

# Chapitre 8

## Les piles, une évolution spontanée

### Évolution spontanée

---

**8.1** N°2 p. 190

**8.2** N°15 p. 192 : La méthylamine

**8.3** N°18 p. 192 : Formation de l'éthanoate d'éthyle

**8.4** N°22 p. 193 : Équilibre de précipitation

### Constitution d'une pile

---

**8.5** N°10 p. 211 : Indications de l'ampèremètre

**8.6** N°11 p. 212 : Variations des concentrations des ions

### Piles en fonctionnement

---

**8.7** N°14 p. 212 : Usure d'une pile cadmium-argent

**8.8** N°13 p. 212 : Fonctionnement d'une pile zinc-fer

### Piles usuelles

---

**8.9** N°18 p. 213 : Piles boutons

**8.10** N°19 p. 213 : Alimentation d'une radio

### Capacité

---

**8.11** N°22 p. 215 : Capacité d'une pile zinc-argent

**8.12** N°23 p. 215 : Fonctionnement d'une pile fer-aluminium

★ ★  
★

## Corrigé 8

## Les piles, une évolution spontanée

### Évolution spontanée

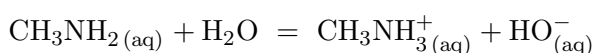
---

**8.1** N°2 p. 190

- Le quotient de réaction  $Q_r$  peut être initialement nul, par exemple dans le cas où les concentrations des produits de la réaction sont initialement nulles.
- Oui, le système évolue bien dans le sens direct quand  $Q_r$  augmente.
- Lorsque  $Q_r = K$ , il y a équilibre chimique, équilibre qui est dynamique puisque au niveau microscopiques, les deux réactions directe et inverse continuent à avoir lieu, mais avec les mêmes vitesses. Le bilan global est une absence d'évolution des concentrations des réactifs et des produits.
- Oui, lorsque  $Q_r > K$ , le sens d'évolution spontanée est le sens inverse, ou indirect.

**8.2** N°15 p. 192 : La méthylamine

- La méthylamine est une base faible ( $7 < \text{pH} < 14$ ) :



- $$K = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{HO}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

$$K = 5,25 \times 10^{-4}$$

- Conservation de la matière :

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] + [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = c$$

L'équation de la méthylamine sur l'eau est la réaction prépondérante, comme l'indique l'énoncé, donc les ions hydroxyde  $\text{OH}^-$  et méthylammonium  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$  apparaissent en quantités équivalentes :

$$[\text{HO}^-] = [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 10^{\text{pH} - \text{p}K_e} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \Rightarrow [\text{CH}_3\text{NH}_2] &= c - [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \\ &= 2,00 \times 10^{-1} - 10^{-2} \\ &= 0,19 \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned}$$

- Ajout d'eau = ajout de réactif

$\Rightarrow$  évolution dans le sens direct.

Ajout de  $\text{NaCH}_3\text{NH}_3(\text{s}) =$  ajout de produit  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$

$\Rightarrow$  évolution dans le sens inverse.

**8.3** N°18 p. 192 : Formation de l'éthanoate d'éthyle

1. a. Quotient de réaction initial pour la réaction d'estérification considérée :

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]_i [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]_i}{[\text{H}_2\text{O}]_i [\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3]_i}$$

Les volumes communs se simplifient dans l'écriture :

$$Q_{r,i} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH},i} n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH},i}}{n_{\text{H}_2\text{O},i} n_{\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3,i}}$$

Application numérique dans la situation n°1 :

$$Q_{r,i}(1) = \frac{0,2 \times 0,2}{0,2 \times 0,2} = 1$$

Application numérique dans la situation n°2 :

$$Q_{r,i}(1) = \frac{0,1 \times 1,0}{0,1 \times 0,1} = 10$$

Application numérique dans la situation n°3 :

$$Q_{r,i}(1) = \frac{0,2 \times 0,2}{0,1 \times 0,1} = 4$$

- b. Dans la situation n°1,  $Q_{r,i} < K$  donc évolution dans le sens direct ;

Dans la situation n°1,  $Q_{r,i} > K$  donc évolution dans le sens indirect ou sens inverse ;

Dans la situation n°1,  $Q_{r,i} = K$  donc évolution équilibre.

2. Tableau d'avancement ci-dessous ;

$$\begin{cases} Q_{r, \text{éq}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]} = \frac{(0,2 + x_f)^2}{(0,2 - x_f)^2} \\ Q_{r, \text{éq}} = K = 4 \end{cases}$$

Identification & racine carrée des deux membres :

$$\begin{aligned} \Rightarrow \frac{0,2 + x_f}{0,2 - x_f} &= 2 \\ \Rightarrow x_f &= 0,067 \text{ mol} \end{aligned}$$

D'où la composition dans l'état final :

$$\begin{cases} n_{\text{ester}} = n_{\text{eau}} = 0,267 \text{ mol} \\ n_{\text{acide}} = n_{\text{alcool}} = 0,133 \text{ mol} \end{cases}$$

Cet équilibre est typique d'une réaction d'estérification d'un alcool primaire, dans laquelle on obtient toujours 1/3 d'acide et d'alcool, et 2/3 d'ester et d'eau.

