

**27** CORRIGÉ **Solubiliser l'aspirine**

1. On a  $n(\text{HA})_i = \frac{m(\text{HA})_i}{M(\text{HA})} = 2,78 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

Équation de la réaction		HA (s) $\rightleftharpoons$ HA (aq)	
État du système	Avancement (mmol)	Quantités de matière (mmol)	
		$n(\text{HA}(s))$	$n(\text{HA}(aq))$
État initial	$x = 0$	2,78	0
État final	$x = x_f$	$2,78 - x_f = 2,32$	$x_f = 0,458$

On a  $x_f = 0,458 \text{ mmol}$  et  $x_{\text{max}} = 2,78 \text{ mmol}$ ,

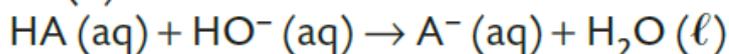
soit  $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = 16,5 \%$ . La transformation n'est pas totale.

2. a.  $Q_{r1,f} = \frac{[\text{HA}]_f}{c^\circ} = \frac{n(\text{HA})}{V \times c^\circ} = 1,83 \times 10^{-2}$ .

b. À l'état final, le système a atteint un état d'équilibre, donc  $K_1 = Q_{r1,f} = 1,83 \times 10^{-2}$ .

c. Les espèces présentes dans le système sont :  $\text{H}_2\text{O} (\ell)$ ,  $\text{HA} (s)$  et  $\text{HA} (aq)$ .

3. L'équation (2) s'écrit :



4. a. L'ajout d'ions hydroxyde fait diminuer la concentration de l'acide acétylsalicylique  $\text{HA} (aq)$ . Le quotient de réaction  $Q_{r1}$  diminue.

b. Si  $Q_{r1}$  diminue, il devient alors inférieur à  $K_1$ . Le système évolue alors dans le sens direct de l'équation.

5. Puisque tout l'acide acétylsalicylique  $\text{HA} (s)$  s'est dissous, la transformation (1) est totale.

6. Si on ajoute de l'acide chlorhydrique à la solution, les ions hydronium réagissent avec l'acétylsalicylate  $\text{A}^- (aq)$  selon la réaction d'équation :  $\text{A}^- (aq) + \text{H}_3\text{O}^+ (aq) \rightarrow \text{HA} (aq) + \text{H}_2\text{O} (\ell)$ .

Le quotient de réaction  $Q_{r1}$  augmente car la concentration de  $\text{HA} (aq)$  augmente, il devient alors supérieur à  $K_1$ . La transformation évolue alors dans le sens inverse de l'équation : des grains de cristaux d'acide acétylsalicylique se reforment.

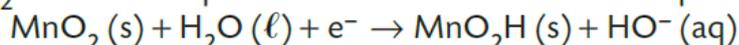
## 28 Choisir une pile bouton

1. Les deux couples oxydant / réducteur intervenant dans la pile saline sont :  $\text{ZnO (s)} / \text{Zn (s)}$  et  $\text{MnO}_2 \text{ (s)} / \text{MnO}_2\text{H (s)}$ .

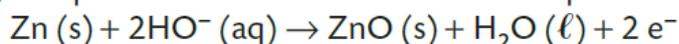
2. Les constituants ne doivent pas être mis en contact sinon le transfert d'électrons serait direct et aucune énergie électrique ne pourrait être récupérée.

3. • L'électrode de carbone est la borne positive de la pile car elle a été branchée à la borne COM du voltmètre et la tension mesurée est négative. Les électrons circulent donc de l'électrode de zinc vers l'électrode de carbone.

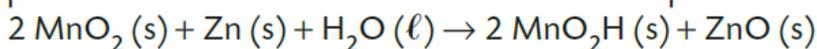
• L'électrode de carbone capte les électrons au circuit extérieur,  $\text{MnO}_2$  se réduit. L'équation de la réaction électrochimique s'écrit :



• L'électrode de zinc fournit les électrons ;  $\text{Zn (s)}$  est oxydé en  $\text{ZnO (s)}$ . L'équation de la réaction électrochimique s'écrit :



• En combinant les deux équations des réactions électrochimiques, l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile s'écrit :



4. Les quantités initiales de réactifs sont :

$$n_i(\text{MnO}_2) = \frac{m(\text{MnO}_2)}{M(\text{MnO}_2)} = 3,45 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{et } n_i(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = 1,53 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

Le zinc correspond au réactif limitant car  $\frac{n_i(\text{Zn})}{1} < \frac{n_i(\text{MnO}_2)}{2}$ .

