BURHAN

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

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

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

Chapitre	Palier	Exercices
Transformations chimiques qui ont lieu dans les deux sens	Niveau examen	5

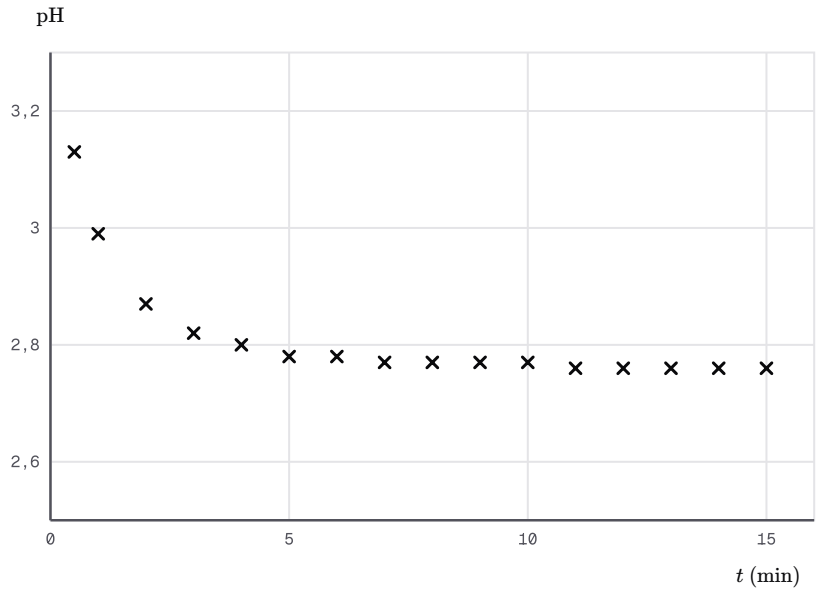
Exercice 1 6 pts

Dissolution d'un comprimé d'aspirine suivie au pH-mètre

L'aspirine est le nom courant de l'acide acétylsalicylique, de formule $\mathrm{C_9H_8O_4}$. On place un comprimé contenant $m = 0{,}300\ \mathrm{g}$ d'acide acétylsalicylique dans $V = 150{,}0\ \mathrm{mL}$ d'eau distillée, sous agitation. Une sonde de pH-mètre étalonné plonge dans la solution dès l'instant initial.

On donne $M(\mathrm{C_9H_8O_4}) = 180{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$ et le couple $\mathrm{C_9H_8O_4/C_9H_7O_4^-}$. Le volume reste égal à V ; les excipients n'ont aucune propriété acide.

Document. pH mesuré au cours de la dissolution.



× Points de mesure

pH mesuré pendant la dissolution du comprimé

A.1. 1 pts

Partie A : du suivi du pH au taux d'avancement final.

Décrire l'évolution du pH, puis lire sur le document le pH de l'état final. Pourquoi le pH diminue-t-il au début ?

INDICE

Outil : l'état final est atteint quand le pH ne varie plus ; lis la valeur du palier.

CORRIGÉ

Évolution. Le pH diminue vite pendant les premières minutes, puis plus lentement ; à partir d'environ $10\,\text{min}$, les mesures restent sur un palier.

Lecture. Par lecture graphique, le pH final vaut environ $2{,}76$.

Interprétation. Pendant la dissolution, de plus en plus d'acide passe en solution et réagit avec l'eau : la quantité d'ions oxonium augmente.

Conclusion. Le pH baisse tant que le comprimé se dissout, puis se stabilise vers $2{,}76$ quand le système n'évolue plus.

A.2. 0,5 pts

Calculer la quantité de matière n d'acide acétylsalicylique apportée, puis sa concentration apportée c.

INDICE

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

CORRIGÉ

Quantité de matière.

$$n = \frac{0{,}300}{180{,}0}$$
$$n = 1{,}67 \times 10^{-3}\,\text{mol}$$

Concentration.

$$c = \frac{1{,}67 \times 10^{-3}}{0{,}1500}$$
$$= 1{,}11 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Conclusion. Le comprimé apporte $1{,}67 \times 10^{-3}\,\text{mol}$ d'acide, soit $c = 1{,}11 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

A.3. 1 pts

Écrire l'équation de la réaction de l'acide acétylsalicylique avec l'eau. Dresser le tableau d'avancement et en déduire l'avancement maximal.

INDICE

Outil : l'eau est le solvant ; nomme le réactif limitant.

CORRIGÉ

Équation. Avec l'état de chaque espèce :

$$\mathrm{C_9H_8O_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons C_9H_7O^-_{4(aq)} + H_3O^+_{(aq)}}$$

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

État	Avancement	$\mathrm{C_9H_8O_4}$	$\mathrm{C_9H_7O_4^-}$	$\mathrm{H_3O^+}$
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.

