BURHAN

Transformations lentes et transformations rapides : exercices, niveau examen

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

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

Chapitre	Palier	Exercices
Transformations lentes et transformations rapides	Niveau examen	5

Exercice 1 6 pts

Traitement d'une eau ferrugineuse par le dioxygène

Certaines eaux souterraines contiennent des ions fer(II) $\mathrm{Fe^{2+}}$ dissous, qui leur donnent un goût métallique. Dans une station de traitement, on les oxyde par le dioxygène dissous en ions fer(III) $\mathrm{Fe^{3+}}$, que l'on retire ensuite de l'eau. Les deux parties sont indépendantes.

A.1. 0,5 pts

Partie A : équation de l'oxydation.

Écrire la demi-équation électronique du couple $\mathrm{Fe^{3+}/Fe^{2+}}$.

INDICE

Outil : la charge des deux ions fixe le nombre d'électrons.

CORRIGÉ

L'ion fer(III) capte un électron pour donner l'ion fer(II) :

$$\mathrm{Fe^{3+}} + e^- \rightleftharpoons \mathrm{Fe^{2+}}$$

Conclusion. Le couple $\mathrm{Fe^{3+}/Fe^{2+}}$ échange un seul électron.

A.2. 1 pts

Écrire la demi-équation électronique du couple $\mathrm{O_2/H_2O}$ en milieu acide.

INDICE

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

CORRIGÉ

Oxygène. Deux atomes à gauche : on écrit $2\,\mathrm{H_2O}$ à droite.

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

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

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

Conclusion. Le dioxygène capte quatre électrons ; la demi-équation conserve éléments et charges.

A.3. 1 pts

Établir l'équation de l'oxydation des ions fer(II) par le dioxygène dissous ; on l'écrit en milieu acide, par convention.

INDICE

Outil : autant d'électrons cédés par les ions fer(II) que captés par le dioxygène.

CORRIGÉ

Électrons. Une molécule de dioxygène capte quatre électrons, et un ion fer(II) n'en libère qu'un : la demi-équation du fer, écrite dans le sens de l'oxydation, est multipliée par 4.

$$\begin{aligned} &4\,\mathrm{Fe}^{2+}_{(\mathrm{aq})} + \mathrm{O}_{2(\mathrm{aq})} \\ &+ 4\,\mathrm{H}^{+}_{(\mathrm{aq})} \\ &\longrightarrow 4\,\mathrm{Fe}^{3+}_{(\mathrm{aq})} \\ &+ 2\,\mathrm{H_2O}_{(\ell)} \end{aligned}$$

Conclusion. L'équation conserve le fer, l'oxygène et l'hydrogène ; la charge vaut $+12$ de chaque côté.

A.4. 0,5 pts

Quelle espèce est oxydée ? Laquelle est réduite ?

INDICE

Outil : l'oxydant capte les électrons et subit la réduction.

CORRIGÉ

Les ions fer(II) cèdent des électrons et le dioxygène les capte.

Conclusion. Les ions fer(II) sont oxydés en ions fer(III) ; le dioxygène, oxydant, est réduit en eau.

B.1. `0,5 pts`

Partie B : rapidité de l'oxydation et température.

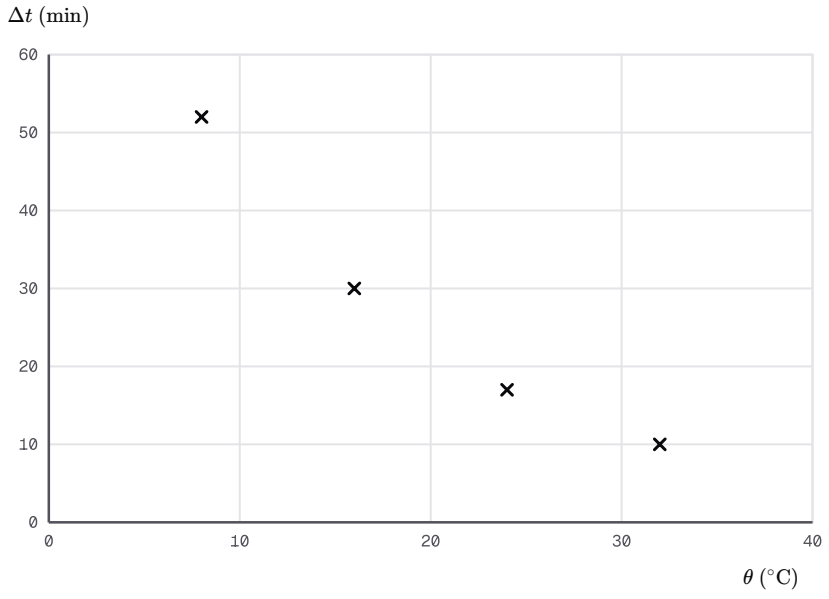
Au laboratoire, on remplit à ras bord quatre flacons identiques avec la même eau ferrugineuse, proche de la neutralité et de même concentration en dioxygène dissous, puis on les bouche. Dans cette eau, le fer(III) formé donne un trouble orangé.

