

Vidéo détaillée !

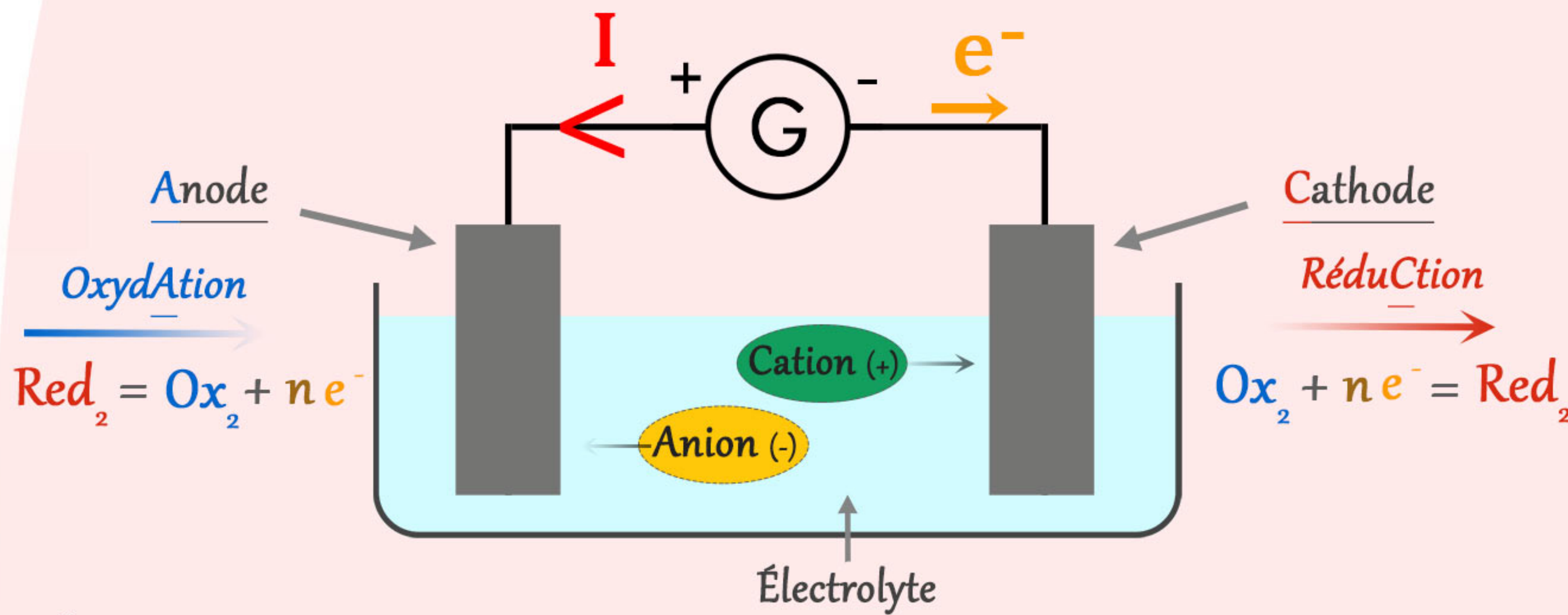


ÉLECTROLYSE

Transformation forcée

Courant à fournir pour forcer l'évolution dans le sens non-spontané

À savoir



Équations :

- Courant circulant dans l'électrolyseur

$$I = \frac{Q}{\Delta t}$$

Intensité en ampère (A) Charge électrique en Coulomb (C) Durée en seconde (s)

