

CLASSE : Terminale

EXERCICE B : au choix du candidat (5 points)

VOIE : Générale

ENSEIGNEMENT : physique-chimie

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 0h53

CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui sans mémoire, « type collège »**EXERCICE B : étude d'une pile au laboratoire (5 points) au choix du candidat****1.**

Calculons la masse à prélever :

$$n = \frac{m}{M}$$

$$m = n \times M$$

Or

$$c = \frac{n}{V}$$

$$n = c \times V$$

Ainsi

$$m = c \times V \times M$$

$$m = 0,100 \times 50,0 \cdot 10^{-3} \times 342,15 = 1,71 \text{ g}$$

Protocole de dissolution :

- Peser précisément la masse 1,71 g de sulfate d'aluminium solide dans une coupelle.
- Prendre une fiole jaugée de 50,0 mL et introduire à l'aide d'un entonnoir la masse m pesée
- Remplir la fiole jaugée au $\frac{3}{4}$ avec de l'eau distillée.
- Boucher la fiole et agiter.
- Remplir la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.
- Boucher la fiole et agiter pour homogénéiser

2.

Ainsi :

$$[\text{Al}^{3+}] = 2C = 2 \times 0,100 = 0,200 \text{ mol. L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 3C = 3 \times 0,100 = 0,300 \text{ mol. L}^{-1}$$

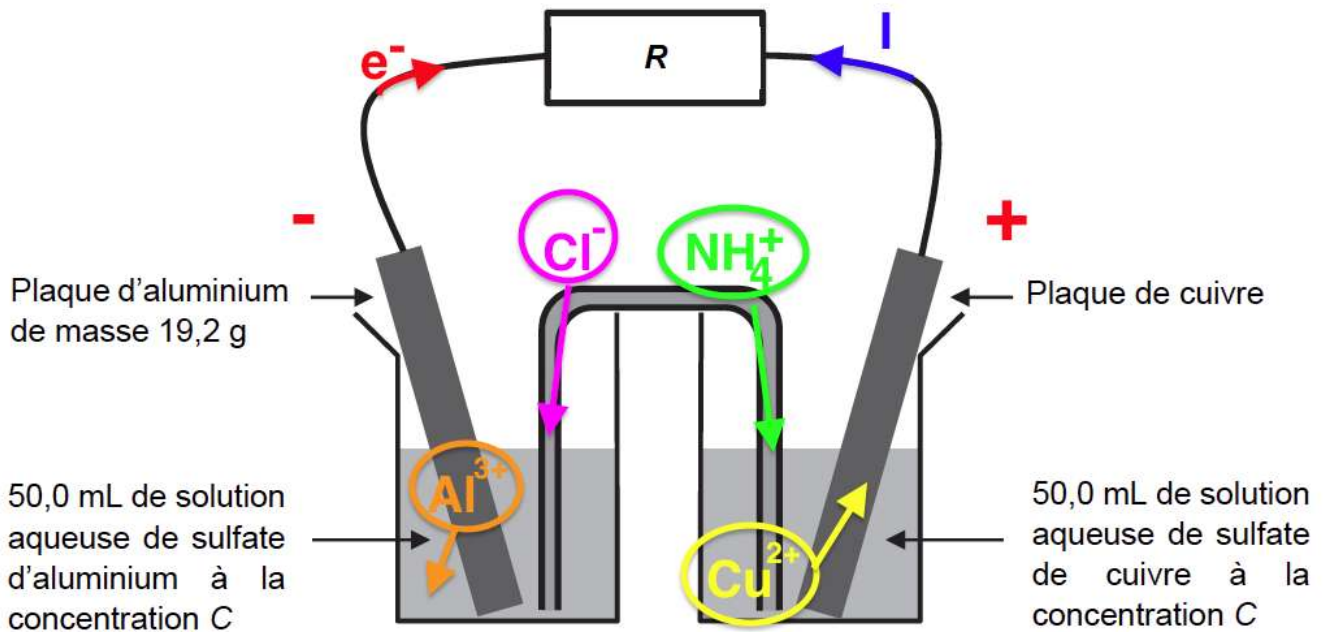
3.

Le voltmètre fournit une valeur positive lorsque la borne « com » est reliée à la borne négative de la pile.

Ici le voltmètre donne une valeur positive, la borne « com » est donc reliée à la borne négative de la pile.

Ainsi la borne négative est l'électrode d'aluminium et la borne positive est l'électrode de cuivre.

4.

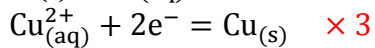
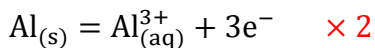


5.

La borne négative est la plaque d'aluminium, elle libère des électrons. Les atomes d'aluminium se transforment donc en ion aluminium : $\text{Al}_{(s)} = \text{Al}_{(aq)}^{3+} + 3e^-$

La borne positive est la plaque de cuivre, elle consomme des électrons. Les ions cuivre se transforment donc en atomes de cuivre : $\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}_{(s)}$

Soit :



L'équation de réaction est $3\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2\text{Al}_{(s)} \rightleftharpoons 3\text{Cu}_{(s)} + 2\text{Al}_{(aq)}^{3+}$

6.

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Al}^{3+}]_i^2}{[\text{Cu}^{2+}]_i^3}$$

$$Q_{r,i} = \frac{(0,200)^2}{(0,100)^3} = 40$$

$Q_{r,i} < K$ le sens d'évolution spontanée de la transformation est le sens direct.

7.

7.1.

$$x_{\max 1} = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}^i}{3} = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \times V}{3} = \frac{0,100 \times 50,0 \cdot 10^{-3}}{3} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$x_{\max 2} = \frac{n_{\text{Al}}^i}{2} = \frac{m_{\text{Al}}^i}{2 \times M_{\text{Al}}} = \frac{19,2}{2 \times 27,0} = 3,56 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

$$x_{\max 1} < x_{\max 2}$$

donc les ions Cu^{2+} sont le réactif limitant.

7.2.

$$Q = n_{e^-} \times Na \times e$$

Or d'après l'équation $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}_{(\text{s})}$

$$\frac{n_{e^-}}{2} = n_{\text{Cu}^{2+}}^i$$

$$n_{e^-} = 2 \times n_{\text{Cu}^{2+}}^i$$

$$n_{e^-} = 2 \times 3 \times x_{\max 1}$$

$$n_{e^-} = 6 \times x_{\max 1}$$

d'où

$$Q = 6 \times x_{\max 1} \times Na \times e$$

$$Q = 6 \times 1,67 \cdot 10^{-3} \times 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,602 \cdot 10^{-19}$$

$$Q = 966 \text{ C}$$

$$Q = \frac{966}{3,60} = 268 \text{ mAh}$$

Comparaison :

$$\frac{Q_{\text{AA}}}{Q} = \frac{2800}{268} = 10,4$$

Les piles commerciales de type « AA ont des capacités 10 fois supérieures à celle de la pile du laboratoire

8.

$$Q = 6 \times x_{\max 1} \times Na \times e$$

Pour augmenter Q il faut augmenter x_{\max} , ainsi on peut augmenter la concentration en ions Cu^{2+} .