Conclusion. L'acide acétylsalicylique est le réactif limitant : $x_{\max} = n = 1{,}67 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol}$.

A.4. 1 pts

Montrer que l'avancement final vaut environ $2{,}6 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol}$.

INDICE

Début : dans le tableau, la quantité finale d'ions oxonium est x_f. **Ensuite :** passe par $[\mathrm{H_3O^+}]_f$.

CORRIGÉ

Concentration finale. $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-2{,}76} = 1{,}7 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

Avancement final. $n_f(\mathrm{H_3O^+}) = x_f = [\mathrm{H_3O^+}]_f \cdot V$:

$$x_f = 10^{-2{,}76} \times 0{,}1500$$
$$x_f = 2{,}6 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol}$$

Conclusion. L'avancement final vaut bien environ $2{,}6 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol}$.

A.5. 0,75 pts

Calculer le taux d'avancement final. La transformation est-elle totale ?

INDICE

Outil : $\tau = \dfrac{x_f}{x_{\max}}$, à comparer à 1.

CORRIGÉ

Taux.

$$\tau = \frac{2{,}6 \times 10^{-4}}{1{,}67 \times 10^{-3}}$$
$$\tau = 0{,}16$$

Conclusion. $\tau = 16\,\%$, inférieur à 1 : la transformation est limitée, une petite partie de l'acide a réagi avec l'eau.

B.1. 0,75 pts

Partie B : couples et état final. On note HA l'acide acétylsalicylique et $\mathrm{A^-}$ sa base conjuguée.

Écrire l'équation de la réaction de HA avec l'eau, puis nommer les deux couples qui interviennent et le rôle de l'eau.

INDICE

Outil : l'eau capte le proton cédé par l'acide.

CORRIGÉ

Équation. Avec l'état de chaque espèce :

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

Couples. $\mathrm{HA/A^-}$ pour l'acide acétylsalicylique et $\mathrm{H_3O^+/H_2O}$ pour l'eau.

Conclusion. L'eau capte un proton : elle joue le rôle de base du couple $\mathrm{H_3O^+/H_2O}$.

B.2. 0,5 pts

Après la dissolution, le pH reste constant pendant une heure. Décrire l'état du système à l'échelle macroscopique.

INDICE

Outil : relie la constance du pH à celle des quantités de matière.

CORRIGÉ

Mesure. Un pH constant traduit une quantité d'ions oxonium constante dans un volume constant.

Composition. Les quantités de HA, de $\mathrm{A^-}$ et d'ions oxonium ne varient plus.

Conclusion. Le système a atteint un état d'équilibre : sa composition n'évolue plus à notre échelle.

B.3. 0,5 pts

Un élève écrit sur son compte rendu : « À l'état final, la réaction est arrêtée. » Discuter cette phrase à l'échelle microscopique.

INDICE

Outil : le modèle des chocs efficaces s'applique aux réactifs et aux produits.

CORRIGÉ

Sens direct. Des chocs efficaces entre HA et $\mathrm{H_2O}$ continuent de former $\mathrm{A^-}$ et $\mathrm{H_3O^+}$.

Sens inverse. Des chocs efficaces entre $\mathrm{A^-}$ et $\mathrm{H_3O^+}$ reforment HA et $\mathrm{H_2O}$, aussi nombreux par unité de temps.

Conclusion. La phrase est fausse : la réaction continue dans les deux sens et ses effets se compensent ; l'équilibre est dynamique.

Exercice 2 6 pts

Vinaigre dilué : protocole de mesure et taux d'avancement final

Un vinaigre d'alcool contient de l'acide éthanoïque $\mathrm{CH_3COOH}$ à la concentration $c_0 = 0{,}90\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$. Trop concentré pour être étudié tel quel, il est d'abord dilué 20 fois : on obtient une solution S.

Document. Verrerie jaugée et solutions étalons disponibles.

Matériel	Capacités ou valeurs
pipettes jaugées	$2{,}0\,\mathrm{mL}$; $10{,}0\,\mathrm{mL}$
fioles jaugées	$200{,}0\,\mathrm{mL}$; $1{,}000\,\mathrm{L}$
solutions étalons	pH $4{,}01$; pH $6{,}86$
autre verrerie	béchers, pipeteur, pissette d'eau distillée
mesure du pH	pH-mètre avec sa sonde, agitateur magnétique

A.1. 0,5 pts

Partie A : préparer la solution et mesurer son pH.

Calculer la concentration apportée c en acide éthanoïque de la solution S.

INDICE

Outil : diluer k fois divise la concentration par k.

