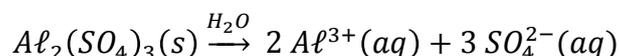


## Correction DS2

### EXERCICE 1 - ÉTUDE D'UNE PILE AU LABORATOIRE (12,5 points)

- Rédiger le protocole expérimental précis à mettre en œuvre pour préparer 50,0 mL de la solution S à partir d'une masse  $m = 1,71$  g de sulfate d'aluminium en poudre.
  - Poser une coupelle de pesée sur une balance puis tarer la balance ;
  - Peser 1,71 g de poudre de sulfate d'aluminium ;
  - Verser la poudre dans une fiole jaugée de 50,0 mL à l'aide d'un entonnoir ;
  - Ajouter de l'eau distillée jusqu'au col de la fiole en rinçant la coupelle et l'entonnoir
  - Boucher et agiter pour dissoudre le solide ionique ;
  - Compléter la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge
  - Boucher et agiter pour homogénéiser la solution.
- Montrer que les concentrations en quantité de matière en ions aluminium  $Al^{3+}(aq)$  et en ion sulfate  $SO_4^{2-}(aq)$  dans la solution S sont respectivement :  $0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  et  $0,300 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

L'équation de dissolution du sulfate d'aluminium  $Al_2(SO_4)_3(s)$  dans l'eau s'écrit :



L'équation (ou un tableau d'avancement) montre que 1 mole de  $Al_2(SO_4)_3(s)$  donne 2 moles d'ions  $Al^{3+}(aq)$  et 3 moles d'ions  $SO_4^{2-}(aq)$ .

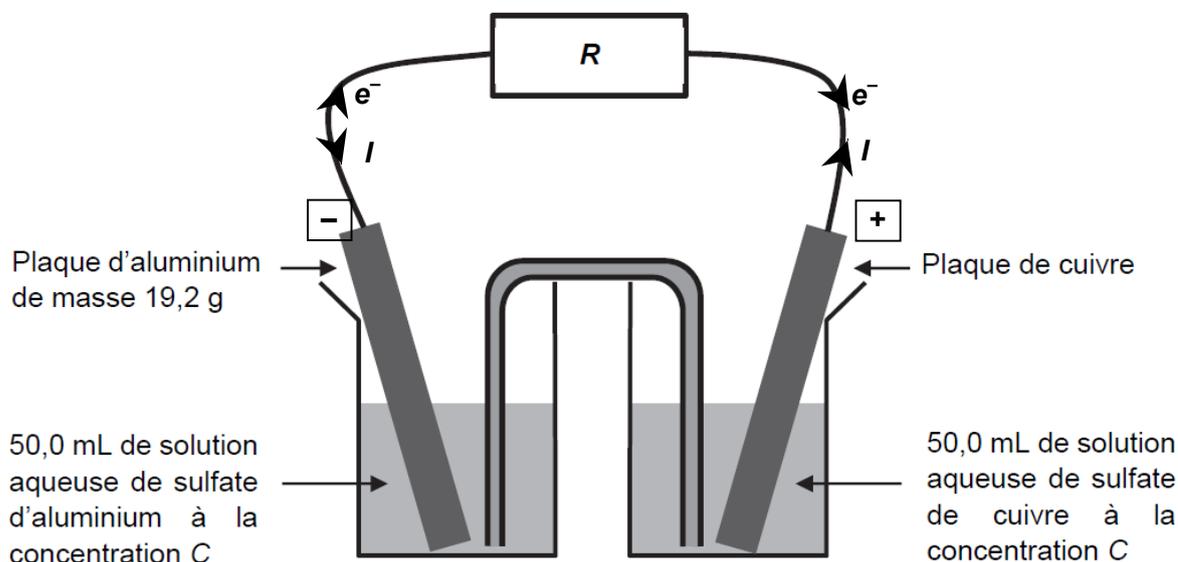
On peut donc écrire que :

