

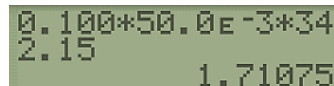
## CORRECTION : Etude d'une pile au laboratoire

1. La solution S est préparée par dissolution de sulfate d'aluminium  $Al_2(SO_4)_3(s)$  dans l'eau. La masse  $m$  de sulfate d'aluminium à peser pour préparer un volume  $V_{sol} = 50,0 \text{ mL}$  de solution S à la concentration  $C = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  en sulfate d'aluminium est :

$$m = C \times V_{sol} \times M$$

$$m = 0,100 \times 50,0 \times 10^{-3} \times 342,15$$

$$m = 1,71 \text{ g.}$$



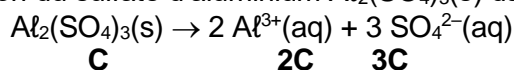
/0,25

Protocole expérimental :

- Peser 1,71 g de poudre de sulfate d'aluminium à l'aide d'une balance et d'une coupelle ;
- Verser la poudre dans une fiole jaugée de 50,0 mL à l'aide d'un entonnoir ;
- Rincer l'entonnoir et la coupelle
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'au 2/3 du volume de fiole, boucher et agiter pour dissoudre le solide ;
- Compléter la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge : boucher et agiter pour homogénéiser la solution.

/0,5

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



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

$$[SO_4^{2-}] = 3 \times C = 0,300 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}.$$

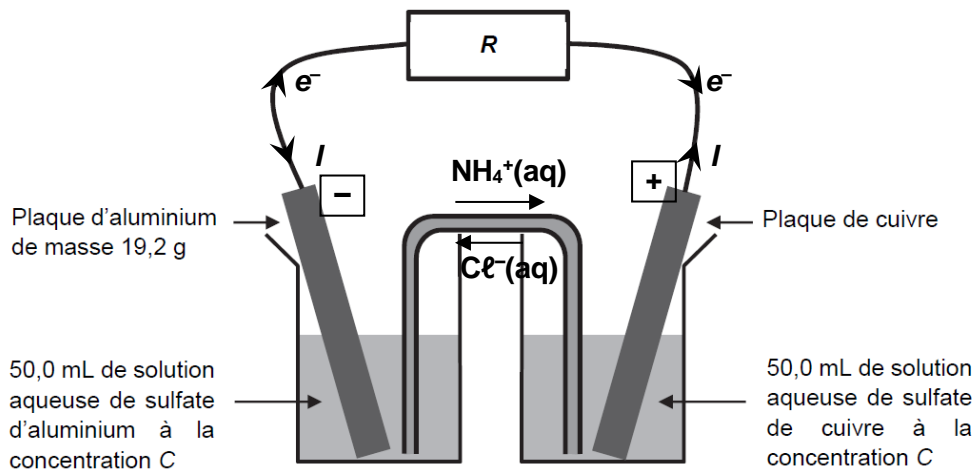
/0,5

3. La tension mesurée  $U$  est positive, le voltmètre est branché dans le bons sens, donc

- Le pôle positif de la pile est l'électrode de cuivre car branché à la borne V ;
- Le pôle négatif de la pile est l'électrode d'aluminium car branché à la borne COM.

/0,25

4. Schéma :



/0,25  
(+/- et I)

/0,25 (e-)

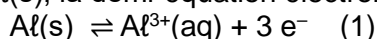
/0,25  
(ions)

Explication (non demandée) : À l'extérieur de la pile et dans les électrodes, le courant électrique d'intensité  $I$  circule du pôle positif vers le pôle négatif. Les électrons  $e^-$  circulent dans le sens opposé du  $-$  vers le  $+$ .

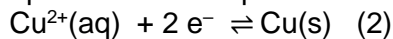
À l'intérieur de la pile, les porteurs de charge sont les ions. Dans les solutions et le pont salin :

- les anions se déplacent vers l'anode où a lieu l'oxydation, donc vers la plaque d'aluminium (leur apport de charges négatives compense l'apparition de charges positives des cations  $Al^{3+}$  formés) ;
- les cations se déplacent vers la cathode où a lieu la réduction, donc vers la plaque de cuivre. (ces cations apportent des charges positives qui compensent la disparition de cations  $Cu^{2+}$ ).

