BURHAN

Transformations chimiques qui ont lieu dans les deux sens : exercices, entraînement

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

Version en ligne : burhan.ma/2bac/pc/physique-chimie/transformations-chimiques-dans-les-deux-sens/exercices/entrainement

Chapitre	Palier	Exercices
Transformations chimiques qui ont lieu dans les deux sens	Entraînement	7

Exercice 1

Préparer une solution de vitamine C et mesurer son taux d'avancement

Un comprimé de vitamine C contient de l'acide ascorbique $\mathrm{C_6H_8O_6}$ et des excipients solubles sans propriété acide. On le dissout entièrement dans l'eau distillée pour obtenir une solution de volume $V = 250{,}0\,\mathrm{mL}$.

Document. Données sur le comprimé et le matériel.

Donnée	Valeur
masse d'acide ascorbique	$m = 0{,}500\,\mathrm{g}$
masse molaire	$M = 176{,}0\,\mathrm{g\cdot mol^{-1}}$
couple	$\mathrm{C_6H_8O_6/C_6H_7O_6^-}$

Matériel : mortier et pilon, entonnoir, fiole jaugée de $250{,}0\,\mathrm{mL}$, pissette d'eau distillée, pH-mètre étalonné.

1.

Calculer la quantité de matière n d'acide ascorbique du comprimé, puis la concentration apportée c de la solution.

INDICE

Outil : $n = \dfrac{m}{M}$, puis $c = \dfrac{n}{V}$ avec V en litres.

CORRIGÉ

Quantité de matière.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0{,}500}{176{,}0}$$
$$n = 2{,}84 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol}$$

Concentration. $V = 0{,}2500\,\mathrm{L}$:

$$c = \frac{n}{V}$$
$$= 1{,}14 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$$

Conclusion. Le comprimé apporte $2{,}84 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol}$ d'acide ascorbique, et la solution a une concentration apportée d'environ $1{,}14 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

2.

Proposer un protocole de préparation de la solution avec le matériel du document.

INDICE

Début : le comprimé doit d'abord être réduit en poudre. **Ensuite :** pense au trait de jauge et à l'homogénéisation.

CORRIGÉ

Dissolution. Broyer le comprimé au mortier. Verser la poudre dans la fiole jaugée avec l'entonnoir, puis rincer mortier et entonnoir à l'eau distillée au-dessus de la fiole.

Volume. Remplir la fiole à moitié, boucher et agiter jusqu'à dissolution complète. Compléter avec la pissette jusqu'au trait de jauge.

Conclusion. On bouche puis on retourne plusieurs fois la fiole : la solution est homogène, de volume connu avec précision.

3.

Écrire l'équation de la réaction de l'acide ascorbique avec l'eau, dresser le tableau d'avancement et donner l'avancement maximal.

INDICE

Outil : l'eau, solvant, est en excès ; tout l'acide du comprimé est dans la fiole.

CORRIGÉ

Équation. Avec l'état de chaque espèce :

$$\mathrm{C_6H_8O_{6(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons C_6H_7O^-_{6(aq)} + H_3O^+_{(aq)}}$$

Tableau d'avancement. Avec $n_0 = n$:

État	Avancement	$\mathrm{C_6H_8O_6}$	$\mathrm{C_6H_7O_6^-}$	$\mathrm{H_3O^+}$
initial	0	n_0	0	0
en cours	x	$n_0 - x$	x	x
final	x_f	$n_0 - x_f$	x_f	x_f

L'eau est en excès.

Conclusion. L'acide ascorbique est le réactif limitant : $x_{\max} = n = 2{,}84 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol}$.

4.

Le pH de la solution, mesuré à l'état final, vaut $3{,}04$. Calculer l'avancement final et le taux d'avancement final, puis conclure.

INDICE

Début : $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-\mathrm{pH}}$ et $x_f = [\mathrm{H_3O^+}]_f \cdot V$. **Ensuite :** $\tau = \dfrac{x_f}{x_{\max}}$.

