BURHAN

Transformations lentes et transformations rapides : exercices, entraînement

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

Version en ligne : burhan.ma/2bac/pc/physique-chimie/transformations-lentes-et-rapides/exercices/entrainement

Chapitre	Palier	Exercices
Transformations lentes et transformations rapides	Entraînement	7

Exercice 1

Alcootest chimique : ions dichromate et éthanol

Un alcootest chimique contient des cristaux orange de dichromate de potassium, en milieu acide. L'air expiré traverse le tube : l'éthanol $\mathrm{CH_3CH_2OH}$ qu'il contient est oxydé en acide éthanoïque $\mathrm{CH_3COOH}$, et les cristaux virent au vert en quelques dizaines de secondes.

Document : couleurs des espèces.

Espèce	Couleur
$\mathrm{Cr_2O_7^{2-}}$	orange
$\mathrm{Cr^{3+}}$	vert
$\mathrm{CH_3CH_2OH}$ et $\mathrm{CH_3COOH}$	incolores

Donnée : demi-équation du couple $\mathrm{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}}$:

$$\mathrm{Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6\,e^- \rightleftharpoons 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O}$$

1.

Écrire la demi-équation électronique du couple $\mathrm{CH_3COOH/CH_3CH_2OH}$ en milieu acide.

INDICE

Début : compte d'abord les atomes de carbone de chaque côté.

CORRIGÉ

Oxygène. Deux atomes à gauche, un à droite : on ajoute $\mathrm{H_2O}$ à droite.

Hydrogène. Quatre atomes à gauche, $6 + 2 = 8$ à droite : on ajoute $4\,\mathrm{H^+}$ à gauche.

Charges. À gauche $+4$, à droite 0 : on ajoute $4\,e^-$ à gauche.

$$\mathrm{CH_3COOH + 4\,H^+ + 4\,e^- \rightleftharpoons CH_3CH_2OH + H_2O}$$

Conclusion. L'acide éthanoïque capte quatre électrons pour donner l'éthanol ; la demi-équation conserve éléments et charges.

2.

Écrire l'équation de la réaction entre les ions dichromate et l'éthanol.

INDICE

Outil : égalise les électrons cédés et captés, additionne, puis simplifie $\mathrm{H^+}$ et $\mathrm{H_2O}$.

CORRIGÉ

Électrons. Six et quatre électrons : leur plus petit multiple commun est 12. On multiplie la demi-équation du dichromate par 2 et celle de l'éthanol, écrite dans le sens de l'oxydation, par 3.

Simplification. À gauche $28\,\mathrm{H^+}$ et $3\,\mathrm{H_2O}$, à droite $12\,\mathrm{H^+}$ et $14\,\mathrm{H_2O}$: il reste $16\,\mathrm{H^+}$ à gauche et $11\,\mathrm{H_2O}$ à droite.

$$\begin{aligned} &2\,\mathrm{Cr_2O_{7(aq)}^{2-}} \\ &+ 3\,\mathrm{CH_3CH_2OH_{(aq)}} \\ &+ 16\,\mathrm{H_{(aq)}^{+}} \\ &\longrightarrow 4\,\mathrm{Cr_{(aq)}^{3+}} \\ &+ 3\,\mathrm{CH_3COOH_{(aq)}} \\ &+ 11\,\mathrm{H_2O_{(\ell)}} \end{aligned}$$

Conclusion. L'équation conserve le chrome, le carbone, l'oxygène et l'hydrogène ; la charge vaut $+12$ de chaque côté et aucun électron n'y figure.

3.

Préciser l'espèce oxydée et l'espèce réduite, puis expliquer le virage de l'orange au vert.

INDICE

Outil : le document des couleurs, et le rôle de chaque réactif dans le transfert d'électrons.

CORRIGÉ

Rôles. L'éthanol cède des électrons : il est oxydé. L'ion dichromate les capte : il est réduit en ion $\mathrm{Cr^{3+}}$.

