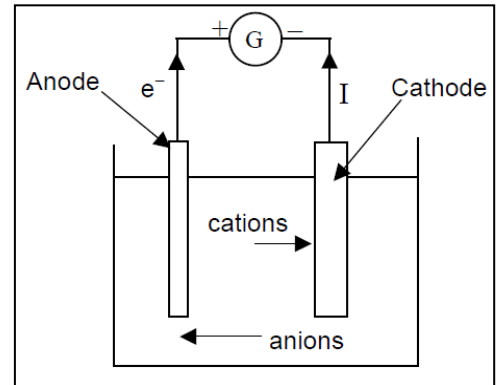


**PREMIERE PARTIE :****1.**

**2.** La transformation qui se produit lors d'une électrolyse est une réaction d'oxydoréduction **forcée**. Le générateur apporte l'énergie nécessaire à la réaction.

**3.** **Anode :** (oxydation)  $\text{Cu}_{(s)A} = \text{Cu}^{2+}_{(aq)A} + 2 e^-$   
**Cathode :** (réduction)  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)C} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)C}$



**4.**  $\text{Cu}_{(s)A} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)C} = \text{Cu}^{2+}_{(aq)A} + \text{Cu}_{(s)C}$

**5.** On qualifie cette électrolyse d'électrolyse à « anode soluble » car au cours de la réaction anodique le cuivre solide se consomme progressivement : il se « solubilise » passant en solution sous la forme d'ions aqueux.

**6.** La concentration en ion cuivre II de la solution électrolytique **ne varie pas** au cours de l'électrolyse. Il y a autant d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  qui se forment que d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  qui disparaissent.

**7.** On met de l'acide sulfurique dans la solution électrolytique afin d'avoir un pH acide, l'espèce prédominante est alors  $\text{Cu}^{2+}$ . Dans le cas contraire il pourrait y avoir de l'hydroxyde de cuivre II solide (neutre électriquement) qui se déposerait au fond de la cuve, il ne serait pas attiré par la cathode.

**DEUXIEME PARTIE :**

**1.** On veut déposer du cuivre solide sur la plaque d'acier, il doit donc s'y produire une réduction :  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- = \text{Cu}_{(s)}$ . La plaque d'acier doit jouer le rôle de **cathode**.

**2.**  $Q = I \cdot \Delta t$  (1)

**3.**  $Q = n_e \cdot N_A \cdot e$  (2)

**4.** D'après la réduction cathodique  $\frac{n_e}{2} = n_{\text{Cu}}$  soit  $n_e = 2 \cdot n_{\text{Cu}}$

**5.** En remplaçant dans (2) :  $Q = 2 \cdot n_{\text{Cu}} \cdot N_A \cdot e$  soit  $n_{\text{Cu}} = \frac{Q}{2 \cdot N_A \cdot e}$

en utilisant (1), il vient  $n_{\text{Cu}} = \frac{I \cdot \Delta t}{2 \cdot N_A \cdot e}$

$$m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \cdot M(\text{Cu}) = \frac{I \cdot \Delta t \cdot M(\text{Cu})}{2 \cdot N_A \cdot e}$$

$$m_{\text{Cu}} = \frac{0,400 \times 30,0 \times 60 \times 63,5}{2 \times 6,02 \times 10^{23} \times 1,60 \times 10^{-19}} = 0,237\text{g} = \mathbf{237 \text{ mg}}$$
 de Cu déposée sur la plaque

**6.** La lame de cuivre, à l'anode, a perdu une masse de 241 mg. Or la masse de cuivre déposée à la cathode (plaque acier) = masse de cuivre perdue à l'anode. L'anode contenait des impuretés, elle a perdu 237 mg de cuivre  $\text{Cu}_{(s)}$  et 4 mg d'impuretés.