

# LC 26 : Conversion réciproque d'énergie électrique énergie chimique.

**Niveau :** CPGE (MP)

**Pré-requis :** Thermodynamique chimique, Redox, courbes intensité-potentiels.

**Introduction :** Aujourd'hui, on sait qu'un enjeu majeur en terme d'écologie et d'énergie est la production d'électricité de façon renouvelable. Mais ces procédés sont limités pour leur intermittence (ex : Panneaux solaires qui nécessitent du soleil...). Se dessine alors la nécessité de stocker cette électricité sous forme, et de pouvoir la restituer ensuite. On va dans cette leçon développer les outils qui permettent ces conversions. Important même dans la vie de tous les jours : batterie de portables ou de voiture (accumulateurs).

## I - Conversion d'énergie chimique en énergie électrique.

### 1) Le principe de la Pile

On va présenter ici le principe de la pile, qui comme on le sait converti bien l'énergie chimique en énergie électrique, au travers de la pile Daniell. (Manip.: construction de la pile Daniell) :

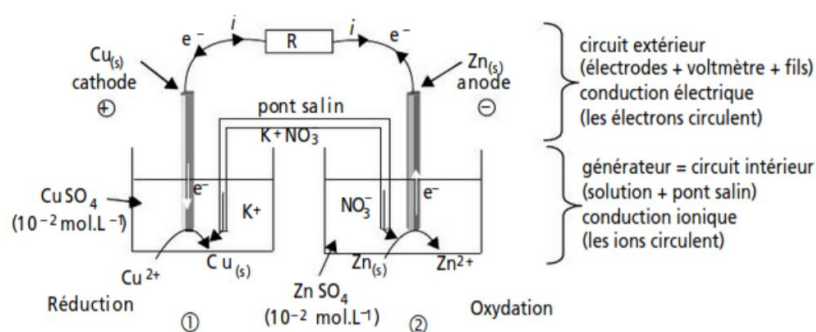


Figure 11.1 – Schéma de la pile Daniell.

Vidéo du montage que l'on peut réaliser simplement :

<https://www.youtube.com/watch?v=dFdxfeuXPQ8>

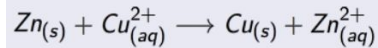
Pile composée de 2 demi-piles : une composée d'une électrode de cuivre plongée dans une solution de sulfate de cuivre et une seconde composée d'une électrode de zinc plongée dans une solution de sulfate de Zinc. Nos électrodes sont reliées par un fil (circuit extérieur) sur lequel on a une résistance, permettant le passage du courant. On a aussi un pont salin, qu'on appelle la jonction, en sulfate de potassium, qui permettra l'électroneutralité des 2 solutions au cours de la réaction.

Remarque : Dans la vraie pile Daniell, on a pas de sulfate de Zinc car ce dernier n'est pas présent dans les réactifs. Dans le MP DUNOD, les concentrations sont de 1 mol/L.

Les deux couples redox en jeu sont les couples  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$  et  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$ . Sur une échelle de potentiel (on peut la dessiner, et faire le gamma pour montrer que c'est thermodynamiquement favorisé), on a  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$  et  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ . L'oxydant le plus fort étant le  $\text{Cu}^{2+}$ , c'est lui qui va se réduire. On a les deux demi-équations suivante :

- $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$ , il s'agit d'une réduction donc c'est la cathode de notre pile.
- $\text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^-$ , il s'agit d'une oxydation donc c'est l'anode de notre pile.

On a donc la réaction globale :



On voit bien ici que l'on a pas de sulfate de zinc dès le départ. Le transfert d'électrons, comme on le voit sur le schéma, ne se fait pas directement entre les espèces : les électrons passent par le circuit externe.

La pile Daniell n'est pas le seul type de pile, on utilise au contraire plus les piles alcalines nous, donc les couples en jeux ne sont pas les mêmes (couple 1 : anode) :

Nom	Couple 1	Couple 2
Pile Daniell	$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$
Pile alcaline	$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	$\text{MnO}_2/\text{MnO}(\text{OH})$
Accumulateur au plomb	$\text{PbSO}_4/\text{Pb}$	$\text{PbO}_2/\text{PbSO}_4$
Accumulateur Ni-OH	$\text{M}/\text{MH}$	$\text{NiO}(\text{OH})/\text{Ni}(\text{OH})_2$

Les accumulateur, que l'on détaillera plus tard, correspondent à une pile qui peut être rechargée (*Remarques*: M correspond à un alliage métallique et Mh à un hydrure métallique).