CORRIGÉ

Avancement final. $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-3{,}04} = 9{,}1 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$, donc

$$\begin{aligned} x_f &= 9{,}1 \times 10^{-4} \\ &\quad \times 0{,}2500 \\ x_f &= 2{,}3 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Taux. Avec la valeur non arrondie de x_f :

$$\begin{aligned} \tau &= \frac{10^{-3{,}04} \times 0{,}2500}{2{,}84 \times 10^{-3}} \\ \tau &= 0{,}080 \end{aligned}$$

Conclusion. τ vaut environ $8{,}0\,\%$: la transformation est limitée et s'écrit avec $\rightleftharpoons$.

Exercice 2

Ion éthanoate, méthylamine et ion hydrogénophosphate face à l'eau

On étudie trois espèces mises en solution dans l'eau : l'ion éthanoate, la méthylamine et l'ion hydrogénophosphate.

Document. Couples acide/base utiles.

Couple	Acide	Base
1	CH_3COOH	CH_3COO^-
2	$CH_3NH_3^+$	CH_3NH_2
3	H_2O	HO^-
4	$H_2PO_4^-$	HPO_4^{2-}
5	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}
6	H_3O^+	H_2O

1.

L'ion éthanoate capte un proton cédé par l'eau. Écrire les deux demi-équations, puis l'équation de cette réaction.

INDICE

Outil : l'eau joue ici le rôle d'acide : utilise le couple 3.

CORRIGÉ

Demi-équations.

$$CH_3COO^- + H^+ \rightleftharpoons CH_3COOH$$

$$H_2O \rightleftharpoons HO^- + H^+$$

Équation.

$$CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$$

Conclusion. L'ion éthanoate, base du couple 1, réagit avec l'eau, acide du couple 3, en formant l'acide éthanoïque et l'ion hydroxyde.

2.

Écrire de même l'équation de la réaction de la méthylamine avec l'eau.

INDICE

Outil : la méthylamine est la base du couple 2 ; l'eau lui cède un proton.

CORRIGÉ

Équation. Après addition des demi-équations des couples 2 et 3 :

$$\mathrm{CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons CH_3NH_{3(aq)}^{+} + HO_{(aq)}^{-}}$$

Conclusion. La méthylamine capte un proton de l'eau et forme l'ion méthylammonium et l'ion hydroxyde.

3.

Montrer que l'eau est un ampholyte, à l'aide du document.

INDICE

Outil : repère dans le tableau toutes les lignes où figure $\mathrm{H_2O}$, et son rôle dans chacune.

CORRIGÉ

Deux rôles. L'eau est l'acide du couple 3, $\mathrm{H_2O/HO^-}$, comme dans les questions 1 et 2. Elle est la base du couple 6, $\mathrm{H_3O^+/H_2O}$, quand elle capte le proton d'un acide.

Conclusion. L'eau appartient à deux couples, acide dans l'un et base dans l'autre : c'est un ampholyte.

4.

Justifier que l'ion hydrogénophosphate est un ampholyte et écrire ses deux demi-équations.

INDICE

Outil : cherche $\mathrm{HPO_4^{2-}}$ dans les colonnes « acide » et « base ».

CORRIGÉ

Rôle de base. Dans le couple 4, il capte un proton :

$$\mathrm{HPO_4^{2-} + H^+ \rightleftharpoons H_2PO_4^-}$$

Rôle d'acide. Dans le couple 5, il cède un proton :

$$\mathrm{HPO_4^{2-} \rightleftharpoons PO_4^{3-} + H^+}$$

Conclusion. L'ion hydrogénophosphate est la base du couple 4 et l'acide du couple 5 : c'est un ampholyte.

5.

L'ion hydrogénophosphate, utilisé comme base, réagit avec l'acide éthanoïque. Écrire l'équation de cette réaction et nommer ses deux couples.

INDICE

Début : l'acide éthanoïque cède un proton (couple 1). **Ensuite :** l'ion hydrogénophosphate le capte (couple 4).

CORRIGÉ

Équation. Le proton cédé par l'acide est capté par la base ; il disparaît de la somme :

$$\begin{aligned}&\mathrm{CH_3COOH_{(aq)}}\\&+\mathrm{HPO_{4(aq)}^{2-}}\\&\rightleftharpoons\mathrm{CH_3COO_{(aq)}^{-}}\\&+\mathrm{H_2PO_{4(aq)}^{-}}\end{aligned}$$

Conclusion. Les deux couples sont $\mathrm{CH_3COOH/CH_3COO^-}$ et $\mathrm{H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}}$; les charges se conservent, -2 de chaque côté.

