

Exercice corrigé. Ch.13 Réaction chimique par échange de proton

Exercice p : 343 n° 25. À chacun son rythme

Compétences : Raisonner; effectuer des calculs.

Cet exercice est proposé à deux niveaux de difficulté. Dans un premier temps, essayer de résoudre l'exercice de niveau 2. En cas de difficultés, passer au niveau 1.

L'acide propanoïque est un acide faible dans l'eau. Une solution aqueuse d'acide propanoïque, $C_3H_6O_2(aq)$, a une concentration molaire en soluté apporté $C = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ et un volume V .

À 25 °C, la conductivité de la solution est : $\sigma = 6,20 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot m^{-1}$.

Données : conductivités ioniques molaires à 25 °C :

- ion oxonium $H_3O^+(aq)$: $\lambda_1 = 35,0 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$;
- ion propanoate $C_3H_5O_2^-(aq)$: $\lambda_2 = 3,58 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$.

Niveau 2

1. Calculer la concentration molaire $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ dans la solution à l'équilibre.
2. Déterminer la valeur de la constante d'acidité K_A associée au couple acide/base de l'acide propanoïque.

Niveau 1

1. a. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide propanoïque et l'eau et établir le tableau d'avancement.
 - b. En déduire une relation entre les concentrations molaires $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ et $[C_3H_5O_2^-]_{\text{éq}}$ à l'équilibre.
 - c. Exprimer la conductivité σ en fonction de la concentration $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ et des conductivités ioniques molaires λ_1 et λ_2 .
 - d. Calculer la concentration molaire $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ en $mol \cdot m^{-3}$ puis en $mol \cdot L^{-1}$.
2. a. Écrire l'expression de la constante d'acidité K_A .
 - b. Déduire, du tableau d'avancement, la valeur de la concentration $[C_3H_6O_2]_{\text{éq}}$ à l'équilibre.
 - c. Déterminer la valeur de la constante d'acidité K_A associée au couple acide/base de l'acide propanoïque.

Correction :

Acide propanoïque : CH_3-CH_2-COOH soit $C_3H_6O_2$. Base conjuguée : $CH_3-CH_2-COO^-$ soit $C_3H_5O_2^-$.

1.a b. Rappels : les acides carboxyliques (R-COOH) sont des acides faibles. Un acide donne dans l'eau des ions H_3O^+ ; faibles \Rightarrow équilibre.

État	Avancement	$C_3H_6O_2(aq)$ +	$H_2O(l)$	$C_3H_5O_2^-(aq)$ +	$H_3O^+(aq)$
État initial	0	n_0	Solvant	0	0
État intermédiaire	x	$n_0 - x$	Solvant	x	x
État final réel à l'équilibre	x_f	$n_f(C_3H_6O_2) = n_0 - x_f$	Solvant	$n_f(C_3H_5O_2^-) = x_f$	$n_f(H_3O^+) = x_f$

1.b. Relation entre les concentrations molaires $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ et $[C_3H_5O_2^-]_{\text{éq}}$ à l'équilibre :

D'après le tableau d'avancement : $n_f(C_3H_5O_2^-) = n_f(H_3O^+) = x_f$ donc en divisant par V : $\frac{n_f(C_3H_5O_2^-)}{V} = \frac{n_f(H_3O^+)}{V} = \frac{x_f}{V}$ soit :

$$\boxed{[C_3H_5O_2^-]_{\text{éq}} = [H_3O^+]_{\text{éq}}}$$

1.c. Conductivité σ en fonction de $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ et des conductivités ioniques molaires λ_1 et λ_2 .

$$\sigma = \lambda_1 [H_3O^+]_{\text{éq}} + \lambda_2 [C_3H_5O_2^-]_{\text{éq}} = (\lambda_1 + \lambda_2) [H_3O^+]_{\text{éq}}$$

1.d. Calcul de la concentration molaire $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ en $mol \cdot m^{-3}$ puis en $mol \cdot L^{-1}$. Rép : $1,61 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot m^{-3}$

$$[H_3O^+]_{\text{éq}} = \frac{\sigma}{\lambda_1 + \lambda_2} \quad \text{A.N. : } [H_3O^+]_{\text{éq}} = \frac{6,20 \times 10^{-3}}{(35,0 + 3,58) \times 10^{-3}} = 1,61 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot m^{-3} = 1,61 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

