BURHAN

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

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

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

Chapitre	Palier	Exercices
Transformations chimiques qui ont lieu dans les deux sens	Application	8

Exercice 1

Acides, bases et ampholyte dans une liste d'espèces

On dispose des espèces suivantes, toutes en solution aqueuse :

- l'acide lactique $\mathrm{C_3H_6O_3}$ et l'ion lactate $\mathrm{C_3H_5O_3^-}$;
- l'ion méthylammonium $\mathrm{CH_3NH_3^+}$ et la méthylamine $\mathrm{CH_3NH_2}$;
- l'ion hydrogénosulfite $\mathrm{HSO_3^-}$ et l'ion sulfite $\mathrm{SO_3^{2-}}$.

1.

Parmi l'acide lactique, l'ion méthylammonium, la méthylamine et l'ion sulfite, dire quelles espèces sont des acides et quelles espèces sont des bases selon Brønsted.

INDICE

Outil : compare chaque formule à celle de son partenaire de la liste : laquelle porte un H de plus ?

CORRIGÉ

Acides. L'acide lactique peut céder un proton pour donner l'ion lactate. L'ion méthylammonium peut céder un proton pour donner la méthylamine.

Bases. La méthylamine peut capter un proton pour redonner l'ion méthylammonium. L'ion sulfite peut capter un proton et former l'ion hydrogénosulfite.

Conclusion. L'acide lactique et l'ion méthylammonium sont des acides ; la méthylamine et l'ion sulfite sont des bases.

2.

Écrire les trois couples acide/base de la liste et la demi-équation de chacun.

INDICE

Outil : un couple s'écrit acide/base ; sa demi-équation met le proton $\mathrm{H^+}$ du côté de la base.

CORRIGÉ

Couples. $\mathrm{C_3H_6O_3/C_3H_5O_3^-}$, $\mathrm{CH_3NH_3^+/CH_3NH_2}$ et $\mathrm{HSO_3^-/SO_3^{2-}}$.

Demi-équations.

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

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

$$\mathrm{HSO_3^- \rightleftharpoons SO_3^{2-} + H^+}$$

Conclusion. Chaque couple réunit un acide et la base qu'il forme en perdant un proton ; les charges se conservent dans les trois demi-équations.

3.

L'ion hydrogénosulfite est aussi la base du couple $\mathrm{SO_2, H_2O / HSO_3^-}$. Montrer que c'est un ampholyte.

INDICE

Outil : cherche si l'espèce figure dans deux couples, avec un rôle différent dans chacun.

CORRIGÉ

Rôle d'acide. Dans le couple $\mathrm{HSO_3^- / SO_3^{2-}}$, l'ion hydrogénosulfite cède un proton : il y joue le rôle d'acide.

Rôle de base. Dans le couple $\mathrm{SO_2, H_2O / HSO_3^-}$, il est la base : il peut capter un proton.

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

Exercice 2

Réaction de l'acide propanoïque avec la méthylamine

On mélange une solution d'acide propanoïque $\mathrm{C_2H_5COOH}$ et une solution de méthylamine $\mathrm{CH_3NH_2}$. L'acide propanoïque cède un proton à la méthylamine.

Couples : $\mathrm{C_2H_5COOH/C_2H_5COO^-}$ et $\mathrm{CH_3NH_3^+/CH_3NH_2}$.

1.

Écrire la demi-équation de chaque couple, dans le sens où l'espèce réagit.

INDICE

Outil : l'acide qui réagit cède $\mathrm{H^+}$; la base qui réagit le capte.

CORRIGÉ

Acide qui réagit.

$$\mathrm{C_2H_5COOH} \rightleftharpoons \mathrm{C_2H_5COO^- + H^+}$$

Base qui réagit.

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

Conclusion. L'acide propanoïque perd un proton et devient l'ion propanoate ; la méthylamine gagne ce proton et devient l'ion méthylammonium.

2.

En déduire l'équation de la réaction entre l'acide propanoïque et la méthylamine.

INDICE

Outil : fais la somme des deux demi-équations ; le proton, présent à gauche dans l'une et à droite dans l'autre, s'élimine.

