

SEMAINE 19

PHYSIQUE-CHIMIE

Terminale Générale

CHAPITRES

CH06 Prédiction du sens d'évolution spontanée d'un système chimique

CH07 Comparaison de la force des acides et des bases

CH14 et 15 Thermodynamique

EXERCICE III (4 points)
ANALYSE D'UN SOL

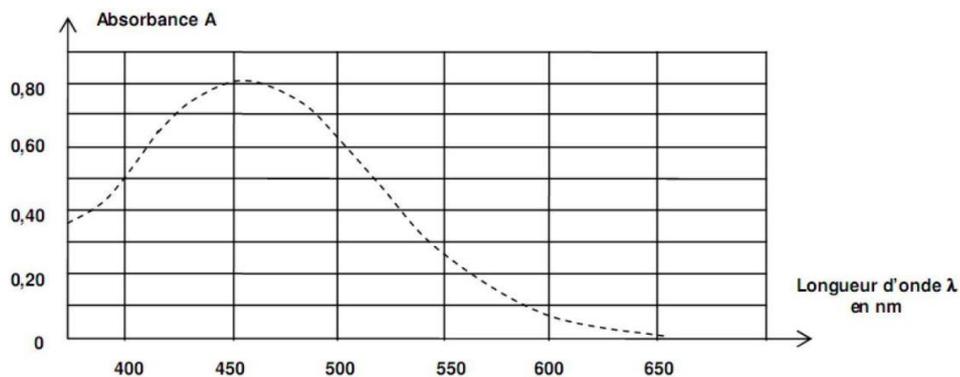
De nombreux éléments minéraux, tel le fer, et l'azote sont indispensables pour permettre aux végétaux de synthétiser la chlorophylle. Si ces éléments sont déficitaires dans le sol, la concentration en chlorophylle sera moindre et la couleur des végétaux moins verte. Ainsi, lorsqu'un sol est en carence de fer, les feuilles se décolorent et deviennent jaunes : c'est ce qu'on appelle la chlorose ferrique.

PARTIE A : Étude de la réaction mise en jeu

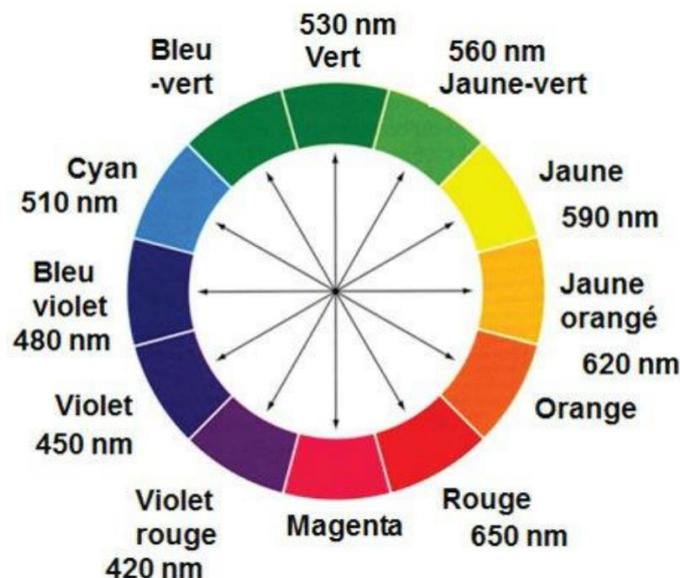
En présence d'ions thiocyanate $\text{SCN}^-(\text{aq})$ incolores les ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ forment des ions thiocyanatofer (III) $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$ colorés en solution aqueuse.

Données :

- Masse molaire du fer : $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Spectre d'absorption des ions thiocyanatofer (III) $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$ en solution aqueuse :



- Cercle chromatique :



- Équation de la réaction modélisant la transformation qui se produit lors du test de détection :

$$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$$
- Constante d'équilibre K associée à cette réaction à 25°C : $K = 130$.

A.1. Déterminer, en justifiant, la couleur d'une solution contenant des ions thiocyanatofer (III) $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$.

On dissout une quantité de matière $n_1 = 1,0 \times 10^{-3}$ mol d'ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ et une quantité de matière $n_2 = 5,0 \times 10^{-4}$ mol d'ions thiocyanate $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$ dans un volume $V = 500,0$ mL d'eau.

A.2.1. Exprimer puis calculer le quotient réactionnel initial $Q_{r,0}$.

A.2.2. En déduire le sens d'évolution spontané de la transformation.

PARTIE B : Analyse d'un échantillon

Les eaux qui ruissellent sur les sols et s'y infiltrent dissolvent les différents ions qu'ils contiennent. Ainsi l'eau stockée dans les nappes phréatiques souterraines est caractéristique du sol traversé.

Afin d'évaluer la concentration en ions fer III contenus dans un sol, on dose par spectrophotométrie les ions thiocyanatofer (III) $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$ contenus dans une solution aqueuse S préparée comme suit :

- on introduit dans une fiole jaugée de 50,0 mL un volume $V_0 = 25,0$ mL d'un échantillon d'eau prélevé d'une nappe phréatique ;
- on y ajoute 1 mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique à $5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis 1 mL d'une solution aqueuse de thiocyanate de potassium ($\text{K}^{+}(\text{aq})$, $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$) à $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- on complète la fiole jusqu'au trait de jauge par de l'eau distillée.

B.1. Gamme d'étalonnage

Cinq solutions étalon de différentes concentrations c_i sont préparées à partir d'une solution mère S_m en ions $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ de concentration $c_m = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Chacune de ces solutions, de volume total $V_i = 50,0$ mL, contient :

- un volume V_i de la solution mère S_m ;
- 1 mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique à $5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- 1 mL d'une solution aqueuse de thiocyanate de potassium ($\text{K}^{+}(\text{aq})$, $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$) à $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- de l'eau distillée.

On mesure l'absorbance A pour chacune des solutions ci-après dans le tableau et on trace la courbe d'étalonnage $A = f(c_i)$ fournie sur la figure 1 page suivante.

| Solution | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|--|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|----------------------|
| $c_i (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$ | $4,0 \times 10^{-5}$ | $8,0 \times 10^{-5}$ | $1,2 \times 10^{-4}$ | $1,6 \times 10^{-4}$ | $2,0 \times 10^{-4}$ |

B.1.1. Préciser, en justifiant, la longueur d'onde à laquelle régler le spectrophotomètre pour réaliser les mesures d'absorbance.

B.1.2. Dresser, en justifiant, la liste du matériel nécessaire à la réalisation de la solution étalon 5 à partir de la solution mère S_m .

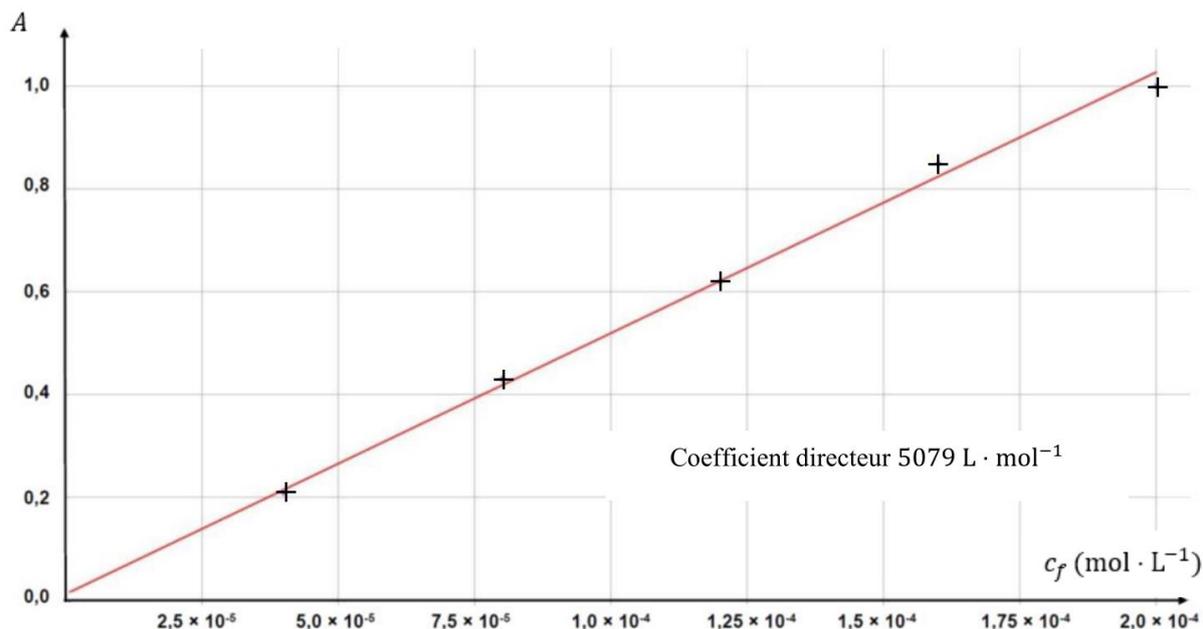


Figure 1 : Courbe d'étalonnage

B.1.3.1. Donner l'expression de la loi de Beer-Lambert en définissant chaque terme et en donnant leur unité.

B.1.3.2. Indiquer si cette loi est vérifiée dans le cas étudié.

B.2. Dosage de la solution S

L'absorbance de l'échantillon S mesurée dans les mêmes conditions que pour les solutions étalons est $A = 0,70$.

B.2. Déterminer la masse d'ions $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ contenue dans un litre d'eau de la nappe phréatique.

Dans cette question, le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.

PARTIE A : Étude de la réaction mise en jeu**A.1. Déterminer, en justifiant, la couleur d'une solution contenant des ions thiocyanatofer (III) $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$.**

En solution aqueuse, le spectre d'absorption montre que la longueur d'onde la plus absorbée par ces ions est $\lambda_{\text{max}} = 450 \text{ nm}$. La couleur absorbée est donc le violet. La couleur perçue est complémentaire de la couleur absorbée, elle est donc opposée sur le cercle chromatique. La solution est de couleur jaune.