Chaque flacon est placé dans un bain thermostaté à une température θ. On mesure la durée Δt au bout de laquelle sa teinte orangée atteint celle d'un flacon témoin.

Document : durées mesurées.

θ (°C)	Δt (min)
8	52
16	30
24	17
32	10

Pourquoi remplir les flacons à ras bord et les boucher ?



× Points de mesure

Durée d'apparition de la teinte selon la température

INDICE

Outil : le dioxygène de l'air peut se dissoudre dans l'eau d'un flacon ouvert.

CORRIGÉ

Un flacon ouvert ou à moitié vide échangerait du dioxygène avec l'air : sa concentration en dioxygène dissous changerait d'un flacon à l'autre.

Conclusion. Pleins et bouchés, les flacons gardent la même concentration en dioxygène dissous : seule la température diffère entre eux.

B.2. 1 pts

Exploiter le document pour conclure sur l'influence de la température.

INDICE

Outil : un même repère atteint plus tôt signale une évolution plus rapide.

CORRIGÉ

Lecture. Quand θ passe de 8 à $32\,^{\circ}\mathrm{C}$, Δt diminue de $52\,\mathrm{min}$ à $10\,\mathrm{min}$.

Conclusion. À concentrations initiales identiques, l'oxydation des ions fer(II) est d'autant plus rapide que la température est élevée.

B.3. 0,5 pts

Encadrer la durée attendue pour une eau à $20\,^{\circ}\mathrm{C}$.

INDICE

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

CORRIGÉ

La température $20\,^{\circ}\mathrm{C}$ est comprise entre 16 et $24\,^{\circ}\mathrm{C}$, et la durée diminue quand la température augmente.

Conclusion. À $20\,^{\circ}\mathrm{C}$, la teinte du témoin serait atteinte en une durée comprise entre $17\,\mathrm{min}$ et $30\,\mathrm{min}$.

B.4. 1 pts

En hiver, l'eau arrive à la station à $8\,^{\circ}\mathrm{C}$. On veut atteindre la teinte du témoin en moins de $20\,\mathrm{min}$. Proposer une température de traitement d'après le document, puis un second moyen d'accélérer l'oxydation.

INDICE

Outil : le document pour la température ; pour le second moyen, un réactif dont on peut changer la quantité dissoute.

CORRIGÉ

Température. D'après le document, la durée descend sous $20\,\mathrm{min}$ entre 16 et $24\,^{\circ}\mathrm{C}$; à $24\,^{\circ}\mathrm{C}$, elle vaut $17\,\mathrm{min}$. Il faut donc réchauffer l'eau jusqu'à environ $24\,^{\circ}\mathrm{C}$.

Concentration. Insuffler de l'air dans l'eau augmente la concentration en dioxygène dissous, réactif de la transformation.

Conclusion. Réchauffer l'eau vers $24\,^{\circ}\mathrm{C}$, ou augmenter sa concentration en dioxygène dissous par aération, accélère l'oxydation des ions fer(II).

Exercice 2 6 pts

Eau de Javel : contrôle par les ions iodure et décoloration d'un colorant

L'eau de Javel est une solution d'ions hypochlorite $\mathrm{ClO^-}$. On contrôle d'abord une eau de Javel diluée, puis on étudie la décoloration d'un colorant par une eau de Javel. Les deux parties sont indépendantes.

A.1. 1 pts

Partie A : contrôle d'une eau de Javel diluée.

On verse $V_1 = 10{,}0\,\mathrm{mL}$ d'eau de Javel diluée, de concentration $[\mathrm{ClO^-}] = 4{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$, dans $V_2 = 20{,}0\,\mathrm{mL}$ d'une solution acidifiée d'iodure de potassium de concentration $C_2 = 0{,}10\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$. Le mélange brunit aussitôt. Couples : $\mathrm{ClO^-/Cl^-}$ et $\mathrm{I_2/I^-}$. Les ions $\mathrm{H^+}$ sont en excès.

Écrire la demi-équation électronique du couple $\mathrm{ClO^-/Cl^-}$ en milieu acide.

INDICE

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

CORRIGÉ

Oxygène. Un atome à gauche : on écrit $\mathrm{H_2O}$ à droite.

Hydrogène. On ajoute $2\,\mathrm{H^+}$ à gauche.

Charges. À gauche $-1+2=+1$, à droite -1 : on ajoute $2\,e^-$ à gauche.

$$\mathrm{ClO^- + 2\,H^+ + 2\,}e^- \rightleftharpoons \mathrm{Cl^- + H_2O}$$

Conclusion. L'ion hypochlorite capte deux électrons ; la demi-équation conserve éléments et charges.

