

LC8 : Conversion de l'énergie chimique en énergie électrique

Leçon par Marion

Element imposé : électrolyse

Autres EI possibles : pile Leclanché, Accumulateur au plomb

Niveau : L2 un peu bilan

Prérequis :

- Réactions d'oxydoréduction (Nernst, potentiel, fem, equations)
- Thermodynamique des réactions redox (enthalpie libre, vitesse d'équilibre (hypothèses) L2)
- Cinétique des réactions redox (courbes i-E utilisation et tracés)
- piles (Daniell(L1), Leclanché, alcaline) (L1 et L2)

Difficultés :

- Bien distinguer le comportement "à vide" et "en fonctionnement".
- Nouvelles grandeurs à assimiler

Séquence pédagogique

- TD : Applications sur un accumulateur Ni-Cd
- TP et approche documentaire : pile à combustible et électrolyse de l'eau

Objecifs : Comprendre les deux phases de fonctionnement d'un accumulateur Connaître les principales caractéristiques d'une batterie et comment les modifier.

Biblio Linden, Fosset PC/PC*, Miomandre, Sarrazin

Contents

1 Accumulateur	2
1.1 Description de l'accumulateur au plomb	2
1.2 Fonctionnement en pile	2
1.3 Fonctionnement en électrolyseur : charge	2
2 Ecart à l'idéalité et optimisation	2
2.1 Source d'irréversibilité, les processus non faradiques	2
2.2 Caractéristique des batteries	2

Introduction

Continuons dans l'électrochimie, on a étudié les piles à la dernière séance mais on souhaite généralement recharger un téléphone donc on s'intéresse ici aux accumulateurs.

1 Accumulateur

Accumulateur Système capable de convertir l'énergie chimique en énergie électrique de façon renversible.

1.1 Description de l'accumulateur au plomb

Premier accumulateur créé par M. Planté en 1859 et il est utilisé dans les batteries de voitures.

Une **batterie** est une association d'accumulateurs en série ou en parallèle. Le schéma équivalent de ma pile est :



On a à l'anode : $\text{Pb}_{(s)} + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) = \text{PbSO}_{4(s)} + 2e^-$

Et à la cathode : $\text{PbO}_{2(s)} + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{PbSO}_{4(s)} + 2\text{H}_2\text{O}$

Le bilan en fonctionnement pile est alors : $\text{Pb}_{(s)} + \text{PbO}_{(s)} + 2\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ = 2\text{PbSO}_{4(s)} + 2\text{H}_2\text{O}$

La fem de la pile est donnée par : $E_{\text{PbO}_2/\text{PbSO}_4}^0 - E_{\text{PbSO}_4/\text{Pb}}^0 = 1,69 + 0,36\text{V}/ESH = 2,05\text{V}$

1.2 Fonctionnement en pile

On trace les courbes i-E des deux couples concernés On note U_{max} la tension pour un courant nul, la fem.

En fonctionnement, lorsque le courant circule, on a une tension plus basse :

$$U = e^0 - |\eta_C| - \eta_a$$

1.3 Fonctionnement en électrolyseur : charge

Si elle est totalement déchargée, on n'a que du sulfate de plomb. Traçons les courbes i-E de PbSO_4/Pb et $\text{PbO}_2/\text{PbSO}_4$. Pour avoir un courant non nul on devra appliquer une tension **supérieure** à la fem.

$$U = e^0 + |\eta_C| + \eta_a$$

Mais dans la réalité, on se rend compte qu'on doit appliquer une tension encore plus grande. On pourrait s'y attendre étant donné que les batteries de téléphone ne fonctionnent plus après un nombre d'utilisation.

2 Ecart à l'idéalité et optimisation

2.1 Source d'irréversibilité, les processus non faradiques

Concentrons-nous dans un premier temps sur l'électrolyse.

La tension appliquée est corrigée par Ri la **chute ohmique** qui est un terme de dissipation par chaleur. On obtient :

$$U = e^0 + |\eta_C| + \eta_a + Ri$$

R étant la résistance de l'électrolyte.