Couleur. Les ions dichromate, orange, sont consommés ; les ions chrome(III), verts, apparaissent.

Conclusion. Le virage au vert signale la réduction des ions dichromate, donc la présence d'éthanol dans l'air expiré.

4.

Le virage s'étale sur quelques dizaines de secondes. Classer cette transformation, en précisant le moyen d'observation.

INDICE

Outil : la définition d'une transformation lente.

CORRIGÉ

À l'œil nu, on voit la couleur changer progressivement pendant plusieurs dizaines de secondes : l'évolution peut être suivie.

Conclusion. Observée à l'œil nu, l'oxydation de l'éthanol par les ions dichromate est une transformation lente.

Exercice 2

Aluminium et acide chlorhydrique : volume de gaz attendu

Un élève attaque une feuille d'aluminium par de l'acide chlorhydrique. Du dihydrogène se dégage et des ions aluminium $\mathrm{Al^{3+}}$ passent en solution. Couples : $\mathrm{Al^{3+}/Al}$ et $\mathrm{H^{+}/H_2}$.

Document : données de l'expérience.

Grandeur	Valeur
masse d'aluminium	$m = 0{,}135\,\mathrm{g}$
volume d'acide	$V = 40{,}0\,\mathrm{mL}$
concentration en ions $\mathrm{H^{+}}$	$C = 0{,}500\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$
masse molaire de l'aluminium	$M = 27{,}0\,\mathrm{g\cdot mol^{-1}}$
volume molaire du gaz	$V_m = 24{,}0\,\mathrm{L\cdot mol^{-1}}$

1.

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

INDICE

Outil : égalise les électrons cédés par l'aluminium et ceux captés par les ions $\mathrm{H^{+}}$.

CORRIGÉ

Aluminium, oxydé, demi-équation multipliée par 2 :

$$\mathrm{Al} \rightleftharpoons \mathrm{Al^{3+}} + 3\,e^{-}$$

Ions hydrogène, réduits, demi-équation multipliée par 3 :

$$2\,\mathrm{H^{+}} + 2\,e^{-} \rightleftharpoons \mathrm{H_2}$$

Somme. Six électrons sont cédés et six sont captés :

$$\begin{aligned} &2\,\mathrm{Al_{(s)}} + 6\,\mathrm{H^{+}_{(aq)}} \\ &\longrightarrow 2\,\mathrm{Al^{3+}_{(aq)}} \\ &+ 3\,\mathrm{H_{2(g)}} \end{aligned}$$

Conclusion. L'équation conserve l'aluminium, l'hydrogène et la charge $+6$ de chaque côté.

2.

Calculer les quantités de matière initiales d'aluminium et d'ions $\mathrm{H^+}$.

INDICE

Outil : $n = \dfrac{m}{M}$ pour le solide, $n = C\,V$ pour le soluté, avec V en litres.

CORRIGÉ

Aluminium.

$$\begin{aligned} n_0(\mathrm{Al}) &= \frac{m}{M} \\ &= \frac{0{,}135\,\mathrm{g}}{27{,}0\,\mathrm{g\cdot mol^{-1}}} \\ &= 5{,}00\times10^{-3}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Ions hydrogène. $V = 40{,}0\,\mathrm{mL} = 4{,}00\times10^{-2}\,\mathrm{L}$:

$$\begin{aligned} n_0(\mathrm{H^+}) &= C\,V \\ &= 0{,}500\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}} \\ &\quad\times 4{,}00\times10^{-2}\,\mathrm{L} \\ &= 2{,}00\times10^{-2}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Conclusion. Au départ, le système contient $5{,}00\,\mathrm{mmol}$ d'aluminium et $20{,}0\,\mathrm{mmol}$ d'ions $\mathrm{H^+}$.

3.

Construire le tableau d'avancement ; en tirer le réactif limitant et la valeur de $x_{\max}$.

INDICE

Outil : cherche la valeur de x qui annule chaque réactif ; la plus petite est l'avancement maximal.

