

Feuille d'exercices

5 a. Les réactifs sont les ions argent, Ag^+ et le métal cuivre, Cu. Les produits sont le métal argent, Ag et les ions cuivre, Cu^{2+} .

b. $\text{Ag}^+_{(aq)} + e^- = \text{Ag}_{(s)}$ et $\text{Cu}_{(s)} = \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

c. $2\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)} \rightarrow 2\text{Ag}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)}$

9 a. $n_{\text{Zn}} = \frac{m}{M} = \frac{0,15}{65,4} = 2,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$n_{\text{H}^+} = c \times V = 0,23 \times 10 \times 10^{-3} = 2,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$

b.

		$\text{Zn}_{(s)} + 2\text{H}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)}$			
Av.	Quantité de matière...	...de Zn	...de H^+	...de Zn^{2+}	...de H_2
0	...apportée à l'état initial	$2,3 \times 10^{-3}$	$2,3 \times 10^{-3}$	0	0
x	...en cours de réaction	$2,3 \times 10^{-3} - x$	$2,3 \times 10^{-3} - 2x$	x	x
x_f	...présente à l'état final	$2,3 \times 10^{-3} - x_f$	$2,3 \times 10^{-3} - 2x_f$	x_f	x_f

c. $x_{\text{max}} = 1,15 \times 10^{-3} \text{ mol}$ et le réactif limitant est l'ion hydrogène.

29 a. $Q_r = \frac{(c^0)^2}{[\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]}$

b. $Q_r = \frac{(c^0)^4}{[\text{Al}^{3+}] \times [\text{HO}^-]^3}$

c. $Q_r = \frac{[\text{SO}_4^{2-}]^2 \times [\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2 \times [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]}$

30 a. $Q_r = \frac{[\text{NH}_4^+] \times [\text{F}^-]}{[\text{HF}] \times [\text{NH}_3]}$

b. $Q_r = \frac{[\text{SO}_4^{2-}] \times [\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{H}_2\text{SO}_4] (c^0)^2}$

c. $Q_r = \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]}$

32 $Q_{r,i} = \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = 1$

On a $Q_r > K$ donc l'évolution a lieu dans le sens inverse.

41 a. $Q_r = \frac{[\text{Sn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$

Mélange 1. $Q_r = \frac{7,8 \times 10^{-3}}{2,1 \times 10^{-4}} = 37 < K$

donc l'évolution a lieu dans le sens direct.

Mélange 2. $Q_r = \frac{8,1 \times 10^{-5}}{1,0 \times 10^{-2}} = 8,1 \times 10^{-3} < K$

donc l'évolution a lieu dans le sens direct.

b. Mélange 3. À l'équilibre, $Q_r = K$, soit :

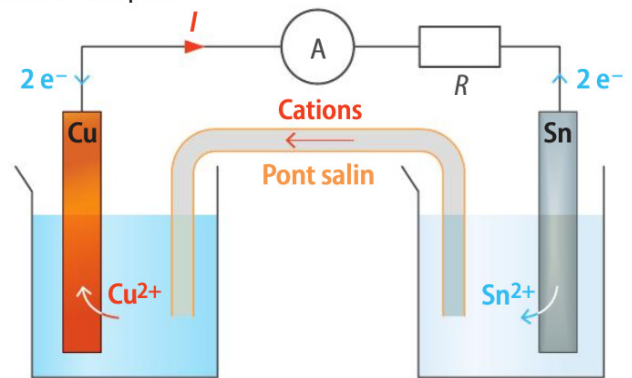
$\frac{1,26 \times 10^{-4}}{c} = 8,1 \times 10^{15}$ donc $c = 1,6 \times 10^{-20} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Cette valeur est tellement faible qu'il n'y a pratiquement plus aucun ion (de l'ordre de 1 par millilitre).

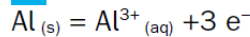
51 a. $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- = \text{Cu}_{(s)}$: réduction

$\text{Sn}_{(s)} = \text{Sn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$: oxydation

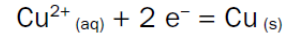
b. Schéma de la pile :



57 a. Comme l'aluminium est oxydé, on a :



Le métal cuivre est donc formé selon la demi-équation :



b. D'après la première demi-équation, on a $n_{e^-} = 3n_{\text{Al}^{3+}}$.

c. Lors du fonctionnement de la pile, on a échangé $n_{e^-} = 3n_{\text{Al}^{3+}} = 3 \times 7,5 \times 10^{-2} \text{ mol} = 0,225 \text{ mol}$.

La capacité de la pile est donc :

$Q = n_{e^-} \times F = 0,225 \times 9,65 \times 10^4 = 22 \times 10^3 \text{ C}$

d. $\Delta t = \frac{Q}{I} = \frac{22 \times 10^3}{0,175} = 1,26 \times 10^5 \text{ s}$ soit 35 heures.

58 a. $\text{Ni}^{2+}_{(aq)} + 2e^- = \text{Ni}_{(s)}$ et $\text{Zn}_{(s)} = \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

b. Calcul de la quantité de matière :

$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = \frac{0,15}{65,4} = 2,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$

La quantité de matière d'électrons échangés est deux fois plus grande, soit $n_{e^-} = 4,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

c. On a $Q = I \times \Delta t = n_{e^-} \times F$

donc $I = \frac{n_{e^-} \times F}{\Delta t} = \frac{4,6 \times 10^{-3} \times 96\,500}{5\,400} = 8,2 \times 10^{-2} \text{ A}$.