Exercice 3

Comparer les taux d'avancement de deux acides de même concentration

On prépare deux solutions de même volume $V = 20{,}0\,\mathrm{mL}$ et de même concentration apportée $c = 5{,}0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$: l'une d'acide lactique $\mathrm{C_3H_6O_3}$, l'autre d'acide propanoïque $\mathrm{C_2H_5COOH}$.

Document. pH mesurés à l'état final.

Solution	pH
acide lactique	$3{,}12$
acide propanoïque	$3{,}60$

1.

Calculer la concentration finale en ions oxonium de chaque solution. Laquelle en contient le plus ?

INDICE

Outil : $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-\mathrm{pH}}$; deux décimales du pH, deux chiffres significatifs.

CORRIGÉ

Acide lactique. $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-3{,}12} = 7{,}6 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

Acide propanoïque. $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-3{,}60} = 2{,}5 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

Conclusion. La solution d'acide lactique, de pH plus petit, contient le plus d'ions oxonium à l'état final.

2.

On note HA l'un ou l'autre acide. Écrire l'équation de sa réaction avec l'eau, dresser le tableau d'avancement et calculer $x_{\max}$, commun aux deux solutions.

INDICE

Outil : $n_0 = c\,V$ est le même pour les deux solutions ; l'eau est en excès.

CORRIGÉ

Équation. Avec l'état de chaque espèce :

$$\mathrm{HA_{(aq)}} + \mathrm{H_2O_{(\ell)}} \rightleftharpoons \mathrm{A^-_{(aq)}} + \mathrm{H_3O^+_{(aq)}}$$

Tableau d'avancement. Avec $n_0 = c\,V$:

État	Avancement	HA	$\mathrm{A^-}$	$\mathrm{H_3O^+}$
initial	0	n_0	0	0
en cours	x	$n_0 - x$	x	x
final	x_f	$n_0 - x_f$	x_f	x_f

L'eau, solvant, est en excès.

Avancement maximal. L'acide est limitant :

$$\begin{aligned} x_{\max} &= c\,V \\ &= 5{,}0 \times 10^{-3} \times 0{,}0200 \\ &= 1{,}0 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol} \end{aligned}$$

Conclusion. Les deux solutions ont le même avancement maximal, $1{,}0 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol}$.

3.

Calculer l'avancement final et le taux d'avancement final de chaque réaction.

INDICE

Outil : $x_f = [\mathrm{H_3O^+}]_f \cdot V$, puis $\tau = \dfrac{x_f}{x_{\max}}$.

CORRIGÉ

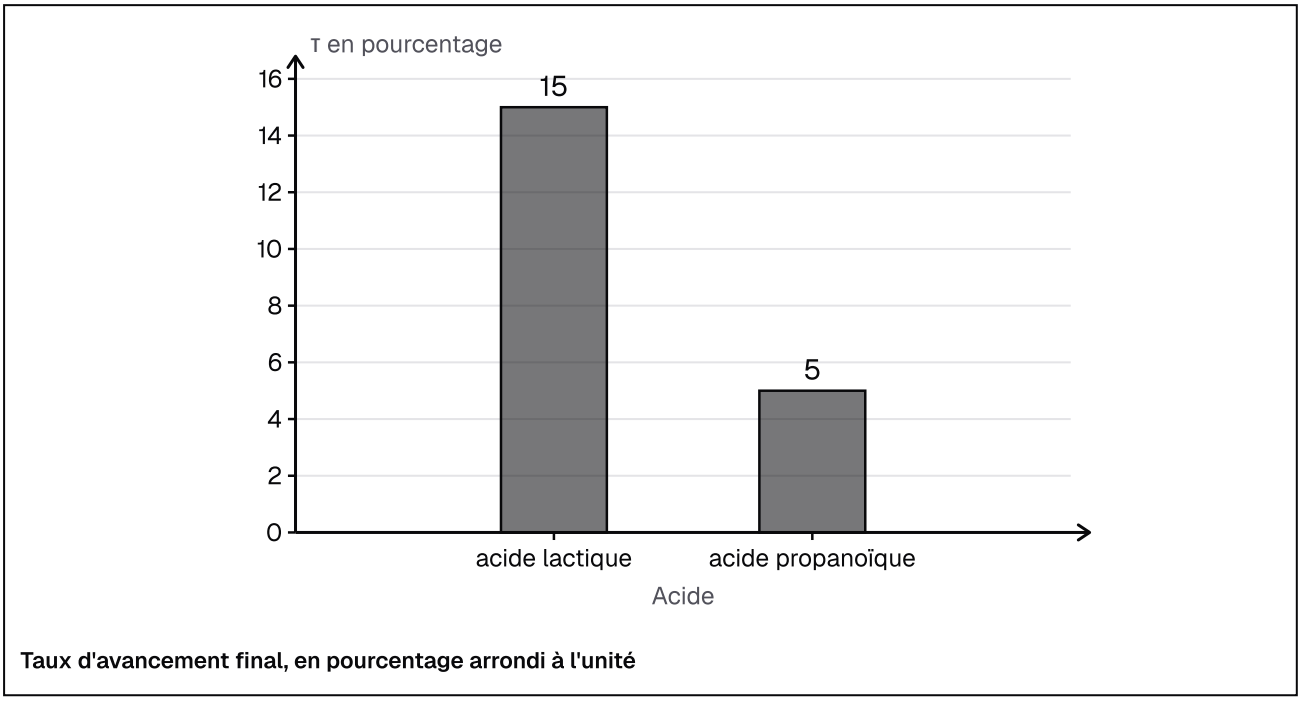
Acide lactique.