A.2. 1 pts

Établir l'équation de l'oxydation des ions iodure par les ions hypochlorite.

INDICE

Outil : la demi-équation du couple $\mathrm{I_2/I^-}$ échange aussi deux électrons.

CORRIGÉ

Demi-équation de l'iode.

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

Somme. Deux électrons de part et d'autre : les ions iodure sont oxydés, l'ion hypochlorite réduit.

$$\mathrm{ClO^-_{(aq)} + 2\,I^-_{(aq)} + 2\,H^+_{(aq)} \longrightarrow Cl^-_{(aq)} + I_{2(aq)} + H_2O_{(\ell)}}$$

Conclusion. L'équation conserve le chlore, l'iode, l'oxygène et l'hydrogène ; la charge vaut -1 de chaque côté.

A.3. 0,5 pts

Cette transformation est-elle rapide ou lente, à l'œil nu ? Justifier.

INDICE

Outil : la définition d'une transformation rapide.

CORRIGÉ

Le mélange brunit aussitôt : à l'œil, on ne peut pas suivre son évolution.

Conclusion. À l'œil nu, la réaction des ions hypochlorite avec les ions iodure est rapide.

A.4. 1,5 pts

Dresser le tableau d'avancement, puis calculer la quantité de diiode formée.

INDICE

Début : calcule les quantités initiales par $n = C\,V$. **Ensuite :** cherche le réactif limitant.

CORRIGÉ

Quantités initiales. $n_0(\mathrm{ClO^-}) = 4{,}0 \times 10^{-2} \times 10{,}0 \times 10^{-3} = 4{,}0 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol}$, soit $0{,}40\,\mathrm{mmol}$; $n_0(\mathrm{I^-}) = 0{,}10 \times 20{,}0 \times 10^{-3} = 2{,}0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol}$, soit $2{,}0\,\mathrm{mmol}$.

Tableau d'avancement, quantités en mmol :

Espèce	initial	en cours	final
$\mathrm{ClO^-}$	$0{,}40$	$0{,}40 - x$	0
$\mathrm{I^-}$	$2{,}0$	$2{,}0 - 2x$	$1{,}2$
$\mathrm{H^+}$	excès	excès	excès
$\mathrm{Cl^-}$	0	x	$0{,}40$
$\mathrm{I_2}$	0	x	$0{,}40$
$\mathrm{H_2O}$	excès	excès	excès

Réactif limitant. $0{,}40 - x = 0$ donne $x = 0{,}40\,\mathrm{mmol}$; $2{,}0 - 2x = 0$ donne $x = 1{,}0\,\mathrm{mmol}$. L'ion hypochlorite est limitant :

$$x_{\max} = 4{,}0 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol}$$

Conclusion. La réaction forme $n(\mathrm{I_2}) = x_{\max} = 4{,}0 \times 10^{-4}\,\mathrm{mol}$ de diiode.

B.1. 0,5 pts

Partie B : décoloration d'un colorant.

On ajoute de l'eau de Javel à une solution d'un colorant rouge, à $25\,^{\circ}\mathrm{C}$. La teinte rouge disparaît progressivement, en quelques minutes ; le colorant est le réactif limitant. Deux essais ne diffèrent que par la concentration initiale C_0 en ions hypochlorite dans le mélange.

Document : durées de décoloration.

Essai	C_0 $(\mathrm{mmol \cdot L^{-1}})$	Δt (s)
1	15	330
2	45	115

Classer la décoloration du colorant, en citant le moyen d'observation.

INDICE

Outil : la définition d'une transformation lente.

CORRIGÉ

À l'œil nu, on voit la teinte rouge pâlir pendant plusieurs minutes : l'évolution peut être suivie.

Conclusion. Observée à l'œil nu, la décoloration du colorant par l'eau de Javel est une transformation lente.

B.2. 0,5 pts

Conclure, à l'aide du document, sur l'influence de la concentration en ions hypochlorite.

INDICE

Outil : vérifie qu'un seul paramètre change entre les deux essais, puis compare les durées.

CORRIGÉ

Seule C_0 change entre les deux essais. Quand elle est multipliée par 3, la durée passe de $330\,\mathrm{s}$ à $115\,\mathrm{s}$.

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

B.3. 1 pts

Pour mesurer la teinte restante à un instant donné, un technicien prélève $1{,}0\,\mathrm{mL}$ du mélange et le verse dans $24\,\mathrm{mL}$ d'eau glacée. Justifier ce geste.

INDICE

Outil : les deux facteurs cinétiques sur lesquels agit l'eau glacée.

CORRIGÉ

Dilution. Le volume passe à $25\,\mathrm{mL}$: chaque concentration est divisée par $\dfrac{25}{1{,}0} = 25$.

