LC 27 – conversion réciproque d’énergie électrique en énergie chimique

Niveau : CPGE (MP)

Prérequis : Oxydo-réduction, courbes courant-potentiel, thermochimie.

Biblio :

[1] Electrochimie, des concepts aux applications, Miomandre – Sadki – Audebert – Renault, 2005

[2] Chimie Tout-en-un, MP/PT, Dunod

[3] Des expériences de la famille Réd-Ox, Cachau, 2ème édition

[4] Chimie, un accompagnement au quotidien, PC/PC\* Tristan Ribeyre, de Boeck

[5] Chimie Tout-en-un PCSI, nouveau programme, 4ème édition

[6] La chimie expérimentale, chimie générale, JF Le maréchal

[7] <http://www.societechimiquedefrance.fr/extras/Donnees/acc.htm>

https://www.lelementarium.fr

On parle d’énergie : potentielle ou chimique. On regarde du point de vue chimique comment on peut modifier E\_chimique.

1. Conversion d’énergie chimique en énergie électrique : la pile
2. Principe

**[1] p.219** Présentation générale + on va prendre l’exemple de la pile Daniell. **PWP**

**[5] p.946** Présentation, réactions d’oxydo-réduction, anode, cathode, électrolyte. + Différence de potentiel en fonction des concentrations en Cu2+ et Zn2+

**[1] p.223** Définition de la capacité de la pile (charge totale que peut délivrer une pile en un temps donné) **PWP + [4] p.271,** calcul d’une capacité : on veut optimiser les durées de fonctionnement : différentes piles (salines, alcalines, à combustible) et remonter à une énergie massique ?

1. Aspects thermodynamiques

**[2] p. 199** Lien entre et à démontrer. Avec n = n+n-

Donc obtenir la f.e.m d’une pile nous permet de remonter à une grandeur thermodynamique de réaction.

**Exp** : **[3] p.223** F.e.m de la pile Daniell et donc

1. Aspects cinétiques

**[4] p. 327** On utilise les courbes intensité-potentiel pour expliquer le fonctionnement cinétique de la pile. Les courbes intensité-potentiel sur une électrode sont en prérequis. Ici on étudie des courbes i-E où l’oxydation et la réduction se font sur deux électrodes différentes. Les électrons ne pouvant s’accumuler dans le circuit, le courant d’oxydation sur l’anode doit être égal au courant de réduction sur la cathode. On recherche la situation.

**[1] p. 222** On écrit aux bornes de la pile lorsqu’aucun courant ne débite = tension à vide de la pile.

On écrit les nouveaux potentiels à l’anode et à la cathode lors du fonctionnement de la pile, on en déduit la tension aux bornes de la pile lorsqu’elle débite un courant i : Ri est la chute ohmique, r est la résistance interne de la pile, qui dépend de la nature des électrodes, de la composition de l’électrolyte, de la température et de la distance entre les deux électrodes. Le courant débité par la pile dépend des réactions électrochimiques.

**Exp** : **[3] p.243** Résistance interne d’une pile **+ [6] p.190** (tracer U en fonction de i, en déduire r)

Pour les piles de laboratoire : la résistance interne se trouve entre 600-1000 Ohm

CCl sur les piles : la tension à vide s’obtient en lisant la différence des potentiels à courant nul. Lorsque la pile débite, la tension à ses bornes est inférieure, du fait des limitations cinétiques et de la chute ohmique.

*Transition* : Ici on avait une réaction spontanée qui a permis de récupérer de l’énergie électrique, que se passe-t-il si on n’est pas spontané ? Peut-on forcer une réaction ? **[4] p.329** blabla sur le recyclage des piles

1. Conversion d’énergie électrique en énergie chimique : l’électrolyseur
2. Principe

Mise en évidence par les courbes i-E que la réaction est (thermodynamiquement) impossible, on est obligé de fournir une tension pour avoir une réaction. **PWP**, ex : les couples de l’eau (faire au tableau, On force la réaction dans le sens inverse de la réaction spontanée.

**Exp** : **[3] p. 202** Electrolyse de l’eau – Papillon bleu

Ecrire les demi-équations : on produit du dihydrogène (réduction, à la cathode) et du dioxygène (oxydation, à l’anode).

Le déficit local en concentration de H+ se traduit par une augmentation de la concentration locale en HO- : la solution vire au bleu (on est basique et on a mis du BBT), inversement à l’anode on a un déficit en HO- donc H+ est présent : acide, donc couleur jaune du BBT.

On a créé 2 fois plus de dégagement gazeux de dihydogène que de dioxygène (coeff stœchiométrique) : on pourrait utiliser l’hydrogène comme source d’énergie **[7 sur l’hydrogène]**

1. Aspects cinétiques – définition du rendement faradique

Définition du rendement faradique

**Exp** : **[3] p. 278** électrolyse d’une solution de sulfate de zinc – calcul du rendement faradique **PWP**

Attention : réaction parasite, réduction de l’eau

On explique qu’il faut appliquer pour que la réaction se fasse (sur les courbes i-E), on a une résistance interne qui explique que La différence de potentiel à appliquer est supérieure à la tension indiquée par la thermo, du fait des surtensions et de la chute ohmique. Le choix de la nature de l’électrode est important pour sélectionner la réaction électrochimique qui se déroule lors d’une électrolyse.

* Condition pour qu’une pile soit rechargeable

*Transition* : on a vu les deux sens de transfert d’énergie, existe-t-il des systèmes capables de faire les deux ? -> Accumulateurs

1. Réciprocité

**[1] p. 219** Présentation générale

**[1] p.229** Accumulateur au plomb **PWP** + **[7],** page sur le plomb et ces utilisations

Equations au cours de la charge et de la décharge

**[4] p.274** tous les calculs de thermo y sont faits. + [4] p.335, on voit la cinétique et le fait que la présence d’eau à l’anode abaisse le rendement faradique. + Mur de l’eau ? **PWP**

Tout facteur tendant à diminuer le rendement faradique à une électrode lors de la charge d’un accumulateur limite les performances de celui-ci.

Avantage : tous les composés sont solides + hyper durable

Inconvénient : durabilité + masse (très lourds)

Avec le lithium, on gagne un facteur 30 sur la masse.

On utilise aussi d’autres batteries :

* Nickel/cadmium
* A hydrure
* Au lithium

C’est la quantité d’électricité massique que l’on compare entre les accumulateurs.

**Conclusion** : récap leçon + c’est un grand enjeu économique de pouvoir stocker l’énergie (batterie) et la restituer en temps voulu. **[4] p.335** bilan accumulateurs.

Commentaires :

* Connaitre aussi le fonctionnement et les équations des piles à combustibles
* Piles réelles : pas de pont salin car représenterai une résistance trop grande. Les réactifs sont souvent à l’état solide, et l’électrolyte est gélifié, dans un seul compartiment.
* L’électrolyse est une technique industrielle très présente, pour produire des métaux ou d’autres composés inorganiques, ou pour déposer des revêtements.
* Pour diminuer les surtensions : augmenter les surfaces des électrodes comme ça on a un petit delta E pour un petit courant.
* Liste potentiel standard Wikipédia
* Chercher Lithium ion (sujet agreg !)
* Message : toutes les réactions red-ox ne sont pas possibles : certains couple ne peuvent faire qu’une pile (pas une électrolyse : exemple : pile Daniell ne peut pas être une électrolyse car sinon on aurait réduction de l’eau.