



# Activités de la séquence n°4

## Piles



### Fiches de synthèse mobilisées :

- Fiche n° 3a : nombre d'oxydation
- Fiche n° 3b : oxydants et réducteurs
- Fiche n° 3c : réactions d'oxydoréduction
- Fiche n°4 : piles



### Sommaire des activités

|              |  |   |
|--------------|--|---|
| ACTIVITÉ 1 : | L'histoire des « piles » .....               | 1 |
| ACTIVITÉ 2 : | Étude expérimentale de la pile Daniell ..... | 4 |

## ACTIVITÉ 1 : l'histoire des « piles »

L'origine des piles débute à la fin du XVIII<sup>ème</sup> siècle. Par la suite, physiciens et chimistes vont tirer partie de cette invention qui sera à l'origine de nombreuses autres découvertes.

### DOCUMENT 1 : Les différentes « piles » au fil du temps

#### La pile Volta

Issue d'une divergence d'opinion sur la nature de l'électricité entre Galvani et Volta, la pile Volta est la première pile qui permet l'obtention d'un courant électrique par l'intermédiaire de réactions aux électrodes impliquant à la fois un transfert électronique et une transformation chimique. La pile Volta correspond à un empilement de disques de différentes natures (zinc et cuivre ou argent) séparés par une couche de tissu imprégné d'eau salée. Cependant cette pile présente quelques inconvénients comme une chute de tension au fur et à mesure de son utilisation ou encore des problèmes d'étanchéité, elle a donc été abandonnée au profit d'autres technologies.

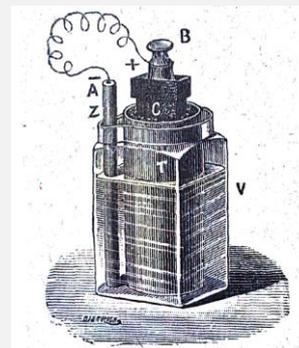


Pile volta

#### La pile Leclanché

Les piles Leclanché représentent les 1<sup>ères</sup> générations des piles commerciales. Elles sont peu coûteuses et bien adaptées aux utilisations ne nécessitant pas une forte intensité. Elles sont constituées de deux cylindres de différentes natures (zinc et dioxyde de manganèse) séparés par un électrolyte (chlorure de zinc et chlorure d'ammonium).

Les couples mis en jeu dans ce type de pile sont :  $Zn^{2+}/Zn_{(s)}$  et  $MnO_{2(s)}/MnO(OH)_{(s)}$



Pile Leclanché



**La pile Daniell**

La pile Daniell est une autre variante de pile, constituée de deux cylindres de nature différentes (cuivre et zinc) qui s’imbriquent l’un dans l’autre, séparé par un électrolyte. Cette pile est couramment étudiée au lycée pour sa facilité de mise en œuvre.

Les couples mis en jeu sont ceux du cuivre et du zinc :  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_{(s)}$  ;  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}_{(s)}$

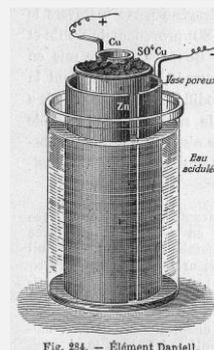


Fig. 284. — Élément Daniell.

*Pile Daniell*

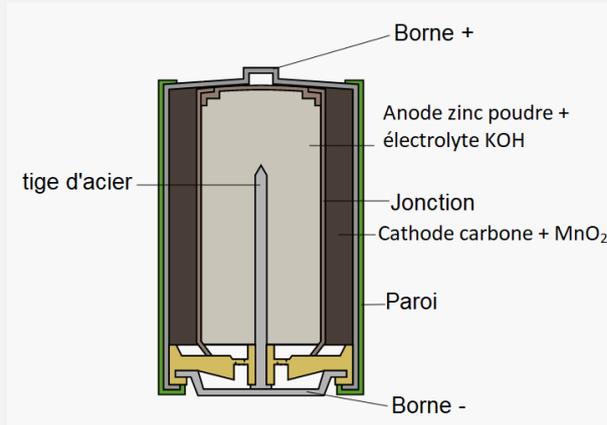
**Les piles alcalines**

On appelle pile alcaline, une pile dont l’électrolyte est alcalin (basique). Les modèles les plus courants (ceux que l’on retrouve dans le commerce) sont les piles zinc-dioxyde de manganèse et lithium-dioxyde de manganèse. L’électrolyte est en général de l’hydroxyde de potassium.