Refroidissement. Le prélèvement passe de $25\,^{\circ}\mathrm{C}$ à une température proche de $0\,^{\circ}\mathrm{C}$.

Conclusion. Cette trempe abaisse à la fois les concentrations et la température : la décoloration devient très lente, et la teinte mesurée reste celle de l'instant du prélèvement.

Exercice 3 6 pts

Ions fer(III) et ions iodure : quantité de diiode et rapidité

Les ions fer(III) $\mathrm{Fe^{3+}}$ oxydent les ions iodure $\mathrm{I^-}$ en diiode $\mathrm{I_2}$, brun en solution. Couples : $\mathrm{Fe^{3+}/Fe^{2+}}$ et $\mathrm{I_2/I^-}$.

Dans les conditions étudiées, on considère la transformation comme totale : l'évolution s'arrête quand le réactif limitant est épuisé. On calcule d'abord la quantité de diiode formée, puis on étudie la rapidité de la transformation. Les deux parties sont indépendantes.

A.1. 1 pts

Partie A : quantité de diiode formée.

Écrire la demi-équation de chaque couple ; les combiner pour obtenir l'équation modélisant la transformation.

INDICE

Outil : égalise les électrons cédés par les ions iodure et captés par les ions fer(III).

CORRIGÉ

Demi-équations.

$$\mathrm{Fe^{3+}} + e^- \rightleftharpoons \mathrm{Fe^{2+}}$$

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

Somme. On multiplie la demi-équation du fer par 2 :

$$2\,\mathrm{Fe^{3+}_{(aq)}} + 2\,\mathrm{I^-_{(aq)}} \longrightarrow 2\,\mathrm{Fe^{2+}_{(aq)}} + \mathrm{I_{2(aq)}}$$

Conclusion. L'équation conserve le fer et l'iode ; la charge vaut $+4$ de chaque côté.

A.2. 0,5 pts

On mélange $V_1 = 25{,}0\,\text{mL}$ d'une solution de chlorure de fer(III) de concentration $C_1 = 4{,}00 \times 10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $V_2 = 25{,}0\,\text{mL}$ d'une solution d'iodure de potassium de concentration $C_2 = 1{,}00 \times 10^{-1}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Calculer les quantités initiales d'ions fer(III) et d'ions iodure.

INDICE

Outil : $n = C\,V$, avec le volume en litres.

CORRIGÉ

Ions fer(III). $V_1 = 2{,}50 \times 10^{-2}\,\text{L}$:

$$n_0(\text{Fe}^{3+}) = C_1\,V_1 = 1{,}00 \times 10^{-3}\,\text{mol}$$

Ions iodure.

$$n_0(\text{I}^-) = C_2\,V_2 = 2{,}50 \times 10^{-3}\,\text{mol}$$

Conclusion. Le mélange contient au départ $1{,}00\,\text{mmol}$ d'ions fer(III) et $2{,}50\,\text{mmol}$ d'ions iodure.

A.3. 1,5 pts

Dresser le tableau d'avancement, déterminer le réactif limitant et calculer la quantité de diiode formée.

INDICE

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

CORRIGÉ

Tableau d'avancement, quantités en mmol :

État	Fe^{3+}	I^-	Fe^{2+}	I_2
initial	$1{,}00$	$2{,}50$	0	0
en cours	$1{,}00 - 2x$	$2{,}50 - 2x$	$2x$	x
final	0	$1{,}50$	$1{,}00$	$0{,}500$

Réactif limitant. $1{,}00 - 2x = 0$ donne $x = 0{,}500\,\text{mmol}$; $2{,}50 - 2x = 0$ donne $x = 1{,}25\,\text{mmol}$. Les ions fer(III) sont limitants :

$$x_{\max} = 5{,}00 \times 10^{-4}\,\text{mol}$$

Conclusion. La réaction forme $n(\text{I}_2) = x_{\max} = 5{,}00 \times 10^{-4}\,\text{mol}$ de diiode.

B.1. 0,5 pts

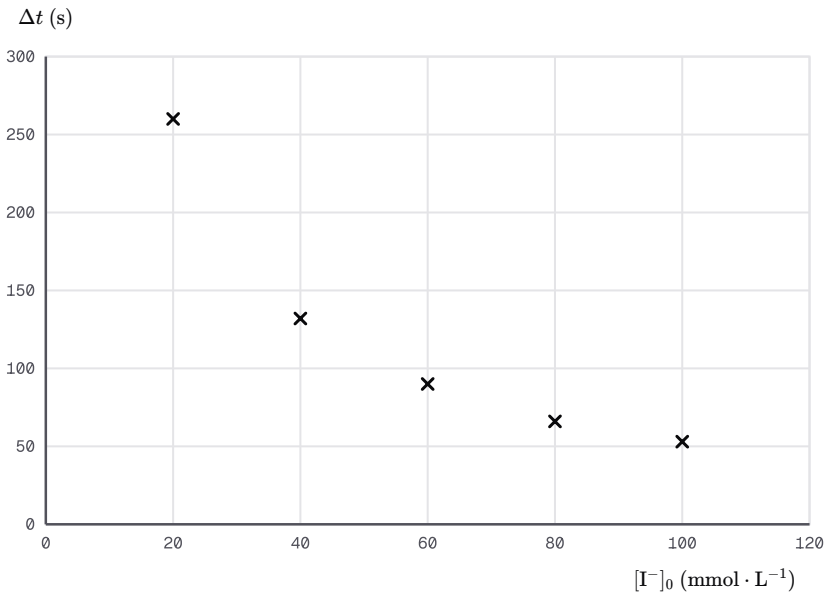
Partie B : rapidité et concentration en ions iodure.