$$x_f = 1{,}5 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol}$$
$$\tau = \frac{1{,}5 \times 10^{-5}}{1{,}0 \times 10^{-4}}$$
$$\tau = 0{,}15$$

Acide propanoïque.

$$x_f = 5{,}0 \times 10^{-6}\,\mathrm{mol}$$
$$\tau = \frac{5{,}0 \times 10^{-6}}{1{,}0 \times 10^{-4}}$$
$$\tau = 0{,}050$$

Conclusion. Le taux d'avancement final vaut environ $15\,\%$ pour l'acide lactique et $5{,}0\,\%$ pour l'acide propanoïque.



Taux d'avancement final, en pourcentage arrondi à l'unité

4.

Les deux transformations sont-elles totales ? Que montre la comparaison des deux taux ?

INDICE

Outil : compare chaque taux à 1, puis les deux taux entre eux, à concentration égale.

CORRIGÉ

Caractère limité. Les deux taux sont inférieurs à 1 : les deux transformations sont limitées.

Comparaison. À concentration apportée égale, la réaction de l'acide lactique avec l'eau va environ trois fois plus loin que celle de l'acide propanoïque.

Conclusion. Les deux taux d'avancement finals diffèrent : à la même concentration, deux acides différents réagissent avec l'eau dans des proportions différentes.

Exercice 4

Transformation totale ou limitée : acides nitrique et propanoïque

Deux solutions ont le même volume $V = 60{,}0\,\mathrm{mL}$ et la même concentration apportée $c = 2{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$: la solution $\mathrm{S_N}$ d'acide nitrique $\mathrm{HNO_3}$ et la solution $\mathrm{S_P}$ d'acide propanoïque $\mathrm{C_2H_5COOH}$.

Document. pH mesurés à l'état final : $1{,}70$ pour $\mathrm{S_N}$, $3{,}29$ pour $\mathrm{S_P}$.

1.

Calculer l'avancement maximal de la réaction de chaque acide avec l'eau, à l'aide d'un tableau d'avancement.

INDICE

Outil : les deux acides réagissent avec l'eau selon le même schéma ; note HA l'acide et $n_0 = c\,V$.

CORRIGÉ

Tableau d'avancement. L'acide HA réagit avec l'eau en formant $\mathrm{A^-}$ et des ions oxonium ; la flèche sera choisie à la question 4. Avec $n_0 = c\,V$:

État	Avancement	HA	$\mathrm{A^-}$	$\mathrm{H_3O^+}$
initial	0	n_0	0	0
en cours	x	$n_0 - x$	x	x
final	x_f	$n_0 - x_f$	x_f	x_f

L'eau, solvant, est en excès : l'acide est limitant.

Avancement maximal.

$$\begin{aligned} x_{\max} &= c\,V \\ &= 2{,}0 \times 10^{-2} \times 0{,}0600 \\ &= 1{,}2 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Conclusion. Les deux réactions ont le même avancement maximal, $1{,}2 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol}$.