CORRIGÉ

Calcul.

$$c = \frac{c_0}{20} = 4{,}5 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$$

Conclusion. La solution S a une concentration apportée de $4{,}5 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

A.2. 1 pts

Choisir la pipette et la fiole du document qui réalisent cette dilution, puis proposer le protocole de préparation de S.

INDICE

Outil : le facteur de dilution est le quotient du volume de la fiole par celui de la pipette.

CORRIGÉ

Choix. $\dfrac{200{,}0}{10{,}0} = 20$: la pipette jaugée de $10{,}0\,\mathrm{mL}$ et la fiole jaugée de $200{,}0\,\mathrm{mL}$ conviennent.

Protocole. Verser un peu de vinaigre dans un bécher. Prélever $10{,}0\,\mathrm{mL}$ avec la pipette jaugée et le pipeteur, puis les verser dans la fiole. Ajouter de l'eau distillée jusqu'aux deux tiers et agiter.

Conclusion. On complète jusqu'au trait de jauge, on bouche et on retourne la fiole plusieurs fois pour homogénéiser S.

A.3. 0,75 pts

Décrire le montage et les étapes de la mesure du pH de S.

INDICE

Début : avant de mesurer, l'appareil doit être réglé. **Point délicat :** la sonde passe d'une solution à l'autre.

CORRIGÉ

Réglage. Étalonner le pH-mètre avec les solutions de pH $4{,}01$ et $6{,}86$, en rinçant la sonde entre les deux.

Montage. Verser S dans un bécher posé sur l'agitateur magnétique ; y plonger la sonde rincée et essuyée, sans qu'elle touche le barreau aimanté.

Conclusion. On agite doucement et on lit le pH quand l'affichage est stable, puis on rince la sonde.

A.4. 0,5 pts

Le pH-mètre affiche $3{,}06$. Calculer la concentration finale en ions oxonium de S.

INDICE

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

CORRIGÉ

Calcul.

$$\begin{aligned}[\mathrm{H_3O^+}]_f &= 10^{-3{,}06} \\ &= 8{,}7 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}\end{aligned}$$

Conclusion. La solution S contient environ $8{,}7 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ d'ions oxonium à l'état final.

B.1. 0,5 pts

Partie B : établir l'expression du taux d'avancement final. Un volume V de solution d'acide éthanoïque, de concentration apportée c, a un pH mesuré à l'état final. On admet que les ions oxonium proviennent seulement de la réaction de l'acide avec l'eau.

Écrire l'équation de cette réaction.

INDICE

Outil : l'acide éthanoïque cède un proton à l'eau ; couples $\mathrm{CH_3COOH/CH_3COO^-}$ et $\mathrm{H_3O^+/H_2O}$.

CORRIGÉ

Équation. Avec l'état de chaque espèce :

$$\begin{aligned}&\mathrm{CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}} \\ &\rightleftharpoons \mathrm{CH_3COO^-_{(aq)}} \\ &+ \mathrm{H_3O^+_{(aq)}}\end{aligned}$$

Conclusion. L'acide éthanoïque cède un proton à l'eau, qui joue le rôle de base.

B.2. 0,75 pts

Dresser le tableau d'avancement et exprimer l'avancement maximal en fonction de c et V.

INDICE

Outil : l'eau, solvant, ne peut pas être limitante.

CORRIGÉ

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

État	Avancement	$\mathrm{CH_3COOH}$	$\mathrm{CH_3COO^-}$	$\mathrm{H_3O^+}$
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.

Avancement maximal. L'acide est limitant : $n_0 - x_{\max} = 0$.

Conclusion. $x_{\max} = c\,V$.

B.3. 1 pts

Montrer que le taux d'avancement final s'écrit

$$\tau = \frac{10^{-\mathrm{pH}}}{c}$$

INDICE

Début : exprime x_f à l'aide de la quantité finale d'ions oxonium. **Ensuite :** utilise la définition du pH, puis celle de τ.

CORRIGÉ

Avancement final. D'après le tableau, $n_f(\mathrm{H_3O^+}) = x_f$, donc $x_f = [\mathrm{H_3O^+}]_f \cdot V$.

Définition du pH. $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-\mathrm{pH}}$, d'où $x_f = 10^{-\mathrm{pH}} \cdot V$.

Taux. Par définition :

$$\begin{aligned}\tau &= \frac{x_f}{x_{\max}} \\ &= \frac{10^{-\mathrm{pH}} \cdot V}{c\,V}\end{aligned}$$

Conclusion. Le volume se simplifie : $\tau = \dfrac{10^{-\mathrm{pH}}}{c}$, avec c en $\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

B.4. 0,5 pts

Calculer τ pour une solution d'acide éthanoïque de concentration apportée $c = 4{,}5 \times 10^{-2}\,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et de pH $3{,}06$.