CORRIGÉ

Tableau d'avancement, quantités en mmol :

État	Al	$\mathrm{H^+}$	$\mathrm{Al^{3+}}$	$\mathrm{H_2}$
initial	$5{,}00$	$20{,}0$	0	0
en cours	$5{,}00-2x$	$20{,}0-6x$	$2x$	$3x$
final	0	$5{,}0$	$5{,}00$	$7{,}50$

Réactifs. $5{,}00-2x=0$ donne $x=2{,}50\,\mathrm{mmol}$; $20{,}0-6x=0$ donne $x\approx3{,}33\,\mathrm{mmol}$.

Avancement maximal. La plus petite valeur l'emporte :

$$x_{\max} = 2{,}50\times10^{-3}\,\mathrm{mol}$$

Conclusion. L'aluminium est le réactif limitant ; l'avancement maximal vaut $2{,}50\,\mathrm{mmol}$, et la ligne finale du tableau s'en déduit.

4.

Calculer le volume de dihydrogène attendu à la fin de la transformation.

INDICE

Outil : la colonne du dihydrogène dans l'état final, puis $V = n\,V_m$.

CORRIGÉ

Quantité. $n(\mathrm{H_2}) = 3\,x_{\max} = 7{,}50 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol}$.

Volume.

$$\begin{aligned} V(\mathrm{H_2}) &= n\,V_m \\ &= 7{,}50 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol} \\ &\quad \times 24{,}0\,\mathrm{L\cdot mol^{-1}} \\ &= 0{,}180\,\mathrm{L} \end{aligned}$$

Conclusion. On attend $0{,}180\,\mathrm{L}$ de dihydrogène, soit $180\,\mathrm{mL}$, avec trois chiffres significatifs comme les données.

5.

On refait l'expérience avec les mêmes quantités, mais avec de l'acide chauffé à $50\,^{\circ}\mathrm{C}$: le dégagement s'achève plus tôt. Le volume final de dihydrogène, mesuré dans les mêmes conditions, change-t-il ?

INDICE

Outil : les grandeurs qui fixent l'état final : quantités initiales et réactif limitant.

CORRIGÉ

La température est un facteur cinétique : elle raccourcit la durée de la transformation. Elle ne change ni les quantités initiales, ni le réactif limitant, ni $x_{\max}$.

Conclusion. Le volume final de dihydrogène reste $0{,}180\,\mathrm{L}$; seule la durée du dégagement diminue.

Exercice 3

Décoloration du permanganate et concentration en acide oxalique

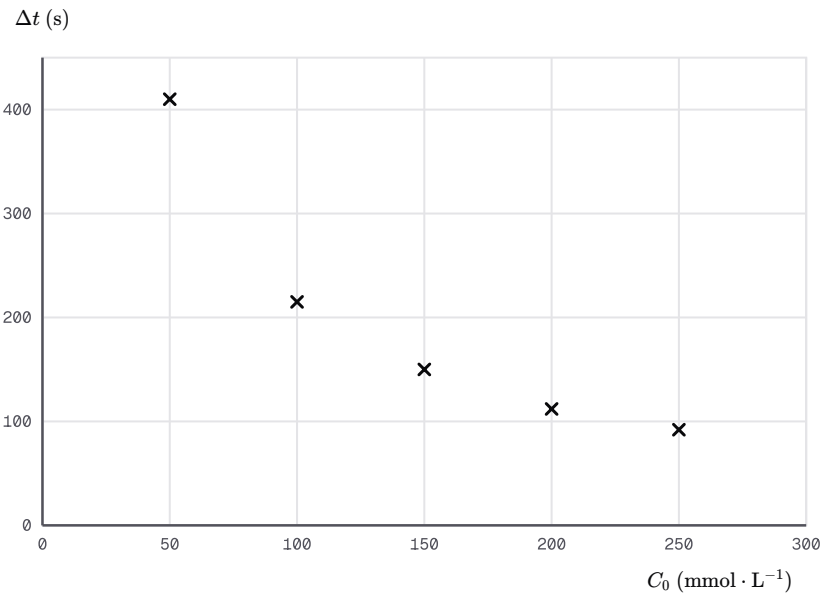
On étudie, à $25\,^{\circ}\mathrm{C}$, la réaction lente des ions permanganate, violets, avec l'acide oxalique $\mathrm{H_2C_2O_4}$, incolore, en milieu acide :