- Charge électrique totale mise en jeu

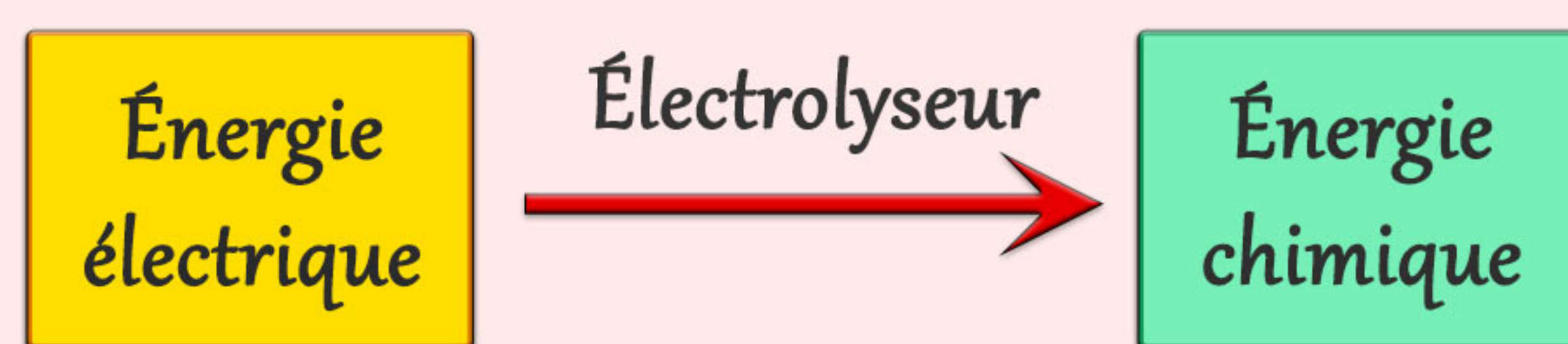
$$Q = n(e^-) \cdot F$$

Charge électrique en Coulomb (C) Nombre de mole d'électrons (mol) Constante de Faraday 96 500 C.mol⁻¹

$$N_A \cdot e$$

Constante d'Avogadro 6,02x10²³ mol⁻¹ Charge élémentaire 1,6x10⁻¹⁹ C

Conversion et stockage d'énergie



S'entraîner

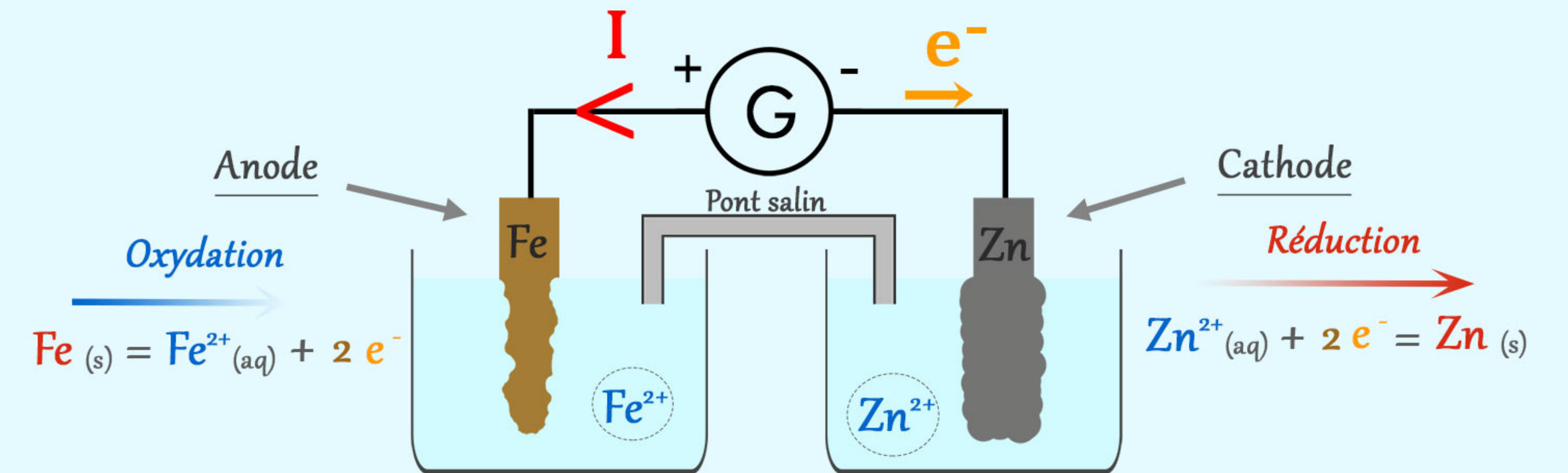
- Extrait de BAC corrigé (Labolycée)
- Exercice du livre avec correction détaillée