2.

Montrer que la réaction de l'acide nitrique avec l'eau est totale.

INDICE

Outil : calcule $x_f = 10^{-\mathrm{pH}} \cdot V$ et compare-le à $x_{\max}$.

CORRIGÉ

Avancement final. $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-1{,}70} = 2{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$, donc

$$\begin{aligned} x_f &= 2{,}0 \times 10^{-2} \\ &\quad \times 0{,}0600 \\ x_f &= 1{,}2 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Comparaison. Aux chiffres significatifs près, $x_f = x_{\max}$.

Conclusion. La réaction de l'acide nitrique avec l'eau est totale : $\tau = 1$.

3.

Calculer l'avancement final et le taux d'avancement final de la réaction de l'acide propanoïque avec l'eau.

INDICE

Outil : même méthode qu'à la question 2, puis $\tau = \dfrac{x_f}{x_{\max}}$.

CORRIGÉ

Avancement final. $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-3{,}29} = 5{,}1 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$, donc

$$\begin{aligned} x_f &= 5{,}1 \times 10^{-4} \\ &\quad \times 0{,}0600 \\ x_f &= 3{,}1 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Taux.

$$\begin{aligned} \tau &= \frac{3{,}1 \times 10^{-5}}{1{,}2 \times 10^{-3}} \\ \tau &= 0{,}026 \end{aligned}$$

Conclusion. $x_f < x_{\max}$ et $\tau = 2{,}6\,\%$: la transformation de l'acide propanoïque est limitée.

4.

Écrire l'équation de chaque réaction avec la flèche qui convient.

INDICE

Outil : flèche simple $\longrightarrow$ pour une transformation totale, symbole $\rightleftharpoons$ pour une transformation limitée.

CORRIGÉ

Acide nitrique.

$$\mathrm{HNO_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow NO_{3(aq)}^{-} + H_3O_{(aq)}^{+}}$$

Acide propanoïque.

$$\mathrm{C_2H_5COOH_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons C_2H_5COO_{(aq)}^{-} + H_3O_{(aq)}^{+}}$$

Conclusion. Seule la seconde transformation a lieu dans les deux sens.

Exercice 5

Précision d'une mesure de pH et encadrement du taux d'avancement

Une solution d'acide ascorbique $\mathrm{C_6H_8O_6}$ a une concentration apportée $c = 6{,}0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$. Un pH-mètre étalonné affiche $3{,}19$ à l'état final.

Document. Notice de l'appareil.

Caractéristique	Valeur
affichage	deux décimales
précision de la mesure	$\pm\,0{,}05$ unité de pH

1.

Calculer la concentration finale en ions oxonium correspondant à la valeur affichée.

INDICE

Outil : $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-\mathrm{pH}}$.

CORRIGÉ

Calcul.

$$\begin{aligned}[\mathrm{H_3O^+}]_f &= 10^{-3{,}19}\\ &= 6{,}5 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}\end{aligned}$$

Conclusion. La valeur affichée correspond à environ $6{,}5 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ d'ions oxonium.

2.

D'après la notice, le pH vrai est compris entre deux valeurs. Les donner, puis encadrer $[\mathrm{H_3O^+}]_f$.

INDICE

Point délicat : le plus petit pH donne la plus grande concentration.

CORRIGÉ

Encadrement du pH. $3{,}14 \le \mathrm{pH} \le 3{,}24$.

Bornes de la concentration. $10^{-3{,}24} = 5{,}8 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ et $10^{-3{,}14} = 7{,}2 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

Conclusion. $[\mathrm{H_3O^+}]_f$ est comprise entre $5{,}8 \times 10^{-4}$ et $7{,}2 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

3.

Écrire l'équation de la réaction de l'acide avec l'eau et le tableau d'avancement pour un volume V, puis montrer que $\tau = \dfrac{[\mathrm{H_3O^+}]_f}{c}$. En déduire un encadrement de τ.

INDICE

Début : exprime $x_{\max}$ et x_f en fonction de c, V et $[\mathrm{H_3O^+}]_f$. **Ensuite :** le volume se simplifie.