$$\begin{aligned} &2\,\mathrm{MnO^-_{4(aq)}} \\ &+ 5\,\mathrm{H_2C_2O_{4(aq)}} \\ &+ 6\,\mathrm{H^+_{(aq)}} \\ &\longrightarrow 2\,\mathrm{Mn^{2+}_{(aq)}} \\ &+ 10\,\mathrm{CO_{2(g)}} \\ &+ 8\,\mathrm{H_2O_{(\ell)}} \end{aligned}$$

Cinq mélanges ont le même volume, la même concentration initiale en ions permanganate et la même acidité ; seule la concentration initiale C_0 en acide oxalique change. Les ions permanganate sont le réactif limitant. On mesure la durée Δt de disparition de la teinte violette.

Document : durées mesurées.

C_0 $(\mathrm{mmol\cdot L^{-1}})$	Δt (s)
50	410
100	215
150	150
200	112
250	92



× Points de mesure

Durée de décoloration selon la concentration en acide oxalique

1.

Montrer que ces cinq mélanges permettent d'étudier un seul facteur cinétique. Lequel ?

INDICE

Outil : liste ce qui change et ce qui reste identique d'un mélange à l'autre.

CORRIGÉ

Température, volume, concentration en ions permanganate, acidité et repère d'observation sont les mêmes. Seule C_0 varie.

Conclusion. Les cinq mélanges étudient un seul facteur cinétique : la concentration initiale en acide oxalique.

2.

Décrire l'évolution de Δt quand C_0 augmente, puis conclure.

INDICE

Outil : une durée plus courte pour le même repère signale une évolution plus rapide.

CORRIGÉ

Lecture. Quand C_0 passe de 50 à $250\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$, Δt diminue de $410\,\mathrm{s}$ à $92\,\mathrm{s}$.

Conclusion. À température identique, la décoloration est d'autant plus rapide que la concentration initiale en acide oxalique est grande.

3.

Encadrer la durée de décoloration d'un mélange où $C_0 = 125\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$.

INDICE

Outil : les deux mesures dont les concentrations entourent cette valeur.

CORRIGÉ

La concentration $125\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$ est comprise entre 100 et $150\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$; la durée diminue quand C_0 augmente.

Conclusion. La décoloration durerait entre $150\,\mathrm{s}$ et $215\,\mathrm{s}$.

4.

Un sixième essai, avec $C_0 = 300\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$ mais réalisé à $40\,^\circ\mathrm{C}$, dure $28\,\mathrm{s}$. Peut-on l'ajouter à la série pour confirmer la conclusion ?

INDICE

Outil : combien de paramètres diffèrent de ceux de la série ?

CORRIGÉ

Cet essai diffère de la série par la concentration et par la température. Sa durée plus courte ne peut pas être attribuée à C_0 seule.

Conclusion. Non : pour l'ajouter à la série, il faut refaire cet essai à $25\,^\circ\mathrm{C}$.

Exercice 4

Dosage d'une solution de diiode par les ions thiosulfate

Pour connaître la concentration C_1 d'une solution de diiode, brune, on en dose $V_1 = 10{,}0\,\mathrm{mL}$ par une solution incolore de thiosulfate de sodium, de concentration $C_2 = 2{,}00 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$. Couples : $\mathrm{I_2/I^-}$ et $\mathrm{S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}}$. Toutes les espèces sont incolores, sauf le diiode.

Document : observations au cours du dosage.