INDICE

Outil : applique la relation de la question B.3.

CORRIGÉ

Application numérique.

$$\tau = \frac{10^{-3{,}06}}{4{,}5 \times 10^{-2}}$$
$$\tau = 1{,}9 \times 10^{-2}$$

Conclusion. Le taux d'avancement final vaut environ $1{,}9\,\%$.

B.5. 0,5 pts

Interpréter ce résultat : quelle part des molécules d'acide a réagi ? Quel symbole faut-il utiliser dans l'équation ?

INDICE

Outil : traduis τ en nombre de molécules pour cent molécules apportées.

CORRIGÉ

Interprétation. Sur cent molécules d'acide éthanoïque apportées, environ deux seulement ont cédé un proton à l'eau.

Symbole. $\tau < 1$: la transformation est limitée et a lieu dans les deux sens.

Conclusion. L'équation s'écrit avec le symbole $\rightleftharpoons$; à l'état final, l'acide reste très majoritaire.

Exercice 3 6 pts

Acide lactique du lait : couples, réactions et taux d'avancement

Quand le lait vieillit, des bactéries transforment une partie du lactose en acide lactique $\mathrm{C_3H_6O_3}$, de couple $\mathrm{C_3H_6O_3/C_3H_5O_3^-}$. Le lait contient aussi des ions hydrogénophosphate $\mathrm{HPO_4^{2-}}$, base du couple $\mathrm{H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}}$.

Document. Trois binômes mesurent, avec trois pH-mètres étalonnés, le pH d'une même solution aqueuse d'acide lactique pur, de concentration apportée $c = 1{,}5 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ et de volume $V = 50{,}0\,\mathrm{mL}$.

Binôme	pH mesuré
1	2,85
2	2,87
3	2,86

A.1. 0,5 pts

Partie A : l'acide lactique selon Brønsted.

Rappeler la définition d'un acide selon Brønsted. Quel proton l'acide lactique peut-il céder ?

INDICE

Outil : compare les formules de l'acide lactique et de l'ion lactate.

CORRIGÉ

Définition. Selon Brønsted, un acide est une espèce qui peut céder au moins un proton $\mathrm{H^+}$.

Acide lactique. L'ion lactate $\mathrm{C_3H_5O_3^-}$ a un atome d'hydrogène de moins et une charge négative : l'acide lactique lui a cédé un proton.

Conclusion. L'acide lactique est un acide de Brønsted, qui peut céder un proton et devenir l'ion lactate.

A.2. 0,5 pts

Écrire la demi-équation acido-basique du couple de l'acide lactique.

INDICE

Outil : le proton s'écrit du côté de la base.

CORRIGÉ

Demi-équation.

$$\mathrm{C_3H_6O_3} \rightleftharpoons \mathrm{C_3H_5O_3^- + H^+}$$

Conclusion. L'acide lactique et l'ion lactate forment le couple $\mathrm{C_3H_6O_3/C_3H_5O_3^-}$.

A.3. 0,75 pts

Quand l'acide lactique se dissout dans l'eau, il réagit avec elle. Donner l'équation de cette réaction et nommer ses deux couples.

INDICE

Outil : additionne la demi-équation de l'acide lactique et celle de l'eau, qui capte le proton.

CORRIGÉ

Équation. Avec l'état de chaque espèce :

$$\mathrm{C_3H_6O_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons C_3H_5O_{3(aq)}^- + H_3O_{(aq)}^+}$$

Conclusion. Les deux couples sont $\mathrm{C_3H_6O_3/C_3H_5O_3^-}$ et $\mathrm{H_3O^+/H_2O}$.

A.4. 1 pts

L'acide lactique réagit aussi avec les ions hydrogénophosphate du lait. Écrire l'équation de cette réaction, à partir des deux demi-équations, et vérifier la conservation des charges.

INDICE

Début : l'acide lactique cède un proton, l'ion hydrogénophosphate le capte. **Ensuite :** additionne puis compte les charges.

CORRIGÉ

Demi-équations.

$$\mathrm{C_3H_6O_3 \rightleftharpoons C_3H_5O_3^- + H^+}$$

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

Équation.

$$\mathrm{C_3H_6O_{3(aq)} + HPO_{4(aq)}^{2-} \rightleftharpoons C_3H_5O_{3(aq)}^- + H_2PO_{4(aq)}^-}$$

Charges. À gauche, $0 + (-2) = -2$; à droite, $(-1) + (-1) = -2$.

Conclusion. L'équation est équilibrée : le proton passe de l'acide lactique à l'ion hydrogénophosphate.