2.a. Expression de la constante d'acidité K_A : $K_A = \frac{[C_3H_5O_2^-]_{\text{éq}} [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[C_3H_6O_2]_{\text{éq}}}$

2.b. Valeur de la concentration $[C_3H_6O_2]_{\text{éq}}$ à l'équilibre.

$$n_{\text{éq}}(C_3H_6O_2) = n_0 - x_{\text{éq}} = C \cdot V - x_{\text{éq}} \quad \text{soit en divisant par } V : [C_3H_6O_2]_{\text{éq}} = \frac{n_0}{V} - \frac{x_{\text{éq}}}{V} = C - [H_3O^+]_{\text{éq}}$$

$$\text{A.N. : } [C_3H_6O_2]_{\text{éq}} = 2,0 \cdot 10^{-3} - 1,61 \cdot 10^{-4} = \underline{1,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}}$$

2.c. Constante d'acidité K_A .

$$K_A = \frac{[C_3H_5O_2^-]_{\text{éq}} [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[C_3H_6O_2]_{\text{éq}}} = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}^2}{C - [H_3O^+]_{\text{éq}}} \quad \text{A.N. : } K_A = \frac{(1,61 \times 10^{-4})^2}{2,0 \times 10^{-3} - 1,61 \times 10^{-4}} = 1,41 \cdot 10^{-5}$$

Exercice corrigé Ch.13 Réaction chimique par échange de proton

Exercice p : 343 n° 26. Solution aqueuse d'éthanamine

Compétences : Effectuer un calcul; exploiter une relation.

L'éthanamine $C_2H_5NH_2(aq)$ est une base faible dans l'eau. À 25 °C, le pH d'une solution aqueuse d'éthanamine, de concentration en soluté apporté $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et de volume $V = 250 \text{ mL}$, vaut 11,3.

1. Écrire l'équation de la réaction entre l'éthanamine et l'eau.

2. Calculer la concentration $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ dans la solution à l'équilibre.

3. En déduire la concentration $[HO^-]_{\text{éq}}$ dans la solution.

4. On pose $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$. A partir du tableau d'avancement de la réaction, montrer que $\tau = \frac{[HO^-]}{C}$

5. Calculer la valeur de τ . Que peut-on en conclure ?

6. Si l'éthanamine était une base forte dans l'eau :

- a. Quelle serait la valeur de τ ? b. Quel serait le pH de la solution à 25 °C ? *Donnée :* à 25 °C, $K_c = 1,0 \times 10^{-14}$.

Réponse : Solution aqueuse d'éthanamine

1. La réaction de l'éthanamine avec l'eau conduit à un équilibre.

Les couples mis en jeu sont : $C_2H_5NH_3^+(aq) / C_2H_5NH_2(aq)$ et $H_2O(l) / HO^-(aq)$, donc l'équation de la réaction entre l'éthanamine et l'eau s'écrit :

$C_2H_5NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+(aq) + HO^-(aq)$
 (On a bien la base $C_2H_5NH_2$ qui capte un proton H^+ pour former $C_2H_5NH_3^+$, $C_2H_5NH_2$ réagit avec H_2O qui joue le rôle d'acide en cédant le proton H^+ (et devient donc HO^-)).

2. $pH = 11,3$, or $pH = -\log [H_3O^+]_{\text{éq}} \Leftrightarrow [H_3O^+]_{\text{éq}} = 10^{-pH}$ donc $[H_3O^+]_{\text{éq}} = 10^{-11,3} = \underline{5,0 \cdot 10^{-12} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}}$ (on garde deux chiffres significatifs).

