Transfo spont ≠ forcées (⟶)

→ Intro pédago (slides)

Intro: 1ère = Oxydoréduction

Tle = 2 principales applications
→ piles & électrolyseurs
→ électrodéposi°

Stockage !

I) Transfo spontanée: la pile

1) Réactions directes et indirectes

On considère couples:

Zn/Zn^{2+} Fe/Fe^{2+}

-0,76 $Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$ $Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$ -0,44

→ $\boxed{Zn_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons Fe_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}}$

On donne: $K = 5 \cdot 10^{10} \gg 1$ → Totale

⚠⚠ Ne pas oublier : réac° fait intervenir un échange d'e⁻ !

Diapo

- Si l'oxydant et le réducteur sont en contact direct, on dit que l'échange d'électrons est direct
- Si un conducteur est médiateur de l'échange d'électrons, cet échange est indirect. C'est le cas pour une pile

bof - La correctrice aime pas trop.

2) Réalisation d'une pile.

Diapo + Expérience

3) Caractéristiques d'une pile

* Lorsque la pile ne débite pas de courant, sa tension est appelée tension à vide
  → Celle indiquée sur les piles industrielles

* Une pile chargée = sys hors équilibre $Q_r \neq K$

* Lorsqu'elle se décharge, la tension à vide diminue pour atteindre 0 à l'équilibre
  → Alors, $Q_r = K$!
  → savoir si pile bien chargée ou "morte"

→ Combien de tps peut durer une pile ?

→ dépend du courant débité

↳ La charge totale, elle, est intrinsèque à la pile. C'est la charge maximale que peut fournir la pile avant d'atteindre l'équilibre (= pile morte)

Partie de capacité électrique (au programme)

cte de faraday $\mathcal{F} = 96500\,C$

$$Q = n_{max}(e^-) \times N_A \times e$$

On rappelle lien charge - courant - temps:

$$Q = I \times \Delta t \qquad 1C = 1A.s$$

Une charge d'1C est la charge d'une pile qui pourrait fournir 1A continu pdt 1s

→ Conversion As / Ah

Exemple pile fer - [redacted] zinc

Diapo

Limitant = Fe^{2+} ($0,1 mol.L^{-1}$)

100 mL → 0,01 mol de Fe^{2+}

Pour chaque ion Fe^{2+} consommé, 2 e^- passent

donc $n_{max}(e^-) = 2 \times 0,01 mol = 0,02 mol$

$$Q = 0,02 \times 96500 = 1930 C = 1930 A.s$$

À mettre avant ! (en introduc°)

II) Transfoma° forcées : électrolyse

On a vu qu'à la cathode :

~~Ox + ne⁻ → Red~~

Ox + e⁻ → Red

Mais $\frac{1}{2}$ éq° renversable

→ Pourrait-on forcer la réaction dans l'autre sens ?

⇒ Oui, c'est une électrolyse

Rapo

⚠⚠ Oxyda° = Anode, borne ⊕ pareil ≠ pile
Réduc° = Cathode, borne ⊖ pareil ≠ pile

Les bornes ne sont pas échangées

RQ : On a toujours $Q = n(e^-)\mathcal{F}$ et $Q = I\Delta t$

→ Expérience

On pèse une ≠ce de m grammes

→ On a formé $\frac{m}{65,4}$ mol de $Zn_{(s)}$

masse molaire (g/mol)

Si $\frac{m}{65,4}$ est supérieur => mal séché

D'autre part, $n(e^-) = \frac{Q}{\mathcal{F}} = \frac{I \times \Delta t}{\mathcal{F}}$

soit $n(Zn_{(s)}) = \frac{I \times \Delta t}{2\mathcal{F}}$ = mol de $Zn_{(s)}$

Si $\frac{m}{65,4}$ est supérieur à $n(Zn_{(s)})$ (réac° parasites)

→ Réac° parasites ? ~~Eat~~ éch mal séché !

→ Applications : Accumulateur / électrodéposi° => Diapo !

CCL = Plein d'applica° MAIS

→ Pas de stockage importants d'énergie

→ Durée de vie des accumulateurs limitée

→ Matériaux parfois polluants & sources de conflits