À $25\,^{\circ}\mathrm{C}$, on prépare cinq mélanges de même volume, tous de concentration initiale en ions fer(III) $[\mathrm{Fe}^{3+}]_0 = 8{,}0\,\mathrm{mmol}\cdot\mathrm{L}^{-1}$; seule la concentration initiale en ions iodure $[\mathrm{I}^-]_0$ change. On mesure la durée Δt au bout de laquelle le mélange atteint la teinte brune d'un tube témoin.

Document : durées mesurées.

$[\mathrm{I}^-]_0$ $(\mathrm{mmol}\cdot\mathrm{L}^{-1})$	Δt (s)
20	260
40	132
60	90
80	66
100	53

Montrer que ces mesures permettent d'étudier un seul facteur cinétique.



× Points de mesure

Durée d'apparition de la teinte selon la concentration en ions iodure

INDICE

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

CORRIGÉ

Température, volume, concentration en ions fer(III) et repère d'observation sont les mêmes dans les cinq mélanges. Seule $[\mathrm{I}^-]_0$ change.

Conclusion. Ces mesures étudient un seul facteur cinétique : la concentration initiale en ions iodure.

B.2. 1 pts

Exploiter le document pour conclure sur l'influence de la concentration en ions iodure.

INDICE

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

CORRIGÉ

Lecture. Quand $[\mathrm{I^-}]_0$ passe de 20 à $100\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$, Δt diminue de $260\,\mathrm{s}$ à $53\,\mathrm{s}$.

Conclusion. À température identique, l'oxydation des ions iodure est d'autant plus rapide que leur concentration initiale est grande.

B.3. 0,5 pts

Encadrer la durée attendue pour $[\mathrm{I^-}]_0 = 50\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$.

INDICE

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

CORRIGÉ

La concentration $50\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$ est comprise entre 40 et $60\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$; la durée diminue quand $[\mathrm{I^-}]_0$ augmente.

Conclusion. La teinte du témoin serait atteinte en une durée comprise entre $90\,\mathrm{s}$ et $132\,\mathrm{s}$.

B.4. 1 pts

À la fin de la transformation, le mélange où $[\mathrm{I^-}]_0 = 100\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$ est-il plus foncé que celui où $[\mathrm{I^-}]_0 = 20\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$? Justifier.

INDICE

Point délicat : la teinte finale dépend de la quantité finale de diiode.

CORRIGÉ

Réactif limitant. Deux ions iodure réagissent avec deux ions fer(III). Dans chaque mélange, $[\mathrm{I^-}]_0$ vaut au moins $20\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$, plus que $[\mathrm{Fe^{3+}}]_0 = 8{,}0\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$: les ions fer(III) sont limitants partout.

État final. La quantité finale de diiode ne dépend que des ions fer(III), les mêmes dans les cinq mélanges de même volume.

Conclusion. Non : les deux mélanges atteignent la même teinte finale ; celui qui contient plus d'ions iodure l'atteint seulement plus tôt.

Exercice 4 6 pts

Conserver une eau de Javel : classement et conditions de stockage

L'étiquette d'une eau de Javel concentrée conseille : « diluer dans les trois mois ; conserver au frais ». En flacon, les ions hypochlorite $\mathrm{ClO^-}$ se décomposent en ions chlorure et en dioxygène. On cherche à comprendre ces conseils. Les deux parties sont indépendantes.

A.1. 1 pts

Partie A : trois transformations d'une eau de Javel.

- **a.** Versée sur un acide, l'eau de Javel libère aussitôt du dichlore, gaz toxique : il ne faut jamais faire ce mélange.
- **b.** Concentrée, dans un flacon transparent laissé au soleil, elle libère de fines bulles de dioxygène pendant plusieurs heures.
- **c.** Dans son flacon opaque et fermé, elle ne change pas d'aspect en une semaine.

Classer chaque transformation, observée à l'œil nu : rapide, lente ou très lente.

INDICE

Outil : la définition d'une transformation rapide, lente ou très lente.