Équation de la réaction modélisant la transformation qui se produit lors du test de détection : $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$.

On dissout une quantité de matière $n_1 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ et une quantité de matière $n_2 = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ d'ions thiocyanate $\text{SCN}^{-}(\text{aq})$ dans un volume $V = 500,0 \text{ mL}$ d'eau.

A.2.1. Exprimer puis calculer le quotient réactionnel initial $Q_{r,0}$.

$$Q_{r,0} = \frac{[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})_0}{[\text{Fe}^{3+}(\text{aq})]_0 \cdot [\text{SCN}^{-}(\text{aq})]_0}, \text{ comme } [[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})]_0 = 0 \text{ alors } Q_{r,0} = 0.$$

Constante d'équilibre K associée à cette réaction à 25°C : $K = 130$.

A.2.2. En déduire le sens d'évolution spontané de la transformation.

$Q_{r,0} < K$, le système évolue spontanément dans le sens direct qui conduit à la formation des ions $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$.

PARTIE B : Analyse d'un échantillon**B.1. Gamme d'étalonnage****B.1.1. Préciser, en justifiant, la longueur d'onde à laquelle régler le spectrophotomètre pour réaliser les mesures d'absorbance.**

Afin de réduire l'erreur relative sur la mesure de l'absorbance, il faut des valeurs d'absorbance élevées. Pour cela, on choisit $\lambda_{\text{max}} = 450 \text{ nm}$ pour laquelle les ions $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$ absorbent le plus.

B.1.2. Dresser, en justifiant, la liste du matériel nécessaire à la réalisation de la solution étalon 5 à partir de la solution mère S_m .

Solution mère : S_m

Solution fille : étalon 5

$$c_m = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$c_f = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V_m = ?$$

$$V_f = 50,0 \text{ mL}$$

Au cours d'une dilution la quantité de matière de soluté se conserve, ainsi $n_m = n_f$.

$$c_m \cdot V_m = c_f \cdot V_f$$

$$V_f = \frac{c_m \cdot V_m}{c_f}$$

$$V_m = \frac{2,0 \times 10^{-4} \times 50,0}{2,0 \times 10^{-3}} = 5,0 \text{ mL}$$

On verse dans un becher de la solution mère. À l'aide d'une pipette jaugée, on prélève 5,0 mL de solution mère que l'on verse dans une fiolle jaugée de 50,0 mL. On ajoute de l'eau distillée pour diluer.

B.1.3.1. Donner l'expression de la loi de Beer-Lambert en définissant chaque terme et en donnant leur unité.

$$A = k \cdot c$$

A absorbance sans unité,

k constante de proportionnalité, en L.mol^{-1} ,

c concentration en quantité, en mol.L^{-1} .

B.1.3.2. Indiquer si cette loi est vérifiée dans le cas étudié.

La courbe d'étalonnage est une droite passant par l'origine ce qui indique que la concentration est proportionnelle à l'absorbance comme l'indique la loi de Beer-Lambert qui est donc vérifiée.

B.2. Dosage de la solution S

L'absorbance de l'échantillon S mesurée dans les mêmes conditions que pour les solutions étalons est $A = 0,70$.

B.2. Déterminer la masse d'ions $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ contenue dans un litre d'eau de la nappe phréatique.

Dans cette question, le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.

La courbe d'étalonnage indique un coefficient directeur $k = 5079 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

D'après la loi de Beer-Lambert $A = k \cdot c$ donc $c = \frac{A}{k}$.

$$c = \frac{0,70}{5079} = 1,4 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\frac{0.70}{5079} = 1.37822406 \text{E}^{-4}$$

Ceci est la concentration en ions $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$ de la solution aqueuse S de volume égal à 50,0 mL.

Cette solution contient une quantité de matière en ions $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$ $n = c \cdot V$

$$n = 1,378 \times 10^{-4} \times 50,0 \times 10^{-3} = 6,9 \times 10^{-6} \text{ mol.}$$

$$1.37822406 \text{E}^{-4} * 50 \text{E}^{-3} = 6.8911203 \text{E}^{-6}$$

En considérant que la réaction $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons [\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$ est totale, alors la quantité de matière initiale en ions Fe^{3+} est égale à celle des ions $[\text{FeSCN}]^{2+}(\text{aq})$ formés.

La solution S contenait $n_{\text{Fe}^{3+}} = 6,9 \times 10^{-6} \text{ mol}$ qui ont été apportée par le volume V_0 d'eau de la nappe phréatique.

Comme $m = n \cdot M$ alors la masse d'ions Fe^{3+} dans le volume V_0 vaut $m_0 = 6,89 \times 10^{-6} \times 55,8 = 3,8 \times 10^{-4} \text{ g}$.

La concentration en masse en ions Fe^{3+} est $c = \frac{m_0}{V_0}$

$$c = \frac{3,85 \times 10^{-4}}{25,0 \times 10^{-3}} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{Rep} * 55.8 = 3.845245127 \text{E}^{-4}$$

Donc un litre d'eau de la nappe phréatique contient $1,5 \times 10^{-2} \text{ g}$ d'ions Fe^{3+} .

$$\text{Rep} / 25 \text{E}^{-3} = 1.538098051 \text{E}^{-2}$$

Exercice 3 - Batterie Lithium - Soufre (5 points)

Les appareils électroniques nomades (tablette, téléphone...) sont omniprésents et en évolution permanente. L'autonomie de ces appareils repose sur l'utilisation de batteries qui stockent toujours plus efficacement l'énergie. Les téléphones portables sont actuellement équipés de batteries lithium – ion mais des recherches sont menées pour développer des batteries lithium – soufre.

La batterie lithium – soufre semble être en effet une alternative intéressante en raison de l'abondance et du faible coût du soufre. Cependant, les travaux de recherche visent à améliorer sa durée de vie encore trop faible.

L'objectif de cet exercice est d'étudier quelques caractéristiques d'une batterie lithium – soufre et de les comparer à celles d'une batterie lithium – ion.

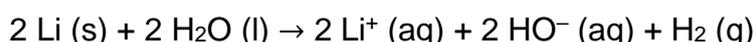
Données :

- numéro atomique du lithium : $Z = 3$;
- couples oxydant/réducteur :
 - du lithium : Li^+ / Li ;
 - du soufre : S / S^{2-} ;
- volume molaire de gaz à 20°C et à pression atmosphérique : $V_m = 24,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$;
- masses molaires atomiques :
 - du soufre : $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;
 - du lithium : $M(\text{Li}) = 6,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;
- charge par mole d'électrons : $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$;
- les ions lithium (Li^+) et les ions sulfure (S^{2-}) réagissent pour donner un précipité de sulfure de lithium très peu soluble en milieu organique ;
- la relation entre la capacité Q , l'intensité du courant I supposée constante et la durée d'utilisation Δt , de la pile, est : $Q = I \times \Delta t$;
- la capacité d'une pile peut être exprimée en milliampère-heure : $1 \text{ mAh} = 3,6 \text{ C}$.

La batterie lithium – soufre peut être modélisée de façon simplifiée : elle se compose d'une électrode constituée d'un matériau contenant du soufre, un électrolyte organique anhydre et une électrode de lithium métallique.

1. Le lithium

Le lithium réagit spontanément avec l'eau. Cette transformation est exothermique. L'équation de la réaction modélisant cette transformation supposée totale s'écrit :



La batterie d'un téléphone portable contient en moyenne une masse $m = 0,5 \text{ g}$ de lithium.

Q1. Justifier que le lithium se comporte comme un réducteur dans cette transformation.

Q2. Déterminer le volume de dihydrogène formé, à 20°C et à pression atmosphérique, si une masse $m = 0,5 \text{ g}$ de lithium réagit totalement avec l'eau. Justifier l'utilisation d'un électrolyte organique anhydre dans une telle batterie.

2. La batterie lithium – soufre

On donne, sur la figure 1 de **L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE**, le schéma simplifié de la batterie lithium – soufre quand elle se décharge, c'est-à-dire quand elle fonctionne en tant que pile. Les pôles de cette pile sont indiqués sur la figure 1 de **L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE**.

Q3. Écrire les demi-équations modélisant les réactions électrochimiques qui se déroulent alors à chaque électrode en tenant compte de la polarité de la pile.

Q4. Sur le schéma de la figure 1 de **L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE**, où la polarité de la pile est donnée, indiquer :

- le sens du courant électrique ;
- le sens de déplacement des électrons dans les fils électriques reliant la pile au téléphone
- le sens de déplacement des ions formés dans l'électrolyte.

Q5. Écrire l'équation de fonctionnement de la pile en tenant compte de la formation d'un précipité dans la pile. Une batterie lithium – ion de smartphone, de capacité de $Q = 3\,500 \text{ mAh}$, débite un courant d'intensité $I = 0,55 \text{ A}$ supposée constante, lors de l'utilisation de la fonction lampe torche. La batterie se comporte dans ce contexte comme une pile. La capacité massique moyenne par gramme de matière active d'une batterie lithium – ion a pour valeur $Q_{\text{massique}} = 300 \text{ mAh}\cdot\text{g}^{-1}$.

Q6. Déterminer la durée d'utilisation de la batterie lithium – ion dans ces conditions.

Q7. Vérifier, à l'aide des données, qu'une batterie lithium – ion neuve contient environ 12 g de matière active. En déduire la durée d'utilisation ramenée à un gramme de matière active dans ces conditions d'utilisation.

Q8. Déterminer la capacité massique par gramme de soufre actif de la batterie lithium – soufre, exprimée en $\text{mAh}\cdot\text{g}^{-1}$. En déduire sa durée d'utilisation par gramme de soufre actif si elle débite un courant d'intensité $I = 0,55 \text{ A}$ supposée constante. Commenter.

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et doit être correctement présentée.

ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE

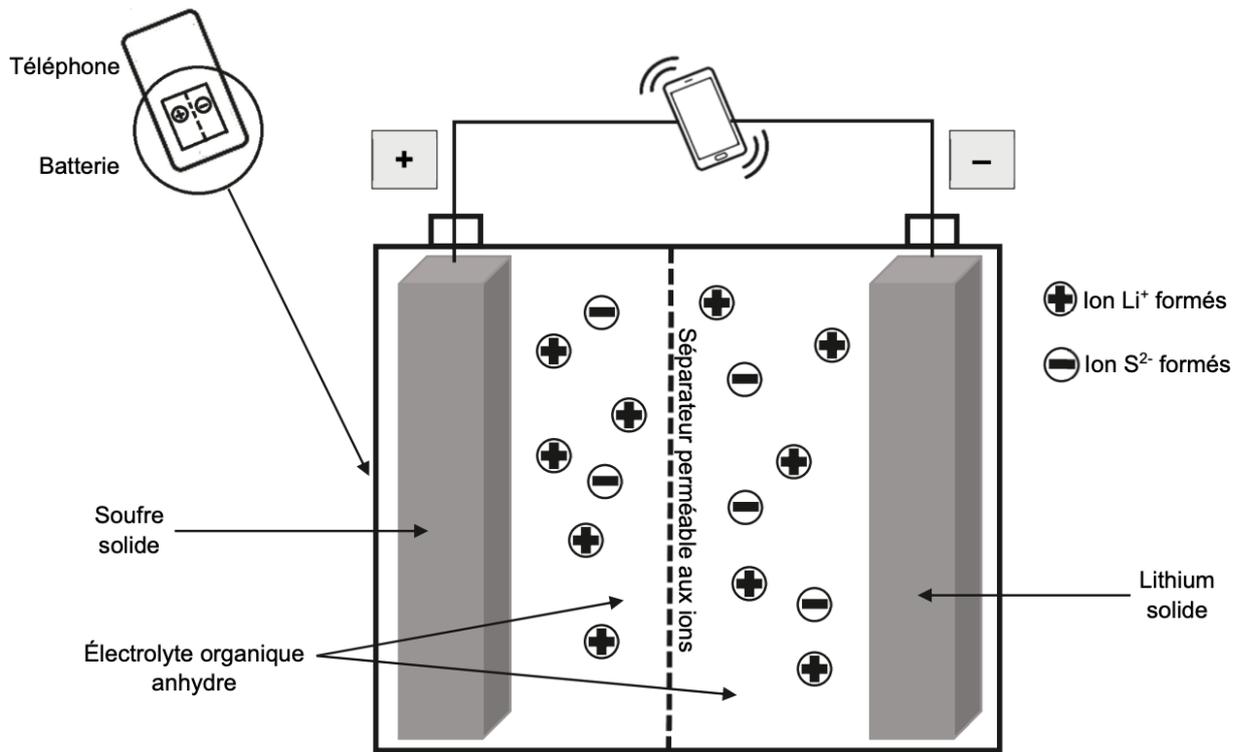


Figure 1. Schéma simplifié de la batterie lithium-soufre lors de sa décharge

1. Le Lithium

Q1. Par définition, un réducteur est une espèce qui cède des électrons.

Dans la réaction étudiée, le Lithium Li se transforme en ion Li⁺ en cédant un électron (Li(s) = Li⁺(aq) + e⁻) donc il s'agit bien d'un réducteur.

Q2. Le Lithium étant le réactif limitant, d'après l'équation de réaction : $\frac{n(\text{Li})_i}{2} = \frac{n(\text{H}_2)_{\text{MAX}}}{1}$.

$$\text{Or } n(\text{H}_2)_{\text{MAX}} = \frac{V(\text{H}_2)_{\text{MAX}}}{V_m} \text{ donc } V(\text{H}_2)_{\text{MAX}} = \frac{n(\text{Li})_i}{2} \times V_m = \frac{m(\text{Li})_i \times V_m}{2 \times M(\text{Li})}.$$

$$\text{Donc } V(\text{H}_2)_{\text{MAX}} = \frac{0,5 \times 24,4}{2 \times 6,9} = 0,9 \text{ L.}$$

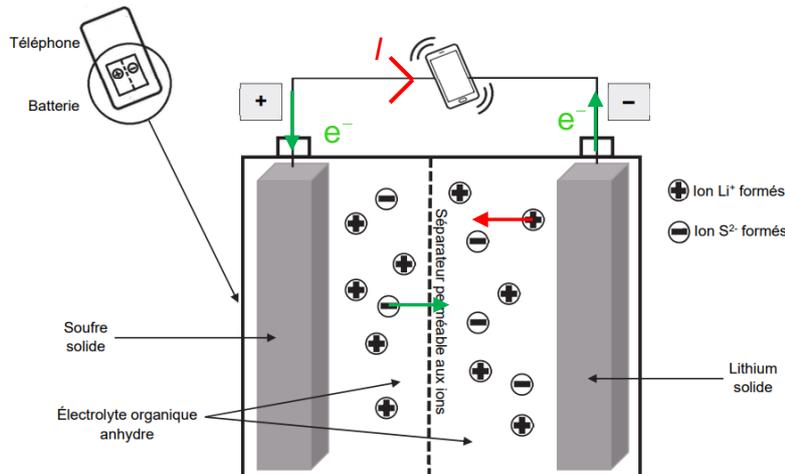
Il est donc fondamental d'utiliser un électrolyte organique anhydre (sans eau) car le Lithium réagirait avec l'eau et produirait du gaz ce qui ferait exploser la pile (sans parler des risques d'explosion avec la combustion du dihydrogène).

2. La batterie Lithium – Soufre (qu'on l'achève ou lui donne du paracétamol)

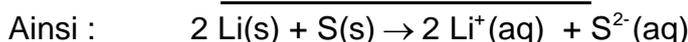
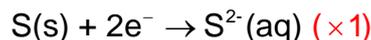
Q3. À l'électrode négative, des électrons sont fournis au circuit : il y a oxydation (perte d'électrons) selon l'équation Li(s) → Li⁺(aq) + e⁻ (avec → au lieu de = car c'est une réaction à l'électrode et pas une demi-équation).

À l'électrode positive, des électrons provenant du circuit sont consommés : il y a réduction (gain d'électrons) selon l'équation : S(s) + 2e⁻ → S²⁻(aq) .

Q4.



Q5. « Normalement », on obtient l'équation de fonctionnement de la pile en combinant les équations aux électrodes :



Mais l'énoncé nous précise que les ions réagissent pour former un précipité peu soluble dans l'eau ; on en déduit que finalement : $2 \text{ Li(s)} + \text{ S(s)} \rightarrow \text{Li}_2\text{S(s)}$

Q6. L'énoncé nous rappelle que $Q = I \times \Delta t \Leftrightarrow \Delta t = \frac{Q}{I}$

$$\text{soit } \Delta t = \frac{3500 \text{ mAh}}{0,55 \text{ A}} = \frac{3500 \times 10^{-3} \text{ Ah}}{0,55 \text{ A}} = 6,4 \text{ h.}$$

Q7. Vu que $Q_{\text{massique}} = 300 \text{ mAh}\cdot\text{g}^{-1}$, on en déduit que 1 g de matière active a une capacité de 300 mAh. Par proportionnalité, pour avoir une capacité de 3500 mAh, il faut $\frac{3500}{300} = 11,6$ g soit environ 12 g.

De même, par proportionnalité, la durée d'utilisation ramenée à 1 g de matière active est : $\frac{6,4}{11,6} = 0,55 \text{ h}$.

Q8. Déterminons la capacité d'une pile Lithium – Soufre contenant 1 g de soufre (on considèrera le Lithium en excès).

Par définition, $Q = n(e^-) \times N_A \times e = n(e^-) \times F$

D'après l'équation à l'électrode de soufre, $\text{S}(s) + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-}(aq)$ donc $\frac{n(e^-)}{2} = \frac{n(\text{S})_i}{1}$

$$\text{Donc } Q = 2 \times n(\text{S})_i \times F = 2 \times \frac{m(\text{S})_i}{M(\text{S})} \times F$$

$$\text{soit } Q = 2 \times \frac{1,0}{32,1} \times 96500 = 6,0 \times 10^3 \text{ C}$$

$$\text{Or } 1 \text{ mAh} = 3,6 \text{ C donc } Q = \frac{6,0 \times 10^3}{3,6} \text{ C} = 1,7 \times 10^3 \text{ mAh}$$

On en déduit que $Q_{\text{massique}}(\text{S}) = 1,7 \times 10^3 \text{ mAh}\cdot\text{g}^{-1}$

En reprenant le raisonnement de Q6 : $\Delta t = \frac{Q}{I}$.

$$\text{Soit ici } \Delta t = \frac{1,7 \times 10^3 \text{ mAh}}{0,55 \text{ A}} = \frac{1,7 \text{ Ah}}{0,55 \text{ A}} = 3,1 \text{ h par gramme de soufre}$$

Avec le lithium-ion, on avait calculé une durée d'utilisation de 0,55 h par gramme de lithium.

Donc la batterie lithium-soufre a une durée d'utilisation environ 6 fois plus longue, ce qui semble très prometteur.

Remarque :

Cependant la capacité massique utilisée ici dans le calcul pour la comparaison ne tient pas compte que la masse de soufre. Ce type de batterie ne peut fonctionner que s'il y a une électrode en lithium dont il faudrait tenir compte pour faire une comparaison plus rigoureuse avec la batterie Li-ion.