CORRIGÉ

Addition. Le proton apparaît à droite dans la première demi-équation et à gauche dans la seconde : il disparaît de la somme.

$$\mathrm{C_2H_5COOH_{(aq)} + CH_3NH_{2(aq)} \rightleftharpoons C_2H_5COO^-_{(aq)} + CH_3NH^+_{3(aq)}}$$

Conclusion. L'équation ne contient aucun proton libre et chaque espèce y porte son état. Elle est écrite avec le symbole de la définition ; seule une mesure de l'avancement final permettrait de choisir la flèche.

3.

Vérifier la conservation des éléments et des charges dans cette équation.

INDICE

Outil : compte chaque élément de part et d'autre, puis la somme des charges.

CORRIGÉ

Éléments. À gauche comme à droite : 4 atomes de carbone, 11 atomes d'hydrogène, 2 atomes d'oxygène et 1 atome d'azote.

Charges. À gauche, deux molécules : charge totale nulle. À droite, une charge -1 et une charge $+1$: charge totale nulle.

Conclusion. L'équation conserve les éléments et les charges : elle est équilibrée.

Exercice 3

Du pH à la concentration en ions oxonium, et retour

On étudie trois solutions aqueuses diluées : un jus de citron dilué de pH $2{,}62$, une eau de pluie de pH $5{,}30$, et une solution S dans laquelle $[\mathrm{H_3O^+}] = 3{,}2 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

1.

Calculer la concentration en ions oxonium du jus de citron dilué et celle de l'eau de pluie.

INDICE

Outil : $[\mathrm{H_3O^+}] = 10^{-\mathrm{pH}}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$; deux décimales du pH donnent deux chiffres significatifs.

CORRIGÉ

Jus de citron dilué.

$$\begin{aligned}[\mathrm{H_3O^+}] &= 10^{-2{,}62} \\ &= 2{,}4 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}\end{aligned}$$

Eau de pluie.

$$\begin{aligned}[\mathrm{H_3O^+}] &= 10^{-5{,}30} \\ &= 5{,}0 \times 10^{-6}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}\end{aligned}$$

Conclusion. Le jus de citron dilué contient environ $2{,}4 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ d'ions oxonium, l'eau de pluie environ $5{,}0 \times 10^{-6}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

2.

Calculer le pH de la solution S.

INDICE

Outil : $\mathrm{pH} = -\log[\mathrm{H_3O^+}]$, avec la valeur numérique de la concentration en $\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

CORRIGÉ

Calcul.

$$\begin{aligned}\mathrm{pH} &= -\log(3{,}2 \times 10^{-4}) \\ \mathrm{pH} &= 3{,}49\end{aligned}$$

Chiffres. La concentration a deux chiffres significatifs : le pH s'écrit avec deux décimales.

Conclusion. La solution S a un pH d'environ $3{,}49$.

3.

Classer les trois solutions de la plus riche à la moins riche en ions oxonium.

INDICE

Outil : le pH et la concentration en ions oxonium varient en sens contraires.

CORRIGÉ

Comparaison des pH. $2{,}62 < 3{,}49 < 5{,}30$.

Conclusion. Le jus de citron dilué est le plus riche en ions oxonium, puis la solution S, puis l'eau de pluie.

Exercice 4

Ordonner et justifier un protocole de mesure du pH

Un élève doit mesurer le pH d'une solution d'acide propanoïque. Il dispose d'un pH-mètre et de sa sonde, de deux solutions étalons de pH $4{,}01$ et $6{,}86$, d'une pissette d'eau distillée, de papier absorbant, de bécher et d'un agitateur magnétique. Ses notes, en désordre :

- a. plonger la sonde et lancer l'agitation ;
- b. rincer la sonde, puis l'essuyer sans frotter ;
- c. étalonner le pH-mètre ;
- d. lire la valeur stabilisée ;
- e. verser la solution dans un bécher propre.

1.

Remettre les gestes a à e dans l'ordre de la mesure.

INDICE

Outil : l'appareil doit être prêt avant de toucher la solution ; la sonde sort de l'étalonnage couverte de solution étalon.

CORRIGÉ

Ordre. c, b, e, a, d : étalonnage, rinçage de la sonde, préparation du bécher, immersion et agitation, puis lecture.

Conclusion. Le protocole s'enchaîne dans l'ordre c, b, e, a, d.

2.

Expliquer le rôle de l'étalonnage et celui du rinçage.