- $x_{\max} = n_i(Al_2(SO_4)_3)$
- $n_f(Al^{3+}) = 2 x_{\max}$
- $n_f(SO_4^{2-}) = 3 x_{\max}$

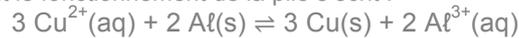
$$[Al^{3+}] = \frac{n_f(Al^{3+})}{V} = \frac{2 x_{\max}}{V} = \frac{2 \times n_i(Al_2(SO_4)_3)}{V} = 2 \times C(Al_2(SO_4)_3) = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{n_f(SO_4^{2-})}{V} = \frac{3 x_{\max}}{V} = \frac{3 \times n_i(Al_2(SO_4)_3)}{V} = 3 \times C(Al_2(SO_4)_3) = 0,300 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

- Compléter le schéma en y indiquant la polarité de la pile, le sens du courant électrique et le sens de circulation des porteurs de charge à l'extérieur de la pile lors de son fonctionnement.



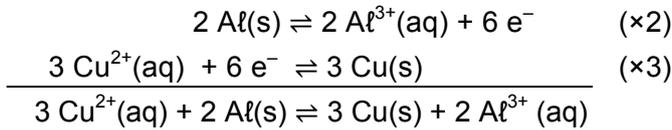
4. Établir les demi-équations modélisant les réactions aux électrodes lors du fonctionnement de la pile. En déduire que l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile s'écrit :



Les électrons sont libérés par l'électrode d'aluminium où a lieu une oxydation. Le couple mis en jeu étant  $\text{Al}^{3+}(\text{aq}) / \text{Al}(\text{s})$ , la demi-équation électronique associée est :  $\text{Al}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^-$  (1)

Les électrons sont consommés sur l'électrode de cuivre où a lieu une réduction. Le couple mis en jeu étant  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$ , la demi-équation électronique associée est :  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$  (2)

En combinant les deux demi-équations électronique de façon à éliminer les électrons soit  $2 \times (1) + 3 \times (2)$ , on écrit que :



5. Montrer que la valeur initiale du quotient de réaction du système vaut  $Q_r = 40$ . Conclure quant à l'évolution du système.

$$Q_{r,i} = \frac{(a(\text{Cu}))_i^3 \times (a(\text{Al}^{3+}))_i^2}{(a(\text{Cu}^{2+}))_i^3 \times (a(\text{Al}))_i^2} = \frac{1 \times \left(\frac{[\text{Al}^{3+}]_i}{c^\circ}\right)^2}{\left(\frac{[\text{Cu}^{2+}]_i}{c^\circ}\right)^3 \times 1} = \frac{[\text{Al}^{3+}]_i^2 \times c^\circ}{[\text{Cu}^{2+}]_i^3} = \frac{0,200^2 \times 1}{0,100^3} = 40$$

$Q_{r,i} < K$  donc évolution dans le sens direct

6. Capacité électrique de la pile.

6.1. Déterminer le réactif limitant.

On calcule la quantité de matière des deux réactifs.

$$n_i(\text{Cu}^{2+}) = [\text{Cu}^{2+}] \times V = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 50,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{19,2}{27,0} = 6,72 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

D'après l'équation ou un tableau d'avancement, on fait deux hypothèses pour déterminer le réactif limitant.

- Si  $\text{Cu}^{2+}$  est le réactif limitant alors
 
$$x_{\text{max},1} = \frac{n_i(\text{Cu}^{2+})}{3} = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \times V}{3} = \frac{5,00 \times 10^{-3}}{3} = 1,67 \times 10^{-3} \text{ mol}$$
- Si  $\text{Al}$  est le réactif limitant alors
 
$$x_{\text{max},2} = \frac{n_i(\text{Al})}{2} = \frac{6,72 \times 10^{-1}}{2} = 3,36 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

$x_{\text{max},1} < x_{\text{max},2}$  : l'ion cuivre (II) est le réactif limitant.