CORRIGÉ

a. Le gaz se dégage dès le contact : la transformation est rapide.

b. Les bulles apparaissent peu à peu, pendant plusieurs heures, et se suivent à l'œil : la transformation est lente.

c. Aucun changement n'est perceptible en une semaine : la transformation est très lente.

Conclusion. À l'œil nu, a est rapide, b est lente et c est très lente.

A.2. 0,5 pts

Un dosage des ions hypochlorite révèle pourtant une baisse de leur concentration au bout de plusieurs semaines dans le flacon. Que faut-il ajouter au classement de la transformation c ?

INDICE

Outil : le caractère rapide ou lent d'une transformation dépend du moyen d'observation.

CORRIGÉ

L'œil ne perçoit rien en une semaine, mais le dosage met en évidence une évolution sur plusieurs semaines. Le classement dépend donc du moyen d'observation.

Conclusion. Il faut préciser « très lente à l'œil nu » : avec un dosage, l'évolution de l'eau de Javel en flacon devient mesurable.

A.3. 1 pts

La transformation a est modélisée par l'équation :

$$\mathrm{ClO^-_{(aq)}} + \mathrm{Cl^-_{(aq)}} + 2\,\mathrm{H^+_{(aq)}} \longrightarrow \mathrm{Cl_{2(g)}} + \mathrm{H_2O_{(\ell)}}$$

Identifier les deux couples oxydant/réducteur mis en jeu.

INDICE

Outil : les deux réactifs chlorés donnent le même produit chloré ; écris une demi-équation pour chacun.

CORRIGÉ

Ion hypochlorite. Il donne le dichlore en captant des électrons :

$$2\,\mathrm{ClO^-} + 4\,\mathrm{H^+} + 2\,e^- \rightleftharpoons \mathrm{Cl_2} + 2\,\mathrm{H_2O}$$

Ion chlorure. Il donne le dichlore en cédant des électrons :

$$\mathrm{Cl_2} + 2\,e^- \rightleftharpoons 2\,\mathrm{Cl^-}$$

Conclusion. Les deux couples sont $\mathrm{ClO^-/Cl_2}$ et $\mathrm{Cl_2/Cl^-}$; le dichlore est le réducteur du premier et l'oxydant du second.

B.1. 1 pts

Partie B : conditions de stockage.

On stocke trois échantillons de la même eau de Javel pendant huit semaines, dans des flacons fermés identiques, à l'abri de la lumière. L'échantillon 3 a été dilué avant le stockage.

Document : concentration en ions hypochlorite, en $\mathrm{mmol \cdot L^{-1}}$.

Échantillon	θ (°C)	au départ	après 8 semaines
1	20	480	430
2	35	480	310
3	20	120	116

Calculer, pour chaque échantillon, le pourcentage d'ions hypochlorite perdus en huit semaines.

INDICE

Outil : perte relative = baisse de concentration divisée par la concentration de départ.

CORRIGÉ

Échantillon 1. $\dfrac{480-430}{480} \approx 0{,}10$, soit environ $10\,\%$.

Échantillon 2. $\dfrac{480-310}{480} \approx 0{,}35$, soit environ $35\,\%$.

Échantillon 3. $\dfrac{120-116}{120} \approx 0{,}03$, soit environ $3\,\%$: l'écart de $4\,\mathrm{mmol \cdot L^{-1}}$ n'a qu'un chiffre significatif.

Conclusion. En huit semaines, les échantillons 1, 2 et 3 perdent environ $10\,\%$, $35\,\%$ et $3\,\%$ de leurs ions hypochlorite.

B.2. 1 pts

Quels échantillons comparer pour conclure sur l'influence de la température ? Sur celle de la concentration ? Conclure dans les deux cas.

INDICE

Outil : pour chaque facteur, cherche deux échantillons qui ne diffèrent que par lui.

CORRIGÉ

Température. Les échantillons 1 et 2 ont la même concentration de départ ; seule la température diffère. La perte passe de $10\,\%$ à $35\,\%$ quand θ passe de 20 à $35\,^{\circ}\mathrm{C}$.

Concentration. Les échantillons 1 et 3 sont à la même température ; seule la concentration de départ diffère. La perte passe de $10\,\%$ à $3\,\%$ environ pour la solution diluée.

Conclusion. La décomposition des ions hypochlorite est d'autant plus rapide que la température est élevée et que leur concentration est grande.

B.3. 1,5 pts

Expliquer les deux conseils de l'étiquette, puis proposer des conditions de stockage pour une eau de Javel que l'on veut garder plusieurs mois.

INDICE

Outil : les comparaisons d'échantillons de la question précédente.

CORRIGÉ

Diluer. Une eau de Javel diluée a une concentration plus faible : sa décomposition est plus lente, comme le montre l'échantillon 3.