Volume versé	Observation
jusqu'à $12{,}0\,\mathrm{mL}$	la teinte pâlit ; chaque goutte se décolore aussitôt
$V_E = 12{,}4\,\mathrm{mL}$	la dernière trace jaune disparaît
au-delà	la solution reste incolore

1.

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

INDICE

Outil : compte les électrons échangés dans chaque demi-équation.

CORRIGÉ

Demi-équations.

$$\mathrm{I_2} + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,\mathrm{I^-}$$

$$\mathrm{S_4O_6^{2-}} + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,\mathrm{S_2O_3^{2-}}$$

Somme. Le diiode est réduit et l'ion thiosulfate oxydé ; deux électrons sont échangés :

$$\mathrm{I_{2(aq)}} + 2\,\mathrm{S_2O_{3(aq)}^{2-}} \longrightarrow 2\,\mathrm{I_{(aq)}^-} + \mathrm{S_4O_{6(aq)}^{2-}}$$

Conclusion. L'équation conserve l'iode, le soufre, l'oxygène et la charge -4 de chaque côté.

2.

D'après le document, cette réaction est-elle rapide ou lente ? Pourquoi une réaction de dosage doit-elle avoir ce caractère ?

INDICE

Outil : la définition d'une transformation rapide, et le repérage de l'équivalence goutte à goutte.

CORRIGÉ

Classement. Chaque goutte se décolore aussitôt : à l'œil, l'évolution ne peut pas être suivie, la réaction est rapide.

Rôle. Si elle était lente, la teinte persisterait après chaque ajout ; on dépasserait l'équivalence sans la voir.

Conclusion. La réaction de dosage est rapide, condition pour repérer l'équivalence au moment exact où elle est atteinte.

3.

Dresser le tableau d'avancement à l'équivalence, puis en déduire la quantité de diiode dosée.

INDICE

Outil : à l'équivalence, les deux réactifs sont épuisés en même temps.

CORRIGÉ

Tableau d'avancement. n_1 : diiode dosé ; n_2 : thiosulfate versé jusqu'à l'équivalence.

État	$\mathrm{I_2}$	$\mathrm{S_2O_3^{2-}}$	$\mathrm{I^-}$	$\mathrm{S_4O_6^{2-}}$
initial	n_1	n_2	0	0
en cours	$n_1 - x$	$n_2 - 2x$	$2x$	x
équivalence	0	0	$2x_E$	x_E

Thiosulfate versé. $V_E = 1{,}24 \times 10^{-2}\,\mathrm{L}$:

$$\begin{aligned} n_2 &= C_2\,V_E \\ &= 2{,}00 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}} \\ &\quad \times 1{,}24 \times 10^{-2}\,\mathrm{L} \\ &= 2{,}48 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Diiode. $n_2 = 2x_E$ et $n_1 = x_E$, donc $n_1 = \dfrac{n_2}{2}$:

$$x_E = 1{,}24 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol}$$

Conclusion. La prise d'essai contient $n_1 = 1{,}24 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol}$ de diiode.

4.

Calculer la concentration C_1 de la solution de diiode.

INDICE

Outil : $C = \dfrac{n}{V}$, avec le volume dosé en litres.

CORRIGÉ

Le volume dosé vaut $V_1 = 1{,}00 \times 10^{-2}\,\mathrm{L}$:

$$\begin{aligned} C_1 &= \frac{n_1}{V_1} \\ &= \frac{1{,}24 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol}}{1{,}00 \times 10^{-2}\,\mathrm{L}} \\ &= 1{,}24 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}} \end{aligned}$$

Conclusion. La solution de diiode a une concentration $C_1 = 1{,}24 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

Exercice 5

La décoloration du bleu de méthylène est-elle plus rapide à chaud ?

En milieu basique, le glucose réduit lentement le bleu de méthylène, bleu, en une forme incolore : un mélange des deux solutions se décolore en quelques minutes. Un groupe d'élèves veut savoir si cette décoloration est plus rapide à chaud.