Vidéo résumant les origines des piles sur le site Mediachimie :

<https://www.mediachimie.org/ressource/la-pile-%C3%A9lectrique-tout-commenc%C3%A9-avec-des-grenouilles>

<https://www.youtube.com/watch?v=zjODUq8bStY&t=5s>



*Pile alcaline*

**DOCUMENT 2 : Extrait de la lettre adressée par Volta au président de la Royal Society en 1800**

« Je me fournis de quelques douzaines de petites plaques rondes ou disques de cuivre, de laiton, ou mieux d’argent, d’un pouce de diamètre, plus ou moins (par exemple des monnaies), et d’un nombre égal de plaques d’étain, ou, ce qui est beaucoup mieux, de zinc de la même figure et grandeur, à peu près – je dis à peu près, parce que la précision n’est pas requise, [...] ; on doit avoir égard seulement qu’on puisse les arranger commodément les unes sur les autres en forme de colonne. Je prépare, en outre, un nombre assez grand de rouelles de carton, de peau ou de quelque autre matière spongieuse, capable d’imbiber et de retenir beaucoup d’eau dont il faudra pour le succès des expériences qu’elles soient bien trempées. Ces rouelles, que j’appellerai disques mouillés, je les fais un peu plus petites que les disques métalliques, afin qu’interposées à ceux-ci elles n’en débordent pas.

Je pose horizontalement sur une table un des plateaux métalliques, par exemple un d’argent et sur ce premier j’en adapte un de zinc ; sur ce second je couche un des disques mouillés, puis un autre plateau d’argent, suivi immédiatement d’un autre de zinc auquel je fais succéder encore un disque mouillé. Je continue ainsi de la même façon, toujours dans le même sens à former de ces étages une colonne aussi haute qu’elle peut soutenir sans s’écrouler.

Or si elle parvient à contenir environ 20 étages ou couples de métaux, elle sera déjà capable de frapper les doigts avec lesquels on vient de toucher ses deux extrémités. »

**DOCUMENT 3 : Schéma de principe d'une pile**

Une pile peut être représentée comme l'association de deux demi-piles : le compartiment 1 avec une électrode et le compartiment 2 avec une autre électrode.

Une réaction d'oxydation se déroule à la surface de l'anode et libère des électrons dans le circuit électrique : c'est le pôle négatif de la pile. Une réaction de réduction qui consomme les électrons se déroule à la cathode, pôle positif de la pile. Les électrons échangés par les deux couples aux deux électrodes séparées circulent dans le circuit électrique extérieur. Le courant électrique circule dans le sens opposé des électrons : du pôle + au pôle -.

Pour compenser ces déplacements de charge, les ions chargés positivement/négativement se déplacent en solution vers la cathode/anode. Pour assurer un bon fonctionnement de la pile, les solutions doivent donc contenir des ions : ce sont des solutions électrolytiques ou électrolytes.

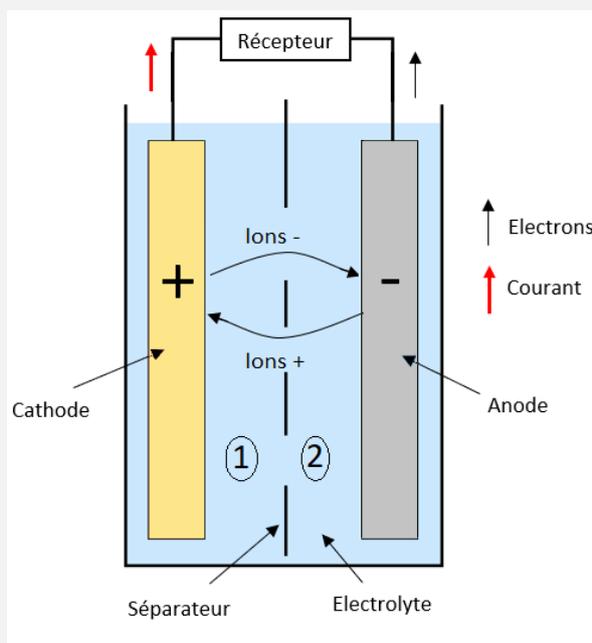


Schéma détaillé d'une pile (Licence Creative Commons)

Le séparateur entre les deux compartiments peut être sous la forme d'un pont salin (bande de papier imbibée de solution ionique) ou sous la forme d'une membrane poreuse laissant passer les ions d'un compartiment à l'autre.

