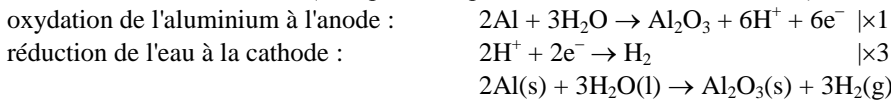




① Quantité de matière d'alumine à déposer :

volume d'alumine : $V = S \cdot e = 4,50 \times 20,0 \cdot 10^{-6} = 9,0 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 = 9,0 \cdot 10^{-5} \cdot (10^2 \text{ cm})^3 = \underline{90,0 \text{ cm}^3}$ (masse volumique en $\text{g} \cdot \text{cm}^3$)
masse d'alumine : $m = \rho \cdot V = 3,20 \times 90,0 = \underline{288 \text{ g}}$
quantité de matière : $n = m / M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 288 / (2 \times 27,0 + 3 \times 16,0) = 288 / 102 = \underline{2,82 \text{ mol}}$

② Réactions aux électrodes (indispensable pour connaître la stœchiométrie) :



③ Calcul de la durée Δt de l'électrolyse :

La charge qui a traversé l'électrolyseur peut se calculer de 2 façons : $Q = I \cdot \Delta t = n(\text{e}^-) \cdot F \Rightarrow \Delta t = \frac{n(\text{e}^-) \cdot F}{I}$

Or d'après la stœchiométrie de la réaction anodique : $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^-$

$$\frac{n(\text{e}^-)}{6} = \frac{n(\text{Al}_2\text{O}_3)_{\text{formée}}}{1} \quad \text{donc : } n(\text{e}^-) = 6 \cdot n(\text{Al}_2\text{O}_3)_{\text{formée}} = 6 \times 2,82 = \underline{16,9 \text{ mol}}$$

$$\Delta t = \frac{n(\text{e}^-) \cdot F}{I} = \frac{16,9 \times 9,65 \cdot 10^4}{150} = 1,09 \cdot 10^4 \text{ s} = \underline{3,02 \text{ h}}$$