En supposant que le soufre et le lithium sont dans les proportions stœchiométriques de l'équation de la pile, $2\text{Li} + \text{S} \rightarrow \text{Li}_2\text{S}$, on a alors $\frac{n_{\text{Li}}}{2} = \frac{n_{\text{S}}}{1}$ soit $2 \times n_{\text{S}} = n_{\text{Li}}$

On calcule la masse de lithium nécessaire pour réagir avec 1 gramme de soufre :

$$m_{\text{Li}} = 2 \times \frac{m_{\text{S}}}{M_{\text{S}}} \times M_{\text{Li}}$$

$$m_{\text{Li}} = 2 \times \frac{1}{32} \times 6,9 = 0,43 \text{ g}$$

Pour calculer la capacité massique de la batterie Li-S par gramme de substance active, il faut tenir compte de la masse totale de substance active (soufre et lithium) c'est-à-dire $1 \text{ g} + 0,43 \text{ g} = 1,43 \text{ g}$.

$$\text{Soit } Q_{\text{massique Li-S}} = \frac{1,7 \cdot 10^3 \text{ mAh}}{1,43 \text{ g}} = 1,2 \cdot 10^3 \text{ mAh}\cdot\text{g}^{-1}$$

On peut maintenant parfaitement comparer la capacité massique de la batterie Li-ion à la capacité massique théorique de la batterie Li-S :

$$\frac{Q_{\text{massique Li-S}}}{Q_{\text{massique Li-ion}}} = \frac{1,2 \cdot 10^3 \text{ mAh}\cdot\text{g}^{-1}}{300 \text{ mAh}\cdot\text{g}^{-1}} = 4$$

La batterie Li-S offre une capacité massique 4 fois supérieure à celle de la batterie Li-ion

Dans un élevage, l'eau de boisson des poules doit être constamment traitée. Elle doit être désinfectée tout au long de la chaîne de distribution, par exemple avec du peroxyde d'hydrogène H_2O_2 , aussi appelé eau oxygénée.

Afin d'éviter le développement d'une flore intestinale pathogène et de servir de vermifuge, le pH de l'eau doit être constamment maintenu entre 5,5 et 6,5.

Données :

- Masse molaire du peroxyde d'hydrogène : $M(\text{H}_2\text{O}_2) = 34,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Couples d'oxydoréduction mis en jeu :
 - $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - $\text{O}_2 (\text{g}) / \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$
 - $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$

- Réaction de dismutation du peroxyde d'hydrogène :



C'est une réaction spontanée mais lente à température ambiante, voire très lente à la température d'un réfrigérateur.

Le récipient contenant le peroxyde d'hydrogène doit être conservé à l'abri de la lumière afin de ne pas accélérer la réaction de dismutation.

- Valeurs de $\text{p}K_{\text{A}}$ à 25 °C du couple acide-base associé :
 - au peroxyde d'hydrogène : $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) / \text{HO}_2^- (\text{aq})$ $\text{p}K_{\text{A}} = 11,7$
 - à l'acide acétique : $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 (\text{aq}) / \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- (\text{aq})$ $\text{p}K_{\text{A}} = 4,8$
- Valeurs de la concentration standard $C^0 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

PARTIE A : Le traitement de l'eau de boisson d'un élevage industriel de poules

L'oxydosane est un décontaminant et acidifiant des eaux de boisson pour animaux. Il est notamment utilisé dans les élevages de poules pondeuses.

C'est une solution composée notamment de peroxyde d'hydrogène. La concentration en masse en peroxyde d'hydrogène dans celle-ci est de $248 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Mode d'emploi (d'après le fabricant GEOSANE) :

Norme 1 : Pour la désinfection et l'acidification (présence de poules dans l'élevage)

- Incorporer OXYDOSANE à raison de 100 mL à 200 mL pour un total de 1000 L d'eau.
- Dose à adapter en fonction du *pH* souhaité et de la désinfection nécessaire.

Norme 2 : Durant le vide sanitaire (absence de poules dans l'élevage)

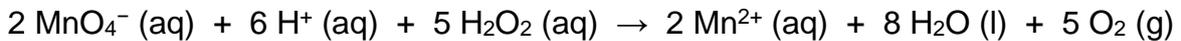
- Incorporer OXYDOSANE à raison de 2,00 L pour un total de 100 L d'eau.
- Temps de contact : au minimum 1 h.
- Faire suivre d'un long rinçage.

A. Décontamination de l'eau en fin de chaîne des abreuvoirs

Afin de vérifier que l'eau de boisson de l'élevage est toujours désinfectée en fin de chaîne, l'éleveur prélève $V_1 = 20,00 \pm 0,05 \text{ mL}$ de cette eau et décide de déterminer sa concentration c_1 en quantité de matière de peroxyde d'oxygène H_2O_2 .

Pour cela, il procède au titrage du peroxyde d'oxygène présent dans le volume V_1 prélevé, par une solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+ (\text{aq})$, $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$) acidifiée de concentration en quantité de matière d'ions permanganate égale à $[\text{MnO}_4^-]_i = c_0 = (1,00 \pm 0,04) \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

L'équation de la réaction support du titrage est la suivante :



Lors de ce titrage colorimétrique, le volume obtenu à l'équivalence est de $V_{\text{éq}} = (6,60 \pm 0,05) \text{ mL}$.

L'incertitude type $u(c_1)$ sur la concentration c_1 se calcule à l'aide de la formule :

$$u(c_1) = c_1 \sqrt{\left(\frac{u(V_{\text{éq}})}{V_{\text{éq}}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_1)}{V_1}\right)^2 + \left(\frac{u(c_0)}{c_0}\right)^2}$$

Couleur des espèces chimiques en solution :

| Ion permanganate MnO_4^- | Ion hydrogène H^+ | Peroxyde d'oxygène H_2O_2 | Ion manganèse Mn^{2+} |
|--------------------------------------|-------------------------------|--|-----------------------------------|
| Violette | Incolore | Incolore | Incolore |

A.1 Faire la liste du matériel nécessaire pour réaliser le titrage.

A.2 Écrire les demi-équations électroniques mises en jeu lors du titrage permettant de retrouver l'équation de la réaction d'oxydo-réduction support du titrage.

A.3 Définir l'équivalence du titrage et indiquer comment la repérer expérimentalement.

A.4 Déterminer la valeur de la concentration c_1 et de son incertitude type associée $u(c_1)$.

A.5 Indiquer quelle norme, 1 ou 2, l'éleveur a suivi.

Le fabricant préconise de placer le bidon d'OXYDOSANE, une fois ouvert, dans un endroit sombre et frais. Il peut ainsi être conservé pendant un mois. Passé ce délai, la désinfection n'est plus garantie.

A.6 Justifier le mode de conservation.

PARTIE B : Le traitement de l'eau de boisson des poules d'un particulier

Un particulier possédant des poules doit aussi acidifier l'eau de boisson pour le bien-être et la bonne santé de ses poules. Le pH de cette eau doit être de 6 environ. Pour cela, il dilue du vinaigre dans de l'eau et obtient ainsi une solution aqueuse d'acide acétique de concentration en quantité de matière $c_3 = 1,60 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

B.1. Étude de la formule de la molécule d'acide acétique

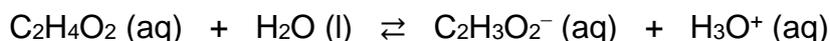
B.1.1 Écrire la formule topologique de l'acide acétique.

B.1.2 Entourer le groupe fonctionnel et nommer la famille à laquelle il appartient.

B.1.3 Donner le nom de l'acide acétique dans la nomenclature internationale.

B.2. L'acide acétique en solution

L'équation de la réaction modélisant la transformation chimique entre l'acide acétique et l'eau s'écrit :



B.2.1 Représenter le diagramme de prédominance associé au couple $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 (\text{aq}) / \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- (\text{aq})$.

B.2.2 Exprimer la constante d'acidité K_A du couple $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 (\text{aq}) / \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- (\text{aq})$.

B.2.3 À partir de l'expression de la constante d'acidité K_A , retrouver la relation :

$$pH = pK_A + \log \left(\frac{[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- (\text{aq})]}{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 (\text{aq})]} \right)$$

B.2.4 Calculer le pH réel de cette solution et vérifier si le particulier respecte la norme d'acidification pour l'eau de boisson de ses poules.

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'est pas aboutie. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.

PARTIE A : Le traitement de l'eau de boisson d'un élevage industriel de poules**A. Décontamination de l'eau en fin de chaîne des abreuvoirs****A.1 Faire la liste du matériel nécessaire pour réaliser le titrage.**

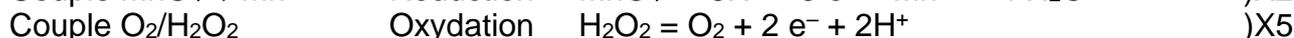
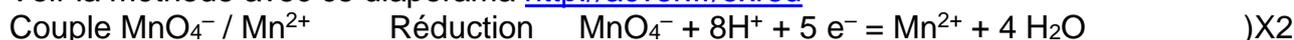
Burette

Support pour la burette

Agitateur magnétique

Becher

Turbulent

A.2 Écrire les demi-équations électroniques mises en jeu lors du titrage permettant de retrouver l'équation de la réaction d'oxydo-réduction support du titrage.Voir la méthode avec ce diaporama <http://acver.fr/oxred>**A.3 Définir l'équivalence du titrage et indiquer comment la repérer expérimentalement.**

À l'équivalence de ce titrage, le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 présent dans la solution titrée est totalement consommé.

On repère le dépassement de l'équivalence par la coloration violette qui apparaît dans la solution titrée. En effet les ions MnO_4^- sont alors versés en excès et ne réagissant pas, ils colorent la solution titrée.

A.4 Déterminer la valeur de la concentration c_1 et de son incertitude type associée $u(c_1)$.

À l'équivalence et d'après l'équation de la réaction support du titrage $\frac{n_{\text{MnO}_4^-}}{2} \text{ versée} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{5} \text{ initiale}$.

$$\frac{c_0 \cdot V_{\text{eq}}}{2} = \frac{c_1 \cdot V_1}{5}$$

$$c_1 = \frac{5c_0 \cdot V_{\text{eq}}}{2V_1}$$

$$c_1 = \frac{5 \times 1,00 \times 10^{-3} \times 6,60}{2 \times 20,00} = 8,25 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$u(c_1) = c_1 \cdot \sqrt{\left(\frac{u(V_{\text{eq}})}{V_{\text{eq}}}\right)^2 + \left(\frac{u(V_1)}{V_1}\right)^2 + \left(\frac{u(c_0)}{c_0}\right)^2}$$

$$u(c_1) = 8,25 \times 10^{-4} \times \sqrt{\left(\frac{0,05}{6,60}\right)^2 + \left(\frac{0,05}{20,00}\right)^2 + \left(\frac{0,04}{1,00}\right)^2} = 0,4 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

On arrondit par excès à un seul chiffre significatif.

