

Mesure de pH de solutions aqueuses

Partie 1 - Solution aqueuse d'acide éthanóïque et d'acide chlorhydrique

- 1** Eau distillée : pH = 5,7.
Eau distillée + acide éthanóïque pur : pH = 4,3.
Lors de l'ajout de l'acide éthanóïque pur dans l'eau distillée, le pH diminue : une réaction chimique a donc eu lieu.
- 2** Eau distillée :
 $[H_3O^+] = 10^{-5,7} = 2,0 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.
Eau distillée + acide éthanóïque pur :
 $[H_3O^+] = 10^{-4,3} = 5,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.
- 3** pH de la solution S_1 : pH = 3,4. Voir tableau ci-dessous.
- 4** L'eau étant le solvant de la solution, donc l'espèce en excès, l'avancement maximal sera atteint

($x_f = x_{\max}$) si l'acide éthanóïque est totalement consommé :

$$C_1 \cdot V_1 - x_{\max} = 0, \text{ soit } x_{\max} = C_1 \cdot V_1$$

$$x_{\max} = 1,0 \times 10^{-2} \times 100,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

- 5** $[H_3O^+]_f = 10^{-pH_1} = 10^{-3,4} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$
- 6** $x_f = [H_3O^+]_f \cdot V_1 = 4,0 \times 10^{-4} \times 100,0 \times 10^{-3}$
 $x_f = 4,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$
- 7** $x_f < x_{\max}$: l'avancement maximal n'est pas atteint.
- 8** pH de la solution S_2 : pH = 2,0. Voir le tableau ci-dessous.

Tableau de la question 3 :

Équation	$CH_3CO_2H(aq)$	+	$H_2O(\ell)$	\rightleftharpoons	$CH_3CO_2^-(aq)$	+	$H_3O^+(aq)$
État initial ($x = 0$)	$C_1 \cdot V_1$		Solvant		0		0
État intermédiaire (x)	$C_1 \cdot V_1 - x$		Solvant		x		x
État final ($x_f = 0$)	$C_1 \cdot V_1 - x_f$		Solvant		x_f		x_f

Tableau de la question 8 :

Équation	$HCl(g)$	+	$H_2O(\ell)$	\longrightarrow	$H_3O^+(aq)$	+	$Cl^-(aq)$
État initial ($x = 0$)	$C_2 \cdot V_2$		Solvant		0		0
État intermédiaire (x)	$C_2 \cdot V_2 - x$		Solvant		x		x
État final ($x_f = 0$)	$C_2 \cdot V_2 - x_f$		Solvant		x_f		x_f

- 9** • L'eau étant le solvant de la solution, donc l'espèce en excès, l'avancement maximal sera atteint ($x_f = x_{\max}$) si le chlorure d'hydrogène est totalement consommé :

$$C_2 \cdot V_2 - x_{\max} = 0, \text{ soit } x_{\max} = C_2 \cdot V_2$$

$$x_{\max} = 1,0 \times 10^{-2} \times 100,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

• $[H_3O^+]_f = 10^{-pH_2} = 10^{-2,0} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

- $x_f = [H_3O^+]_f \cdot V_1 = 1,0 \times 10^{-2} \times 100,0 \times 10^{-3}$
 $x_f = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$
- $x_f = x_{\max}$: l'avancement maximal est atteint.

- 10** La réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau est totale, car $x_f = x_{\max}$.
La réaction entre l'acide éthanóïque et l'eau n'est pas totale, car $x_f < x_{\max}$.

Partie 2 - Equilibre chimique - Sens d'évolution d'un système

Compléments

pH de la solution S_1 seule : $\text{pH}_1 = 3,4$.
Bécher 1 : pH de la solution S_1 + quelques gouttes d'acide éthanoïque pur : $\text{pH}_1 = 4,2$.
Bécher 2 : pH de la solution S_1 + éthanoate de sodium solide : $\text{pH}_2 = 2,4$.

11 a. Dans le bécher 1, le pH augmente (de 3,4 à 4,2). La concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ diminue (de $4,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à $6,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$).

b. Le volume de la solution n'ayant pas varié, la quantité $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ diminue : le système chimique a évolué dans le **sens inverse** \leftarrow .

12 Dans le bécher 2, le pH diminue (de 3,4 à 2,4). La concentration $[\text{H}_3\text{O}^+]$ augmente (de $4,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à $4,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$).

Le volume de la solution n'ayant pas varié, la quantité $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ augmente : le système chimique a évolué dans le **sens direct** \rightarrow .

13 Lorsqu'on ajoute une espèce chimique intervenant dans l'équation de la réaction, un système chimique évolue dans le sens qui tend à consommer l'espèce apportée.

Partie 3 - Réaction entre un acide fort et une base forte

Expérience 1 : acide et base à $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$\theta_i = 20,4 \text{ }^\circ\text{C}$	$\theta_f = 26,8 \text{ }^\circ\text{C}$
Expérience 2 : acide et base à $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$\theta_i = 20,4 \text{ }^\circ\text{C}$	$\theta_f = 21,1 \text{ }^\circ\text{C}$

1 Pour les deux expériences, $\theta_f > \theta_i$.

2 Lors de la réaction étudiée, le système chimique cède de l'énergie thermique au milieu extérieur.

3 Pour un même volume réactionnel, l'énergie thermique est d'autant plus grande que les concentrations sont élevées.

4 $\mathcal{E}_{\text{th}} = m \cdot c \cdot (\theta_f - \theta_i) = (100 + 100) \times 4,18 \times (26,8 - 20,4)$
 $\mathcal{E}_{\text{th}} = 5,35 \times 10^3 \text{ J} = 5,35 \text{ kJ}$

5 Les quantités d'acide et de base sont égales à :
 $1,0 \times 100 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$.

6 Le mélange étant stœchiométrique :
 $x_{\text{max}} = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$.

7 Pour $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$, $\mathcal{E}_{\text{th}} = 5,35 \text{ kJ}$.
Donc, pour $1,0 \text{ mol}$ on aura $\mathcal{E}_{\text{th}} = 53,5 \text{ kJ}$,
soit : $\mathcal{E}_{\text{th}} = 53,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

8 Incertitude relative : $\left| \frac{57 - 53,5}{57} \right| = 6,1 \%$.