## 2) Approches thermodynamique et cinétique

### a) *Approche thermodynamique.*

On a vu le fonctionnement global de la pile, on va maintenant regarder l'approche thermodynamique. On commence par définir de travail électrique de la pile :

$\delta W_e = P dt$  avec P la puissance, et donc on sait  $P = UI$ , et on sait que  $I dt = dq = n F d\xi$  (F est la constante de Faraday, n le nombre d'électron échangés dans l'équation redox ).  
Donc au final :

$$\delta W_e = n U F d\xi$$

On va maintenant travailler avec les principes thermodynamiques :

$$dU = -\delta W_e + \delta W_p + \delta Q \qquad dS = \delta Q/T + \delta S_c.$$

Or on sait que  $dG = dU - T dS - \delta W_p$  donc  $dG = -T \delta S_c - n U F d\xi$ .  
(Pour une pile, on prend T et P constants)

On va d'abord étudier la force électromotrice, définie dans le cas réversible. Pour commencer, la force électromotrice  $e$  d'une pile est la tension notée  $e$  entre les bornes de la pile lorsque  $I = 0$  (pour que ça soit réversible). On pose donc  $I=0 \Rightarrow U = e$ , et si on se place dans le cas réversible,  $\delta S_c = 0$  d'où :

$dG = -neFd\xi$  ce qui nous donne :  $\Delta rG = -neF < 0$  (donc réaction qui s'effectue dans le sens direct). Relation vrai aussi en standard.

On s'intéresse aux demi piles maintenant. A l'anode,  $\Delta rG_a = nFE_a$ , à la cathode  $\Delta rG_c = -nFE_c$ . On somme les deux pour avoir le  $\Delta rG$  totale et par identification on obtient :  $e = (E_{\text{cathode}} - E_{\text{anode}})$ . De même, la force électromotrice standard est définie par la relation :

$$e^\circ = (E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}})$$

Dans le cas de la pile Daniell :

$$e = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0$$

$$e = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$$

Pour le passage de potentiel aux potentiels standard dans le cas de la pile Daniell, on justifie avec les potentiels de Nernst. En effet, si on calcule les potentiels de Nernst, on obtient :

$$e = \frac{RT}{n\mathcal{F}} \ln \left( K^\circ \frac{a_{\text{Cu}^{2+}}}{a_{\text{Zn}^{2+}}} \right) = e^\circ + \frac{RT}{n\mathcal{F}} \ln \left( \frac{a_{\text{Cu}^{2+}}}{a_{\text{Zn}^{2+}}} \right)$$

Or les concentration choisies sont les mêmes, donc on peut considérer les activités comme quasiment égale, ce qui justifierait qu'il ne reste que les potentiels standards.

En réalité la tension qu'on mesure aux bornes de la pile est inférieure, cela vient de l'irréversibilité (cf vidéo). Si on se place maintenant dans le cas d'une évolution irréversible (Remarque : L'irréversibilité de la transformation chimique signifie que la réaction ne peut pas s'inverser spontanément).

On sait  $dG = -T \delta S_c - nUFd\xi = -ne Fd\xi$  (deuxième égalité vrai par def de  $e$  et  $G$  est une fonction d'état et ne dépend pas du chemin suivi).