B.1. 0,5 pts

Partie B : taux d'avancement final dans la solution du document.

Quelle valeur du pH retenir pour la suite ? Justifier.

INDICE

Outil : trois mesures d'une même grandeur se résument par leur moyenne.

CORRIGÉ

Moyenne. $\dfrac{2{,}85 + 2{,}87 + 2{,}86}{3} = 2{,}86$.

Dispersion. Les trois valeurs ne s'écartent de la moyenne que de $0{,}01$ au plus : les mesures sont cohérentes.

Conclusion. On retient $\mathrm{pH} = 2{,}86$, moyenne des trois mesures.

B.2. 0,75 pts

Dresser le tableau d'avancement de la réaction de l'acide lactique avec l'eau et calculer $x_{\max}$.

INDICE

Outil : $n_0 = c\,V$, avec V en litres ; l'eau est en excès.

CORRIGÉ

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

État	Avancement	$\mathrm{C_3H_6O_3}$	$\mathrm{C_3H_5O_3^-}$	$\mathrm{H_3O^+}$
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.

$$\begin{aligned} x_{\max} &= c\,V \\ &= 1{,}5 \times 10^{-2} \times 0{,}0500 \\ &= 7{,}5 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol} \end{aligned}$$

Conclusion. L'avancement maximal vaut $7{,}5 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol}$.

B.3. 0,75 pts

Calculer l'avancement final x_f.

INDICE

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

CORRIGÉ

Calcul. $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-2{,}86} = 1{,}4 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$, donc

$$x_f = 10^{-2{,}86} \times 0{,}0500$$
$$x_f = 6{,}9 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol}$$

Conclusion. L'avancement final vaut environ $6{,}9 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol}$.

B.4. 0,75 pts

Montrer que le taux d'avancement final vaut environ $9\,\%$.

INDICE

Outil : $\tau = \dfrac{x_f}{x_{\max}}$, puis multiplie par 100.

CORRIGÉ

Calcul.

$$\tau = \frac{6{,}9 \times 10^{-5}}{7{,}5 \times 10^{-4}}$$
$$\tau = 0{,}092$$

Conclusion. Le taux d'avancement final vaut environ $9\,\%$.

B.5. 0,5 pts

La transformation est-elle totale ? Que reste-t-il majoritairement dans la solution à l'état final ?

INDICE

Outil : compare τ à 1, puis x_f à $x_{\max}$ dans le tableau.

CORRIGÉ

Caractère limité. $\tau < 1$: la transformation est limitée.

Composition. Il reste $n_0 - x_f$, soit plus de $90\,\%$ de l'acide apporté, sous forme de molécules d'acide lactique.

Conclusion. À l'état final, l'acide lactique reste très majoritaire devant l'ion lactate et l'ion oxonium.

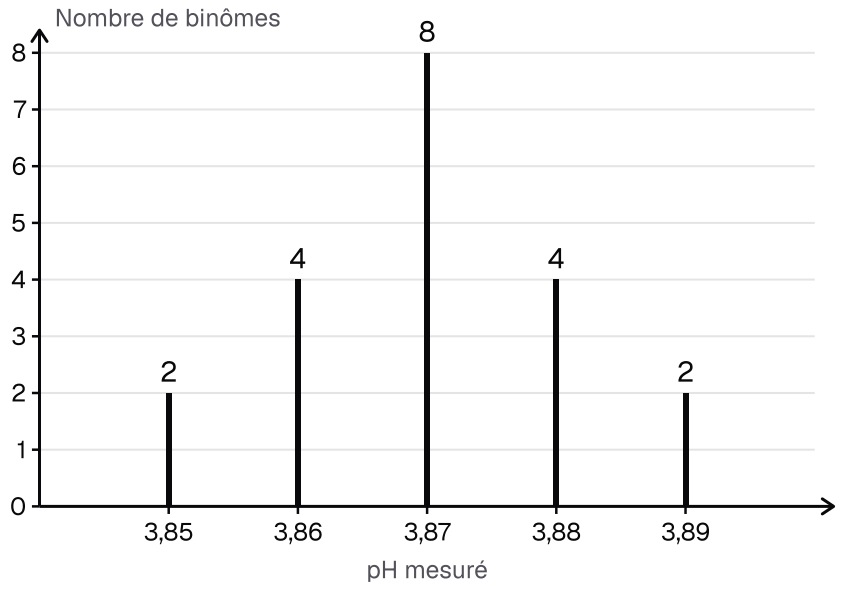
Exercice 4 6 pts

Eau gazeuse : taux d'avancement du dioxyde de carbone dissous et équilibre

On gazéifie de l'eau distillée avec du dioxyde de carbone, puis on la conditionne dans des canettes fermées de volume $V = 330\,\text{mL}$. Le dioxyde de carbone dissous, noté CO_2, H_2O, est l'acide du couple $CO_2, H_2O/HCO_3^-$.