**8.4** N°22 p. 193 : Équilibre de précipitation

1.  $K = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2$

$$\Rightarrow s = \sqrt{K} = 1,26 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

Donc on peut dissoudre  $n_0 = 1,26 \times 10^{-5}$  mol de  $\text{AgCl}$  dans 1 litre d'eau.

Masse molaire du chlorure d'argent :

$$M(\text{AgCl}) = 143,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow m_0 = n_0 M = 1,8 \times 10^{-3} \text{ g}$$

2.  $10 m_1 > m_0$  donc solution saturée (le 10 viens du fait que l'on raisonne sur 100 mL, à multiplier par dix pour avoir 1 litre).

3. a.  $Q_{ri} = [\text{Ag}^+]_i [\text{Cl}^-]_i$

$$[\text{Ag}^+]_i = [\text{Cl}^-]_i = \frac{n_i}{V_{\text{tot}}} = \frac{1,26 \times 10^{-6}}{0,200}$$

$$\Rightarrow [\text{Ag}^+]_i = [\text{Cl}^-]_i = 6,3 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\Rightarrow Q_{ri} = 4 \times 10^{-11}$$

- b. On constate que  $Q_{ri} < K$ .

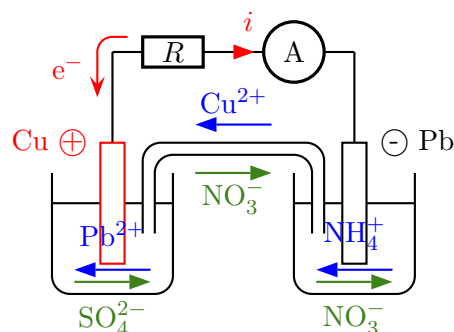
- c. Donc évolution dans le sens direct.

Constitution d'une pile

**8.5** N°10 p. 211 : Indications de l'ampèremètre

**8.6** N°11 p. 212 : Variations des concentrations des ions

- $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$  C'est une réduction.
- Oxydation à l'électrode de plomb :  $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-$   
Fonctionnement de la pile :  $\text{Cu}^{2+} + \text{Pb} \rightarrow \text{Cu} + \text{Pb}^{2+}$
- a.  $[\text{Cu}^{2+}] \searrow$  et  $[\text{Pb}^{2+}] \nearrow$ .  
b. Décoloration de la solution bleue de sulfate de cuivre (II).
- Grâce au pont salin.

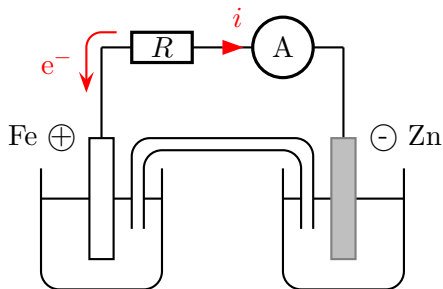


Piles en fonctionnement

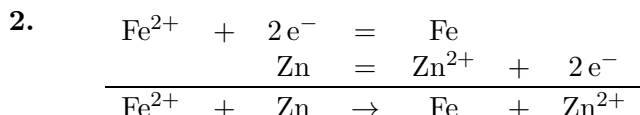
**8.7** N°14 p. 212 : Usure d'une pile cadmium-argent

**8.8** N°13 p. 212 : **Fonctionnement d'une pile zinc-fer**

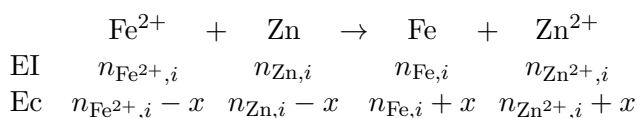
1. a.



b.  $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$  sur l'électrode de fer : réduction, pôle  $\oplus$ .



3. Tableau d'avancement :



Au bout d'une heure :  $m_{\text{Fe}} = 56$  mg, donc :

$$n_{\text{Fe}} = x = \frac{m_{\text{Fe}}}{M(\text{Fe})} = \frac{56 \times 10^{-3}}{56}$$

$$\Rightarrow n_{\text{Fe}} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,0 \text{ mmol}$$

4. Masse de zinc consommée :

$$n_{\text{Zn}} = x = \frac{m_{\text{Zn}}}{M(\text{Zn})} \Leftrightarrow m_{\text{Zn}} = xM(\text{Zn})$$

$$\Rightarrow m_{\text{Zn}} = 1,0 \times 10^{-3} \times 65 = 65 \text{ mg}$$

$$5. I = \frac{|\Delta Q|}{\Delta t} \text{ et } |\Delta Q| = xy\mathcal{F}$$

$$\Rightarrow |\Delta Q| = I \Delta t = xy\mathcal{F} \Delta t$$

6.  $y = 2$  électrons échangés,  $\Delta t = 1$  heure = 3600 s, donc :

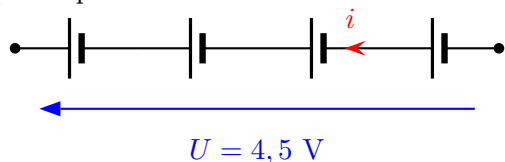
$$I = \frac{xy\mathcal{F}}{\Delta t} = \frac{1,0 \times 10^{-3} \times 2 \times 96\,500}{3600} = 54 \text{ mA}$$

**Piles usuelles**

**8.9** N°18 p. 213 : **Piles boutons**

**8.10** N°19 p. 213 : **Alimentation d'une radio**

1. Les quatre piles sont en série :



La force électromotrice de l'ensemble vaut  $e = 4 \times 1,5 = 4,5$  V.

