

LC32 - Conversion energie chimique en energie electrique

Niveau L2

Prerequis

- * Couple oxydant / reducteur
- * Notion energie / puissance
- * Loi Faraday
- * Courbes $\alpha = f(E)$
- * pile / accumulateur au plomb

Bibliographie

- * Miomandre
- * Linden

Introduction pédagogique

- * Ce cours se place au niveau L2 car on va exploiter les courbes $i = f(E)$ par avoir une meilleure compréhension des phénomènes
- * Il vient après un cours sur les piles dans une séance d'électrochimie
- * Dans le cours précédent on aura pris l'exemple de l'accumulateur au plomb en décharge et dans ce cours on pourra compléter ça en regardant comment on peut le recharger
- * On supposera donc que l'étude maîtrise les notions d'oxydant - réducteur, d'énergie de puissance, la loi de Faraday, les courbes $i = f(E)$ et les piles
- * Dans le cours précédent on aura déjà abordé l'optimisation des matériaux par diminuer les tensions et la chute ohmique, on n'étudiera pas ce point là dans ce cours
- * On a fait le choix de ne pas aborder plus en détail les caractéristiques des accumulateurs comme les cycles charge - décharge → étude de
- * On fait le choix d'aborder dans ce cours un procédé industriel comme le procédé chloré sauté par donner une autre idée de ce qu'on peut faire aux élèves
- * On ouvrira à la fin du cours sur d'autres applications comme la purification des métaux ou la protection contre la corrosion qui nous permettra d'introduire le cours suivant sur la corrosion
- * Difficulté de ce cours : savoir quelles sont les réactions qui se produisent et dans quel sens est le courant
 - ↳ beaucoup de manipulation en TD de plusieurs types de systèmes
- * TP purification cuivre, électrolyse de l'eau, accumulateur Pb
- * Étude de doc sur les caractéristiques des batteries
 - ↳ électrosynthèse ?

Introduction

- * Dans le cours précédent on avait parlé de pile, qui nous permettent de convertir de l'énergie chimique en énergie électrique par l'intermédiaire de réactions d'oxydoréduction
- * Dans une pile la réaction qui se produit est favorisée thermodynamiquement donc tout fonctionne bien
- * Mais quand j'ai utilisé toute l'énergie chimique de ma pile, il serait quand même mieux de pouvoir la recharger plutôt que de la jeter!
- * D'un point de vue vocabulaire on fait la différence entre une pile qui est non rechargeable et un accumulateur qui est rechargeable
- * Aujourd'hui on va regarder le processus inverse : comment on passe de l'énergie électrique à l'énergie chimique
↳ on appelle ce processus une électrolyse

Objectif : Comprendre le principe d'une électrolyse
Comprendre les enjeux industriels

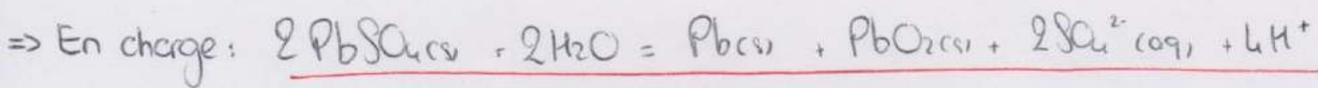
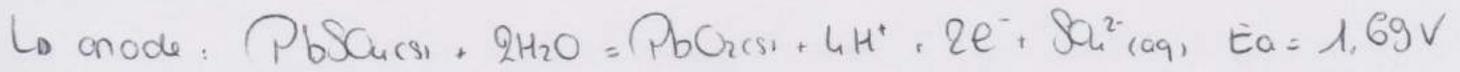
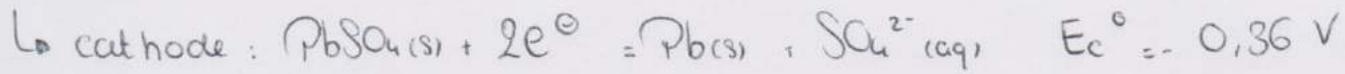
Transition : On va commencer par regarder un exemple d'accumulateur

I - Recharger son accumulateur

A - Une réaction est favorable ?