Sa concentration en masse vaut $1{,}76\,\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$; $M(CO_2) = 44{,}0\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Document. Vingt binômes mesurent le pH de canettes identiques fraîchement ouvertes, avec des pH-mètres étalonnés ; le diagramme donne le nombre de binômes pour chaque valeur lue.



pH lus par vingt binômes sur des canettes identiques

A.1. 1 pts

Partie A : taux d'avancement final du dioxyde de carbone dissous.

Calculer la moyenne des pH mesurés par les vingt binômes, arrondie au centième. Commenter la dispersion des mesures.

INDICE

Outil : moyenne pondérée : chaque valeur compte autant de fois que de binômes l'ont lue.

CORRIGÉ

Somme. Chaque valeur compte autant de fois qu'elle a été lue ; la somme S des vingt lectures vaut :

$$\begin{aligned} S &= 2 \times 3{,}85 \\ &\quad + 4 \times 3{,}86 \\ &\quad + 8 \times 3{,}87 \\ &\quad + 4 \times 3{,}88 \\ &\quad + 2 \times 3{,}89 \\ S &= 77{,}40 \end{aligned}$$

Moyenne. $\dfrac{S}{20} = \dfrac{77{,}40}{20} = 3{,}87$.

Dispersion. Toutes les valeurs restent à $0{,}02$ au plus de la moyenne, de l'ordre de la précision de lecture.

Conclusion. On retient $\mathrm{pH} = 3{,}87$; les mesures des binômes sont cohérentes entre elles.

A.2. 0,75 pts

Calculer la concentration apportée c en dioxyde de carbone dissous.

INDICE

Outil : $c = \dfrac{c_m}{M}$, concentration en masse divisée par la masse molaire.

CORRIGÉ

Calcul.

$$\begin{aligned} c &= \frac{1{,}76}{44{,}0} \\ &= 4{,}00 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}} \end{aligned}$$

Conclusion. L'eau gazéifiée contient $4{,}00 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ de dioxyde de carbone dissous.

A.3. 1 pts

Écrire l'équation de la réaction du dioxyde de carbone dissous avec l'eau, dresser le tableau d'avancement pour une canette et calculer $x_{\max}$.

INDICE

Outil : l'eau est le solvant ; le réactif limitant est le dioxyde de carbone dissous.

CORRIGÉ

Équation. Avec l'état de chaque espèce :

$$(\mathrm{CO_2,H_2O})_{(aq)} + \mathrm{H_2O}_{(\ell)} \rightleftharpoons \mathrm{HCO_{3(aq)}^{-}} + \mathrm{H_3O_{(aq)}^{+}}$$

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

État	Avancement	$\mathrm{CO_2,H_2O}$	$\mathrm{HCO_3^-}$	$\mathrm{H_3O^+}$
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.

Avancement maximal.

$$\begin{aligned} x_{\max} &= cV \\ &= 4{,}00 \times 10^{-2} \times 0{,}330 \\ &= 1{,}32 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Conclusion. Pour une canette, l'avancement maximal vaut environ $1{,}32 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol}$.

A.4. 0,75 pts

Calculer l'avancement final x_f à partir du pH retenu.

INDICE

Outil : $x_f = 10^{-\mathrm{pH}} \cdot V$, d'après le tableau.

CORRIGÉ

Calcul.

$$\begin{aligned} x_f &= 10^{-3{,}87} \times 0{,}330 \\ x_f &= 4{,}5 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Conclusion. L'avancement final vaut environ $4{,}5 \times 10^{-5}\,\mathrm{mol}$.

A.5. 0,75 pts

Calculer le taux d'avancement final et l'exprimer en pourcentage. Conclure.

INDICE

Outil : $\tau = \dfrac{x_f}{x_{\max}}$.

CORRIGÉ

Taux.

$$\tau = \frac{4{,}5 \times 10^{-5}}{1{,}32 \times 10^{-2}}$$
$$\tau = 3{,}4 \times 10^{-3}$$

soit environ $0{,}34\,\%$.

Conclusion. La transformation est très limitée : presque tout le dioxyde de carbone dissous reste sous la forme $\mathrm{CO_2}, \mathrm{H_2O}$.

B.1. 0,5 pts

Partie B : équilibre dans la canette fermée. Dans une canette fermée, le pH garde la même valeur pendant des semaines.

Décrire l'état du système à l'échelle macroscopique.

INDICE

Outil : que dit un pH constant des quantités de matière ?