L'incertitude conduit à arrondir $c_1 = (8,3 \pm 0,4) \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

Handwritten calculations for concentration and uncertainty:

$$\frac{5 \times 10^{-3} \times 6.6}{2 \times 20} = 8.25 \times 10^{-4}$$

$$\text{Rep} \approx \sqrt{\left(\frac{0.05}{6.6}\right)^2 + \left(\frac{0.05}{20}\right)^2 + \left(\frac{0.04}{1}\right)^2} = 3.364990945 \times 10^{-5}$$

A.5 Indiquer quelle norme, 1 ou 2, l'élève a suivi.

La concentration en masse en peroxyde d'hydrogène est de $c_m = 248 \text{ g.L}^{-1}$.

On calcule la concentration en masse de l'eau de boisson :

$$c_m = c \cdot M$$

$$c_m = 8,25 \times 10^{-4} \times 34,0 = 2,8 \times 10^{-2} \text{ g.L}^{-1}$$

Norme 1 : 100 à 200 mL dans 1000 L d'eau.

Dilution

Solution mère

$$c_m = 248 \text{ g.L}^{-1}$$

$$V_m = 200 \text{ mL} = 0,200 \text{ L}$$

Solution fille

$$c_f = ?$$

$$V_f = 1000 \text{ L}$$

$$c_m \cdot V_m = c_f \cdot V_f$$

$$c_f = \frac{c_m \cdot V_m}{V_f}$$

$$c_f = \frac{248 \times 0,200}{1000} = 4,96 \times 10^{-2} \text{ g.L}^{-1} \quad \text{ou en prenant } V_m = 0,100 \text{ L alors } c_f = 2,48 \times 10^{-2} \text{ g.L}^{-1}$$

Norme 2 : 2,00 L dans 100 L d'eau.

Solution mère

$$c_m = 248 \text{ g.L}^{-1}$$

$$V_m = 2,00 \text{ L}$$

Solution fille

$$c_f = ?$$

$$V_f = 100 \text{ L}$$

$$c_f = \frac{c_m \cdot V_m}{V_f}$$

$$c_f = \frac{248 \times 2,00}{100} = 4,96 \text{ g.L}^{-1}$$

La valeur de la concentration obtenue par le titrage est de $2,8 \times 10^{-2} \text{ g.L}^{-1}$, elle est assez proche de la norme 1 (avec 100 mL) mais très éloignée de la norme 2.

L'élève a suivi la norme 1.

A.6 Justifier le mode de conservation.

Mode de conservation : Endroit sombre et frais.

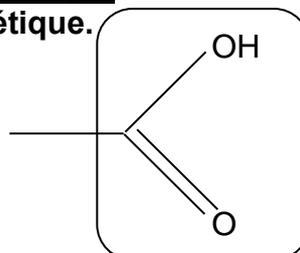
L'eau oxygénée peut se dismuter, or cette réaction est plus lente à basse température donc on conserve au frais.

D'autre part la lumière accélère la dismutation, donc il faut conserver dans un endroit sombre.

PARTIE B : Le traitement de l'eau de boisson des poules d'un particulier

B.1. Étude de la formule de la molécule d'acide acétique

B.1.1 Écrire la formule topologique de l'acide acétique.



B.1.2 Entourer le groupe fonctionnel et nommer la famille à laquelle il appartient.

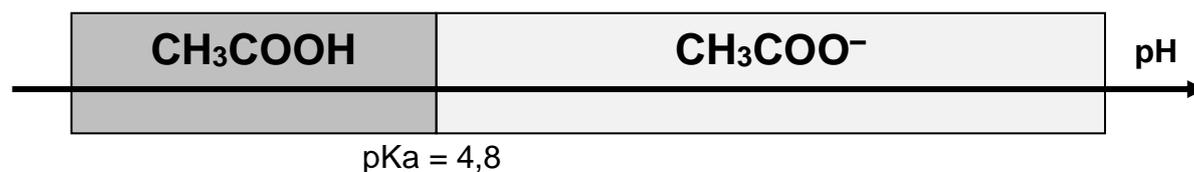
Voir encadré ci-dessus. Famille des acides carboxyliques.

B.1.3 Donner le nom de l'acide acétique dans la nomenclature internationale.

Le nom officiel de l'acide acétique est acide éthanoïque.

B.2. L'acide acétique en solution

B.2.1 Représenter le diagramme de prédominance associé au couple $C_2H_4O_2(aq) / C_2H_3O_2^-(aq)$.



B.2.2 Exprimer la constante d'acidité K_A du couple $C_2H_4O_2(aq) / C_2H_3O_2^-(aq)$.

$$K_A = \frac{[C_2H_3O_2^-(aq)]_{\text{éq}} \cdot [H_3O^+(aq)]_{\text{éq}}}{[C_2H_4O_2(aq)]_{\text{éq}}}$$

B.2.3 À partir de l'expression de la constante d'acidité K_A , retrouver la relation :

$$pH = pK_A + \log \left(\frac{[C_2H_3O_2^-(aq)]}{[C_2H_4O_2(aq)]} \right)$$

$$-\log(K_A) = -\log \left(\frac{[C_2H_3O_2^-(aq)] \cdot [H_3O^+(aq)]}{[C_2H_4O_2(aq)]} \right)$$

Maths : $\log(a \cdot b) = \log a + \log b$

$$\text{avec } a = \frac{[C_2H_3O_2^-(aq)]}{[C_2H_4O_2(aq)]} \text{ et } b = [H_3O^+(aq)]$$

$$pK_A = -\log[H_3O^+(aq)] - \log \left(\frac{[C_2H_3O_2^-(aq)]}{[C_2H_4O_2(aq)]} \right)$$

$$pK_A = pH - \log \left(\frac{[C_2H_3O_2^-(aq)]}{[C_2H_4O_2(aq)]} \right)$$

$$pH = pK_A + \log \left(\frac{[C_2H_3O_2^-(aq)]_{\text{éq}}}{[C_2H_4O_2(aq)]_{\text{éq}}} \right)$$

B.2.4 Calculer le *pH* réel de cette solution et vérifier si le particulier respecte la norme d'acidification pour l'eau de boisson de ses poules.

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'est pas aboutie. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.

$$K_A = \frac{[C_2H_3O_2^-(aq)]_{\text{éq}} \cdot [H_3O^+(aq)]_{\text{éq}}}{[C_2H_4O_2(aq)]_{\text{éq}}}$$

$$[C_2H_4O_2(aq)]_{\text{éq}} = [C_2H_4O_2(aq)]_{\text{initiale}} - [C_2H_3O_2^-(aq)]_{\text{éq}}$$

$$[C_2H_4O_2(aq)]_{\text{initiale}} = c_3 = 1,60 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [C_2H_3O_2^-(aq)]_{\text{éq}} = [H_3O^+(aq)]_{\text{éq}}$$

$$\text{donc } [C_2H_4O_2(aq)]_{\text{éq}} = c_3 - [H_3O^+(aq)]_{\text{éq}}$$

$$K_A = \frac{[H_3O^+(aq)]_{\text{éq}}^2}{c_3 - [H_3O^+(aq)]_{\text{éq}}}$$

$$[H_3O^+(aq)]_{\text{éq}}^2 - K_A \cdot (c_3 - [H_3O^+(aq)]_{\text{éq}}) = 0$$

$$[H_3O^+(aq)]_{\text{éq}}^2 + K_A \cdot [H_3O^+(aq)]_{\text{éq}} - K_A \cdot c_3 = 0$$

$$[H_3O^+(aq)]_{\text{éq}}^2 + 10^{-pK_A} \cdot [H_3O^+(aq)]_{\text{éq}} - 10^{-pK_A} \cdot c_3 = 0$$

$$[H_3O^+(aq)]_{\text{éq}}^2 + 10^{-4,8} \times [H_3O^+(aq)]_{\text{éq}} - 10^{-4,8} \times 1,60 \times 10^{-3} = 0$$

On résout cette équation du second degré à l'aide de la calculatrice.

<http://acver.fr/ti2nddeg>

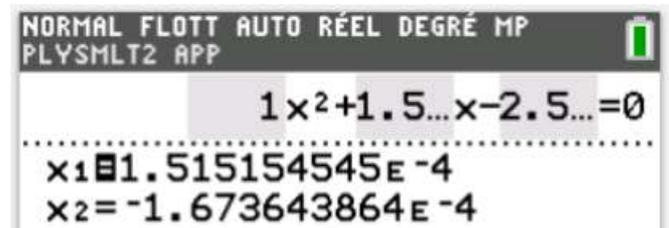
On ne retient que la solution positive.

$$[H_3O^+(aq)]_{\text{éq}} = 1,5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log([H_3O^+(aq)]_{\text{éq}})$$

$$pH = -\log(1,515154545 \times 10^{-4}) = 3,8$$

Le *pH* doit être d'environ 6, il est donc trop acide et ne respecte pas la norme d'acidification.



L'acide ascorbique, couramment appelé vitamine C, intervient dans de nombreux processus métaboliques dans le corps humain. Comme l'organisme ne peut ni la synthétiser ni la stocker, les apports en vitamine C doivent se faire par l'alimentation.

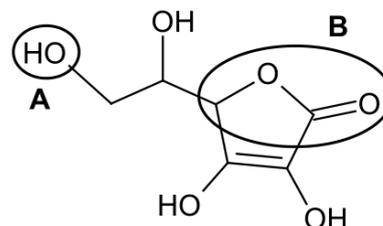


Les kiwis jaunes et les kiwis verts font partie des fruits les plus riches en acide ascorbique. L'agence nationale de sécurité sanitaire de l'alimentation recommande un apport minimum en vitamine C de 110 mg par jour pour un adulte.