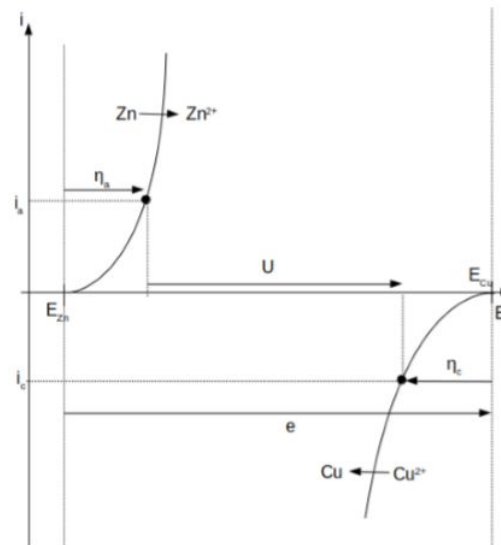
En reprenant l'égalité précédente et sachant :  $\delta S_c > 0$  et  $d\xi > 0$ , il vient nécessairement que :

$$U < e$$

### b) Approche cinétique.

Comme on le sait, en chimie, il faut compléter l'étude thermodynamique par une étude cinétique pour vraiment analyser une réaction. On a déjà vu dans l'année que les courbes intensité-potential nous informent sur la cinétique des réaction redox, on va donc se baser dessus.

On considère la branche anodique (oxydation) du couple  $Zn^{2+}/Zn$  et donc cathodique pour l'autre. La f.e.m est représentée aussi sur le schéma :



On introduit maintenant les notions de surtension anodiques et cathodiques. On observe aux bornes de la pile un courant uniquement lorsqu'on dépasse une certaine valeur de tension. Pour que la pile débite, une condition nécessaire est que le courant anodique soit égal au courant cathodique en valeur absolue : c'est ce qu'on appelle le point de fonctionnement. Et c'est cette valeur de courant qui sera débitée par le circuit. Cette égalité est logique : tout ce qu'on perd en électron d'un côté doit être récupéré de l'autre. Et donc pour un courant  $i$  fixé, on a  $i_a$  et  $i_c$  fixé et égaux, ce qui nous fixe des valeurs de  $\eta_a$  et  $\eta_c$ . C'est alors qu'on voit apparaître la différence de potentiel  $U$  (sans considérer de résistance ohmique) de notre circuit.

On a donc, si on ne considère pas de résistance de la part de notre système :

$$U = E(Cu^{2+}/Cu) - \eta_c - E(Zn^{2+}/Zn) + \eta_a = e - (\eta_c - \eta_a)$$

En réalité, on a un terme de chute ohmique à rajouter, qui nous diminue encore la tension :

$$U = e - (\eta_c - \eta_a) - ri$$

$r$ , la résistance interne de la pile, dépend de la résistance de l'électrolyte et du pont salin. Les surtensions correspondent eux à des termes cinétiques.

Dans le cas de la pile Daniell, la différence de surtensions est très petite devant la chute ohmique (les couples sont rapides, la pente sur les courbes intensité potentiel est quasi verticale). On obtient donc :

$$U = e - ri$$

On peut donc faire expérimentalement la mesure de la caractéristique courant tension de la pile :

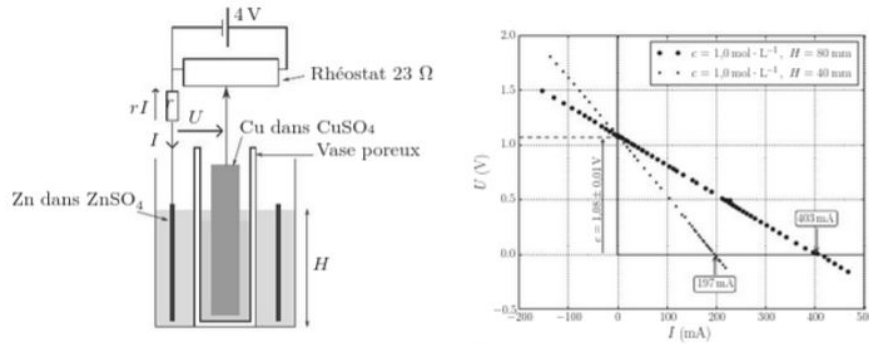


Figure 26.5. Détermination expérimentale de la caractéristique courant-tension.

Courbe (issue DUNOD MP) qui représente l'évolution de la caractéristique courant tension pour 2 surfaces de contact électrode/électrolyte.

**Manip :** Une alimentation de laboratoire stabilisée en tension associée à un rhéostat de faible résistance permet de faire varier la tension  $U$  aux bornes de la pile. L'intensité du courant  $I$  est obtenue en mesurant la tension aux bornes d'une résistance  $r = 2,1\Omega$ . La polarité de l'alimentation indiquée sur la figure permet d'explorer une grande partie de la décharge ( $I > 0$ ) et la recharge ( $I < 0$ ).