CORRIGÉ

Constat. Le pH constant montre que la quantité d'ions oxonium ne change plus ; il en va de même pour les autres espèces dissoutes.

Conclusion. Le système est dans un état d'équilibre : sa composition reste constante à notre échelle.

B.2. 0,75 pts

Montrer, avec le modèle des chocs efficaces, que la réaction continue pourtant de se produire dans la canette.

INDICE

Début : décris les chocs efficaces entre réactifs, puis entre produits. **Ensuite :** compare leurs nombres par unité de temps.

CORRIGÉ

Sens direct. Des chocs efficaces entre CO_2, H_2O et H_2O forment sans cesse des ions HCO_3^- et H_3O^+.

Sens inverse. Des chocs efficaces entre ions HCO_3^- et H_3O^+ reforment les réactifs.

Égalité. À l'équilibre, ces deux nombres de chocs efficaces par unité de temps sont égaux : les deux sens se compensent.

Conclusion. La réaction a toujours lieu dans les deux sens ; seule sa résultante est nulle : l'équilibre est dynamique.

B.3. 0,5 pts

Un camarade affirme : « Si le taux d'avancement final est aussi petit, c'est que le dioxyde de carbone ne réagit presque jamais avec l'eau. » Discuter cette affirmation.

INDICE

Point délicat : un taux d'avancement décrit l'état final, pas le nombre de réactions par seconde.

CORRIGÉ

Ce que dit le taux. À l'état final, une très petite fraction du dioxyde de carbone dissous est sous forme d'ions : τ décrit la composition à l'équilibre.

Ce qu'il ne dit pas. Des réactions dans les deux sens se produisent sans cesse ; elles se compensent, mais elles ont bien lieu.

Conclusion. L'affirmation confond l'état final et l'activité microscopique : la réaction a lieu en permanence, seule sa résultante est faible.

Exercice 5 6 pts

Acide butanoïque : réaction avec l'eau, puis avec la méthylamine

L'acide butanoïque $\mathrm{C_3H_7COOH}$, responsable de l'odeur du beurre rance, est l'acide du couple $\mathrm{C_3H_7COOH/C_3H_7COO^-}$. La méthylamine $\mathrm{CH_3NH_2}$ est la base du couple $\mathrm{CH_3NH_3^+/CH_3NH_2}$.

Document. Mesures réalisées sur deux systèmes.

Sys-tème	Composition	Mesure
1	solution d'acide butanoïque, $c = 1{,}2 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$, $V = 80{,}0\,\mathrm{mL}$	pH $= 3{,}38$
2	mélange de $25{,}0\,\mathrm{mL}$ de solution d'acide butanoïque à $8{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ et d'une solution contenant $1{,}5 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol}$ de méthylamine	avancement final mesuré : $x_f = 1{,}5 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol}$

A.1. 0,5 pts

Partie A : réaction de l'acide butanoïque avec l'eau (système 1).

Écrire l'équation de la réaction de l'acide butanoïque avec l'eau.

INDICE

Outil : l'eau capte le proton cédé par l'acide.

CORRIGÉ

Équation. Avec l'état de chaque espèce :

$$\mathrm{C_3H_7COOH_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons C_3H_7COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}}$$

Conclusion. Les couples mis en jeu sont $\mathrm{C_3H_7COOH/C_3H_7COO^-}$ et $\mathrm{H_3O^+/H_2O}$.

A.2. 0,75 pts

Dresser le tableau d'avancement du système 1 et calculer $x_{\max}$.

INDICE

Outil : $n_0 = c\,V$; l'eau, solvant, est en excès.

CORRIGÉ

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

État	Avancement	$\mathrm{C_3H_7COOH}$	$\mathrm{C_3H_7COO^-}$	$\mathrm{H_3O^+}$
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 : l'acide est limitant.

Avancement maximal.

$$\begin{aligned} x_{\max} &= c\,V \\ &= 1{,}2 \times 10^{-2} \times 0{,}0800 \\ &= 9{,}6 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol} \end{aligned}$$

Conclusion. L'avancement maximal du système 1 vaut $9{,}6 \times 10^{-4}\ \mathrm{mol}$.

A.3. 0,75 pts

Calculer l'avancement final x_f du système 1.

INDICE

Outil : $x_f = [\mathrm{H_3O^+}]_f \cdot V$, avec $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-\mathrm{pH}}$.

CORRIGÉ

Calcul.

$$\begin{aligned} x_f &= 10^{-3{,}38} \times 0{,}0800 \\ x_f &= 3{,}3 \times 10^{-5}\ \mathrm{mol} \end{aligned}$$

Conclusion. L'avancement final du système 1 vaut environ $3{,}3 \times 10^{-5}\ \mathrm{mol}$.