INDICE

Outil : demande-toi ce que l'appareil affiche sans réglage, puis ce qui reste sur la sonde après une solution.

CORRIGÉ

Étalonnage. Il règle l'appareil pour qu'il affiche exactement le pH connu de chaque solution étalon : les lectures suivantes deviennent fiables.

Rinçage. Il retire de la sonde la solution précédente, qui fausserait la composition de la solution mesurée.

Conclusion. L'étalonnage rend l'affichage juste, le rinçage évite de mélanger deux solutions.

3.

Proposer une façon simple de vérifier, à la fin de la séance, que le pH-mètre est resté bien réglé.

INDICE

Outil : une solution dont le pH est connu sert de témoin.

CORRIGÉ

Contrôle. Après rinçage, on replonge la sonde dans l'une des solutions étalons, par exemple celle de pH $4{,}01$, et on compare l'affichage à cette valeur.

Conclusion. Si l'écart reste de l'ordre de la précision de lecture, le réglage a tenu ; sinon, il faut étalonner de nouveau et refaire la mesure.

Exercice 5

Taux d'avancement final d'une solution d'acide lactique

On prépare $V = 100{,}0\,\text{mL}$ d'une solution d'acide lactique $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ de concentration apportée $c = 2{,}5 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Le pH mesuré à l'état final vaut $2{,}75$.

Couples : $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3/\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$ et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.

1.

Donner l'équation de la transformation entre l'acide lactique et l'eau, puis établir le tableau d'avancement et en tirer l'avancement maximal $x_{\max}$.

INDICE

Outil : l'eau est le solvant, en excès ; le réactif limitant est l'acide.

CORRIGÉ

Équation. Avec l'état de chaque espèce :

$$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_{3(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_{3(\text{aq})}^- + \text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+$$

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

État	Avancement	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$	$\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$	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 dans tous les états.

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

$$\begin{aligned} x_{\max} &= c\,V \\ &= 2{,}5 \times 10^{-2} \times 0{,}1000 \\ &= 2{,}5 \times 10^{-3}\,\text{mol} \end{aligned}$$

Conclusion. L'avancement maximal vaut $2{,}5 \times 10^{-3}\,\text{mol}$, fixé par l'acide lactique.

2.

Calculer l'avancement final x_f à partir du pH.

INDICE

Outil : à l'état final, $n_f(\mathrm{H_3O^+}) = x_f$, et $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-\mathrm{pH}}$.

CORRIGÉ

Concentration finale. $[\mathrm{H_3O^+}]_f = 10^{-2{,}75} = 1{,}8 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

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

$$\begin{aligned} x_f &= 1{,}8 \times 10^{-3} \\ &\quad \times 0{,}1000 \\ x_f &= 1{,}8 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Conclusion. L'avancement final vaut environ $1{,}8 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol}$.

3.

Calculer le taux d'avancement final τ et conclure sur la transformation.

INDICE

Outil : $\tau = \dfrac{x_f}{x_{\max}}$; une transformation totale a un taux égal à 1.

CORRIGÉ

Arrondis. Le résultat final se calcule avec les valeurs non arrondies : on reprend $x_f = 10^{-2{,}75} \times 0{,}1000\,\mathrm{mol}$, pas sa valeur arrondie.

Taux.

$$\begin{aligned} \tau &= \frac{10^{-2{,}75} \times 0{,}1000}{2{,}5 \times 10^{-3}} \\ \tau &= 0{,}071 \end{aligned}$$

soit environ $7{,}1\,\%$.

Conclusion. $\tau < 1$: une partie seulement de l'acide lactique a réagi, la transformation est limitée et se note avec $\rightleftharpoons$.