CORRIGÉ

Équation. Avec l'état de chaque espèce :

$$\mathrm{C_6H_8O_{6(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons C_6H_7O^-_{6(aq)} + H_3O^+_{(aq)}}$$

Tableau. Avec $n_0 = c\,V$, l'eau étant en excès :

État	Avancement	$\mathrm{C_6H_8O_6}$	$\mathrm{C_6H_7O_6^-}$	$\mathrm{H_3O^+}$
initial	0	n_0	0	0
en cours	x	$n_0 - x$	x	x
final	x_f	$n_0 - x_f$	x_f	x_f

Relation. L'acide est limitant, $x_{\max} = c\,V$, et $x_f = [\mathrm{H_3O^+}]_f \cdot V$:

$$\tau = \frac{[\mathrm{H_3O^+}]_f \cdot V}{c\,V}$$

Le volume se simplifie, d'où la relation demandée.

Encadrement. $\dfrac{10^{-3{,}24}}{6{,}0\times10^{-3}} = 0{,}096$ et $\dfrac{10^{-3{,}14}}{6{,}0\times10^{-3}} = 0{,}12$.

Conclusion. $0{,}096 \le \tau \le 0{,}12$, autour de la valeur centrale $\tau = 0{,}11$: la transformation est limitée.

4.

Proposer deux précautions qui rendent cette mesure de pH plus fiable.

INDICE

Outil : pense au réglage de l'appareil, à la sonde et au moment de la lecture.

CORRIGÉ

Réglage. Étalonner le pH-mètre juste avant la mesure, avec des solutions étalons à la même température que la solution.

Lecture. Rincer et essuyer la sonde, agiter doucement, puis attendre un affichage stable avant de lire.

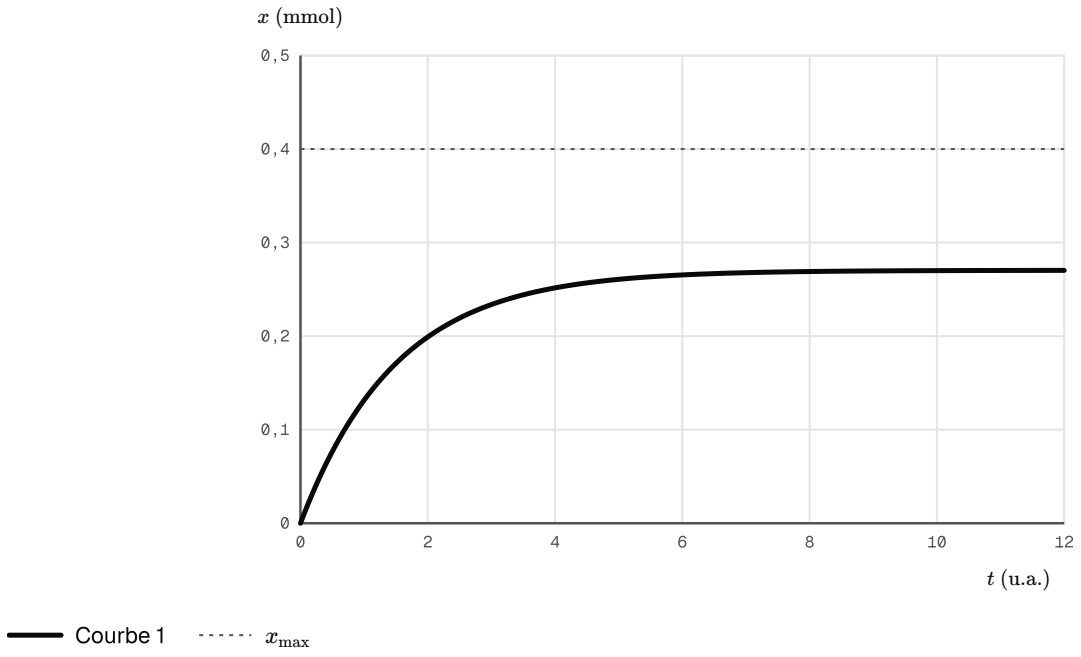
Conclusion. Un étalonnage récent et une lecture stabilisée réduisent l'écart entre la valeur affichée et le pH vrai.