D'après l'équation de la réaction électrochimique :



$$n(\text{e}^-)_{\text{max}} = 2 \times n_i(\text{Zn});$$

$$\text{donc } Q_{\text{max}} = n(\text{e}^-)_{\text{max}} \times N_A \times e = 2 \times n_i(\text{Zn}) \times N_A \times e = 295 \text{ C.}$$

5.

	Énergie de la pile $\mathcal{E} = U \times Q_{\text{max}}$ (en J)	Masse $m$ de la pile (en g)	Énergie pour 1 g de pile (en $\text{J} \cdot \text{g}^{-1}$ )
Alcaline	443	1,5	295

6. a. Le lithium joue le rôle de réducteur.

b. L'élément sodium appartient à la même famille que le lithium, il peut donc éventuellement être substitué à l'élément lithium.

7.

	Énergie de la pile $\mathcal{E} = U \times Q_{\text{max}}$ (en J)	Masse $m$ de la pile (en g)	Énergie pour 1 g de pile (en $\text{J} \cdot \text{g}^{-1}$ )
Alcaline	443	1,5	295
Oxyde d'argent	705	1,3	542
Lithium	1 950	1,8	1 083

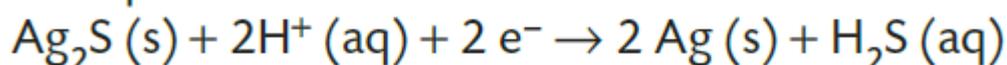
Les piles lithium sont les piles qui ont l'énergie par unité de masse la plus élevée. Elles peuvent donc stocker plus d'énergie et sont donc très utilisées. Leur durée de vie doit être plus grande.

## Préparation à l'ECE

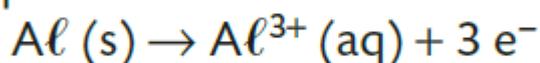
**1.** L'intensité du courant est positive. Sachant que la feuille d'aluminium est branchée à la borne COM de l'ampèremètre, le sens conventionnel du courant est donc dirigé de la cuillère vers la feuille d'aluminium. Le sens de circulation des électrons est inverse. La cuillère joue le rôle d'électrode positive car les électrons circulent de la borne négative vers la borne positive.

**2.** En l'absence de pont salin, tout se passe comme si un interrupteur ouvert était présent. Aucun courant ne pourrait donc circuler. L'intensité du courant serait donc nulle.

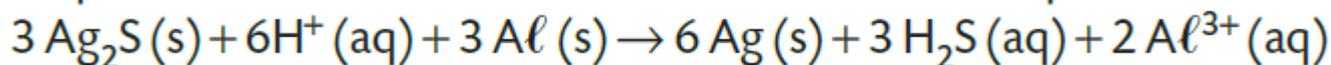
**3.** • La cuillère est la borne positive de la pile, les électrons arrivent et sont captés par  $\text{Ag}_2\text{S} (s)$  qui est réduit. L'équation de la réaction électrochimique s'écrit :



• La feuille d'aluminium fournit les électrons au circuit extérieur,  $\text{Al} (s)$  s'oxyde. L'équation de la réaction électrochimique s'écrit :



• En combinant les deux équations des réactions électrochimiques, l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile s'écrit :



D'après l'équation de fonctionnement, il est donc envisageable d'éliminer le dépôt noir de sulfure d'argent et de redonner à l'objet un éclat argenté.

**6.** Lorsque l'on veut redonner de l'éclat à un objet argenté, il n'est pas nécessaire de réaliser un transfert indirect d'électrons, il suffit de mettre en contact les réactifs. Il suffit donc de placer l'objet à nettoyer entouré d'une feuille d'aluminium dans un récipient (saladier). On ajoute une solution de chlorure de sodium pour augmenter la conduction électrique. Un transfert direct d'électrons se réalise. L'expérience dure une dizaine de minutes.