 20 mars 1800, Alessandro Volta (1745 – 1827) relate les expériences qui lui ont permis de réaliser la pile qui porte son nom :

« Oui, l'appareil dont je vous parle, et qui vous étonnera sans doute, n'est qu'un assemblage de bons conducteurs de différentes espèces, arrangés d'une certaine manière. Vingt, quarante, soixante pièces de cuivre, ou mieux d'argent appliquées chacune à une pièce d'étain, ou, ce qui est beaucoup mieux, de zinc, et un nombre égal de couches d'eau, ou de quelque autre humeur qui soit meilleure conductrice que l'eau, simple, comme l'eau salée, la lessive ou des morceaux de carton imbibés de ces humeurs ; de telles couches interposées à chaque couple ou combinaison des deux métaux différents ; une telle alternative, et toujours dans le même ordre, de ces trois espèces de conducteur, voilà tout ce que constitue mon nouvel instrument...il est capable de donner la commotion toutes les fois qu'on le touche convenablement, quelque fréquents que soient ces atouchements. »

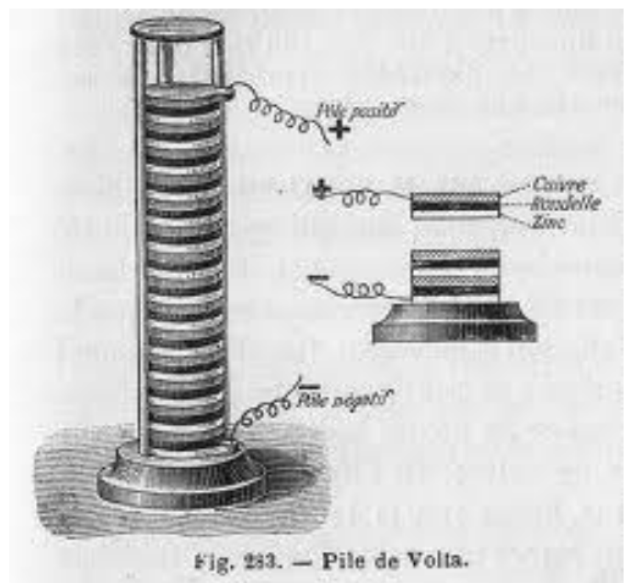


Fig. 233. — Pile de Volta.

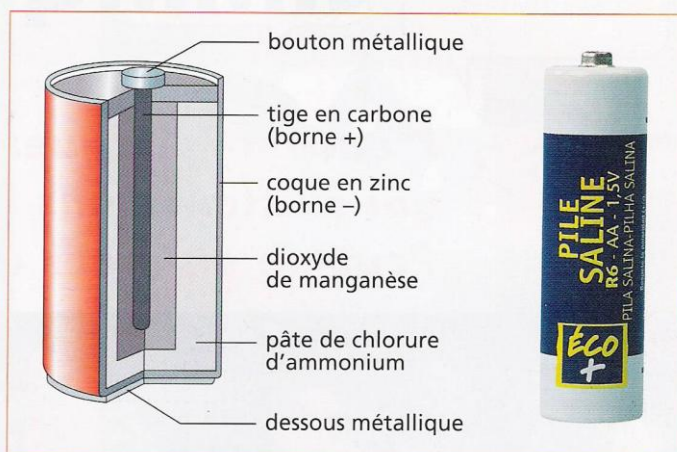
- La pile saline

La pile saline (pile Leclanché)

► C'est la plus ancienne et la moins chère des piles, mais aussi la moins performante.

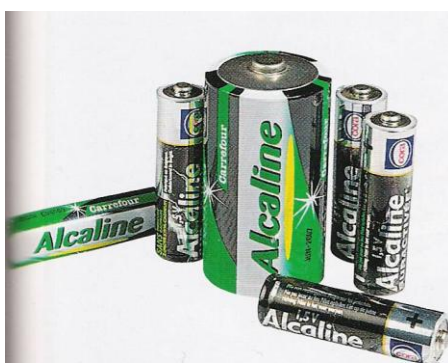
► Les réactifs, consommés et libérant de l'énergie lors de son fonctionnement, sont le dioxyde de manganèse et le métal zinc. Cette pile contient aussi du chlorure d'ammonium qualifié de « sel », d'où le nom donné à ce type de pile.