Pour explorer la zone de la décharge proche du court-circuit ( $U = 0$ ), il faut inverser la polarité de l'alimentation. Ce montage ne doit pas être utilisé avec une pile ou un accumulateur commercial car le court-circuit provoquerait un échauffement trop important.

Nous en déduisons les résistances internes (notée  $r$  précédemment  $e/I = 2,7\Omega$  pour la pile remplie  $5,5\Omega$  pour la pile remplie à moitié. Cette expérience met en évidence une propriété générale de la résistance interne : elle est inversement proportionnelle à la surface des électrodes immergées dans l'électrolyte.

### 3) Rendement énergétique

L'énergie électrique fournie par la pile vient principalement de l'énergie des liaisons chimiques, en particulier de la liaison métallique. Dans le cas de la pile Daniell, l'énergie d'un électron est abaissée lorsqu'il passe du zinc au cuivre. La pile réalise donc une conversion d'énergie chimique-électrique.

On reçoit de la part de la pile :

$$W_e = -\Delta G - TS_c = -\Delta H + T\Delta S - TS_c$$

Pour un état initial et final donnés de la pile, l'énergie fournie est maximale lorsque la transformation est réversible, c'est-à-dire lorsque le courant débité est infiniment faible. La réaction globale d'une pile est toujours thermodynamiquement très favorable à température ambiante, c'est exothermique ( $\Delta H < 0$ ). L'énergie chimique libérée est  $-\Delta H$  ; c'est l'énergie qui serait récupérée sous forme thermique si la réaction globale se déroulait directement (de manière isotherme). (Partie ambiguë de la leçon).

Le rendement énergétique de la pile est donc le rapport de  $W_e$  sur  $-\Delta H$ .

Dans le cas de réversible :

$$\epsilon_{rev} = -\frac{W_e}{\Delta H} = 1 - \frac{T\Delta S}{\Delta H}$$

Pour une transformation réversible isotherme, le transfert thermique reçu de l'air ambiant est  $Q = T.\Delta S$ . Le rendement réversible d'une pile est en général très proche de 1. Si  $\Delta S < 0$  il est légèrement inférieur à 1 car une partie de l'énergie chimique est transférée à l'air ambiant sous forme thermique. Si  $\Delta S > 0$  il est légèrement supérieur à 1 car une petite quantité d'énergie est prélevée à l'air ambiant pour être convertie en énergie électrique. Dans les deux cas, l'énergie  $Q$  échangée avec l'air ambiant est très faible pour une évolution réversible (comparée à  $W_e$ ), donc le rendement est très proche de 1.

Dans le cas irréversible, on reprend  $U = e - rI$ , donc  $P = UI = eI - rI^2$ . On a  $W_e = P\Delta t$ , on reprend la définition du rendement et on obtient cette fois (Rappel  $\Delta H < 0$ ):

$$\epsilon_{irr} = \frac{-eI\Delta t + rI^2\Delta t}{\Delta H} = \epsilon_{rev} + \frac{rI^2\Delta t}{\Delta H}$$

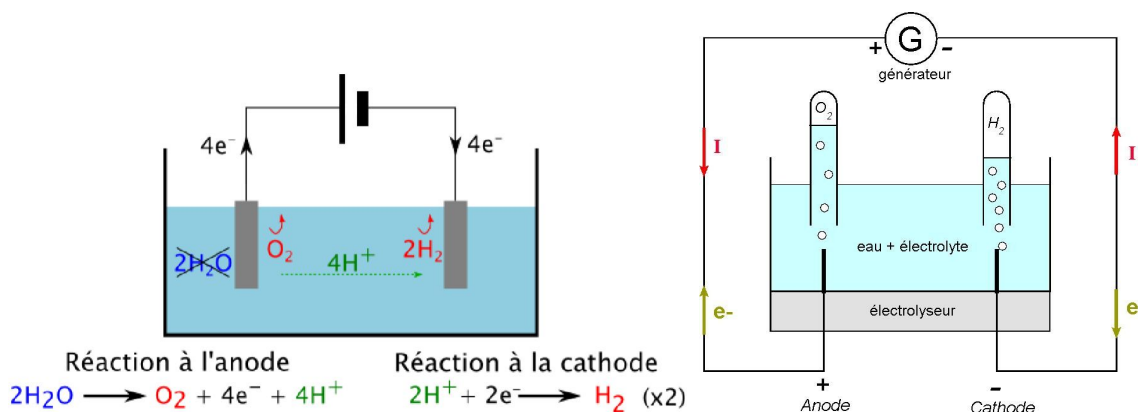
On retrouve le rendement réversible très proche de 1, et on a un terme de dissipation de l'énergie par effet Joule.