Au frais. Une température basse ralentit aussi la décomposition, comme le montre l'échantillon 1 face à l'échantillon 2.

Stockage proposé. Diluer l'eau de Javel dès l'achat, puis la garder dans un flacon fermé, dans un endroit frais.

Conclusion. Les deux conseils agissent sur deux facteurs cinétiques, la concentration et la température : ils ralentissent la décomposition des ions hypochlorite sans l'arrêter.

Exercice 5 6 pts

Ions fer(III) et ions thiosulfate : protocole et mesures

En travaux pratiques, on ajoute à une solution incolore de thiosulfate de sodium quelques millilitres d'une solution de chlorure de fer(III), jaune orangé. Une teinte violette apparaît, puis disparaît progressivement en quelques dizaines de secondes. Les deux parties sont indépendantes.

A.1. 1 pts

Partie A : équation de la réaction étudiée.

Les couples mis en jeu sont $\mathrm{Fe^{3+}/Fe^{2+}}$ et $\mathrm{S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}}$. Écrire leurs demi-équations électroniques.

INDICE

Outil : la forme générale d'une demi-équation, électrons du côté de l'oxydant ; conserve le soufre et les charges.

CORRIGÉ

Couple du fer.

$$\mathrm{Fe^{3+}} + e^- \rightleftharpoons \mathrm{Fe^{2+}}$$

Couple du soufre. Quatre atomes de soufre à gauche : on écrit $2\,\mathrm{S_2O_3^{2-}}$ à droite. À gauche la charge vaut -2, à droite -4 : on ajoute $2\,e^-$ à gauche.

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

Conclusion. Le couple du fer échange un électron, celui du soufre en échange deux.

A.2. 1 pts

En déduire l'équation de la réaction entre les ions fer(III) et les ions thiosulfate.

INDICE

Outil : multiplie une demi-équation pour égaliser les électrons, puis additionne.

CORRIGÉ

Électrons. On multiplie la demi-équation du fer par 2 ; celle du soufre s'écrit dans le sens de l'oxydation.

$$2\,\mathrm{Fe^{3+}_{(aq)}} + 2\,\mathrm{S_2O^{2-}_{3(aq)}} \longrightarrow 2\,\mathrm{Fe^{2+}_{(aq)}} + \mathrm{S_4O^{2-}_{6(aq)}}$$

Conclusion. L'équation conserve le fer, le soufre et l'oxygène ; la charge vaut $+2$ de chaque côté.

A.3. 0,5 pts

Quel réactif est oxydé ? Lequel est réduit ?

INDICE

Outil : le réducteur cède des électrons et subit l'oxydation.

CORRIGÉ

Les ions thiosulfate cèdent des électrons ; les ions fer(III) les captent.

Conclusion. Les ions thiosulfate sont oxydés en ions tétrathionate ; les ions fer(III) sont réduits en ions fer(II).

B.1. 1,5 pts

Partie B : influence de la concentration en ions thiosulfate.

On dispose d'une solution de chlorure de fer(III), d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration $C = 0{,}100\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, d'eau distillée, de pipettes graduées, de béchers identiques et d'un chronomètre ; la salle est à $22\,^{\circ}\text{C}$.

Proposer un protocole pour étudier l'influence de la concentration initiale en ions thiosulfate, la température restant fixée.

INDICE

Outil : la liste de ce qui doit rester identique d'un mélange à l'autre, et le repère d'observation.

CORRIGÉ

Choix. Chaque mélange reçoit le même volume de solution de fer(III), par exemple $10{,}0\,\text{mL}$, et le même volume total, par exemple $20{,}0\,\text{mL}$: la concentration en ions fer(III) est alors la même partout.

Préparation. Dans cinq béchers, verser $V = 2{,}0$, $4{,}0$, $6{,}0$, $8{,}0$ et $10{,}0\,\text{mL}$ de solution de thiosulfate, puis compléter avec de l'eau distillée jusqu'à $10{,}0\,\text{mL}$.

Mélange. Ajouter d'un coup la solution de fer(III) et déclencher le chronomètre.

Repère. Arrêter le chronomètre à la disparition complète de la teinte violette ; noter Δt.

Conclusion. Ce protocole garde la température, le volume total et la concentration en ions fer(III) identiques : seule la concentration initiale en ions thiosulfate varie.

B.2. 0,5 pts

On retient le protocole suivant : chaque mélange contient $10{,}0\,\mathrm{mL}$ de solution de fer(III), un volume V de solution de thiosulfate et de l'eau distillée, pour un volume total $V_T = 20{,}0\,\mathrm{mL}$.

Exprimer la concentration initiale $[\mathrm{S_2O_3^{2-}}]_0$ dans un mélange en fonction de C, V et V_T, puis la calculer pour $V = 4{,}0\,\mathrm{mL}$.

INDICE

Outil : la quantité d'ions thiosulfate apportée se répartit dans le volume total.