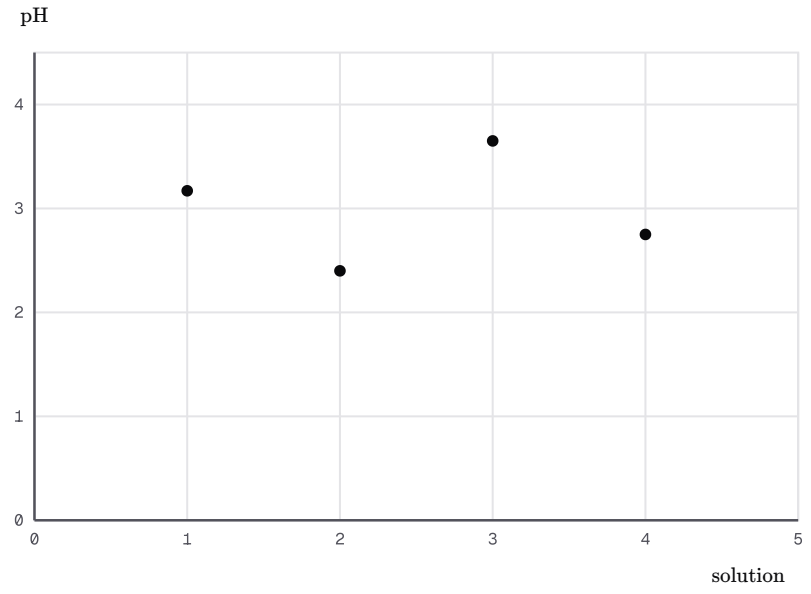
Exercice 6

Reconnaître une transformation totale par le pH

Quatre solutions d'acides ont la même concentration apportée $c = 4{,}0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. On mesure leur pH à l'état final.

Document. pH mesurés des quatre solutions.

Solution	Acide	pH
$\mathrm{S_1}$	acide lactique	$3{,}17$
$\mathrm{S_2}$	acide nitrique	$2{,}40$
$\mathrm{S_3}$	acide propanoïque	$3{,}65$
$\mathrm{S_4}$	acide chloroéthanoïque	$2{,}75$



● Points de mesure

pH de quatre solutions d'acides de même concentration

1.

Calculer la concentration finale en ions oxonium de chacune des quatre solutions et la comparer à c. Pour quelle solution lui est-elle égale ?

INDICE

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

CORRIGÉ

Calculs.

- $\mathrm{S_1}$: $10^{-3{,}17} = 6{,}8 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$;
- $\mathrm{S_2}$: $10^{-2{,}40} = 4{,}0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$;
- $\mathrm{S_3}$: $10^{-3{,}65} = 2{,}2 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$;
- $\mathrm{S_4}$: $10^{-2{,}75} = 1{,}8 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

Conclusion. Seule la solution $\mathrm{S_2}$ (acide nitrique) a $[\mathrm{H_3O^+}]_f = c = 4{,}0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$, aux chiffres significatifs près.

2.

Écrire l'équation de la réaction de l'acide nitrique avec l'eau et dresser le tableau d'avancement pour un volume V. En déduire le taux d'avancement final de la transformation et la flèche qui convient.

INDICE

Outil : l'eau, solvant, est en excès ; avec $n_0 = c\,V$, l'acide est limitant, et $n_f(\mathrm{H_3O^+}) = x_f$.

CORRIGÉ

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

État	Avancement	$\mathrm{HNO_3}$	$\mathrm{NO_3^-}$	$\mathrm{H_3O^+}$
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.

Avancements. L'acide est limitant : $x_{\max} = c\,V$. D'après la question 1, $[\mathrm{H_3O^+}]_f = c$, donc $x_f = [\mathrm{H_3O^+}]_f \cdot V = c\,V = x_{\max}$ et $\tau = 1$.

Équation. La transformation est totale :

$$\mathrm{HNO_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow NO^-_{3(aq)} + H_3O^+_{(aq)}}$$

Conclusion. La réaction de l'acide nitrique avec l'eau est totale, $\tau = 1$, et s'écrit avec la flèche $\longrightarrow$.

3.

Sans calculer de taux, justifier que les trois autres transformations sont limitées.

INDICE

Outil : compare chaque pH à celui de la solution S_2, puis traduis en concentrations.

CORRIGÉ

Comparaison. Les solutions S_1, S_3 et S_4 ont un pH supérieur à $2{,}40$: leur concentration finale en ions oxonium est inférieure à c.

Avancements. Pour chacune, $x_f = [\mathrm{H_3O^+}]_f \cdot V < c\,V = x_{\max}$.

Conclusion. Pour ces trois acides, $x_f < x_{\max}$: les transformations sont limitées et s'écrivent avec $\rightleftharpoons$.

