

CHAPITRE – LES TRANSFORMATIONS ACIDE BASE

TRAVAIL AUTONOME PAGES 29 À 35



QCM

- ☐ Manuel p. 29
☐ Pronote



Focus MÉTHODE

- ☐ 14 p. 30
☐ 15 p. 31
☐ 16 p. 31



Exercices corrigés

- ☐ 17 ☐ 18 ☐ 20
☐ 22 ☐ 24 ☐ 25
☐ 26 ☐ 27 ☐ 33



Exercices facultatifs

- ☐ 21 ☐ 29 ☐ 31
☐ 32 ☐ 35 ☐ 37

• EXERCICE 19 PAGE 32

Couples acide/base

1. $C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-$ et H_2O / HO^-
2. $CH_3NH_4^+ / CH_3NH_3$ et H_3O^+ / H_2O
3. HNO_3 / NO_3^- et CH_3COOH / CH_3COO^-
4. H_3O^+ / H_2O et H_2O / HO^-

• EXERCICE 23 PAGE 32

Équation d'une transformation acide/base

1. En présence d'acide chlorhydrique, l'indicateur joue le rôle de base.
Demi-équation de déprotonation de l'acide : $H_3O^+ = H_2O + H^+$
Demi-équation de protonation de la base : $Ind^- + H^+ = IndH$
Équation de la réaction : $H_3O^+(aq) + Ind^-(aq) \rightleftharpoons H_2O(l) + IndH(aq)$
2. En présence d'hydroxyde de sodium qui est une base, l'indicateur joue le rôle d'acide.
Demi-équation de protonation de la base : $HO^-(aq) + H^+ = H_2O$
Demi-équation de déprotonation de l'acide : $IndH = Ind^- + H^+$
Équation de la réaction : $HO^-(aq) + IndH(aq) \rightleftharpoons H_2O(l) + Ind^-(aq)$.

• EXERCICE 28 PAGE 32

Schéma de Lewis, concentration

1. Couple acide/base : $CH_3COOH(aq) / CH_3COO^-(aq)$.



2. Schéma de Lewis de les formes acide :

et basique :

3. L'énoncé indique qu'une masse de 3,266 g est employée. Comme $n = \frac{m}{M}$, calculons d'abord la masse molaire de l'ion acétate :

$$M(CH_3COO^-) = 2M(C) + 3M(H) + 2M(O) = 2 \times 12,0 + 3 \times 1,0 + 2 \times 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(CH_3COO^-) = 59,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Calcul de la quantité de matière correspondante :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3,266 \text{ g}}{59,0 \text{ g/mol}} = 55,4 \text{ mmol}$$

Cette quantité de matière est dissoute parmi 1 000 mL de solution donc la concentration vaut

$$C_1 = \frac{n}{V} = \frac{55,4 \text{ mmol}}{1\,000 \text{ mL}} = 5,54 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

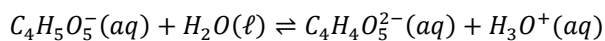
4. L'acide malique est porteur de deux groupements carboxyles. Or chacun est capable de céder un proton H^+ ce qui conduit à la formation d'un ion carboxylate. Donc l'acide malique est bien un diacide, il possède une double acidité.

5. Première déprotonation de l'acide malique : $C_4H_6O_5 = C_4H_5O_5^- + H^+$

Première protonation de l'eau : $H_2O + H^+ = H_3O^+$

Équation de la première réaction : $C_4H_6O_5(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons C_4H_5O_5^-(aq) + H_3O^+(aq)$

En procédant de même, l'équation de la deuxième réaction est :



6. Calculons d'abord la quantité de matière en acide malique :

$$n_{\text{acide}} = \frac{m_{\text{acide}}}{M_{\text{acide}}} = \frac{0,671 \text{ g}}{134 \text{ g/mol}} = 5,00 \text{ mmol}.$$

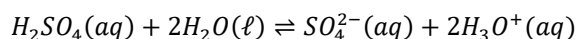
C'est la quantité de matière en ion malate présente à la fin de la transformation de l'acide malique avec l'eau : $n_{\text{malate}} = 5,00 \text{ mmol}$.

$$\text{Sa concentration vaut donc } C_2 = \frac{n_{\text{malate}}}{V} = \frac{5,00 \text{ mmol}}{1\,000 \text{ mL}} = 5,00 \text{ mmol} \cdot L^{-1}.$$

• EXERCICE 30 PAGE 32

Avancement, concentration et pH

1. L'acide perd deux protons, deux molécules d'eau les captent donc l'équation de la réaction est



2. Calculons la quantité de matière apportée en acide sulfurique :

$$n = C \cdot V = 1,0 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{L} \cdot 1 L = 10 \text{ mmol}$$

Dressons le tableau d'avancement de la transformation supposée totale :

Équation		$H_2SO_4(aq) + 2H_2O(\ell) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2H_3O^+(aq)$			
État	Avancement	Quantités de matière /mmol			
Initial	0	10	excès	0	≈ 0
Intermédiaire	x	$10 - x$	excès	x	2x
Final	$x_f = x_{\text{max}}$	$10 - x_{\text{max}}$	excès	x_{max}	$2x_{\text{max}}$