* Dans cette partie on va reprendre l'exemple du cours précédent, l'accumulateur au plomb (projo)

* Contrairement à la pile Daniell, l'accumulateur au plomb est rechargeable, selon la réaction suivante



* C'est la réaction inverse à la réaction quand on l'utilise comme générateur

* Regardons la faisabilité thermodynamique de la réaction

$$\text{Là } \Delta_r G^\circ = -2 \cdot 96485 \text{ C} \cdot (\text{E}_c^\circ - \text{E}_a^\circ) = 193,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Là } K^\circ = e^{-\Delta_r G^\circ / RT} = 1,47 \cdot 10^{-34} \ll 1$$

\Rightarrow La réaction est très nettement défavorisée

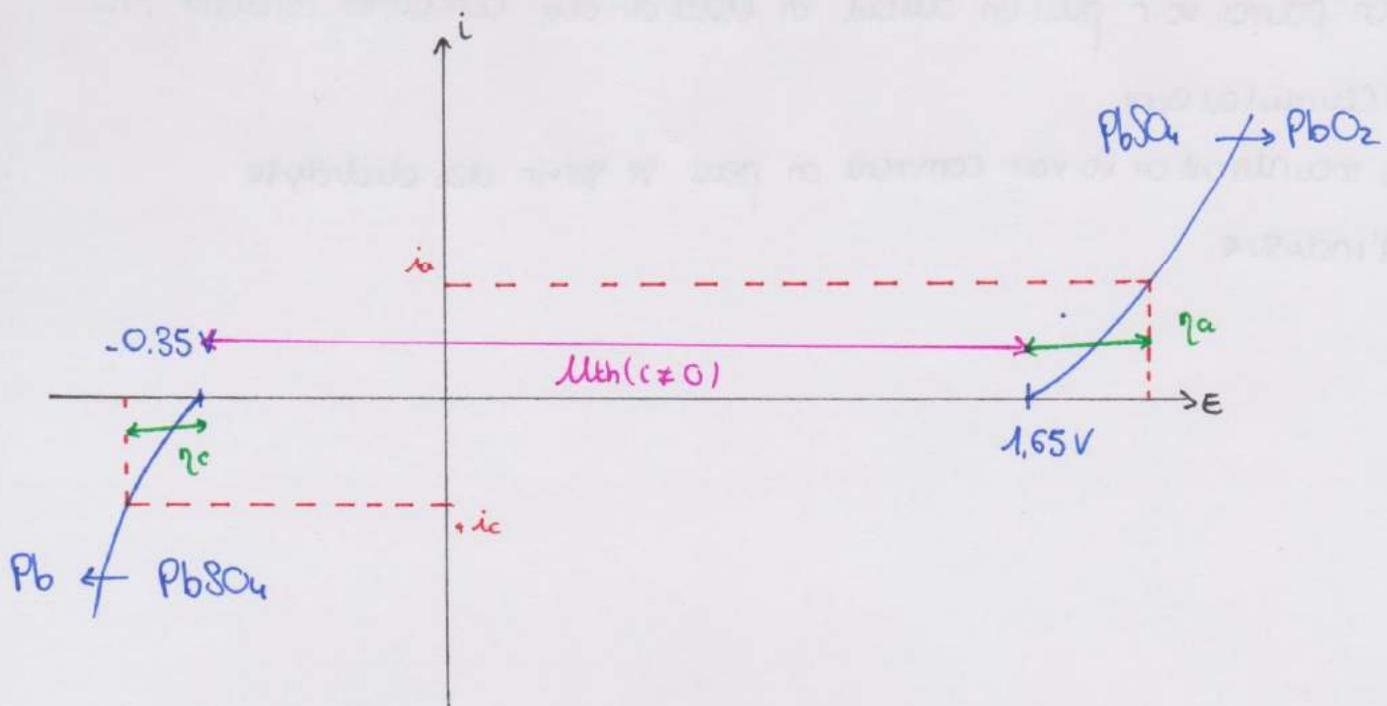
* Par conséquent pour faire la réaction il va falloir apporter de l'énergie, on va l'apporter sous forme électrique

Transition : Pour bien comprendre ce qui se passe on va aller regarder

la cinétique avec les courbes $\alpha = f(E)$

B. Aspect cinétique

* On redessine les courbes $i = f(E)$ pour les deux couples mis en jeu



* Il faut aussi ajouter la chute chimique qu'on ne voit pas sur les schémas

$$\Rightarrow U(i \neq 0) = e^0 + \eta_a + \eta_c + R_i$$

couple
matériaux
électrolyte

* Pour recharger l'accumulateur il faut appliquer une ddp plus grande que la force électromotrice à vide, et plus on augmente le courant plus on augmente la ddp

* On peut optimiser les différents paramètres en choisissant les bons matériaux, mais on n'ira pas plus loin car on a déjà vu ça au dernier cours

* Mais il y a un élément auquel on n'a pas encore répondu, pourquoi la pile Daniell ne peut pas être rechargée? (projo)

↳ un des deux couples ne peut pas faire la réaction inverse

↳ quand on regarde les courbes $i = f(E)$ on va d'abord oxyder l'eau avant de reoxyder le cuivre.