Document : matériel disponible.

Matériel	Quantité
tubes à essais identiques et portoir	8
solution basique de glucose	$100\,\mathrm{mL}$
solution de bleu de méthylène	$100\,\mathrm{mL}$
bains thermostatés réglables	3
pipettes jaugées de $5\,\mathrm{mL}$	2
chronomètre et thermomètre	1 de chaque
tube témoin, d'un bleu pâle	1

1.

Quel paramètre faut-il faire varier ? Lesquels faut-il garder identiques ?

INDICE

Outil : la question posée par les élèves désigne le facteur étudié.

CORRIGÉ

Paramètre étudié. La température du mélange.

Paramètres fixés. Mêmes solutions, mêmes volumes, donc mêmes concentrations initiales ; mêmes tubes ; même repère d'observation.

Conclusion. Seule la température doit changer d'un essai à l'autre.

2.

Proposer un protocole, avec le matériel du document, pour comparer trois températures.

INDICE

Outil : ce qui doit être identique d'un essai à l'autre au moment précis du mélange.

CORRIGÉ

Protocole.

1. Régler les trois bains, par exemple à 20, 30 et $40\,^{\circ}\mathrm{C}$.
2. Dans chaque bain, placer un tube de $5\,\mathrm{mL}$ de solution de glucose et un tube de $5\,\mathrm{mL}$ de solution de bleu de méthylène, prélevés à la pipette jaugée.
3. Attendre que les solutions atteignent la température du bain ; vérifier au thermomètre.
4. Avec le seul chronomètre, réaliser les trois essais l'un après l'autre : verser le bleu de méthylène dans le glucose, sans sortir le tube du bain, et déclencher le chronomètre.
5. Arrêter le chronomètre quand la teinte atteint celle du tube témoin ; noter Δt.

Conclusion. Ce protocole ne fait varier que la température : les trois durées renseignent sur son influence.

3.

Pourquoi utiliser un tube témoin plutôt que guetter « la fin du bleu » à l'œil ?

INDICE

Outil : une comparaison de durées exige un même repère d'observation.

CORRIGÉ

La décoloration est progressive et sa fin est difficile à saisir : sans référence, chacun arrêterait le chronomètre à une nuance différente. Le témoin bleu pâle fixe la même teinte pour les trois essais.

Conclusion. Le tube témoin rend le repère d'observation identique et limite l'erreur de lecture.

4.

Les élèves obtiennent les durées ci-dessous. Conclure.

θ (°C)	Δt (s)
20	240
30	115
40	55

INDICE

Outil : la plus courte durée correspond à l'évolution la plus rapide.

CORRIGÉ

Lecture. Quand la température passe de 20 à $40\,^{\circ}\mathrm{C}$, la durée de la décoloration passe de $240\,\mathrm{s}$ à $55\,\mathrm{s}$.

Conclusion. À concentrations initiales identiques, la réduction du bleu de méthylène par le glucose est d'autant plus rapide que la température est élevée : la décoloration est plus rapide à chaud.