**DOCUMENT 4 : Méthode pour écrire l'équation modélisant le fonctionnement d'une pile**

1. Identifier les espèces chimiques (oxydant et réducteur) présentes dans la pile.
2. Associer ces espèces à leurs couples oxydant/réducteur respectifs.
3. Identifier le pôle positif et le pôle négatif de la pile et y associer chaque couple.
4. Écrire l'équation de demi-réaction associée à la cathode.
5. Écrire l'équation de demi-réaction associée à l'anode.
6. Égaliser le nombre d'électrons dans les deux équations de demi-réaction.
7. Additionner les deux demi-équations et simplifier l'équation au maximum pour obtenir l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile.

1. Rappeler comment est appelée une espèce chimique capable de perdre des électrons ?  
Même question pour une espèce chimique capable de gagner des électrons.
2. Qu'est-ce qu'un courant électrique ? À quoi est-il dû dans des fils électriques ou dans des métaux ? À quoi est-il dû dans des solutions ?
3. En vous inspirant des constitutions des différentes piles, faire la liste des éléments nécessaires à la constitution d'une pile élémentaire (la plus simple) et à la circulation d'un courant électrique.
4. Si l'on réalise une pile du type de celle de Volta mais avec un seul étage, la pile ne permet pas d'allumer une DEL par contre avec plusieurs étages montés en série cela est possible.  
Quelle(s) grandeur(s) modifie-t-on lors de l'empilement de plusieurs étages ?
5. Mettre en œuvre la méthode décrite dans le document 3 pour déterminer l'équation de réaction modélisant le fonctionnement de la pile Daniell.  
*Donnée : l'électrode de cuivre correspond au pôle + et l'électrode de zinc correspond au pôle -*
6. Déterminer également l'équation de réaction modélisant le fonctionnement de la pile Leclanché en milieu acide.  
*Donnée : l'électrode de zinc correspond au pôle - et l'électrode de dioxyde de manganèse correspond au pôle +*

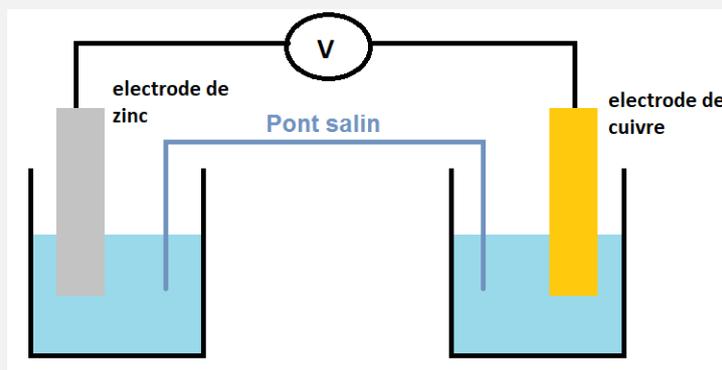


## ACTIVITÉ 2 : Étude expérimentale de la pile Daniell

Matyss et Elyse, deux élèves de terminale STL vous ont laissé leur cahier de travaux pratiques. En le feuilletant vous trouvez une activité sur la pile Daniell et les réponses proposées par ces deux élèves.

### DOCUMENT 1 : extrait du cahier de TP des élèves

« ... Dans un bécher de 50 mL, verser 25 mL d'une solution de sulfate de cuivre à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et y placer une plaque de cuivre. Dans un second bécher de 50 mL, verser 25 mL d'une solution de sulfate de zinc à  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  et y placer une plaque de zinc. Imbiber le pont salin avec une solution de nitrate d'ammonium et le placer de sorte à relier les solutions des deux béchers. Brancher un voltmètre aux bornes des deux électrodes ... »



*Schéma du montage*

« ... Les ions  $\text{NH}_4^+$  se déplacent dans le pont salin vers l'électrode de cuivre et les ions  $\text{NO}_3^-$  se déplacent dans le pont salin vers l'électrode de zinc ... »

### DOCUMENT 2 : Quantité d'électricité disponible dans une pile (partie 1)

Pour déterminer la quantité d'électricité disponible dans une pile, il suffit de connaître la quantité de matière d'électrons qui peuvent être échangés pendant son fonctionnement :

$$Q = n(e^-) \times F$$

Avec  $Q$  : la quantité d'électricité en coulomb (C)

$n(e^-)$  : la quantité de matière d'électrons (en mol) qui peuvent être échangés

$F$  : constante de Faraday qui correspond à la quantité d'électricité  $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$

Pour déterminer la valeur de  $n(e^-)$ , il faut exploiter les demi-équations d'oxydoréduction mises en jeu dans le fonctionnement de la pile et connaître les quantités de matières initiales des réactifs.

