

# LC 32 : Conversion d'énergie électrique en énergie chimique.

---

Niveau : L2

- Prérequis :
- Oxydo-réduction : équation, nombre d'oxydation, loi de Nernst (L1)
  - couples rapide / couples lent (L2)
  - Fonctionnement d'une pile (L2)
  - Courbes  $i = f(E)$ , convention du signe de courant (L2)

Intro péda : → cours qui suit celui sur la pile et qui introduit les notions cinétique.

→ Prérequis :

→ Electrolyse plus compliquée à appréhender car moins intuitif + étude de réaction pas favorable thermodynamiquement.

→ cours basé sur un exemple : le procédé chloro-soude.

→ Difficulté : identification des électrodes, sens du courant qui sont différents du système pile

Objectif : comprendre qu'il faut apporter de l'énergie pour faire certaine réaction

TD : étude de l'accumulateur au plomb

TP : électrolyse de l'eau et électrodéposition du cuivre

Intro: → Pile: réaction spontanée car thermodynamiquement favorable ⇒ produit d'énergie électrique.

→ Vous avez sûrement déjà entendu parler des batteries ou de l'électrolyse de l'eau:

Seule avec électrolyse de l'eau

Comparaison des  $E^\circ$  ⇒ pas favorable thermodynamiquement

→ Def: électrolyse = méthode qui permet de réaliser des réactions chimiques par activation électrique.

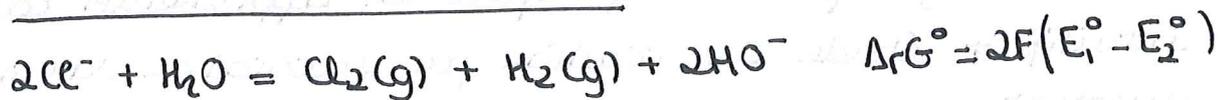
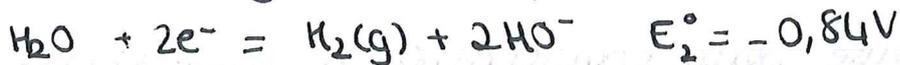
Objetifs: - Comprendre le principe d'une électrolyse  
- Comprendre ses enjeux industriels

## 1 - Principe d'une électrolyse

### A) Le procédé chlore - soude

→ But: Production de  $\text{Cl}_2$  (en 2013: 64,5 millions de tonnes)

→ on part de NaCl saturé:



⇒  $K^\circ = 10^{-47}$  ⇒ pas favorable

Tr: Réaction pas favorisée donc il va falloir fournir de l'énergie pour la faire en utilisant un montage d'électrolyse.

## B) La cellule d'électrolyse.

→ Construction de la cellule **MIOMANDRE p. 25**

électrodes: anode = graphite

cathode = fer

**BOTTIN p. 232**

→ Courbes  $i = f(E) \Rightarrow$  on doit bien imposer un potentiel

Tr: On a considéré que les réactions ciblent mais en réalité, il y a d'autres espèces donc d'autres réactions. Le procédé doit donc être optimisé

## II. Optimisation d'un procédé d'électrolyse.

### A) Choix des électrodes

→ Ecrire toutes les réactions

→ À l'anode :  $E^\circ(O_2/H_2O) < E^\circ(Cl_2/Cl^-)$  calculer à  $pH = 4$

$\Rightarrow$  il faut une surtension pour  $O_2/H_2O$

Seide avec les courbes

→ À la cathode: selon le procédé, on fait pas la même réaction:

- le procédé à cathode de mercure :  $Na^+ + e^- \rightarrow Na(s)$

- le procédé à membrane :  $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2HO^-$

(Détaillez les électrodes à chaque fois) **ELEMENTARIUM**  
**BOTTIN-MALLET**

→ D'ailleurs, pq une membrane?  $\Rightarrow$  perméable qu'aux ions  $Na^+$   $\Rightarrow$  pas de réaction parasite entre  $HO^-$  et  $Cl_2$

→ Pour le procédé à membrane: montrer les courbes  $i = f(E)$  et  $U$  à imposer

Tr: Comment quantifier le rendement d'un tel procédé?

## B) Le rendement faradique.

$$\rightarrow i = \frac{dq}{dt} \Rightarrow \text{Pendant } \Delta t : Q = I \Delta t = n_{e^-} F$$

$$\text{Or } n_{e^-} = 2 n_{Cl_2} \text{ donc } n_{Cl_2}^{th} = \frac{I \Delta t}{2F} : \text{quantité théorique}$$

Loi de Faraday

$$\rightarrow \text{Rendement faradique : } r = \frac{n_{Cl_2}^{exp}}{n_{Cl_2}^{th}}$$

$\rightarrow$  Données élémentaires

en J

$$* \text{mercure : } E = I \Delta t U \Leftrightarrow I \Delta t = \frac{E}{U} = \frac{1,21 \cdot 10^{10}}{4}$$

$$\text{donc } n_{Cl_2}^{th} = 15668 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow r = 90\%$$

$$n_{Cl_2}^{exp} = \frac{m}{M} = 14103 \text{ mol}$$

$$* \text{membrane : } r = 99,8\%$$

Conclusion : Récap sur l'électrolyse avec schéma d'une cellule généraliser.

Rendement faradique  $\Rightarrow$  quantification de : la conversion d'énergie

ouverture : électrodéposition

Biblio : - Bottin - Mallet

- Mionandre

- Élémentarium

- TI 2008 J4804 V1 : cellule d'électrolyse chlore - soude

- TI 1993 J6215 V1 : chlore - soude

Boltin. Kallet : p. 231

Solution aqueuse de chlorure de sodium :



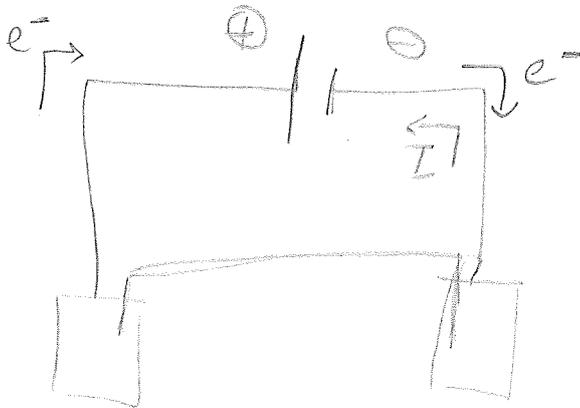
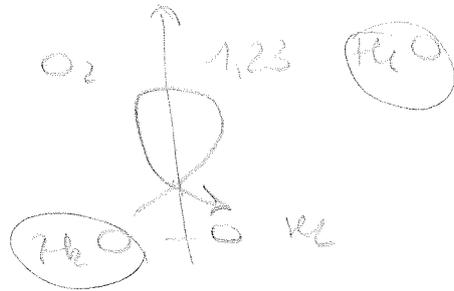
⚠ à pH = 0.

mais en fait pH = 14 →  $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 0,99\text{V}$

$E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,32\text{V}$

↳ Thermo → électrolyse de l'eau.

mais cinétique → électrolyse de  $\text{Cl}^-$



$2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$   
oxydation  
Anode  
⊕

~~$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$~~   
 $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{HO}^-$   
réduction  
cathode  
⊖

$$(w) = (I)(u)$$