A.4. 0,75 pts

Montrer que la transformation du système 1 est limitée, en calculant son taux d'avancement final.

INDICE

Outil : $\tau = \dfrac{x_f}{x_{\max}}$, comparé à 1.

CORRIGÉ

Taux.

$$\tau = \frac{10^{-3{,}38} \times 0{,}0800}{9{,}6 \times 10^{-4}}$$
$$\tau = 0{,}035$$

Conclusion. $\tau = 3{,}5\,\%$, très inférieur à 1 : la transformation est limitée.

B.1. 0,75 pts

Partie B : réaction avec la méthylamine (système 2). On étudie le système 2 du document.

Quel rôle joue chaque réactif ? Nommer les deux couples.

INDICE

Outil : l'acide cède un proton ; la base le capte.

CORRIGÉ

Rôles. L'acide butanoïque joue le rôle d'acide : il cède un proton. La méthylamine joue le rôle de base : elle le capte.

Conclusion. Les couples sont $\mathrm{C_3H_7COOH/C_3H_7COO^-}$ et $\mathrm{CH_3NH_3^+/CH_3NH_2}$.

B.2. 0,75 pts

Écrire les deux demi-équations, puis l'équation de la réaction.

INDICE

Outil : additionne les demi-équations ; le proton disparaît.

CORRIGÉ

Demi-équations.

$$\mathrm{C_3H_7COOH} \rightleftharpoons \mathrm{C_3H_7COO^- + H^+}$$

$$\mathrm{CH_3NH_2 + H^+} \rightleftharpoons \mathrm{CH_3NH_3^+}$$

Équation.

$$\mathrm{C_3H_7COOH_{(aq)} + CH_3NH_{2(aq)} \rightleftharpoons C_3H_7COO^-_{(aq)} + CH_3NH^+_{3(aq)}}$$

Conclusion. L'équation conserve les éléments et les charges : 0 à gauche, $-1+1=0$ à droite. La flèche sera choisie à la question B.4, après comparaison de x_f et $x_{\max}$.

B.3. 1 pts

Dresser le tableau d'avancement du système 2, déterminer le réactif limitant et l'avancement maximal.

INDICE

Début : calcule d'abord la quantité d'acide apportée. **Ensuite :** cherche quel réactif s'épuise le premier.

CORRIGÉ

Quantité d'acide. $n_1 = 8{,}0\times10^{-2}\times0{,}0250 = 2{,}0\times10^{-3}\,\mathrm{mol}$; on note $n_2 = 1{,}5\times10^{-3}\,\mathrm{mol}$.

Tableau d'avancement.

État	Avancement	$\mathrm{C_3H_7COOH}$	$\mathrm{CH_3NH_2}$	$\mathrm{C_3H_7COO^-}$	$\mathrm{CH_3NH_3^+}$
initial	0	n_1	n_2	0	0
en cours	x	n_1-x	n_2-x	x	x
final	x_f	n_1-x_f	n_2-x_f	x_f	x_f

Réactif limitant. $n_1 - x = 0$ donne $x = 2{,}0\times10^{-3}\,\mathrm{mol}$; $n_2 - x = 0$ donne $x = 1{,}5\times10^{-3}\,\mathrm{mol}$, plus petit.

Conclusion. La méthylamine est le réactif limitant et $x_{\max} = 1{,}5\times10^{-3}\,\mathrm{mol}$.

B.4. 0,75 pts

D'après le document, l'avancement final mesuré est $x_f = 1{,}5 \times 10^{-3}\,\text{mol}$. Quelle flèche convient pour cette réaction ? Donner la composition du système 2 à l'état final.

INDICE

Outil : compare x_f à $x_{\max}$, puis complète la ligne finale du tableau.

CORRIGÉ

Flèche. $x_f = x_{\max}$: la transformation est totale. L'équation de la question B.2 s'écrit donc avec $\longrightarrow$:

$$\begin{aligned}&\mathrm{C_3H_7COOH_{(aq)}}\\&+\mathrm{CH_3NH_{2(aq)}}\\&\longrightarrow \mathrm{C_3H_7COO^-_{(aq)}}\\&+\mathrm{CH_3NH^+_{3(aq)}}\end{aligned}$$

Composition finale. Acide butanoïque : $n_1 - x_f = 5{,}0 \times 10^{-4}\,\text{mol}$; méthylamine : 0 ; ions butanoate et méthylammonium : $1{,}5 \times 10^{-3}\,\text{mol}$ chacun.

Conclusion. Contrairement à sa réaction avec l'eau, la réaction de l'acide butanoïque avec la méthylamine est totale ; il reste de l'acide en excès.