2.  $I = 30$  mA et  $C = 2,5$  A.h, donc :

$$C = I\tau \Leftrightarrow \tau = \frac{C}{I} = \frac{2,5}{30 \times 10^{-3}}$$

$$\Rightarrow \tau = 80 \text{ heures.}$$

3. Énergie électrique disponible :  $W_{\text{élec}} = \mathcal{P}\tau$  avec  $\mathcal{P}$  la puissance électrique :  $\mathcal{P} = UI$  ;

$$\Rightarrow W_{\text{élec}} = UI\tau = 4,5 \times 30 \times 10^{-3} \times 80 \times 3600$$

$$\Rightarrow W_{\text{élec}} = 52 \text{ kJ}$$

**Capacité**

**8.11** N°22 p. 215 : **Capacité d'une pile zinc-argent**

**8.12** N°23 p. 215 : **Fonctionnement d'une pile zinc-aluminium**

1.  $3\text{Fe}^{2+} + 2\text{Al} = 3\text{Fe} + 2\text{Al}^{3+}$   $K_2 = 1,0 \times 10^{122}$   
 $K_2 \gg 1$  donc la réaction est quasi-totale dans le sens direct ;

Calculons le quotient de réaction initial :

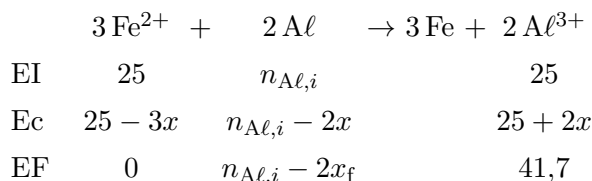
$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Al}^{3+}]_i^2}{[\text{Fe}^{2+}]_i^3} = \frac{0,5^2}{0,5^3} = 2 \Rightarrow Q_{r,i} < K_2$$

donc évolution dans le sens direct ( $\rightarrow$ ).

2. a. Électrode de fer :  $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$   
 Électrode d'aluminium :  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$   
 Réduction à l'électrode de fer, oxydation à celle d'aluminium.

b. Fer = cathode, aluminium = anode.

3. Tableau d'avancement, en millimoles :



Calcul des quantités pour remplir le tableau :

$$n_i = C_i V = 0,50 \times 50 \times 10^{-3} = 25 \text{ mmol}$$

Avancement maximal :

$$25 - 3x_f = 0 \Leftrightarrow x_f = \frac{25}{3} \simeq 8,3 \text{ mmol}$$

4. Au minimum, il faut :

$$n_{Al,i} - 2x_f = 0 \Leftrightarrow n_{Al,i} = 2x_f \simeq 16,7 \text{ mmol}$$

Masse d'aluminium correspondante :

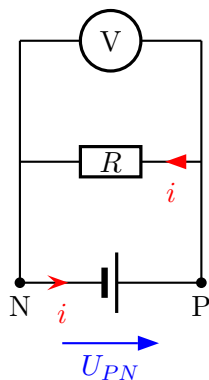
$$m_{Al,i} = n_{Al,i}M(Al) = 16,7 \times 27$$

$$\Rightarrow m_{Al,i} = 0,45 \text{ g}$$

5. a. Pour la pile :  $U_{PN} = E - rI$  avec  $r$  sa résistance interne.

Ainsi  $U_{PN} < E$  dès lors que  $I > 0$  (pile « chargée »).

b.



Loi d'Ohm pour la résistance  $R$  :

$$U_{PN} = RI \Leftrightarrow I = \frac{U_{PN}}{R} = \frac{1,10}{10}$$

$$\Rightarrow I = 0,110 \text{ A}$$

c.  $I = \frac{|\Delta Q|}{\Delta t}$  et  $|\Delta Q| = x_f y \mathcal{F}$

$$\Rightarrow \Delta t = \frac{|\Delta Q|}{I} = \frac{x_f y \mathcal{F}}{I}$$

$y = 6$  électrons échangés ;

$$\Rightarrow \Delta t = \frac{6 \times 8,3 \times 10^{-3} \times 96\,500}{0,110} = 43\,700 \text{ s}$$

c'est-à-dire environ 12 heures, 8 minutes.

★ ★  
★

	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$			
EI (mol)	0,2	0,2	0,2	0,2
EC (mol)	$0,2 - x$	$0,2 - x$	$0,2 - x$	$0,2 - x$
EF (mol)	$0,2 - x_f$	$0,2 - x_f$	$0,2 + x_f$	$0,2 + x_f$

Tableau d'avancement pour l'exercice **8.4**