Pour quantifier cette contribution, on introduit le rendement faradique.

courant faradique : Courant qui contribue à la réaction

non faradique : Le "reste" du courant.

$$\eta = \frac{Q_{\text{contribuant à la réaction}}}{Q_{\text{tot}}}$$

$Q_{\text{tot}} = i\Delta t$ et par la loi de Faraday, $Q = n_E F = n_e N_a q$

avec F la constante de Faraday, $F = 96500\text{C mol}^{-1}$

et q la charge de l'électron, n_E le nombre d'électrons

2.2 Caractéristique des batteries

Une des caractéristique est la tension délivrée par la pile, classiquement 12V. On a également la capacité de stockage de la batterie : Q (en Ah) homogène à C : $1\text{ Ah} = 36000\text{ c}$ C'est la charge qui permet de faire fonctionner la batterie sur 1A pendant une heure. Ici, $Q = i_{\text{moy}}\Delta t = 7 \times 10^{-4}\text{ mA h}^{-1}$ d'où la nécessité d'en mettre plusieurs.

On a également un paramètre qui nous intéresse : la densité massique d'énergie $D_m(\text{Wh/kg})$: 40 pour un téléphone, et 250g

Le nombre de cycles : 1000 pour un tel et 500 pour une batterie de voiture

Conclusion

Questions

- Connait d'autres formes de conversion de l'énergie ? Mécanique ou élec dans les centrales avec des alternateurs et dans les voitures électriques l'inverse.
- Autres applications indus de l'électrolyse ? Métallurgie pour purifier les métaux, synthèse chlore-soude, piles à combustibles.
- Comment sensibiliser les élèves en environnement ? Pb toxique, recyclage compliqué, faire une autre batterie dessus. Mais avec des batteries plus performantes on a moins de déchets, dans l'approche doc.
- Pourquoi l'accumulateur Ni-Cd? En L2, Li-ion est compliqué mais faisable avec cet accumulateur. Pour s'entraîner
- Notions, enjeux du TP ? Electrolyse de l'eau déjà faite au lycée, on cherche ici à changer les cathodes et mesurer les rendements pour une même tension, complétée par une approche doc sur la pile à combustible.
- Historiquement, première électrolyse ? Isoler les éléments, Mg, Ca, K en 1807.
- Comment valoriser le dihydrogène ?
- dernière partie : valeurs pour un accumulateur ou une batterie ?
- Quel type d'électrodes ? 2nde espèce pour l'anode et 2^e pour la cathode.
- Comment on trace les courbes intensités potentiel ? On utilise un montage à trois électrodes, une électrode de travail, une électrode de référence qui permet de mesurer le potentiel de l'électrode de travail et une contre électrode pour imposer un courant entre l'électrode de travail sans passer dans la ref. Pourquoi on veut une électrode de ref ? sinon on ne peut pas mesurer le potentiel de l'électrode de travail.
- Exemples d'électrode de ref ? ECS, Ag, ESH mais réelle : ENH. Leur potentiel ne varie qu'avec la température. L'ECS est de ref car la solution est saturée.
- De quoi dépendent les surtensions? Électrode, du couple et du courant. Choix péda de ne pas indiquer la dépendance en courant ? Fixer un courant fixe pendant la leçon.
- De quoi dépend la chute ohmique ? surface de électrodes, distance, force de l'électrolyte.
- L'absence de séparation entre les deux compartiments n'est pas un souci lors de la recharge ? On a des dépôts de sulfate de plomb qui se forment spontanément sur la cathode aussi car c'est thermodynamiquement favorable.
- Prouver que la réaction se passe dans un sens à un élève ? Quotient réactionnel ou règle du gamma.
- Les couples étaient rapides ou lents? pas de données quantitatives donc on les donne pour voir qu'elles existent. En industrie, on préfère les couples rapides.
- Dans certaines courbes, on a un palier, à quoi est-il dû ? Espèces consommées plus vite que la migration jusqu'à l'électrode, le palier dépend de la concentration, de l'agitation de la solution, du coeff de diff de la solution.
- Comment définir le rendement de l'accumulateur en décharge ? Rendement thermo : on fait le travail électrique sur l'énergie thermique. Travail électrique
- Pourquoi faire le choix de montrer l'accumulateur au tout début ? Intéresser

Retour

-