3. La concentration en ions oxonium à l'état final vaut

$$[H_3O^+(aq)]_f = \frac{n_f(H_3O^+)}{V} = \frac{2x_{\text{max}}}{V} = \frac{2 \times 10 \text{ mmol}}{1 L} = 20 \text{ mmol/L}.$$

$$\text{Le pH à l'état final vaut donc } pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]_f}{c^\circ}\right) = -\log(0,020) = 1,7.$$

• EXERCICE 36 PAGE 34

Couple, équation, pH, avancement

enseignement
explicite 

1. **ANA** la question demande de calculer un pH, je dois connaître la valeur de la concentration en ions oxonium. L'énoncé me donne la valeur de la concentration en acide chlorhydrique, composé d'ions oxonium et d'ions chlorure. Comme la stoechiométrie est de 1 pour 1, $[H_3O^+] = c_1$.

RES je récite la formule du pH :

2. **RES** je récite les deux couples du cours et la définition d'une espèce amphotère.

$$\begin{aligned} 1. \text{ Calcul du pH : } pH &= -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right) = \\ &= -\log\left(\frac{c_1}{c^\circ}\right) = -\log(1,0 \times 10^{-2}) = 2,0. \end{aligned}$$

2. Les deux couples sont H_3O^+ / H_2O et H_2O / HO^- . L'eau figure donc bien en tant qu'acide dans un couple (le deuxième) et en tant que base dans l'autre. C'est bien une espèce amphotère.

3. ANA je dois écrire une équation de réaction acide-base. Je dois identifier deux couples : un des réactifs et l'acide d'un couple, l'autre réactif est l'acide de l'autre couple. Le système contient déjà des ions oxonium donc je repère dans ma réponse précédente que ce sont les ions H_3O^+ qui servent d'acide. Les ions hydroxyde HO^- jouent le rôle de base, l'élève les verse dans le bécher. Je peux écrire les deux demi-équations de protonation de la base et de déprotonation de l'acide :

Je peux assembler les deux demi-équations pour obtenir l'équation de la réaction.

VAL je vérifie que l'équation est équilibrée en éléments et en charges, et que les états physique y figurent.

4. ANA je repère que je dois calculer une quantité de matière. Je repère également que l'énoncé me fournit des valeurs de concentration et de volume.

RES je récite mon cours relatif aux quantités de matière : $n = C \cdot V$.

COM j'annonce et j'explique ce que je fais.

REA VAL COM je vérifie que les conversions sont bien menées, que la valeur finale n'est pas aberrante et que j'ai fait figurer les formules, les valeurs et les unités.

5. ANA l'énoncé me demande de produire un tableau d'avancement

RES je connais la structure d'un tableau d'avancement, je le réalise proprement.

L'énoncé ne le précise pas, je suppose que la transformation est totale pour poursuivre le raisonnement. J'analyse la dernière ligne pour identifier le réactif limitant.

COM je vérifie que la rédaction est suffisamment claire et détaillée pour être comprise par le lecteur.

6. ANA l'élève souhaite neutraliser l'acide donc il aimerait obtenir à la fin un pH voisin de 7. Il faut donc calculer la nouvelle valeur du pH.

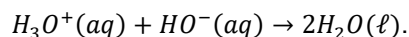
VAL je vérifie que le résultat n'est pas aberrant, je vois que le pH n'est plus aussi acide.

COM je vérifie que la rédaction est satisfaisante.

3. Demi-équation de protonation de la base : $HO^- + H^+ = H_2O$

Demi-équation de déprotonation de l'acide : $H_3O^+ = H_2O + H^+$

Équation de la réaction :



4. Calculons la quantité de matière en ions oxonium :

$$n_1 = C_1 \cdot V_1 = 1,0 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 200 \text{ mL} = 2,0 \text{ mmol}.$$

Calculons la quantité de matière en ions hydroxyde :

$$n_2 = C_2 \cdot V_2 = 1,0 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 100 \text{ mL} = 1,0 \text{ mmol}.$$

5.

Équation		$H_3O^+(aq) + HO^-(aq) \rightarrow 2H_2O(l)$		
État	Avancement	Quantités de matière /mmol		
Initial	0	2,0	1,0	excès
Interm.	x	2,0 - x	1,0 - x	excès
Final	$x_f = x_{\max}$	2,0 - $x_{\max}$	1,0 - $x_{\max}$	excès

Le réactif limitant est l'ion hydroxyde et $x_{\max} = 1,0 \text{ mmol}$ donc $n_f(H_3O^+) = 1,0 \text{ mmol}$ et

$n_f(HO^-) \approx 0 \text{ mmol}$ (ce n'est jamais identiquement nul à cause de l'autoprotolyse de l'eau).

6. Calculons la valeur finale du pH dans le mélange : $pH = -\log\left(\frac{n_f(H_3O^+)}{V \cdot c^o}\right) =$

$$-\log\left(\frac{0,01 \text{ mol}}{0,3 \text{ L} \times 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}\right) \approx 2,5.$$

Comme $pH_f \neq 7$, l'élève n'a pas atteint son objectif.