

LC 31 : Conversion d'énergie chimique en énergie électrique.

Niveau : L2

- Préquis :
- Piles (1^{er}S)
 - Potentiel de Nernst (L1)
 - Courbe de polarisation, surtension (L2)
 - Equation d'oxydoréduction, nombre d'oxydation (L1)
 - Thermodynamique : Enthalpie libre de réaction, lien avec E° (L2)

Intro péda : → Fait en L2 pour pouvoir discuter sur sa cinétique en plus de la thermo.

→ Avant : thermodynamique des réactions redox
courbes de polarisation et cinétique des réactifs.

→ Mise à profit des connaissances pour étudier sa conversion d'énergie chimique en électrique.

→ Après : conversion inverse, étude de l'électrolyse.

→ choix : basé sur un exemple simple : la pile Daniell afin de poser ses bases.

Puis étude d'une pile réel et en développement : la batterie Li-ion.

→ difficulté : lecture des courbes $i-E$.

TD : étude d'autres piles (Leclanché, pile à combustible)

TP : Pile Daniell

Réalisation d'une batterie au plomb.

Intro: → réaction d'ox-red ⇒ échange d'e⁻

si on sépare l'oxydation de sa réduction via des conducteurs ⇒ circulation d'e⁻ donc énergie électrique

→ Def: pile = générateur d'électricité via une réaction chimique

batterie = pile rechargeable.

Objectif = - comprendre le principe de fonctionnement d'une pile

- comprendre ses paramètres d'optimisation

1 - Etude d'une pile

A) Description d'une pile

→ couples mis en jeu: $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ ($E^\circ = 0,34\text{V}$)

$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ ($E^\circ = -0,76\text{V}$)

→ SCHEMA PILE MIOMANDRE p. 220 $\equiv \text{Zn} / \text{Zn}^{2+}_{(aq)}, \text{C}_1 // \text{Cu}^{2+}_{(aq)}, \text{C}_2 / \text{Cu}$

→ Anode = oxydation + sens du courant
cathode = réduction

→ Rôle du pont salin = assuré la conduction du courant en solution.

Ti: On va faire l'étude thermodynamique.

B) Aspect thermodynamique.

→ Force électromotrice: $U_{i=0} = E_d - E_g = 1,1\text{V}$

→ Si $i \neq 0$: la pile débite jusqu'à $U = 0$ (équilibre)

courbe $U = f(t)$

→ Capacité = Q délivrée par la pile / masse d'élément

$$Q = n_e \cdot F = 2n_{\text{Zn}} F = 2 \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} F \Rightarrow C = 2F / M_{\text{Zn}} = 2952 \frac{\text{C}}{\text{g}} = 0,82 \text{ Ah / g}$$

$$\rightarrow \frac{1}{C_{\text{pile}}} = \frac{1}{C_+} + \frac{1}{C_-} \Rightarrow C_{\text{pile}} = 0,42 \text{ Ah / g}$$

→ Energie massique theorique: $E_m = C_{pile} U = 455 \text{ Wh/kg}$

Tr: Il faut également considerer sa cinétique.

c) Aspect cinétique.

→ Courbe $i - E$

⇒ Pour $i \neq 0$: $U = U_{i=0} + \eta_{ox} - \eta_{red} - Ri$

↳ chute ohmique

→ limite de E_m : - chute ohmique

- cinétique (= surtension)

→ Amélioration: - Jouer sur ces couples mis en jeu (rapide si possible)

- Electrolyte (pour réduire R)

- géométrie de la cellule.

Tr: Energie qui reste trop faible, elle n'est pas utilisable. On va étudier une batterie qui a des intérêts.

II - Batterie Li-ion

A) Choix de l'élément.

→ $E^\circ = -3,04 \text{ V} + M = 6,9 \text{ g/mol} \Rightarrow E_m$ très élevée.

→ Mais Li(s) est trop dangereux (risque d'explosion)

⇒ On utilise Li^+ intercalé dans du graphite:



ou Et LiCO_2 (dioxyde de cobalt et de lithium):



⇒ $U_{i=0} = 4,1 \text{ V}$ et $E_m = 80 \text{ Wh.kg}^{-1}$

Tr: On va voir sa mise en pratique.

TI
BE 8620
p. 5

B) Principe de fonctionnement

→ Schéma LINDEN SECTION 26. 5

→ Electrolyte : LiPF_6 dans un mélange de carbonates non aqueux $\Rightarrow \sigma = 10 \text{ mS/cm}$ ce qui est faible

→ Il faut rapprocher les électrodes

→ Alternative : - batterie sodium-ion (pb: E° plus faible et M plus élevée)

- remplacement de Co par Fe

- remplacement de l'électrolyte par des polymères.

Conclusion : → Etude thermo \Rightarrow maximisation de l'énergie exploitable

→ Etude cinétique \Rightarrow minimisation des pertes

Ouverture : Electrolyse

Biblio : - MICHANDRE

- FOSSET PCSI

- LINDEN

- T1 : D 3320

D 3900

D 3340

BE 8520