Exercice 6

Lire l'avancement final sur une courbe d'avancement

On introduit de l'acide chloroéthanoïque $\mathrm{ClCH_2COOH}$ dans l'eau : la solution obtenue a un volume $V = 400{,}0\,\mathrm{mL}$ et une concentration apportée $c = 1{,}0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. Un logiciel de simulation donne l'allure de l'avancement x de sa réaction avec l'eau au cours du temps, en unités arbitraires.

Document. Avancement x, en millimoles, en fonction du temps ; la droite en pointillés marque l'avancement maximal.



Avancement au cours du temps : modèle d'allure

1.

Lire sur le document la valeur de l'avancement final x_f.

INDICE

Outil : l'avancement final est la valeur du palier, quand x ne varie plus.

CORRIGÉ

Lecture. Au-delà d'environ 8 unités de temps, la courbe forme un palier. Par lecture graphique, $x_f \approx 0{,}27\,\mathrm{mmol}$.

Conclusion. L'avancement final vaut environ $0{,}27\,\mathrm{mmol}$; c'est une valeur approchée.

2.

Donner l'équation de la réaction avec l'eau, puis établir le tableau d'avancement pour obtenir $x_{\max}$. La transformation est-elle totale ?

INDICE

Outil : l'acide est le réactif limitant ; $1\,\text{mmol} = 10^{-3}\,\text{mol}$.

CORRIGÉ

Équation. Avec l'état de chaque espèce :

$$\begin{aligned}&\mathrm{ClCH_2COOH_{(aq)}}\\&+\mathrm{H_2O_{(\ell)}}\\&\rightleftharpoons \mathrm{ClCH_2COO^-_{(aq)}}\\&+\mathrm{H_3O^+_{(aq)}}\end{aligned}$$

Tableau d'avancement. Avec $n_0 = c\,V$, l'eau étant en excès :

État	Avancement	$\mathrm{ClCH_2COOH}$	$\mathrm{ClCH_2COO^-}$	$\mathrm{H_3O^+}$
initial	0	n_0	0	0
en cours	x	$n_0 - x$	x	x
final	x_f	$n_0 - x_f$	x_f	x_f

Avancement maximal.

$$\begin{aligned}x_{\max} &= c\,V\\&= 1{,}0\times10^{-3}\times 0{,}4000\\&= 4{,}0\times10^{-4}\,\text{mol}\end{aligned}$$

Conclusion. $x_{\max} = 0{,}40\,\text{mmol}$, nettement plus grand que x_f : la transformation est limitée.

3.

Calculer le taux d'avancement final.

INDICE

Outil : $\tau = \dfrac{x_f}{x_{\max}}$, les deux avancements dans la même unité.

CORRIGÉ

Calcul.

$$\begin{aligned}\tau &= \frac{0{,}27\,\text{mmol}}{0{,}40\,\text{mmol}}\\\tau &\approx 0{,}68\end{aligned}$$

Conclusion. Le taux d'avancement final vaut environ $68\,\%$.

4.

Le pH mesuré de la solution à l'état final vaut $3{,}17$. Vérifier la lecture de la question 1.

INDICE

Outil : d'après le tableau, $x_f = [\mathrm{H_3O^+}]_f \cdot V$.

CORRIGÉ

Calcul. $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-3{,}17} = 6{,}8 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$, donc

$$\begin{aligned} x_f &= 6{,}8 \times 10^{-4} \\ &\quad \times 0{,}4000 \\ x_f &= 2{,}7 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Conclusion. Soit environ $0{,}27\,\mathrm{mmol}$: la mesure de pH confirme la lecture graphique.

5.

Décrire l'état du système sur le palier, à l'échelle macroscopique puis microscopique.

INDICE

Outil : sur le palier, x ne varie plus ; pense aux deux sens de la réaction.

CORRIGÉ

Macroscopique. L'avancement reste égal à x_f : les quantités de matière de l'acide, de l'ion chloroéthanoate et des ions oxonium sont constantes.

Microscopique. La réaction a toujours lieu dans les deux sens ; par unité de temps, autant de molécules d'acide réagissent qu'il s'en reforme.

Conclusion. Sur le palier, le système est dans un état d'équilibre dynamique.

Exercice 7

Solution d'acide chloroéthanoïque : préparation, pH et comparaison

On veut préparer une solution d'acide chloroéthanoïque $\mathrm{ClCH_2COOH}$ en dissolvant une masse $m = 0{,}756\,\mathrm{g}$ d'acide solide dans l'eau distillée, pour un volume final $V = 500{,}0\,\mathrm{mL}$. On donne $M(\mathrm{ClCH_2COOH}) = 94{,}5\,\mathrm{g\cdot mol^{-1}}$.