Exercice 7

Juger des affirmations sur l'état d'équilibre

Le pH d'une solution d'acide butanoïque est mesuré toutes les dix minutes pendant une heure : il garde toujours la même valeur. La réaction de l'acide butanoïque avec l'eau est limitée.

1.

Un élève affirme : « Le pH ne change plus, donc plus aucune molécule d'acide ne réagit. » Cette affirmation est-elle juste ?

INDICE

Outil : distingue ce qui se mesure à notre échelle de ce qui se passe entre les molécules.

CORRIGÉ

Échelle macroscopique. Le pH constant montre que la quantité d'ions oxonium ne varie plus : le système est dans un état d'équilibre.

Échelle microscopique. Des molécules d'acide continuent de céder un proton à l'eau, et des ions oxonium continuent d'en rendre aux ions butanoate.

Conclusion. L'affirmation est fausse : la réaction se poursuit dans les deux sens, l'équilibre est dynamique.

2.

Expliquer, avec le modèle des chocs efficaces, pourquoi la composition du système reste constante.

INDICE

Outil : dans chaque sens, combien de chocs efficaces se produisent pendant une seconde ?

CORRIGÉ

Deux sens. Les chocs efficaces entre molécules d'acide et molécules d'eau forment des ions ; les chocs efficaces entre ions butanoate et ions oxonium reforment l'acide et l'eau.

Compensation. À l'équilibre, ces deux nombres de chocs efficaces par unité de temps sont égaux : autant d'entités sont formées que détruites.

Conclusion. Les deux sens se compensent exactement, ce qui laisse les quantités de matière constantes.

3.

Un second élève affirme : « Ici, le taux d'avancement final vaut 1. » Corriger cette affirmation.

INDICE

Outil : relie la valeur de τ au caractère total ou limité de la transformation.

CORRIGÉ

Lien. Un taux égal à 1 correspond à une transformation totale, où l'acide est entièrement consommé.

Ici. La transformation est limitée : $x_f < x_{\max}$, donc $\tau < 1$.

Conclusion. L'affirmation est fausse : le taux d'avancement final de cette transformation limitée est strictement inférieur à 1.

Exercice 8

Du taux d'avancement final au pH d'une solution d'acide butanoïque

Une solution d'acide butanoïque $\mathrm{C_3H_7COOH}$ a une concentration apportée $c = 3{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ et un volume $V = 40{,}0\,\mathrm{mL}$. Le taux d'avancement final de sa réaction avec l'eau vaut $\tau = 2{,}2\,\%$.

Couples : $\mathrm{C_3H_7COOH/C_3H_7COO^-}$ et $\mathrm{H_3O^+/H_2O}$.

1.

Écrire l'équation de la réaction, dresser le tableau d'avancement et calculer $x_{\max}$.

INDICE

Outil : l'acide est le réactif limitant ; convertis le volume en litres.

CORRIGÉ

Équation. Avec l'état de chaque espèce :

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

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, solvant, est en excès.

Avancement maximal. $V = 0{,}0400\,\mathrm{L}$ et l'acide est limitant :

$$\begin{aligned} x_{\max} &= c\,V \\ &= 3{,}0 \times 10^{-2} \times 0{,}0400 \\ &= 1{,}2 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Conclusion. L'avancement maximal vaut $1{,}2 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol}$.

2.

Calculer l'avancement final x_f.

INDICE

Outil : $\tau = \dfrac{x_f}{x_{\max}}$ donne $x_f = \tau\, x_{\max}$, avec τ écrit en nombre décimal.

CORRIGÉ

Calcul. $\tau = 0{,}022$:

$$x_f = 0{,}022 \times 1{,}2 \times 10^{-3}$$
$$x_f = 2{,}6 \times 10^{-5}\ \text{mol}$$

Conclusion. L'avancement final vaut environ $2{,}6 \times 10^{-5}\ \text{mol}$.

3.

En déduire la concentration finale en ions oxonium, puis le pH de la solution.

INDICE

Outil : d'après le tableau, $n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = x_f$; divise par le volume.

CORRIGÉ

Concentration.

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{x_f}{V}$$
$$= \tau\, c$$
$$= 6{,}6 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

pH. $\text{pH} = -\log(6{,}6 \times 10^{-4}) = 3{,}18$.

Conclusion. La solution d'acide butanoïque a un pH d'environ $3{,}18$.