CORRIGÉ

Expression. La quantité apportée vaut $C\,V$; elle se répartit dans V_T :

$$[\mathrm{S_2O_3^{2-}}]_0 = \frac{C\,V}{V_T}$$

Application.

$$\begin{aligned}[\mathrm{S_2O_3^{2-}}]_0 &= 0{,}100\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}} \\ &\quad\times \frac{4{,}0\,\mathrm{mL}}{20{,}0\,\mathrm{mL}} \\ &= 2{,}0\times10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}\end{aligned}$$

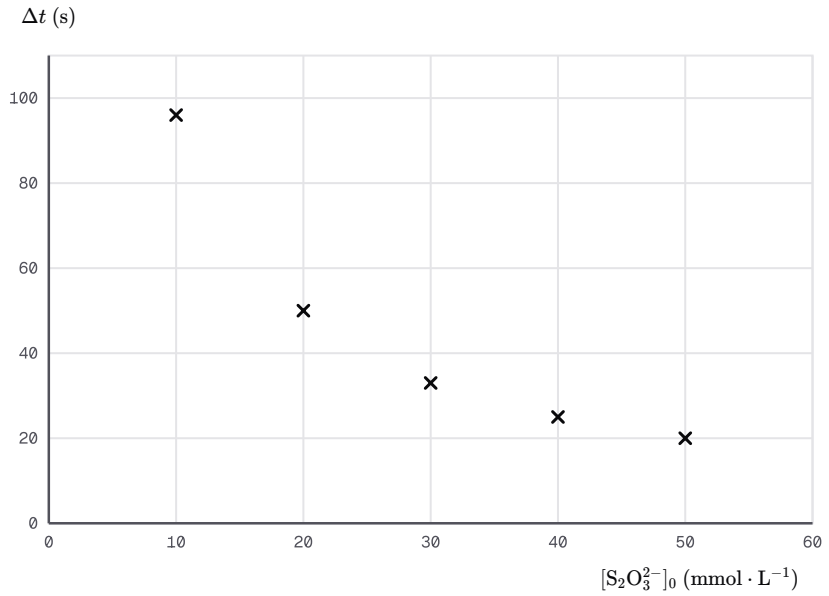
Conclusion. Pour $V = 4{,}0\,\mathrm{mL}$, la concentration initiale en ions thiosulfate vaut $2{,}0\times10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$, soit $20\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$.

B.3. 0,5 pts

Les mesures obtenues figurent dans le document. Les exploiter pour conclure.

Document : durées mesurées à $22\,^{\circ}\mathrm{C}$.

$[S_2O_3^{2-}]_0$ $(\mathrm{mmol\cdot L^{-1}})$	Δt (s)
10	96
20	50
30	33
40	25
50	20



× Points de mesure

Durée de disparition de la teinte violette selon la concentration en ions thiosulfate

INDICE

Outil : même repère pour tous les mélanges ; compare les durées.

CORRIGÉ

Lecture. Quand $[S_2O_3^{2-}]_0$ passe de 10 à $50\,\mathrm{mmol\cdot L^{-1}}$, la durée diminue de $96\,\mathrm{s}$ à $20\,\mathrm{s}$.

Conclusion. À température identique, la réaction entre les ions fer(III) et les ions thiosulfate est d'autant plus rapide que la concentration initiale en ions thiosulfate est grande.

B.4. 0,5 pts

Un élève a versé $8{,}0\ \text{mL}$ de solution de thiosulfate et $10{,}0\ \text{mL}$ de solution de fer(III), sans ajouter d'eau. Sa mesure peut-elle compléter la série ? Justifier.

INDICE

Point délicat : sans eau, le volume total change ; quelles concentrations changent alors ?

CORRIGÉ

Le volume total vaut $18{,}0\ \text{mL}$ au lieu de $20{,}0\ \text{mL}$. La concentration en ions thiosulfate change, mais celle des ions fer(III) aussi.

Conclusion. Non : deux concentrations diffèrent de celles de la série, et la durée mesurée ne peut être attribuée à la seule concentration en ions thiosulfate.

B.5. 0,5 pts

Citer une source d'erreur sur la mesure de Δt, puis proposer un moyen de la réduire.

INDICE

Outil : les deux instants que l'expérimentateur doit saisir pour chaque mesure.

CORRIGÉ

Source d'erreur. La teinte violette pâlit progressivement : deux élèves ne jugent pas sa disparition au même instant. Le chronomètre peut aussi partir en retard sur le mélange.

Réduction. Le même élève observe tous les mélanges, sur un fond blanc, et déclenche le chronomètre au moment où il verse ; chaque mesure est répétée, puis on garde la moyenne.

Conclusion. Le jugement de la fin de la teinte est la principale source d'erreur ; un observateur unique, un fond blanc et des mesures répétées la réduisent.