

- **Principe de l'électrolyse**

Une électrolyse s'effectue dans un électrolyseur comportant deux électrodes au contact d'un électrolyte.

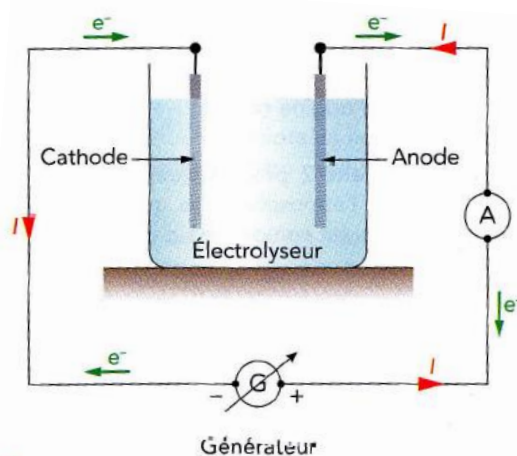
Une électrolyse est une réaction d'oxydoréduction forcée par un générateur de tension continue.

Le sens du courant électrique, et donc celui des électrons, est imposé par le générateur.

Lorsque la tension aux bornes de l'électrolyseur est suffisante, il se produit des réactions électrochimiques aux électrodes.

L'électrode à laquelle se produit l'oxydation est l'**a**node ; elle est reliée au pôle + du générateur. L'électrode à laquelle se produit la réduction est la **c**athode, elle est reliée au pôle - du générateur.

Selon la valeur de la tension aux bornes de l'électrolyseur, il est possible d'observer plusieurs réactions électrochimiques aux électrodes.



Le sens du courant dans le circuit est imposé par le générateur.

- **Charge électrique mise en jeu lors d'une électrolyse**

Lors d'une électrolyse, lorsque le générateur débite un courant d'intensité constante I pendant la durée Δt , une charge électrique (ou quantité d'électricité) Q traverse l'électrolyseur :

$$Q = I \times \Delta t$$

Q en coulomb (C) I en ampère (A) Δt en seconde (s)

Cette charge électrique Q est égale à la valeur absolue de la charge totale des électrons échangés aux électrodes. Si, pendant la durée Δt , il est échangé une quantité $n(e^-)$ d'électrons, alors :

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

N_A est la constante d'Avogadro, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;

e est la charge élémentaire, $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$;

F est le Faraday, $F = N_A \times e = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

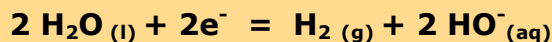
Le faraday est la valeur absolue de la charge d'une mole d'électrons

- **Quantité de matière mise en jeu lors d'une électrolyse**

La quantité de matière mise en jeu lors de l'électrolyse est proportionnelle à la quantité d'électrons échangés par les réactions électrochimiques se déroulant aux électrodes.

Ainsi, lors de l'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de sodium $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{Na}^+(\text{aq})$, on peut observer :

- à la cathode, un dégagement de H_2 , selon la réaction électrochimique :

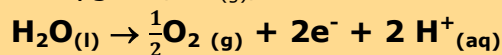


alors

Pour 1 mol de H_2 formé, il y a 2 mol d'électrons consommés
Pour $n(\text{H}_2)_{\text{formé}}$, il y a $2n(\text{H}_2)_{\text{formé}}$ mol d'électrons consommés

$$2n(\text{H}_2)_{\text{formé}} = n(\text{e}^-)$$

- à l'anode, un dégagement de dioxygène, $\text{O}_2(\text{g})$, selon la réaction électrochimique :



alors

Pour 0,5 mol de O_2 formé, il y a 2 mol d'électrons formés
Pour 1,0 mol de O_2 formé, il y a 4 mol d'électrons formés
Pour $n(\text{O}_2)_{\text{formé}}$, il y a $4n(\text{O}_2)_{\text{formé}}$ mol d'électrons formés

$$4n(\text{O}_2)_{\text{formé}} = n(\text{e}^-)$$