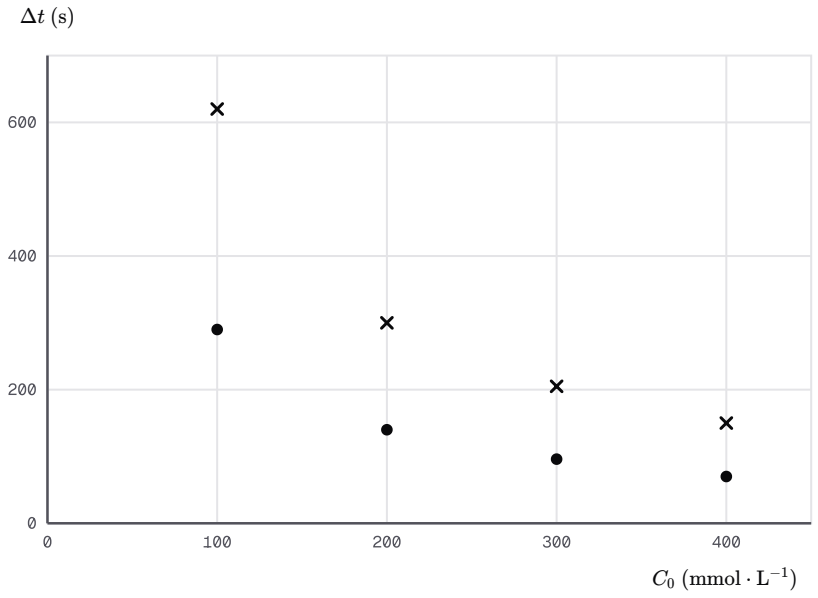
Exercice 6

Zinc en poudre et acide : deux séries de durées

On fait réagir $0{,}050\ \mathrm{g}$ de zinc en poudre avec $25\ \mathrm{mL}$ d'acide chlorhydrique de concentration initiale C_0 en ions $\mathrm{H^+}$. Le zinc est le réactif limitant dans chaque essai. On mesure la durée Δt jusqu'à la fin du dégagement de dihydrogène, une série dans un bain thermostaté à $20\ ^\circ\mathrm{C}$, une autre à $30\ ^\circ\mathrm{C}$.

Document : durées mesurées, en secondes.

$C_0\ (\mathrm{mmol\cdot L^{-1}})$	$20\ ^\circ\mathrm{C}$	$30\ ^\circ\mathrm{C}$
100	620	290
200	300	140
300	205	96
400	150	70



Durée de réaction du zinc selon la concentration, à deux températures

1.

Quel facteur cinétique la série à $20\,^{\circ}\mathrm{C}$ permet-elle d'étudier ? Conclure sur son influence.

INDICE

Outil : dans une même série, repère la seule grandeur qui change.

CORRIGÉ

Dans cette série, seule C_0 change. Quand elle passe de 100 à $400\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$, la durée diminue de $620\,\mathrm{s}$ à $150\,\mathrm{s}$.

Conclusion. À température identique, la réaction est d'autant plus rapide que la concentration initiale en ions $\mathrm{H^+}$ est grande.

2.

Comparer les deux séries pour une même valeur de C_0. Quel facteur est alors étudié ? Conclure.

INDICE

Outil : lis une même ligne du tableau.

CORRIGÉ

Sur une même ligne, seule la température change. Pour $C_0 = 200\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$, par exemple, la durée passe de $300\,\mathrm{s}$ à $140\,\mathrm{s}$ entre 20 et $30\,^{\circ}\mathrm{C}$; il en va de même sur chaque ligne.

Conclusion. À concentration identique, la réaction est d'autant plus rapide que la température est élevée.

3.

Un élève compare l'essai à $100\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$ et $20\,^{\circ}\mathrm{C}$ à l'essai à $400\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$ et $30\,^{\circ}\mathrm{C}$. Que peut-il en conclure ? Que ne peut-il pas en conclure ?

INDICE

Point délicat : combien de paramètres changent entre ces deux essais ?

CORRIGÉ

Ce qu'il peut dire. La durée passe de $620\,\mathrm{s}$ à $70\,\mathrm{s}$: les deux changements réunis rendent la réaction environ neuf fois plus rapide.

Ce qu'il ne peut pas dire. La concentration et la température changent toutes deux : cette seule comparaison ne dit pas la part de chaque facteur.

Conclusion. Les deux facteurs agissent dans le même sens, ce que montrent les questions précédentes ; la comparaison croisée ne mesure l'effet d'aucun des deux séparément.

4.

Le volume de dihydrogène dégagé à la fin est-il le même dans les huit essais ? Justifier.

INDICE

Outil : l'évolution s'arrête quand le réactif limitant est épuisé.

CORRIGÉ

Le zinc est le réactif limitant dans chaque essai, avec la même masse. L'avancement maximal, donc la quantité de dihydrogène formée, est le même partout.