En effet pour une demi-équation du type :  $\alpha A + \beta e^- = B$

$$\frac{n(A)}{\alpha} = \frac{n(e^-)}{\beta}$$

Avec  $A$  le réactif limitant,  $n(A)$  le nombre de mol de l'espèce chimique  $A$ ,  $\alpha$  et  $\beta$  des coefficients stœchiométriques.

**DOCUMENT 3 : Quantité d'électricité disponible dans une pile (partie 2)**

La quantité d'électricité disponible dans une pile nous permet de déterminer la durée de fonctionnement de celle-ci dans un circuit électrique donné.

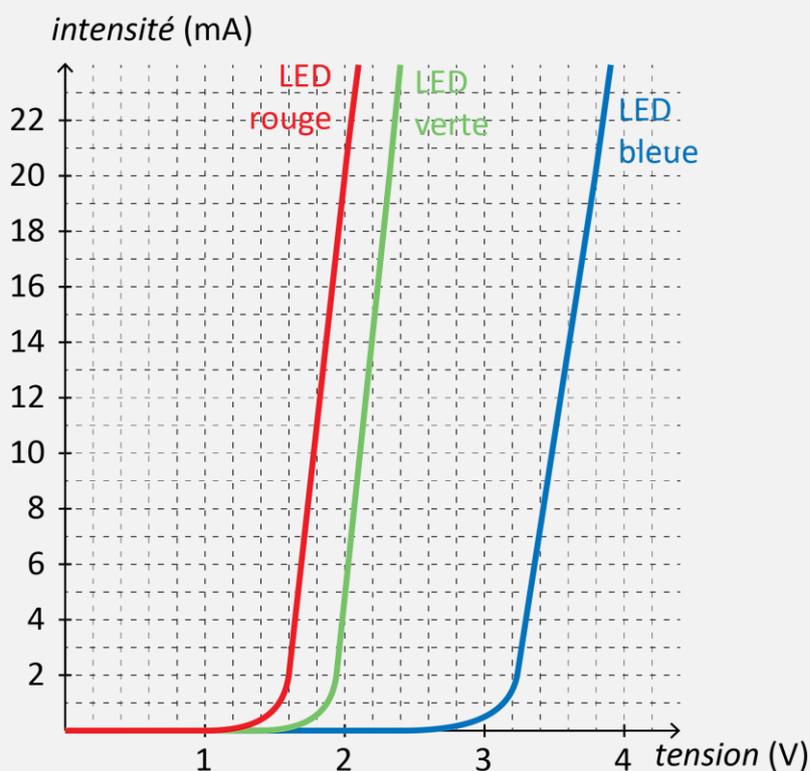
Pour cela, on peut utiliser la relation :

$$Q = i \times \Delta t$$

Avec  $i$  : l'intensité du courant électrique débité par la pile en ampères

$\Delta t$  la durée de fonctionnement en secondes.

1. Mettre en œuvre l'expérience décrite dans le cahier de Matyss et Elyse
2. Mesurer la tension aux bornes de la pile. Noter les branchements réalisés et le signe de la tension mesurée.
3. Expliquer en quoi ce signe et en accord avec la remarque notée dans le cahier des élèves sous le schéma du document 1.
4. Reproduire et compléter alors le schéma du document 1 en indiquant le pôle + et le pôle – de la pile.
5. Identifier l'anode et la cathode de cette pile.
6. En déduire quel est l'oxydant et quel est le réducteur qui réagissent dans cette pile.
7. Établir alors l'équation modélisant le fonctionnement de la pile Daniell.
8. À l'aide des documents 1 et 2, calculer la quantité d'électricité disponible dans la pile Daniell ainsi fabriquée.

**DOCUMENT 4 : Caractéristiques courant – tension de différentes DEL**

9. On souhaite alimenter une DEL verte avec une intensité du courant électrique voisine de 20 mA. Comment pourriez-vous alimenter correctement cette DEL à l'aide de piles Daniell ? Calculer la durée d'utilisation théorique de la DEL dans ces conditions.