## II - Conversion d'énergie électrique en énergie chimique.

Dans cette partie, on cherche au contraire à convertir notre énergie électrique en énergie chimique. On réalise cela par électrolyse.

### 1) Principe de l'électrolyse

Pour expliquer le principe de l'électrolyse, on va se baser sur l'exemple de l'électrolyse de l'eau :

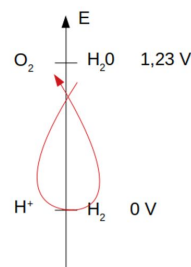


On remarque qu'on a ici remplacé la résistance par un générateur. On va délivrer un travail électrique à notre système et ce dernier va donc la transformer en énergie chimique. On a une réaction à l'anode qui est l'oxydation de l'eau en dioxygène, et à la cathode on a la

réduction de l'eau en dihydrogène, gazeux lui aussi. Donc contrairement avant, les électrodes sont inversés par rapport à la pile : ici cathode - et anode +.

Réaction globale :  $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})}$ . On peut mettre en évidence cette réaction en récupérant les gaz qui se dégagent de chaque électrode et voir qu'on a 2 fois plus de gaz dans l'un que dans l'autre, et on sait alors où se trouve l'anode, où se trouve la cathode (ou test flamme avec le dihydrogène : mini explosion).

Ici, la réaction est thermodynamiquement défavorisée si on regarde l'échelle des potentiels :



Elle est possible grâce à la présence du générateur qui va “forcer” notre réaction à avoir lieu en envoyant des électrons.

L'électrolyse sert à la production d'aluminium ou de chlore, ou en galvanoplastie, par ex.

## 2) Conditions de fonctionnement

Dans ce cas, on a :  $dG = \delta W_e - T\delta S_c$ . On a un signe plus devant le travail électrique car ici ce dernier est apporté à notre système chimique. Il faut donc le compter positivement.

Si la transformation est réversible :  $dG = \delta W_e > 0$ , on retrouve bien l'aspect thermodynamiquement favorisé de notre réaction.

On peut ici aussi définir la force électromotrice d'un électrolyseur. C'est toujours la tension pour un circuit ouvert  $I = 0$  dans le cas réversible. Avec un raisonnement analogue à celui de la pile, pour le cas d'une transformation irréversible :

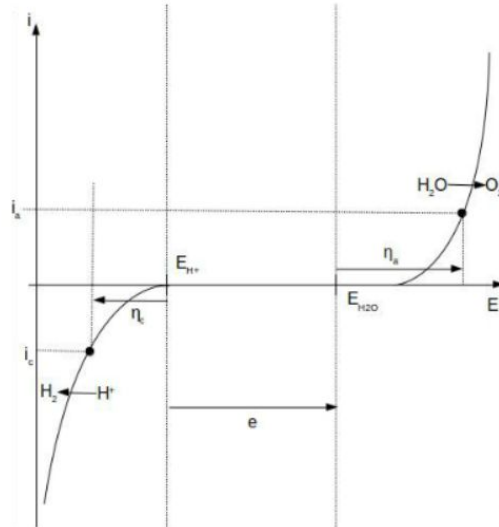
$$ne\mathcal{F}d\xi = -T\delta S_c + nU\mathcal{F}d\xi$$

En fait on change simplement le signe devant le travail électrique.

Comme  $\delta S_c > 0$  et  $d\xi > 0$ , on a nécessairement  $U > e$ . On doit donc appliquer une tension supérieure à la f.e.m pour démarrer la recharge/la réaction.

