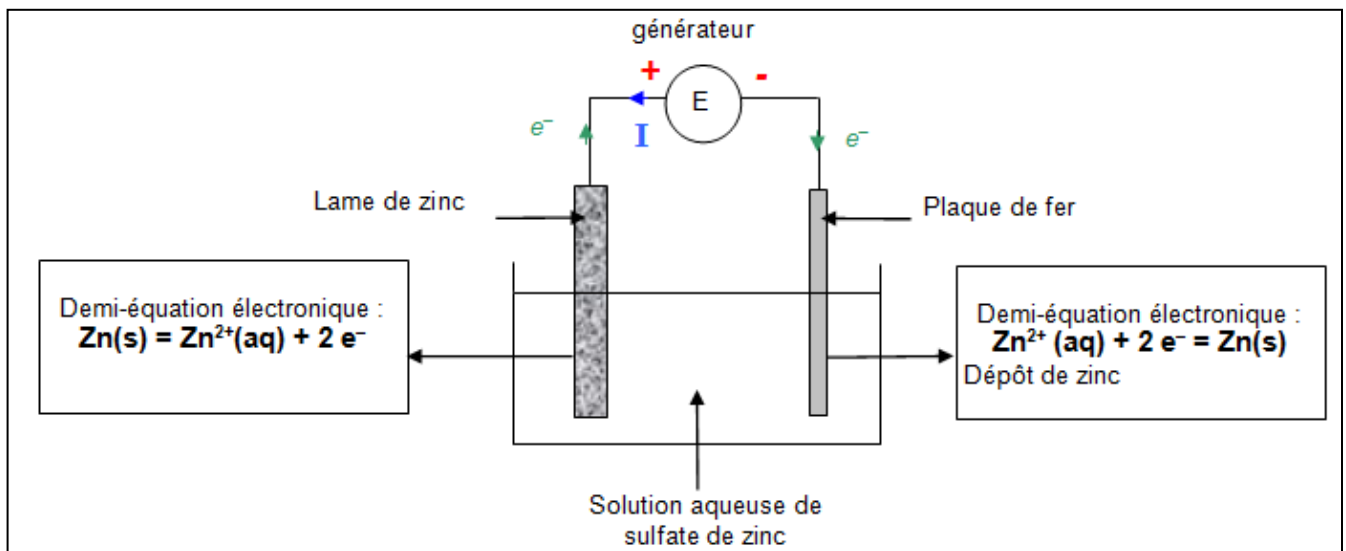


1. Il s'agit de recouvrir la plaque de fer d'une couche de zinc par électrolyse. Sur la plaque de fer se produit donc une **réduction** de demi-équation électronique $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Zn}(\text{s})$

Le générateur fournit les électrons nécessaires à cette réduction. La plaque de fer est reliée à la borne négative du générateur.

Sur la lame de zinc se produit l'oxydation $\text{Zn}(\text{s}) = \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ (la lame de zinc est une anode soluble) les électrons libérés sont « pompés » par la borne positive du générateur.



Remarque: au cours de l'électrolyse la concentration en ion $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ de la solution reste constante.

2.1. La masse de zinc à déposer est: $m(\text{Zn}) = \rho \cdot V$
 $m(\text{Zn}) = 7,14 \times 1,0 \times 10^3 = 7,14 \times 10^3 \text{ g} = 7,14 \text{ kg} = 7,1 \text{ kg}$

2.2. D'après la demi-équation de réduction $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Zn}(\text{s})$, au cours de l'électrolyse, lorsque x moles de zinc sont déposées sur la lame de fer, $2x$ moles d'électrons ont été échangées,

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

$$n(\text{e}^-) = 2 \times \frac{7,14 \times 10^3}{65,4} = 218 \text{ mol}$$

2.3. La quantité d'électricité mise en jeu lors de l'électrolyse est $Q = n(\text{e}^-) \cdot F = I \cdot \Delta t$.

Alors $\Delta t = \frac{n(\text{e}^-) \times F}{I}$

$$\Delta t = \frac{218 \times 96500}{1,010^3} = 2,1 \times 10^4 \text{ s} = 5,9 \text{ h}$$