Transition : On arrive maintenant à comprendre pourquoi et comment on

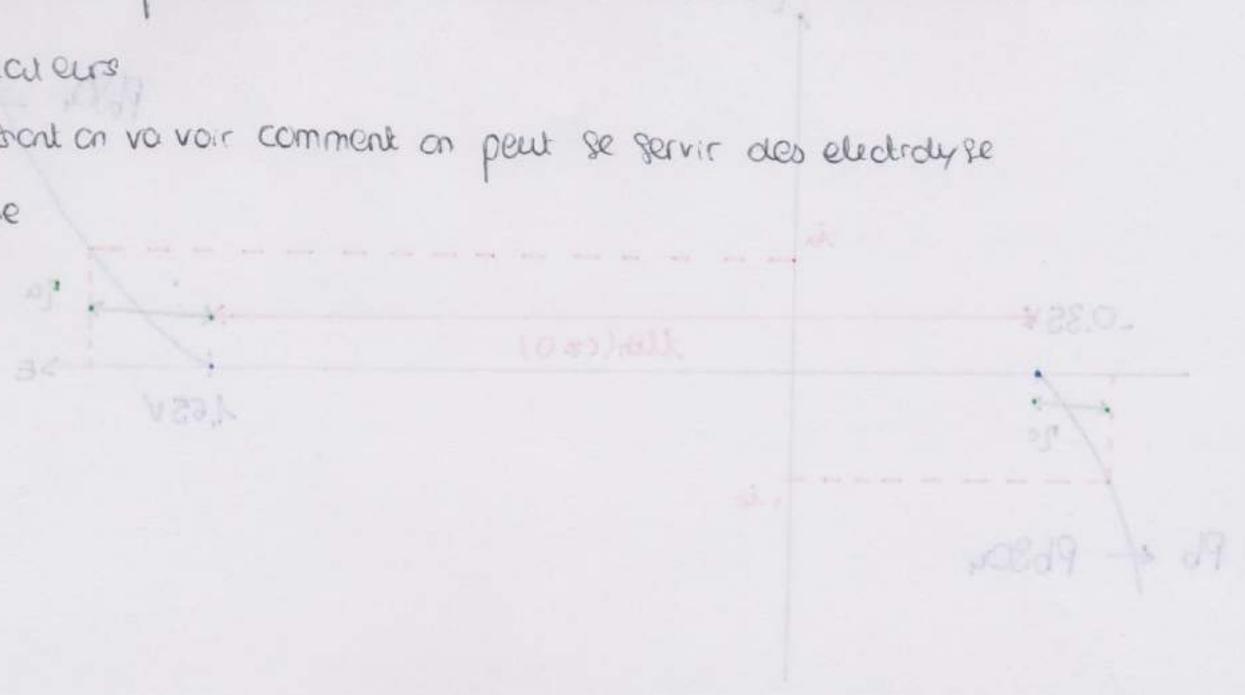
recharge un accumulateur

↳ on pourra voir plus en détail en classe de doc certaines caractéristiques

des accumulateurs

* Mais maintenant on va voir comment on peut se servir des électrolyse

dans l'industrie



$$P = E \cdot I + P_r$$

pour recharger l'accumulateur, il faut appliquer une tension plus élevée que la tension de la pile. On peut obtenir la différence de potentiel en utilisant un générateur de courant continu. On peut aussi utiliser un accumulateur chargé pour charger un autre accumulateur. On peut aussi utiliser un accumulateur chargé pour charger un autre accumulateur. On peut aussi utiliser un accumulateur chargé pour charger un autre accumulateur.