Si on s'intéresse aussi aux conditions cinétiques comme précédemment :

- $E_{H^+/H_2} = 0V$
- $E_{O_2/H_2O} = 1,23V$
- $e = E_{O_2/H_2O} - E_{H^+/H_2} = 1,23V$
- $\eta_a$  surtension anodique ( $\eta_a = 0,6V$ )
- $\eta_c$  surtension cathodique



On observe les potentiels de nos deux couples. La différence est ici avec précédemment est que, si le couple  $H_2/H^+$  est rapide, le couple  $H_2O/O_2$  est lent. La première courbe est encore une fois exagéré, pas à l'échelle. On peut montrer le U que l'on observe ici (entre les deux bouts de flèches des surtension).

On observe que  $U = E(O_2/H_2O) - E(H^+/H_2) + \eta_a - \eta_c = e - (\eta_c - \eta_a)$ . En réalité, résistance due à l'électrolyte :

$U = e - (\eta_c - \eta_a) + ri$ . Cas de l'eau :  $\eta_c \ll \eta_a = 0,6$  donc  $U > 1,23 + 0,6 = 1.83 V$  C'est la tension U minimale à appliquer, sans considérer la chute Ohmique ri.

### 3) Rendement de la conversion

Le travail électrique fourni est :  $W_e = nUF\xi = neF\xi + n\eta F\xi$  avec  $\eta = \eta_a - \eta_c + ri$ . On pose :

$$\epsilon^{rev} = \frac{\Delta H}{W_e^{rev}} \quad \text{avec} \quad W_e = ne\mathcal{F}\xi$$

(manque le rév sur le  $W_e$ )

$$\epsilon = \frac{\Delta H}{W_e} = \frac{\epsilon^{rev}}{1 + \frac{\eta}{e}}$$

Le rendement est inversement proportionnel à la surtension générale. C'est pour cela que dans l'industrie on utilise des électrolyte très concentrée, on a alors une résistance ohmique faible, et donc un rendement très important.

A savoir: la production de dihydrogène est nécessaire pour les piles à combustible



### Application électrolyse:

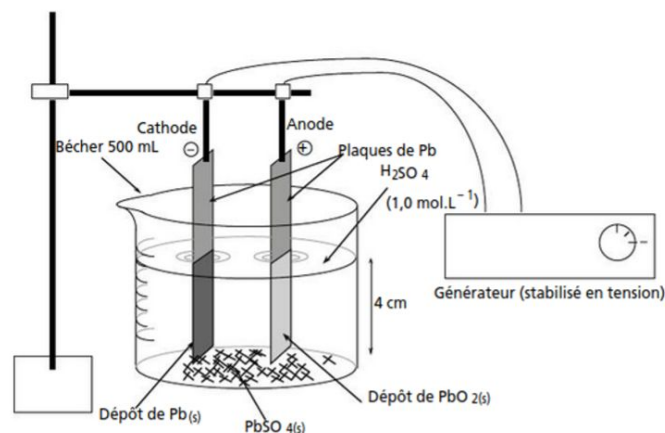
-Électroraffinage du cuivre : on purifie le cuivre en réalisant l'électrolyse d'une solution de sulfate de cuivre et d'acide sulfurique avec une électrode en cuivre impur et une autre électrode, choisie de telle sorte que seul le cuivre puisse se déposer dessus.

-Synthèse du dichlore (ou de l'eau de Javel) : on s'attend à réaliser l'électrolyse de l'eau, mais les surtensions sont telles qu'on réalise plutôt l'oxydation des ions  $\text{Cl}^-$ . À l'anode, on a production de dichlore et d'un peu de dioxygène; à la cathode on a production de dihydrogène (qui constitue un mélange explosif avec le dichlore) ou d'un amalgame sodium/mercure selon le procédé choisi

Transition: Problème de la pile Daniell : on ne peut pas la recharger car on ferait l'électrolyse de l'eau (cf une courbe i-E). Pour avoir des systèmes qui permettent de convertir alternativement en énergie électrique et chimique, il faut choisir des couples particuliers