3. Par définition du produit ionique de l'eau : $K_c = [H_3O^+]_{\text{éq}} \cdot [HO^-]_{\text{éq}}$ On en déduit : $[HO^-]_{\text{éq}} = \frac{K_c}{[H_3O^+]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{5,0 \times 10^{-12}}$

$$[HO^-]_{\text{éq}} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{5,0 \times 10^{-12}} = 5,0 \cdot 10^{-12} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

4. **Tableau d'avancement de la réaction.**

	avancement	$C_2H_5NH_2(aq)$	+	$H_2O(l)$	\rightleftharpoons	$C_2H_5NH_3^+(aq)$	+	$HO^-(aq)$
État initial	0	n_0		excès		0		0
État intermédiaire	x	$n_0 - x$		excès		x		x
État final réel (à l'équilibre)	x_f	$n_f(C_2H_5NH_2) = n_0 - x_f$		excès		$n_f(C_2H_5NH_3^+) = x_f$		$n_f(HO^-) = x_f$
État final si la réaction était totale	x_{max}	$n_0 - x_{\text{max}}$		excès		x_{max}		x_{max}

• Quantité n_0 d'éthylamine : $n_0 = C \cdot V$ A.N. : $n_0 = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 250,0 \cdot 10^{-3} = \underline{2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}}$

• **Avancement maximal x_{max} :**

Si l'avancement maximal était atteint si on aurait disparition du réactif limitant soit : $n_0 - x_{\text{max}} = 0 \Rightarrow$

$$x_{\text{max}} = n_0 = C \cdot V = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

• **Détermination de x_f :**

On détermine $x_{\text{éq}}$ à partir d'une quantité de matière dans l'état final.

D'après le tableau d'avancement : $x_f = n_f(HO^-)$ soit $x_f = [HO^-]_{\text{éq}} \cdot V$ avec $[HO^-]_{\text{éq}} = \frac{K_c}{[H_3O^+]}$

• On en déduit que $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{n_f(HO^-)}{n_0} = \frac{[HO^-]_{\text{éq}} \cdot V}{C \cdot V} = \frac{[HO^-]_{\text{éq}}}{C}$ or $[HO^-]_{\text{éq}} = \frac{K_c}{[H_3O^+]}$ $\Rightarrow \tau = \frac{K_c}{[H_3O^+] \cdot C}$

$$\text{A.N. : } \tau = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{10^{-11,3} \cdot 1,0 \times 10^{-2}} = \underline{2,0 \times 10^{-2}} \text{ soit } 20\%$$

L'avancement final ne représente que 20 % de l'avancement maximal On a : $\tau < 1$ soit $x_f < x_{\text{max}}$. Donc la réaction entre l'éthanamine et l'eau n'est pas totale. **La réaction entre l'éthanamine et l'eau est bien limitée et conduit à un équilibre chimique.**

6. a. Si l'éthanamine était une base forte dans l'eau, sa réaction avec l'eau serait totale. Dans ce cas, τ aurait la valeur 1 (soit $x_f = x_{\text{max}}$, réaction totale).

b. Si la réaction était totale (l'éthanamine serait une base forte dans l'eau), on aurait $\tau = 1$ soit $[HO^-] = C$.

Le pH de la solution serait alors égal à : $pH = -\log [H_3O^+]_{\text{éq}}$

$$pH = -\log \frac{K_c}{[HO^-]} = -\log \frac{1,0 \times 10^{-14}}{C} = 14 + \log C = 14 + \log 10^{-2} = 14 - 2 = 12. \quad \underline{pH = 12}$$

La solution serait plus basique. En réalité, l'éthylamine est une base faible : $pH = 11,3$ pour la même concentration.

Ch. 13 Exercice p : 343 n° 25. À chacun son rythme**Compétences : Raisonner; effectuer des calculs.****Cet exercice est proposé à deux niveaux de difficulté. Dans un premier temps, essayer de résoudre l'exercice de niveau 2. En cas de difficultés, passer au niveau 1.**L'acide propanoïque est un acide faible dans l'eau. Une solution aqueuse d'acide propanoïque, $C_3H_6O_2(aq)$, a une concentration molaire en soluté apporté $C = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ et un volume V .À 25 °C, la conductivité de la solution est : $\sigma = 6,20 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot m^{-1}$.*Données* : conductivités ioniques molaires à 25 °C :

- ion oxonium $H_3O^+_{(aq)}$: $\lambda_1 = 35,0 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$;
- ion propanoate $C_3H_5O_2^-_{(aq)}$: $\lambda_2 = 3,58 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$.

