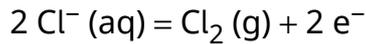


16 1. En utilisant le couple oxydant-réducteur $\text{Cl}_2(\text{g}) / \text{Cl}^-(\text{aq})$, on peut écrire la demi-équation :



Cette transformation est une oxydation, donc elle se produit à l'anode.

2. Les données de l'exercice sont :

– l'intensité $I = 45 \text{ kA} = 45 \times 10^3 \text{ A}$;

– la durée de l'électrolyse $\Delta t = 24 \text{ h}$ qu'il faut convertir en seconde : $\Delta t = 24 \times 3\,600 \text{ s}$.

Donc on utilise la formule suivante (vue en cours, page 193) de la quantité de charges électriques échangées : $q = I \cdot \Delta t$.

AN : $q = 45 \times 10^3 \times 24 \times 3\,600$ soit $q = 3,9 \times 10^9 \text{ C}$.

3. On utilise la formule suivante (vue en cours, page 193) de la quantité de charges élec-

triques échangées : $q = n(\text{e}^-) \cdot N_A \cdot e$, donc : $n(\text{e}^-) = \frac{q}{N_A \cdot e}$.

AN : $n(\text{e}^-) = \frac{3,9 \times 10^9}{6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}}$ soit $n(\text{e}^-) = 4,0 \times 10^4 \text{ mol}$.

4. D'après la demi-équation $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) = \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$, 1 mole de dichlore est formée quand 2 moles d'électrons ont été échangées.

La quantité de matière de dichlore est égale à la moitié de la quantité de matière d'élec-

trons échangés : $n(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{e}^-)}{2} = 2,0 \times 10^4 \text{ mol}$.

5. Le dichlore étant un gaz, la quantité de matière de dichlore est donnée par la formule :

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{V(\text{Cl}_2)}{V_m}$$

Donc : $V(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \cdot V_m = 2,0 \times 10^4 \times 24$ soit $V(\text{Cl}_2) = 4,8 \times 10^5 \text{ L} = 4,8 \times 10^2 \text{ m}^3$.