## III - Conversion réciproque : les accumulateurs

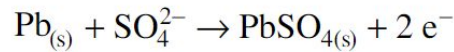
La recharge des piles est impossible : les changements physicochimiques sont irréversibles. On a en revanche des accumulateurs (par exemple la réduction de l'eau l'empêche dans le cas de la pile Daniell), qui se déchargent comme des piles, mais qui peuvent ensuite se recharger sur le principe de l'électrolyse. Les batteries que l'on trouve dans les portables ou les voitures sont des accumulateurs branchés en série, pour atteindre la tension nécessaire. On peut citer l'accumulateur au plomb qui sert pour les batteries de voitures, et les accumulateurs Lithium-ion, qui servent pour les ordinateurs portables.



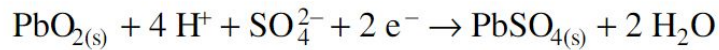
Dispositif expérimental pour représenter l'accumulateur au plomb, ici en pleine recharge (d'où le générateur de courant). On a deux électrodes faites de plomb, et l'électrolyte est  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (acide sulfurique).

Au cours de la décharge, l'accumulateur délivre de l'énergie électrique. Les réactions chimiques d'oxydo-réduction qui ont lieu au niveau des électrodes sont, au cours de la décharge:

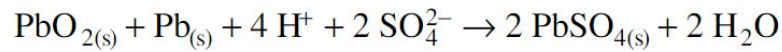
À l'anode (oxydation) :



À la cathode (réduction) :

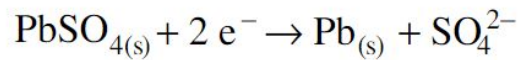


L'équation bilan de la réaction chimique qui a lieu au cours de la décharge s'écrit donc :

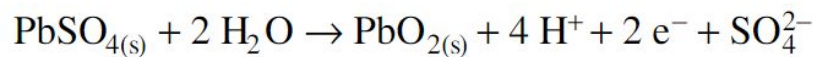


Pendant la charge :

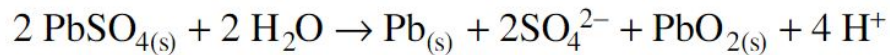
À la cathode (réduction) :



À l'anode (oxydation) :



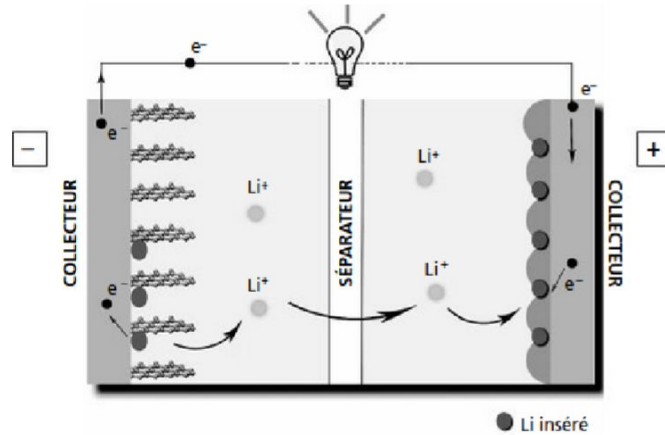
Bilan de la charge :



Soit les mêmes équations à l'envers, ce qui correspond bien au fonctionnement de l'accumulateur.

C'est Gaston Planté (1834-1889) qui a présenté en 1859 la première batterie au plomb. Le succès de cet accumulateur est dû au faible coût du plomb et de l'acide sulfurique, à leur facilité de fabrication, à leur durée de vie moyenne de plusieurs années, mais aussi au fait que le système échange 2 Faraday par mole de plomb, ce qui est remarquable. Cet accumulateur reste cependant polluant pour l'environnement à cause du plomb.

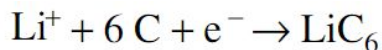
Voyons maintenant l'accumulateur Lithium-ion :



Décharge d'une batterie Lithium-ion.

Les accumulateurs au lithium-ion ont également fait une remarquable avancée depuis le début des années 1990 (première commercialisation par Sony en 1991). La légèreté et la densité d'énergie massique élevée combinés à l'absence d'effet mémoire (on endommage pas la batterie lorsqu'on la recharge alors qu'elle n'est pas totalement déchargée) et à une faible auto-décharge l'ont emporté sur les inconvénients liés majoritairement à l'utilisation des électrolytes non aqueux. Les accumulateurs lithium-polymères développés depuis les années 1980 peuvent être aisément miniaturisés.