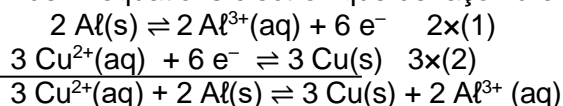
5. Les électrons sont libérés par l'électrode d'aluminium où a lieu une oxydation. Le couple mis en jeu étant  $Al^{3+}(aq) / Al(s)$ , la demi-équation électronique associée est :



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 :



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



/0,5

6. On a :  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  donc  $[\text{Al}^{3+}]_i = 2C$   
Et :  $\text{Cu}(\text{SO}_4)(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  donc  $[\text{Cu}^{2+}]_i = C$

$$Q_r = \frac{\left( \frac{[\text{Al}^{3+}]_i}{c^0} \right)^2}{\left( \frac{[\text{Cu}^{2+}]_i}{c^0} \right)^3} = \frac{(2C)^2}{C^3} = \frac{4}{C} = \frac{4}{0,100} = 40,0 \quad \text{avec } c^0 = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

/0,5

On constate que :  $Q_r \ll K$ . D'après le critère d'évolution spontanée, le système chimique évolue spontanément dans le sens direct de l'équation ( $\rightarrow$ ).

/0,25

7.1. Déterminer quel est le réactif limitant.

	$3 \text{Cu}^{2+}$	$+ 2 \text{Al}$	$\rightarrow$	$3 \text{Cu}$	$+ 2 \text{Al}^{3+}$
Etat initial $x = 0$	$n_i(\text{Cu}^{2+})$	$n_i(\text{Al})$		0	0
Etat final $x_{\text{max}}$	$n_i(\text{Cu}^{2+}) - 3 x_{\text{max}}$	$n_i(\text{Al}) - 2 x_{\text{max}}$		$3 x_{\text{max}}$	$2 x_{\text{max}}$

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

$$n_i(\text{Al}) = m/M = 19,2 / 27 = 7,11 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Hypothèses :

Si  $\text{Cu}^{2+}$  est le réactif limitant alors  $n_i(\text{Cu}^{2+}) - 3 x_{\text{max}} = 0$   
donc  $x_{\text{max}} = n_i(\text{Cu}^{2+})/3 = 5,00 \times 10^{-3}/3 = 1,67 \times 10^{-3} \text{ mol}$

/0,5

Si Al est le réactif limitant alors  $n_i(\text{Al}) - 2 x_{\text{max}} = 0$   
donc  $x_{\text{max}} = n_i(\text{Al})/2 = 7,11 \times 10^{-1}/2 = 3,56 \times 10^{-1} \text{ mol}$

On prend la plus petite valeur de  $x_{\text{max}}$  donc  $x_{\text{max}} = 1,67 \times 10^{-3} \text{ mol}$  et  $\text{Cu}^{2+}$  est le réactif limitant

7.2.  $Q = n(\text{e}^-) \times N_A \times e$  avec  $n(\text{e}^-)$  la quantité maximale d'électrons échangés

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

$$\frac{n(\text{e}^-)}{2} = \frac{n_0(\text{Cu}^{2+})}{1} \quad \text{soit } n(\text{e}^-) = 2 \times n_i(\text{Cu}^{2+})$$

/0,5

$$Q = 2 \times n_i(\text{Cu}^{2+}) \times N_A \times e$$

$$Q = 2 \times 5,00 \times 10^{-3} \times 6,022 \times 10^{23} \times 1,602 \times 10^{-19} = 965 \text{ C}$$

1 mAh = 3,60 C et les piles AA ont une capacité de 2 800 mAh

$$\text{soit } 2800 \times 3,6 = 10\,080 \text{ C} \approx 1,0 \times 10^4 \text{ C.}$$

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

/0,25

8. Pour augmenter la capacité électrique de la pile de laboratoire, comme elle dépend que d'une seule grandeur variable qui est la quantité d'électrons échangés, qui elle-même est déterminée à partir de la quantité de matière de réactif limitant, il faudrait augmenter la concentration en ions cuivre (II) dans la demi-pile au cuivre.

/0,25