L'objectif de cet exercice est d'étudier les propriétés de l'acide ascorbique et de déterminer la quantité de kiwis nécessaire aux besoins journaliers d'un adulte en vitamine C.

Données :

- formule brute de l'acide ascorbique : $C_6H_8O_6$;
- formule topologique de l'acide ascorbique (ci-contre) ;
- masse molaire de l'acide ascorbique : $M = 176 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;
- couple acide-base associé à l'acide ascorbique :
 $C_6H_8O_6 \text{ (aq)} / C_6H_7O_6^- \text{ (aq)}$;
- concentration standard : $c^\circ = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- données de spectroscopie infrarouge :



| Liaison | O–H | C–H | C=C | C=O |
|--------------------------------------|----------------|-------------|----------------|---------------|
| Nombre d'onde (en cm^{-1}) | 3200 – 3700 | 2850 – 3100 | 1620 – 1680 | 1650 – 1730 |
| Allure de la bande caractéristique | Forte et large | Forte | Faible et fine | Forte et fine |

1. Quelques propriétés de l'acide ascorbique

Q1. Représenter la formule semi-développée de l'acide ascorbique puis nommer les familles fonctionnelles associées aux groupes **A** et **B** entourés sur la formule topologique.

Q2. Justifier que le spectre infrarouge de la figure 1 est compatible avec la structure de l'acide ascorbique.

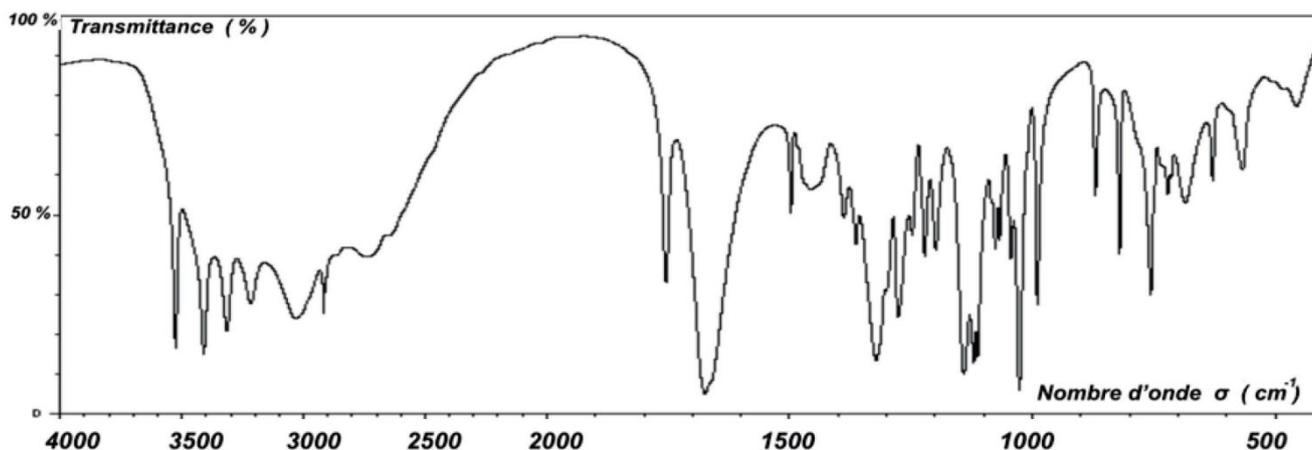
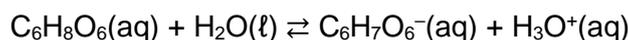


Figure 1. Spectre infrarouge de l'acide ascorbique

Pour étudier les propriétés acidobasiques de la vitamine C, on dissout 1,0 g d'acide ascorbique commercial dans une fiole jaugée de 50 mL puis on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. La mesure du pH de la solution donne $\text{pH} = 2,6$.

Q3. Déterminer la quantité de matière initiale n_0 d'acide ascorbique introduite dans la fiole jaugée.

La transformation entre l'acide ascorbique et l'eau est modélisée par la réaction d'équation :



Q4. Donner la définition d'un acide faible.

Q5. Montrer que l'acide ascorbique est un acide faible dans l'eau.

Q6. Donner l'expression de la constante d'acidité K_A du couple associé à l'acide ascorbique en fonction des concentrations $[\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6]$, $[\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-]$, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ à l'équilibre et de la concentration standard c° puis montrer que la valeur du $\text{p}K_A$ est proche de 4,2.

2. Acide ascorbique dans un kiwi jaune

Pour déterminer la concentration en acide ascorbique d'un kiwi jaune, on le mixe jusqu'à en obtenir du jus dont le pH est de 3,5.

Q7. Déterminer l'espèce acide-base prédominante associée à l'acide ascorbique présente dans le jus d'un kiwi jaune.

La quantité d'acide ascorbique présent dans un kiwi jaune est déterminée à l'aide d'un dosage par excès. Le principe de ce dosage est le suivant :

- on met le jus de kiwi en présence d'une quantité connue de diiode I_2 . Seul l'acide ascorbique réagit avec le diiode, introduit en excès ;
- on détermine ensuite par titrage la quantité de diiode restant ;
- on en déduit alors la quantité d'acide ascorbique dans le kiwi jaune.

Protocole du dosage

- Étape 1 : réaction de l'acide ascorbique avec le diiode

Introduire la totalité du jus d'un kiwi jaune mixé dans une fiole jaugée de 250 mL, puis compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On appelle S la solution ainsi obtenue.

Introduire dans un erlenmeyer un volume $V = 50,0$ mL de la solution S, ainsi qu'un volume $V_1 = 20,0$ mL d'une solution aqueuse de diiode I_2 à la concentration $C_1 = 2,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Cette transformation peut être modélisée par la réaction d'équation suivante :

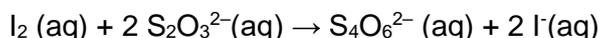


- Étape 2 : titrage du diiode restant par les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

Titrer le contenu de l'erlenmeyer préparé lors de l'étape 1 par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium de concentration $C_2 = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, en présence d'un indicateur coloré spécifique au diiode.

On obtient un volume à l'équivalence $V_2 = 16,5$ mL.

La transformation mise en jeu lors du titrage peut être modélisée par la réaction d'équation suivante :



Q8. En exploitant le résultat du titrage, montrer que la quantité de matière de diiode dosé lors de l'étape 2 est égale à $4,13 \times 10^{-4}$ mol.

Q9. Après avoir calculé la masse d'acide ascorbique contenue dans un kiwi jaune, déterminer combien il faudrait en manger pour satisfaire les besoins journaliers en acide ascorbique d'un adulte.

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et doit être correctement présentée.

Le même dosage est réalisé avec un kiwi vert de même masse. On obtient un nouveau volume à l'équivalence pour le titrage du diiode restant $V_2 = 19,7$ mL.

Q10. Expliquer sans calcul si le kiwi vert contient plus ou moins d'acide ascorbique que le kiwi jaune.

3. Oxydation de l'acide ascorbique par le bleu de méthylène

L'acide ascorbique est un réducteur, ce qui conditionne sa conservation à l'air libre. Dans cette partie, pour des raisons pratiques, on étudie ses propriétés réductrices en le faisant réagir avec du bleu de méthylène.

Au contact du bleu de méthylène, noté BM^+ , l'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ contenu dans le jus de kiwi se transforme en un nouveau composé de formule brute $C_6H_6O_6$.

Données :

- couple oxydant / réducteur associé à l'acide ascorbique : $C_6H_6O_6(aq) / C_6H_8O_6(aq)$;
- couple oxydant / réducteur associé au bleu de méthylène : $BM^+(aq) / BMH(aq)$.

Q11. À l'aide des demi-équations électroniques de chacun des couples mis en jeu, établir l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique ayant lieu entre l'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ et le bleu de méthylène BM^+ .

On réalise le suivi cinétique de cette réaction à deux températures différentes. Après traitement des résultats, on trace sur la figure 2 l'évolution temporelle de la concentration C_{ASC} de l'acide ascorbique, pour les deux températures choisies.