Dans ce type d'accumulateurs, au cours de la charge, le carbone graphite (borne négative) insère/accueille des ions lithium provenant de la borne positive constituée par des oxydes ou des sulfures mixtes de métaux de type  $\text{LiCoO}_2$  ou  $\text{LiMn}_2\text{O}_2$ . On a :



Pour la décharge (schéma) :

- Les Li insérés dans l'électrode négative se décomposent en  $\text{Li}^+$  et en électrons ( $e^-$ ).
- Les électrons sont récupérés par le collecteur (en cuivre ou aluminium) et transmis à l'appareil branché.
- Les ions se déplacent dans l'électrolyte puis à travers le séparateur pour rejoindre l'électrode positive.
- À l'électrode positive, ils se recombinent avec un électron ayant circulé dans le circuit pour donner du lithium inséré dans l'oxyde.

Ces batteries présentent le meilleur rapport puissance et autonomie pour le véhicule électrique mais cependant elles sont instables en surcharge avec des risques d'explosion. Le challenge est de sécuriser ces batteries en surcharge, lors des tests aux chocs (accidents de voiture) et d'améliorer leur fonctionnement aux basses températures. Reste aussi le problème de l'approvisionnement en lithium pour des utilisations à grande échelle.

**Conclusion :** Conversion réciproque d'énergie électrique/chimique très importante : si on s'intéresse au cas des moteurs thermiques, énergie fournie via la combustion donc indirecte (énergie chimique  $\rightarrow$  combustion  $\rightarrow$  ensuite on converti), contrairement à ce qu'on vient de voir. Le rendement est alors plus faible, car plusieurs étapes. Enjeu industriel et commercial énorme : nombreuses recherches sur les accumulateurs, notamment Na-ion.

**Bibliographie :**

- Physique Chimie MP DUNOD
- Electrochimie : Des concepts aux applications
- Plan Ph-suet

**Manips possibles :**

- Réalisation d'une pile Daniell, mesure de U et remarque  $\ll e$
- Caractéristique courant tension de la pile Daniell
- Electrolyse de l'eau

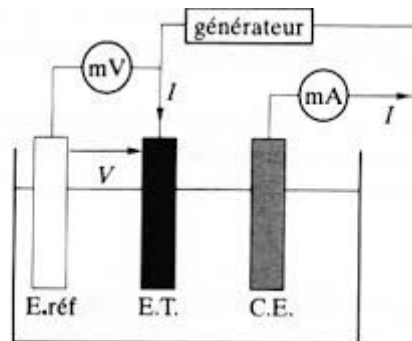
**Questions/Réponses :**

- Pourquoi choisir la pile Daniell ?

La pile Daniell est l'ancêtre des piles et accumulateurs modernes. Elle a l'avantage d'être très simple à réaliser expérimentalement, et on peut bien comprendre le fonctionnement général des piles.

- Comment fait-on une mesure expérimentale des courbes  $i=f(E)$  ?

Montage à 3 électrodes : électrode de travail (celle qu'on étudie), électrode de référence (pour avoir un potentiel de référence) et contre-électrode pour fermer le circuit :



- Pile saline/ Leclanché (les plus utilisées aujourd'hui) ?

<https://www.maxicours.com/se/cours/les-piles-et-les-accumulateurs/>

- Batteries Na-ion?

<https://www.batribox.fr/les-batteries-de-demain-au-sodium/>

- Comment est défini le potentiel standard des couples redox ?

Défini par rapport à l'électrode standard à Hydrogène (ESH).

- C'est quoi la galvanoplastie?

C'est un procédé utilisant l'électrolyse qui sert en orfèvrerie. On crée un dépôt métallique à la surface d'un objet, qui sert de moule. A ne pas confondre avec galvanostégie, où on utilise l'électrolyse pour recouvrir un objet en métal et le préserver de la corrosion (les couches de cuivre, d'or, de chrome et de zinc sont les plus courantes).