Conclusion. Mesuré dans les mêmes conditions, le volume final de dihydrogène est le même dans les huit essais ; seule la durée change.

Exercice 7

Conserver un jus d'orange : vitamine C et dioxygène

Un jus d'orange frais contient de l'acide ascorbique, ou vitamine C, noté $\mathrm{C_6H_8O_6}$. Le dioxygène dissous l'oxyde lentement en $\mathrm{C_6H_6O_6}$. Couples : $\mathrm{C_6H_6O_6/C_6H_8O_6}$ et $\mathrm{O_2/H_2O}$.

Document : teneur en vitamine C d'un même jus, en mg pour $100\ \mathrm{mL}$, dans deux bouteilles fermées identiques.

Conservation	Au départ	Après 4 jours
au froid, $4\,^\circ\mathrm{C}$	52	47
à $25\,^\circ\mathrm{C}$	52	31

1.

Écrire les deux demi-équations en milieu acide, puis l'équation de l'oxydation de la vitamine C par le dioxygène.

INDICE

Outil : équilibre l'oxygène par l'eau et l'hydrogène par $\mathrm{H^+}$, puis égalise les électrons.

CORRIGÉ

Demi-équations.

$$\mathrm{C_6H_6O_6 + 2\,H^+ + 2\,e^- \rightleftharpoons C_6H_8O_6}$$

$$\mathrm{O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^- \rightleftharpoons 2\,H_2O}$$

Somme. On multiplie la première, écrite dans le sens de l'oxydation, par 2 ; les quatre ions $\mathrm{H^+}$ se simplifient :

$$\mathrm{2\,C_6H_8O_{6(aq)} + O_{2(aq)} \longrightarrow 2\,C_6H_6O_{6(aq)} + 2\,H_2O_{(\ell)}}$$

Conclusion. La vitamine C, réducteur, est oxydée par le dioxygène ; l'équation conserve les éléments et les charges.

2.

Cette transformation est-elle rapide, lente ou très lente ? Justifier à l'aide du document, en précisant le moyen d'observation.

INDICE

Outil : la définition d'une transformation lente et d'une transformation très lente ; le moyen qui a permis de suivre la teneur.

CORRIGÉ

À l'œil nu. Le jus ne change pas d'aspect en quelques jours : rien n'est perceptible, la transformation paraît très lente.

Par un dosage. La teneur en vitamine C baisse de façon mesurable en quelques jours, sans s'annuler : à l'échelle de ce dosage, l'évolution se suit.

Conclusion. L'oxydation de la vitamine C est très lente à l'œil nu, mais lente pour un dosage : le classement dépend du moyen d'observation.

3.

Quel facteur cinétique le document met-il en évidence ? Conclure.

INDICE

Outil : vérifie ce qui est identique entre les deux bouteilles et ce qui diffère.

CORRIGÉ

Comparaison valable. Même jus, mêmes bouteilles fermées, même durée : seule la température diffère.

Lecture. En quatre jours, la perte vaut $52 - 47 = 5\,\text{mg}$ au froid et $52 - 31 = 21\,\text{mg}$ à $25\,^{\circ}\text{C}$, pour $100\,\text{mL}$.

Conclusion. L'oxydation de la vitamine C est d'autant plus rapide que la température est élevée : le froid la ralentit.

4.

Un élève affirme : « au froid, la vitamine C du jus est protégée pour toujours ». Critiquer cette phrase.

INDICE

Point délicat : distingue la durée de l'évolution et son état final.

CORRIGÉ

Froid. La teneur baisse aussi au froid, de 52 à $47\,\text{mg}$: l'oxydation est ralentie, pas arrêtée.

État final. Dans une bouteille fermée, la quantité finale de vitamine C détruite est fixée par le réactif limitant ; le froid retarde seulement le moment où elle est atteinte.

Conclusion. La phrase est fausse : le froid ralentit la perte de vitamine C, il ne l'empêche pas.