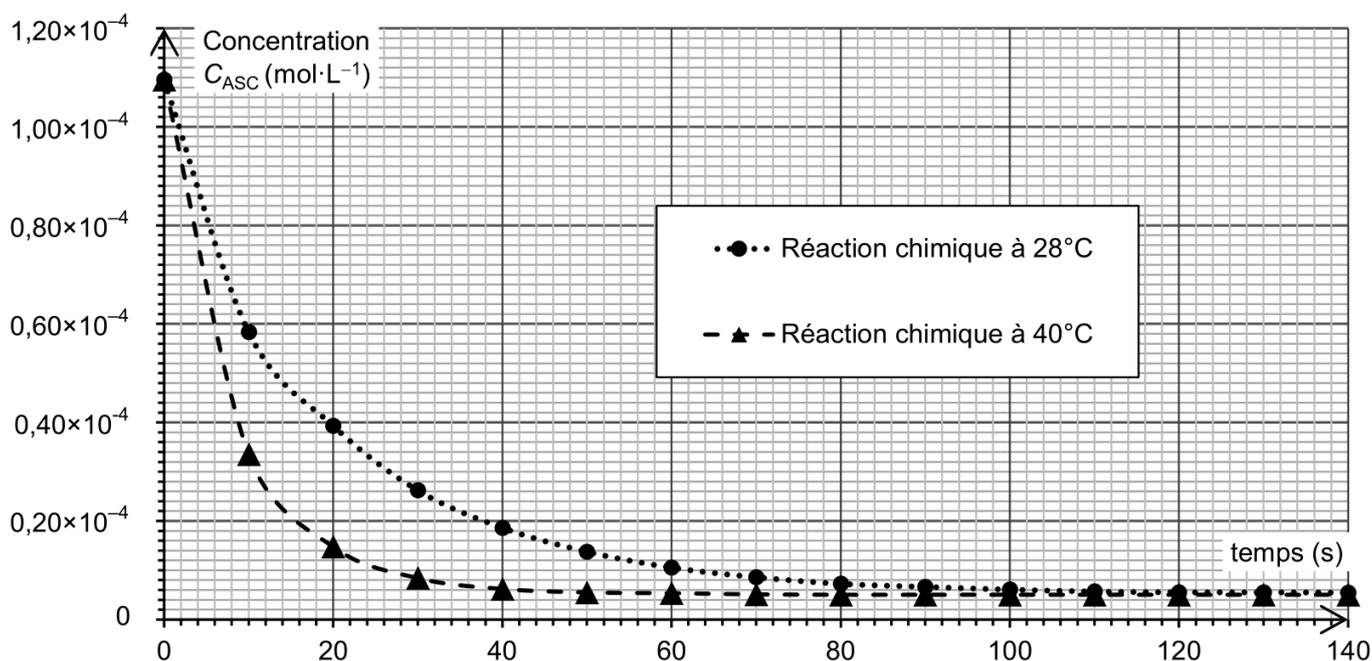


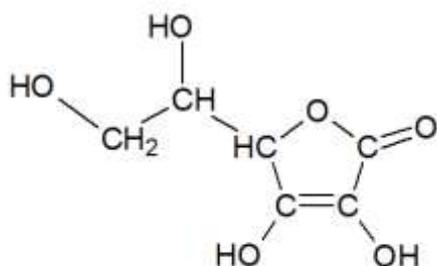
Figure 2. Évolution temporelle de la concentration C_{ASC} de l'acide ascorbique en solution

Q12. Exprimer la vitesse volumique de disparition de l'acide ascorbique en fonction de C_{ASC} puis déterminer sa valeur à l'instant initial à la température de 28 °C.

Q13. En utilisant les courbes de la figure 2, identifier en justifiant deux facteurs cinétiques de la réaction entre l'acide ascorbique et le bleu de méthylène.

1. Quelques propriétés de l'acide ascorbique

Q1.



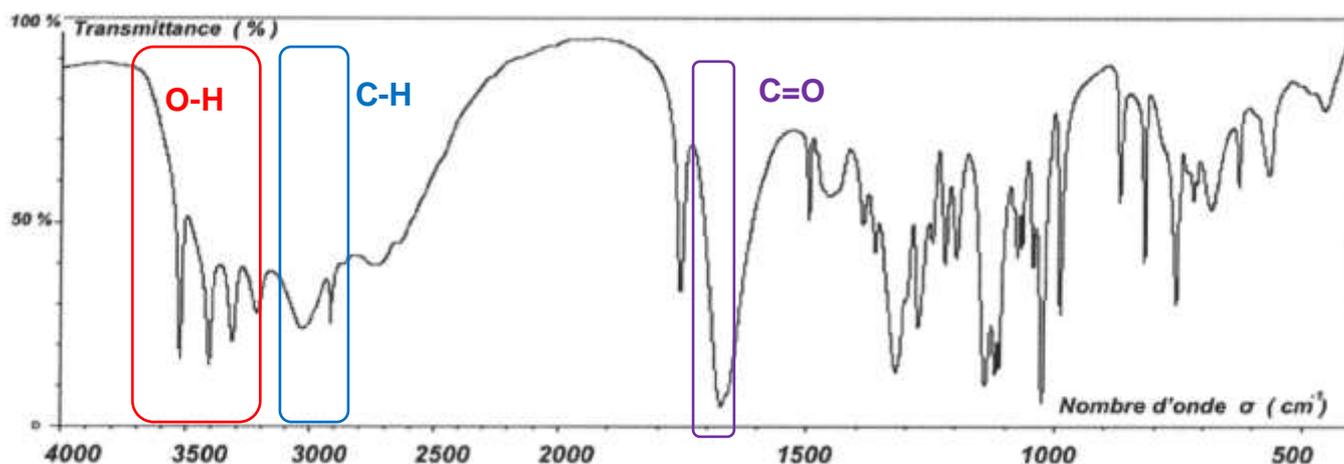
A : famille des alcools (groupe hydroxyle)

B : famille des esters (groupe ester)

Q2. Le spectre IR de la figure 1. est compatible avec la structure de la vitamine C car il comporte :

- une bande d'absorption forte et large entre 3200 et 3700 cm^{-1} pour les liaisons O-H ;
- une bande d'absorption forte et fine entre 1650 et 1730 cm^{-1} pour la liaison C=O ;
- une bande d'absorption forte entre 2850 et 3100 cm^{-1} pour les liaisons C-H.

La bande d'absorption faible et fine entre 1620 et 1680 cm^{-1} pour la liaison C=C n'est pas visible, elle peut être masquée par la bande de la liaison C=O.



Q3. $n_0 = \frac{m_0}{M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)}$ soit $n_0 = \frac{1,0}{176} = 5,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$

1/176
5.681818182E-3

Q4. Un acide est qualifié de faible si sa réaction avec l'eau n'est pas totale.

Q5. Pour une solution d'acide fort de concentration C en quantité de matière de soluté apporté, $\text{pH} = -\log(C)$.

Déterminons C : $C = \frac{n_0}{V}$ donc $C = \frac{5,7 \times 10^{-3}}{50 \times 10^{-3}} = 0,11 \text{ mol.L}^{-1}$

Rep/50E-3
1.136363636E-1

Donc $-\log(C) = -\log(0,11) = 0,94$ (valeur de C non arrondie utilisée)

Or $\text{pH} = 2,6$, il s'est donc formé moins d'ions oxonium que prévu. L'acide est bien un acide faible.

Autre méthode : Pour alléger l'écriture, on prend l'initiative de noter AH l'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ et A^- sa base conjuguée $C_6H_7O_6^-$.

Déterminons le taux d'avancement de la réaction entre l'acide ascorbique AH et l'eau :



$$n_{H_3O^+} = x_f, \text{ donc } [H_3O^+] = \frac{x_f}{V}.$$

D'autre part $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ donc $x_f = 10^{-pH} \cdot V$

Si la transformation est totale alors $nAH_{initiale} - x_{max} = 0$, soit $c \cdot V - x_{max} = 0$ ainsi $x_{max} = c \cdot V$.

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{10^{-pH} \cdot V}{c \cdot V} = \frac{10^{-pH}}{c}$$

$10^{-2.6} / 1.136363636E-1$
 $2.21046006E-2$

$$\tau = \frac{10^{-2.6}}{0,11} = 2,2 \times 10^{-2} = 2,2 \% \ll 100\% \text{ l'acide est faible.}$$

Q6. L'équation de réaction est : $AH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$

$$\text{Par définition : } K_A = \frac{\frac{[H_3O^+]_f}{c^0} \times \frac{[A^-]_f}{c^0}}{\frac{[AH]_f}{c^0}} = \frac{[H_3O^+]_f \times [A^-]_f}{[AH]_f \times c^0}$$

$$\text{D'après l'équation, on a } \frac{n(A^-)_f}{1} = \frac{n(H_3O^+)_f}{1}$$

En divisant par le volume $V_{solution}$: $[A^-]_f = [H_3O^+]_f = c^0 \times 10^{-pH}$ (par définition du pH)

Par définition, $[AH]_f = \frac{n(AH)_f}{V}$; or $n(AH)_f = n(AH)_i - n(AH)_{consommée} = C \times V - n(AH)_{consommée}$

$$\text{De même, d'après l'équation de réaction : } \frac{n(AH)_{consommée}}{1} = \frac{n(H_3O^+)_f}{1}$$

$$\text{Ainsi, } [AH]_f = \frac{C \times V - n(AH)_{consommée}}{V} = \frac{C \times V - n(H_3O^+)_f}{V} = C - [H_3O^+]_f$$

$$\text{Vu que } [H_3O^+]_f = c^0 \times 10^{-pH}, K_A = \frac{[H_3O^+]_f \times [A^-]_f}{[AH]_f \times c^0} = \frac{(c^0 \times 10^{-pH})^2}{(C - c^0 \times 10^{-pH}) \times c^0}$$

$$\text{Par définition, } pK_A = -\log(K_A) = -\log\left(\frac{(c^0 \times 10^{-pH})^2}{(C - c^0 \times 10^{-pH}) \times c^0}\right)$$

$$\text{Ainsi } pK_A = -\log\left(\frac{(1,0 \times 10^{-2,6})^2}{(0,11 - 1,0 \times 10^{-2,6}) \times 1,0}\right) = 4,2$$

Rq : il était possible de passer par un tableau d'avancement ([voir sujet « solution désinfectante » Amérique du Sud 2022](#)).

2. Acide ascorbique dans un kiwi jaune

Q7. Le pH du jus (3,5) étant inférieur au pKa du couple $C_6H_8O_6/C_6H_7O_6^-$, c'est la forme acide $C_6H_8O_6$ qui prédomine.

Q8. À l'équivalence d'un titrage, le réactif titré et le réactif titrant ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation de titrage.

$$\text{Donc ici : } \frac{n(I_2)_{\text{titré}}}{1} = \frac{n(S_2O_3^{2-})_{\text{versé}}}{2} \text{ soit encore } n(I_2)_{\text{titré}} = \frac{C_2 \times V_2}{2}$$

$$n(I_2)_{\text{titré}} = \frac{5,00 \times 10^{-2} \times 16,5 \times 10^{-3}}{2} = 4,13 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Q9. Il faut d'abord déterminer la quantité d'acide ascorbique dans un kiwi jaune.