► Cette pile délivre une tension de 1,5 V. On l'utilise pour des applications peu exigeantes (réveils, jouets...), car sa durée de vie est relativement courte.



Doc 1 Une pile saline.

- La pile alcaline (Voir aussi livre p332)



Doc 2 Des piles alcalines.

La pile alcaline

► Cette pile, pratiquement de même constitution qu'une pile saline, contient en plus de l'hydroxyde de potassium. Le potassium est un métal de la famille des alcalins, d'où le nom donné à ce type de pile.

► Cette pile délivre également une tension de 1,5 V. Elle peut fournir des courants plus importants que la pile saline et pendant plus longtemps. Ainsi, convient-elle à des usages plus exigeants : appareils photo, lecteurs mp3...

► Une pile alcaline est en moyenne deux fois plus chère qu'une pile saline.

C/Pile Daniell

Voir TP Piles & Réactions d'oxydoréduction et livre pages 332 et 333.

Document 2 : La pile de Daniell

Les piles telles que celle de Volta sont finalement inutilisables en pratique car l'intensité du courant qu'elles peuvent débiter diminue au fur et à mesure de leur utilisation en raison de l'accumulation de produits de réaction sur les électrodes : c'est le phénomène de polarisation.

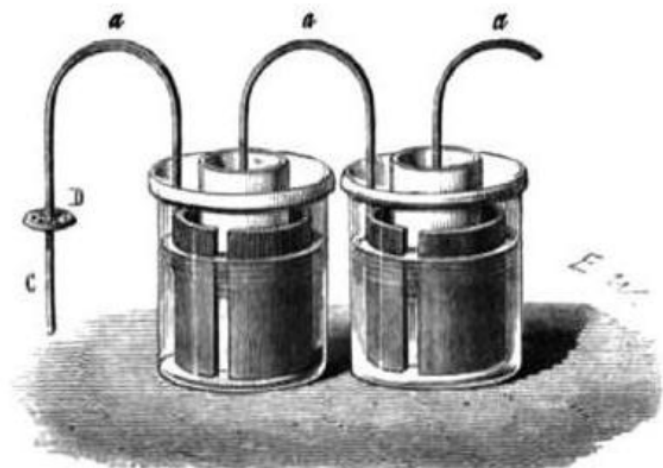


Figure 1.3 – Pile Daniell utilisée pour le télégraphe Bréguet (J. Gavarret, *Télégraphie électrique*, Masson, 1861).

C'est l'apparition du télégraphe électrique dans les années 1830 qui va encourager les recherches sur les générateurs électrochimiques et conduire aux premières piles réellement utilisables.

John Daniell, professeur de chimie au *King's College* de Londres invente en 1836 la pile qui porte aujourd'hui son nom. Il s'agit d'un élément impolarisable pouvant fournir un courant pendant une durée importante. La pile Daniell initiale est constituée d'un cylindre de cuivre contenant une solution de sulfate de cuivre où baigne une corne de bœuf. Celle-ci est remplie d'acide sulfurique dans lequel est plongée une lame de zinc.

La pile Daniell fournissait alors aux télégraphes électriques de type Bréguet ou Morse un courant constant pendant plusieurs heures.

Générateurs électrochimiques - Piles, accumulateurs et piles à combustible Pierre Mayé

D/ Piles à combustible

Une **pile à combustible** est une pile alimentée en continu par les réactifs. Les produits formés sont éliminés de la pile en continu.

Exemple : la pile hydrogène-oxygène :

✎ compléter les demi-équations rédox et écrire la réaction d'oxydoréduction.

pôle - : couple $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$: = + (x 2)

pôle + : couple $O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$: $O_{2(g)} + 4 H^+_{(aq)} + \dots\dots\dots = 2 H_2O_{(l)}$

Équation d'oxydoréduction :

E/ Accumulateurs

Un **accumulateur** est un générateur électrochimique rechargeable, c'est-à-dire une "pile rechargeable".

Il peut fournir de l'énergie au milieu extérieur comme une pile (décharge) ou être branché à un générateur (charge) qui impose un sens de courant inverse du précédent. Le système évolue alors dans le sens contraire de son évolution spontané, il subit une **électrolyse** : les réactifs de la "pile" sont reformés.