Document. Verrerie disponible.

Verrerie	Volume
bécher gradué	$500\,\mathrm{mL}$ à $\pm\,30\,\mathrm{mL}$ près
éprouvette graduée	$500\,\mathrm{mL}$ à $\pm\,5\,\mathrm{mL}$ près
fiole jaugée	$500{,}0\,\mathrm{mL}$ à $\pm\,0{,}3\,\mathrm{mL}$ près

1.

Choisir, dans le document, la verrerie qui convient pour obtenir le volume final. Justifier.

INDICE

Outil : la concentration n'est connue que si le volume l'est avec précision.

CORRIGÉ

Comparaison. La fiole jaugée donne le volume à $0{,}3\,\mathrm{mL}$ près, contre $5\,\mathrm{mL}$ pour l'éprouvette et $30\,\mathrm{mL}$ pour le bécher.

Conclusion. On choisit la fiole jaugée : c'est la seule verrerie qui fixe le volume, donc la concentration, avec précision.

2.

Calculer la concentration apportée c de la solution.

INDICE

Outil : $n = \dfrac{m}{M}$ puis $c = \dfrac{n}{V}$, avec V en litres.

CORRIGÉ

Quantité de matière. $n = \dfrac{0{,}756}{94{,}5} = 8{,}00\times10^{-3}\,\mathrm{mol}$.

Concentration.

$$c = \frac{8{,}00\times10^{-3}}{0{,}5000} = 1{,}60\times10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$$

Conclusion. La solution a une concentration apportée de $1{,}60\times10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

3.

Le pH mesuré à l'état final vaut $2{,}39$. Écrire l'équation de la réaction avec l'eau, dresser le tableau d'avancement, puis calculer x_f et τ.

INDICE

Début : l'acide est limitant, $x_{\max} = n$. **Ensuite :** $x_f = 10^{-\mathrm{pH}} \cdot V$, puis $\tau = \dfrac{x_f}{x_{\max}}$.

CORRIGÉ

Équation. Avec l'état de chaque espèce :

$$\begin{aligned}&\mathrm{ClCH_2COOH_{(aq)}}\\&+\mathrm{H_2O_{(\ell)}}\\&\rightleftharpoons \mathrm{ClCH_2COO^-_{(aq)}}\\&+\mathrm{H_3O^+_{(aq)}}\end{aligned}$$

Tableau d'avancement. Avec $n_0 = n$, l'eau étant en excès :

État	Avancement	$\mathrm{ClCH_2COOH}$	$\mathrm{ClCH_2COO^-}$	$\mathrm{H_3O^+}$
initial	0	n_0	0	0
en cours	x	$n_0 - x$	x	x
final	x_f	$n_0 - x_f$	x_f	x_f

Avancements. $x_{\max} = n = 8{,}00 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol}$; $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-2{,}39}$, d'où, sans arrondi intermédiaire :

$$\begin{aligned}x_f &= 10^{-2{,}39}\\&\quad \times 0{,}5000\\x_f &= 2{,}0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol}\end{aligned}$$

Taux. $\tau = \dfrac{2{,}0 \times 10^{-3}}{8{,}00 \times 10^{-3}} = 0{,}25$.

Conclusion. $\tau = 25\,\%$: la transformation est limitée.

4.

Une solution d'acide nitrique de même concentration a un pH de $1{,}80$. Calculer son taux d'avancement final et comparer les deux acides.

INDICE

Outil : pour un acide avec l'eau, $\tau = \dfrac{10^{-\mathrm{pH}}}{c}$.

CORRIGÉ

Acide nitrique. $10^{-1{,}80} = 1{,}6 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$, égal à c aux chiffres significatifs près, donc $\tau = 1$.

Comparaison. À concentration égale, l'acide nitrique réagit totalement avec l'eau ; l'acide chloroéthanoïque ne réagit qu'en partie, avec $\tau = 0{,}25$.

Conclusion. Le pH plus élevé de la solution d'acide chloroéthanoïque traduit une transformation limitée, celui de la solution d'acide nitrique une transformation totale.