II - Le procédé chloré soude (Miomondre)

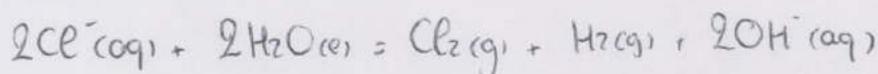
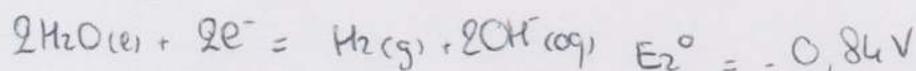
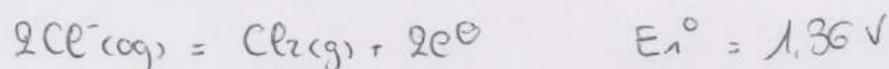
A - Dispositif industriel

* Déjà comme son nom l'indique dans ce procédé industriel le but est de produire du dichlore (utilisé dans les insecticides) et le sous produit est la soude, qu'on va pouvoir valoriser et utiliser.

↳ production de 4000 tonnes de Cl_2 par an

↳ les produits de base ne sont que de l'eau et du NaCl \Rightarrow eau de mer

* Les deux équations associées sont

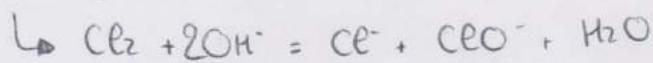


$$\Rightarrow \Delta_r G^\circ = -2 \mathcal{F} (E_1^\circ - E_2^\circ)$$

$$\Rightarrow K^\circ = e^{-\Delta_r G^\circ / RT} = 10^{-47} \ll 1 \text{ de favorable}$$

* On va donc devoir faire une électrolyse pour pouvoir faire la réaction voulu

* Projo : on met une membrane laissant passer les ions Na^+ pour assurer le passage du courant, mais éviter les réactions entre OH^- et Cl_2



* Le but étant d'optimiser la synthèse, les matériaux d'électrode sont choisis pour minimiser les surtensions des couples qui nous intéressent

↳ électrode en titane recouverte RuO_2 (catalyseur réaction) à l'anode

↳ électrode en fer à la cathode

Note : on peut utiliser une cathode mercure, mais on a alors réduction de Na^+ et plus de H_2O \Rightarrow pas membrane mais moins propre

* On obtient les courbes $x = f(E)$ suivantes (proje)

L'On peut même avoir dans ce cas la des informations sur les ~~trous~~ valeurs de tension (proje)

Transition : On parle beaucoup d'optimiser, mais pour voir si on arrive à bien optimiser cette technique, calculons le rendement

B. Rendement de l'électrolyse

* On va regarder la quantité de Cl_2 formé avec ce procédé et la comparer à la quantité maximale qu'on aurait pu former

* Dans la pratique il faut consommer 3070 kWh par produire une tonne de dichlore, soit ~~1,4~~ $1,4 \cdot 10^4$ mol

* 3070 kWh \rightarrow ~~1,4~~ $1,4 \cdot 10^4$ mol (réel)

* Pendant l'électrolyse on fait réagir 2 moles d'électrons par une mole de chlore

\hookrightarrow La loi de Faraday nous donne

$$Q = 2 n(\text{Cl}_2) \cdot \mathcal{F}$$

avec Q la charge totale
 \mathcal{F} le faraday
 $n(\text{Cl}_2)$ la qte de Cl_2 produit

$$\Rightarrow n(\text{Cl}_2) = \frac{Q}{2 \mathcal{F}}$$

* Or on sait que $E = U \cdot i \cdot \Delta t = U \cdot Q$

\hookrightarrow on trouve que la tension vaut en moyenne 3,3 V

$$\Rightarrow \text{par } 3070 \text{ kWh} \quad Q = \frac{E}{U} = \frac{3,07 \cdot 10^6 \cdot 3600}{3,3} = 3,3 \cdot 10^9 \text{ C}$$

$$\hookrightarrow n(\text{Cl}_2) = \frac{3,3 \cdot 10^9}{2 \cdot 96500} = 1,7 \cdot 10^4 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow \eta = \frac{n(\text{Cl}_2)_{\text{exp}}}{n(\text{Cl}_2)_{\text{th}}} = \frac{1,4}{1,7} = 82\% \Rightarrow \text{on a un procédé plutôt efficace,}$$

dans la réalité on monte jusqu'à plus de 90%

Conclusion

* On peut convertir de l'énergie électrochimique en énergie chimique, cela nous a permis d'expliquer comment on pouvait recharger un accumulateur

↳ des réactions non favorables peuvent être réalisées en apportant de l'énergie électrochimique au milieu

* On a vu que cela pouvait être intéressant par certaines applications industrielles, et on pourra voir que cela peut aussi servir pour purifier des métaux, ou prévenir de la corrosion