6.2. Déterminer la capacité électrique  $Q$  de la pile du laboratoire, puis la comparer aux piles commerciales de type « AA ».

La capacité  $Q$  est la charge électrique transportée au cours de la transformation. Elle vaut :

$$Q = n(\text{e}^-) \times \mathcal{F} = n(\text{e}^-) \times N_A \times e \quad \text{avec } n(\text{e}^-) \text{ la quantité d'électrons qui a circulé}$$

Or les ions cuivre (II) est le réactif limitant et  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$ , par conséquent :

$$\frac{n(\text{e}^-)}{2} = \frac{n_i(\text{Cu}^{2+})}{1} \quad \text{soit } n(\text{e}^-) = 2 \times n_i(\text{Cu}^{2+})$$

$$Q = 2 \times n_i(\text{Cu}^{2+}) \times \mathcal{F} = 965 \text{ C}$$

1 mA.h = 3,60 C donc les piles AA ont une capacité de 2 800 mA.h

soit  $Q_{AA} = 2 800 \times 3,6 = 10 080 \text{ C} \approx 1,0 \times 10^4 \text{ C}$ .

$$\frac{Q_{AA}}{Q} = \frac{10080}{965} = 10,4$$

Les piles AA ont une capacité beaucoup plus de 10 fois plus grande que la pile de laboratoire.

## EXERCICE 2 – ETUDE D'UNE PLUME D'OIE CENDREE EN LABORATOIRE (7,5 points)

Q1. Préciser la condition que doit vérifier la différence de chemin optique  $\delta$  pour que les ondes issues des fentes interfèrent de manière constructive au point M.

Pour que les ondes interfèrent de manière constructive au point M, la différence de chemin optique  $\delta$  doit vérifier la condition :  $\delta = k \times \lambda$

Q2. Indiquer en justifiant dans ce cas si la frange au point O' est brillante ou sombre.

En O' :  $\delta = F_2O' - F_1O' = 0 = k \times \lambda$  avec  $k = 0$ , la frange est donc brillante

Q3. Déterminer l'expression des abscisses  $x_k$  des franges brillantes, en fonction de  $\lambda$ ,  $D$ ,  $b$  et d'un entier relatif  $k$ .

$$\delta = \frac{b \times x_k}{D} = k \times \lambda \quad \text{soit} \quad x_k = \frac{k \times \lambda \times D}{b}$$

Q3. Définir l'interfrange.

L'interfrange est la distance entre 2 franges consécutives de même nature (brillante ou sombre). Elle est notée  $i$

Q4. Montrer, à partir de la relation obtenue à la question 3, que l'interfrange  $i$  est donnée par l'expression littérale suivante :

$$i = \frac{\lambda \times D}{b}$$

Écart entre 2 franges brillantes consécutives :  $i = x(k + 1) - x(k)$

$$i = (k + 1) \times \frac{\lambda \times D}{b} - k \times \frac{\lambda \times D}{b} = \frac{\lambda \times D}{b}$$

Q5. En exploitant la figure A, évaluer précisément la valeur de l'interfrange  $i_1$ .

$$\begin{aligned} 10 i_1 &\rightarrow 2,8 \text{ cm} \\ 1 \text{ cm} &\rightarrow 3 \text{ cm} \end{aligned}$$

$$10 i_1 = \frac{2,8}{3} = 0,93 \text{ cm} \quad \text{soit} \quad i_1 = 9,3 \times 10^{-4} \text{ m}$$

Q6. En déduire la valeur de l'espacement  $b_{\text{barbe}}$ .

Sachant que  $i_1 = \frac{\lambda \times D}{b_{\text{barbe}}}$ , on en déduit :

$$b_{\text{barbe}} = \frac{\lambda \times D}{i_1} = \frac{650 \times 10^{-9} \times 74 \times 10^{-2}}{9,3 \times 10^{-4}} = 5,2 \times 10^{-4} \text{ m}$$