

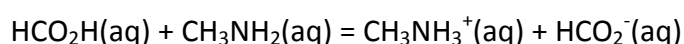
Exercice n°1: Mélange acide/base

On réalise le mélange suivant :

- $V_1 = 20,0$ mL d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque, $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$, de concentration en soluté apporté $C_1 = 2,00 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹;
- $V_2 = 25,0$ mL d'une solution aqueuse de méthanoate de sodium, $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_2^-(\text{aq})$, de concentration en soluté apporté $C_2 = 3,00 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹;
- $V_3 = 30,0$ mL d'une solution aqueuse de chlorure de méthylammonium, $\text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$, de concentration en soluté apporté $C_3 = 2,00 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹;
- $V_4 = 25,0$ mL d'une solution aqueuse de méthylamine, $\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq})$, de concentration en soluté apporté $C_4 = 3,00 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

L'acide méthanoïque réagit avec la base méthylamine.

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant cette transformation chimique.



2. Calculer la constante d'équilibre associée à l'équation de cette réaction chimique..

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]_{\text{éq}} \times [\text{HCO}_2^-]_{\text{éq}}}{[\text{HCO}_2\text{H}]_{\text{éq}} \times [\text{CH}_3\text{NH}_2]_{\text{éq}}} = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]_{\text{éq}} \times [\text{HCO}_2^-]_{\text{éq}}}{[\text{HCO}_2\text{H}]_{\text{éq}} \times [\text{CH}_3\text{NH}_2]_{\text{éq}}} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}} = \frac{K_{A_1}}{K_{A_2}} = 10^{(\text{p}K_{A_2} - \text{p}K_{A_1})}$$

$$K = 10^{(10,56 - 3,75)} = 6,46 \times 10^6$$

3. Donner l'expression du quotient initial de réaction $Q_{r,i}$ et calculer sa valeur.

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]_i \times [\text{HCO}_2^-]_i}{[\text{HCO}_2\text{H}]_i \times [\text{CH}_3\text{NH}_2]_i} = \frac{\frac{C_3 V_3}{(V_1+V_2+V_3+V_4)} \times \frac{C_2 V_2}{(V_1+V_2+V_3+V_4)}}{\frac{C_1 V_1}{(V_1+V_2+V_3+V_4)} \times \frac{C_4 V_4}{(V_1+V_2+V_3+V_4)}} = \frac{C_3 V_3 \times C_2 V_2}{C_1 V_1 \times C_4 V_4}$$

$$Q_{r,i} = \frac{2,00 \times 30,0 \times 3,00 \times 25,0}{2,00 \times 20,0 \times 3,00 \times 25,0} = \frac{3}{2} = 1,5$$

4. Comment évolue spontanément le système chimique?

$Q_{r,i} < K$, Le système chimique évolue spontanément dans le sens direct de l'équation de la réaction.

5. Établir le tableau d'évolution des espèces chimiques.

équation de la réaction		$\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$	+	$\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq})$	=	$\text{HCO}_2^-(\text{aq})$	+	$\text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq})$
état du système	avancement	$n(\text{HCO}_2\text{H})$		$n(\text{CH}_3\text{NH}_2)$		$n(\text{HCO}_2^-)$		$n(\text{CH}_3\text{NH}_3^+)$
état initial	0	$C_1 V_1$		$C_4 V_4$		$C_2 V_2$		$C_3 V_3$
état final	$x_{\text{éq}}$	$C_1 V_1 - x_{\text{éq}}$		$C_4 V_4 - x_{\text{éq}}$		$C_2 V_2 + x_{\text{éq}}$		$C_3 V_3 + x_{\text{éq}}$

6. Calculer la valeur de $x_{\text{éq}}$.

$K \gg 10^4 \rightarrow$ la transformation est quasi totale donc $x_{\text{éq}} = x_{\text{max}}$. Le réactif limitant étant l'acide méthanoïque $x_{\text{éq}} = 4,00 \times 10^{-4}$ mol = 0,400 mmol.

7. Déterminer le pH de la solution à l'équilibre. $\text{pH} = \text{p}K_{A_2} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_2]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]_{\text{éq}}}$

TS₂

Critère d'évolution spontanée

$$\text{pH} = 10,56 + \log \frac{(0,75 - 0,4)}{(0,6 + 0,4)} = 10,0.$$

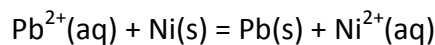
Données: Couples acide/base :

- $\text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})/\text{HCO}_2^-(\text{aq})$; $\text{pK}_{A_1} = 3,75$
- $\text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq})/\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq})$; $\text{pK}_{A_2} = 10,56$.

Exercice n°2: Mélange nickel/plomb

Dans un bécher, on introduit $n_1 = 0,70$ mol de nitrate de plomb (II), $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq})$, $n_2 = 0,30$ mol de chlorure de nickel, $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$, une lame de plomb et une lame de nickel. On complète avec de l'eau distillée, de telle sorte que la solution ait un volume de 200 mL.

On considère alors la réaction d'équation:



de constante d'équilibre : $K = 2,4 \times 10^3$.

1.

- a. Calculer le quotient de réaction à l'état initial.

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Ni}^{2+}]_i}{[\text{Pb}^{2+}]_i} \rightarrow Q_{r,i} = \frac{\frac{n_2}{V}}{\frac{n_1}{V}} = \frac{n_2}{n_1} \rightarrow Q_{r,i} = \frac{0,3}{0,7} = 0,43$$

- b. Quel est le sens d'évolution spontanée ?

2. $Q_{r,i} < K$, Le système chimique évolue spontanément dans le sens direct de l'équation de la réaction.
3. Déterminer la valeur de l'avancement à l'équilibre $x_{\text{éq}}$.

$$K = \frac{[\text{Ni}^{2+}]_{\text{éq}}}{[\text{Pb}^{2+}]_{\text{éq}}} = \frac{n_2 + x_{\text{éq}}}{n_1 - x_{\text{éq}}} \rightarrow K(n_1 - x_{\text{éq}}) = n_2 + x_{\text{éq}} \rightarrow x_{\text{éq}}(K+1) = Kn_1 - n_2 \rightarrow x_{\text{éq}} = \frac{Kn_1 - n_2}{(K+1)} \approx n_1 : \text{la}$$

transformation est quasi totale dans le sens direct de l'équation.

4. Calculer les concentrations dans l'état d'équilibre.

$$[\text{Pb}^{2+}]_{\text{éq}} \approx 0 \text{ mol.L}^{-1}. [\text{Ni}^{2+}]_{\text{éq}} = \frac{n_2 + x_{\text{éq}}}{V} \rightarrow [\text{Ni}^{2+}]_{\text{éq}} = \frac{0,3 + 0,7}{200 \times 10^{-3}} = 5,0 \text{ mol.L}^{-1}$$

5. En déduire les variations de masse observées.

$$\Delta m(\text{Ni}) = - x_{\text{éq}} \times M(\text{Ni}) \rightarrow \Delta m(\text{Ni}) = - 0,70 \times 58,7 = 41,1 \text{ g.}$$

$$\Delta m(\text{Pb}) = + x_{\text{éq}} \times M(\text{Pb}) \rightarrow \Delta m(\text{Pb}) = + 0,70 \times 207,2 = 145 \text{ g.}$$

Données: Masses molaires atomiques :

$$M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g.mol}^{-1} ; M(\text{Pb}) = 207,2 \text{ g.mol}^{-1}.$$