- a. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide propanoïque et l'eau et établir le tableau d'avancement.
 - En déduire une relation entre les concentrations molaires $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ et $[C_3H_5O_2^-]_{\text{éq}}$ à l'équilibre.
 - Exprimer la conductivité σ en fonction de la concentration $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ et des conductivités ioniques molaires λ_1 et λ_2 .
 - Calculer la concentration molaire $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ en $mol \cdot m^{-3}$ puis en $mol \cdot L^{-1}$.
- a. Écrire l'expression de la constante d'acidité K_A .
 - Déduire, du tableau d'avancement, la valeur de la concentration $[C_3H_6O_2^-]_{\text{éq}}$ à l'équilibre.
 - Déterminer la valeur de la constante d'acidité K_A associée au couple acide/base de l'acide propanoïque.

Ch. 13 Exercice p : 343 n° 25. À chacun son rythme**Compétences : Raisonner; effectuer des calculs.****Cet exercice est proposé à deux niveaux de difficulté. Dans un premier temps, essayer de résoudre l'exercice de niveau 2. En cas de difficultés, passer au niveau 1.**L'acide propanoïque est un acide faible dans l'eau. Une solution aqueuse d'acide propanoïque, $C_3H_6O_2(aq)$, a une concentration molaire en soluté apporté $C = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ et un volume V .À 25 °C, la conductivité de la solution est : $\sigma = 6,20 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot m^{-1}$.*Données* : conductivités ioniques molaires à 25 °C :

- ion oxonium $H_3O^+_{(aq)}$: $\lambda_1 = 35,0 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$;
- ion propanoate $C_3H_5O_2^-_{(aq)}$: $\lambda_2 = 3,58 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$.

- a. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide propanoïque et l'eau et établir le tableau d'avancement.
 - En déduire une relation entre les concentrations molaires $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ et $[C_3H_5O_2^-]_{\text{éq}}$ à l'équilibre.
 - Exprimer la conductivité σ en fonction de la concentration $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ et des conductivités ioniques molaires λ_1 et λ_2 .
 - Calculer la concentration molaire $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ en $mol \cdot m^{-3}$ puis en $mol \cdot L^{-1}$.
- a. Écrire l'expression de la constante d'acidité K_A .
 - Déduire, du tableau d'avancement, la valeur de la concentration $[C_3H_6O_2^-]_{\text{éq}}$ à l'équilibre.
 - Déterminer la valeur de la constante d'acidité K_A associée au couple acide/base de l'acide propanoïque.

Ch. 13 Exercice p : 343 n° 25. À chacun son rythme**Compétences : Raisonner; effectuer des calculs.****Cet exercice est proposé à deux niveaux de difficulté. Dans un premier temps, essayer de résoudre l'exercice de niveau 2. En cas de difficultés, passer au niveau 1.**L'acide propanoïque est un acide faible dans l'eau. Une solution aqueuse d'acide propanoïque, $C_3H_6O_2(aq)$, a une concentration molaire en soluté apporté $C = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ et un volume V .À 25 °C, la conductivité de la solution est : $\sigma = 6,20 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot m^{-1}$.*Données* : conductivités ioniques molaires à 25 °C :

- ion oxonium $H_3O^+_{(aq)}$: $\lambda_1 = 35,0 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$;
- ion propanoate $C_3H_5O_2^-_{(aq)}$: $\lambda_2 = 3,58 \times 10^{-3} \text{ S} \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$.

- a. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide propanoïque et l'eau et établir le tableau d'avancement.
 - En déduire une relation entre les concentrations molaires $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ et $[C_3H_5O_2^-]_{\text{éq}}$ à l'équilibre.
 - Exprimer la conductivité σ en fonction de la concentration $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ et des conductivités ioniques molaires λ_1 et λ_2 .
 - Calculer la concentration molaire $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ en $mol \cdot m^{-3}$ puis en $mol \cdot L^{-1}$.
- a. Écrire l'expression de la constante d'acidité K_A .
 - Déduire, du tableau d'avancement, la valeur de la concentration $[C_3H_6O_2^-]_{\text{éq}}$ à l'équilibre.
 - Déterminer la valeur de la constante d'acidité K_A associée au couple acide/base de l'acide propanoïque.