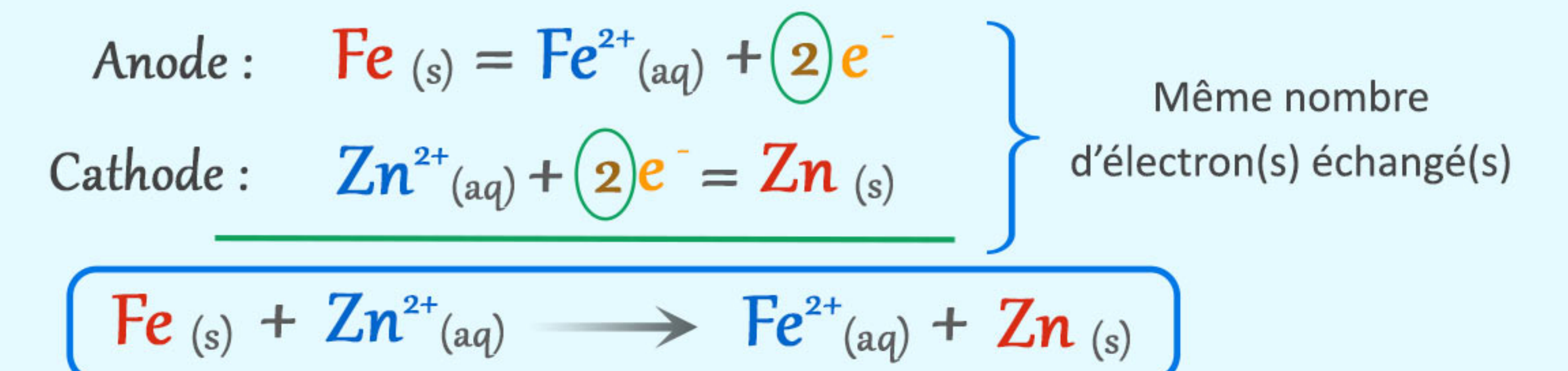
Être capable

- Compléter un schéma à partir des couples mis en jeu

Exemple $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} / \text{Fe}_{(s)}$ et $\text{Zn}^{2+}_{(aq)} / \text{Zn}_{(s)}$



- Retrouver l'équation bilan



- Calculer la masse de produit formé sur l'électrode (électrodépôt)

$$n(e^-) = \frac{Q}{F} = \frac{I \cdot \Delta t}{F}$$

$$n(\text{Zn}) = \frac{n(e^-)}{2} \longrightarrow n(e^-) = 2 \cdot n(\text{Zn})$$

$$n(\text{Zn}) = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \cdot F}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

Intensité (A) Temps (s) Masse molaire (g.mol⁻¹)

$$m(\text{Zn}) = \frac{I \cdot \Delta t \cdot M(\text{Zn})}{2 \cdot F}$$

masse en g Constante de Faraday 96 500 C.mol⁻¹

- Calculer la durée de vie d'une électrode

$$\Delta t = \frac{m(\text{Fe}) \cdot 2 \cdot F}{I \cdot M(\text{Fe})}$$

Point Maths

Conversion charge électrique

$$3600 \text{ C} = 1 \text{ A.h}$$

Manipulation de formule

Opération	Opération (inverse)
Addition +	Soustraction -
Multiplication ×	Division ÷
Carré x^2	Racine carrée \sqrt{x}