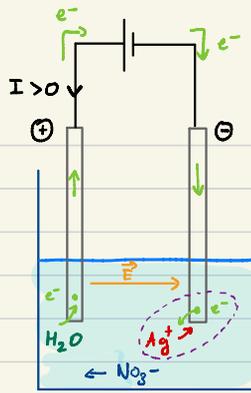


Exo 2 : Électrolyse

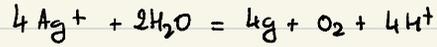
①

ANODE
 ↓
 oxydation :
 $= O_2 + 4H^+ + 4e^-$



↳ réduction : $Ag^+ + e^- = Ag$

BILAN



La pile crée un champ électrique entre les électrodes, orienté de la borne \oplus vers la borne \ominus . Les ions Ag^+ migrent vers la cathode (\ominus) et y subissent une réduction. Les ions NO_3^- migrent vers l'anode (\oplus) mais ne participent pas à la réaction. H_2O est oxydé à l'anode. Les 2 réactions d'oxydoréduction permettent la circulation des e^- dans le circuit, tout en maintenant l'électroneutralité de la solution.

1) Soit N_e le nombre d'électrons capturés : $N_e = \frac{Q}{e}$ //

A.N. $N_e = 6,02 \times 10^{23}$ électrons = 1 mol //

2) Soit Q' la quantité de charge circulant pendant la durée τ alors $Q' = I \tau$.

$Q \longrightarrow m_{Ag} = 108 \text{ g} = 1 \text{ mol}$

$Q' \longrightarrow m'_{Ag} = 10 \text{ g} = \frac{10}{108} \text{ mol.}$

D'après l'éq de la réaction $Ag^+ + e^- = Ag$, pour chaque mole d'argent fixé, une mole d'électrons est capturée.

On en déduit $Q' = \frac{m'_{Ag}}{m_{Ag}} Q \Rightarrow \tau = \frac{1}{I} \frac{m'_{Ag}}{m_{Ag}} Q$ //

A.N. $\tau = \frac{1}{5} \frac{10}{108} \times 36500 = 1787 \text{ s} = \underline{29,7 \text{ min}} //$