Dans la 1^{ère} réaction, il y avait $n(I_2)_i = C_1 \times V_1$ soit $n(I_2)_i = 2,9 \times 10^{-2} \times 20,0 \times 10^{-3} = 5,8 \times 10^{-4} \text{ mol}$

Vu que $n(I_2)_{\text{titré}} = 4,13 \times 10^{-4} \text{ mol}$, cela signifie que $n(I_2)_{\text{consommé}} = n(I_2)_i - n(I_2)_{\text{titré}}$

$$\text{Donc } n(I_2)_{\text{consommé}} = 5,8 \times 10^{-4} - 4,13 \times 10^{-4} = 1,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{D'après l'équation de la réaction de l'étape 1 : } \frac{n(C_6H_8O_6)_i}{1} = \frac{n(I_2)_{\text{consommé}}}{1}$$

Ainsi $n(C_6H_8O_6)_i = 1,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

Cependant, on a fait réagir 50,0 mL de la solution S de volume total 250 mL : il y a donc 5 fois plus ($250 / 50,0$) d'acide ascorbique dans un kiwi jaune :

$$n(C_6H_8O_6)_{\text{Kiwi}} = 5 \times 1,7 \times 10^{-4} = 8,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Donc } m(C_6H_8O_6)_{\text{Kiwi}} = n(C_6H_8O_6)_{\text{Kiwi}} \times M(C_6H_8O_6) \text{ soit } m(C_6H_8O_6)_{\text{Kiwi}} = 8,5 \times 10^{-4} \times 176 = 0,15 \text{ g}$$

D'après l'énoncé, la DJA en acide ascorbique pour un adulte est de 110 mg soit 0,110 g ; ainsi, un seul kiwi jaune suffit pour l'atteindre.

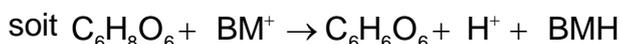
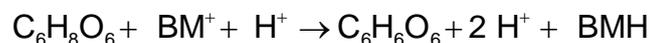
Q10. Avec un kiwi vert de même masse, $V_2' > V_2$, cela signifie qu'il reste plus de diiode I_2 qui n'a pas réagi : il y a donc moins d'acide ascorbique que dans un kiwi jaune de même masse.

3. Oxydation de l'acide ascorbique

Q11. Il y a réaction entre l'oxydant BM^+ et le réducteur $C_6H_8O_6$:

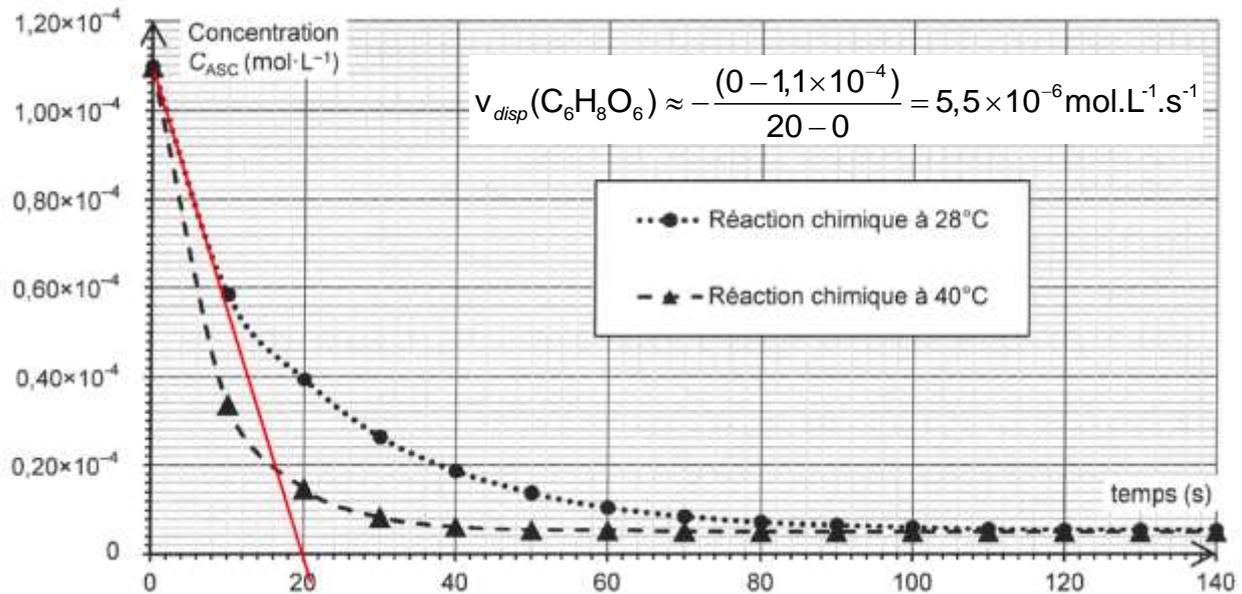


En combinant les demi-équations électroniques :



Q12. Par définition : $v_{disp}(C_6H_8O_6) = -\frac{d[C_6H_8O_6]}{dt} = -\frac{dC_{ASC}}{dt}$ avec la notation de l'énoncé.

On peut écrire $v_{disp}(C_6H_8O_6) \approx -\frac{\Delta C_{ASC}}{\Delta t}$: la valeur de la vitesse volumique est égale à l'opposé du coefficient directeur de la tangente à la courbe.



Q13. On identifie :

- le facteur cinétique **température** : la durée de la réaction est plus courte pour une température plus élevée ;
- le facteur cinétique **concentration des réactifs** : au fur et à mesure que les réactifs sont consommés, leur concentration diminue et donc la vitesse volumique de disparition diminue (en effet, la valeur absolue du coefficient directeur de la tangente diminue au cours du temps).

EXERCICE 3 : couverture de survie ou couverture en laine ? (5 points)

Une couverture de survie est une couverture isolante utilisée couramment dans les situations d'urgence afin de réduire les pertes thermiques et les risques d'hypothermie.



Photo : Filippo Bacci Istock

Le matériau la constituant a été inventé en 1964 par l'Agence spatiale américaine (NASA) pour améliorer l'isolation des satellites, des navettes et des combinaisons spatiales qui doivent être protégés de la lumière du soleil pour éviter la surchauffe.

Les couvertures de survie actuelles sont revêtues de deux faces métallisées distinctes, respectivement dorée et argentée, qui enveloppent une couche de PET (Polyéthylène téréphtalate) qui isole de l'humidité ambiante ou à l'inverse évite la déshydratation. Les deux faces répondent à deux fonctions distinctes : le côté argenté, initialement développé par la Nasa, réfléchit 90 % du rayonnement infrarouge, tandis que le côté doré absorbe 50 % de l'énergie thermique incidente. De ce fait, si on positionne la face dorée vers l'extérieur, on protège la personne de l'humidité et du froid, en retenant sa chaleur corporelle. Si à l'inverse, on la place côté intérieur, on le protège du coup de chaud.

D'après Sciences et Avenir.

Q.1. Citer les trois modes de transferts thermiques. Préciser celui pour lequel il est majoritairement nécessaire de protéger les satellites.

Une personne est recouverte d'une couverture. Dans cette partie, on étudie le transfert thermique par conduction à travers la couverture.

Le coefficient de transfert thermique de conduction, noté u en $\text{W}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{m}^{-2}$, indique la facilité avec laquelle l'énergie thermique est transférée d'un milieu à un autre à travers une paroi. Des mesures ont été réalisées avec une couverture de survie d'épaisseur $e_1 = 38 \mu\text{m}$ et avec une couverture en laine d'épaisseur $e_2 = 0,50 \text{ mm}$.

Les valeurs obtenues sont $u_1 = 408 \text{ W}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{m}^{-2}$ pour la couverture de survie et $u_2 = 38 \text{ W}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{m}^{-2}$ pour la couverture en laine.

La conductivité thermique d'un matériau représente sa capacité à permettre le transfert thermique par conduction, elle se note λ et s'exprime en $\text{W}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{m}^{-1}$.

Q.2. Établir, en s'appuyant sur une analyse dimensionnelle, la relation entre u , λ et e .

Q.3. Calculer la valeur de la conductivité thermique de la couverture de survie et celle de la couverture en laine. Les comparer puis commenter.

Exercice 3

Le rayonnement du corps humain se fait essentiellement dans l'infrarouge.

On réalise au laboratoire une expérience avec une lampe à halogène dont le spectre est donné figure 1. La radiance est proportionnelle à la puissance du rayonnement par unité de surface.

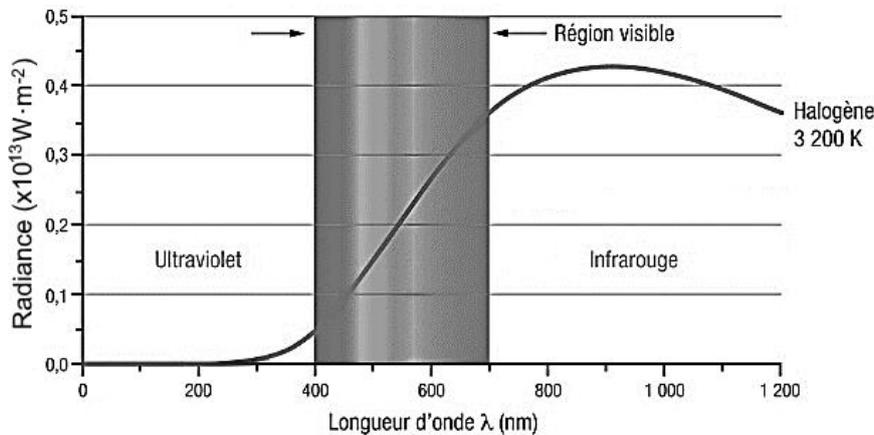


Figure 1 : spectre de la lampe à halogène utilisée (d'après : le_monde_en_image_CCDMD)

Q.4. Indiquer le domaine d'onde dans lequel la lampe à halogène émet le plus de rayonnement et justifier son utilisation pour l'étude du transfert thermique à travers les couvertures.

On réalise l'expérience ci-contre avec la couverture de survie puis avec la couverture en laine.

Le thermomètre est relié à un dispositif d'acquisition assisté par ordinateur.

On mesure la température, en degré Celsius, à intervalle de temps régulier exprimé en seconde.

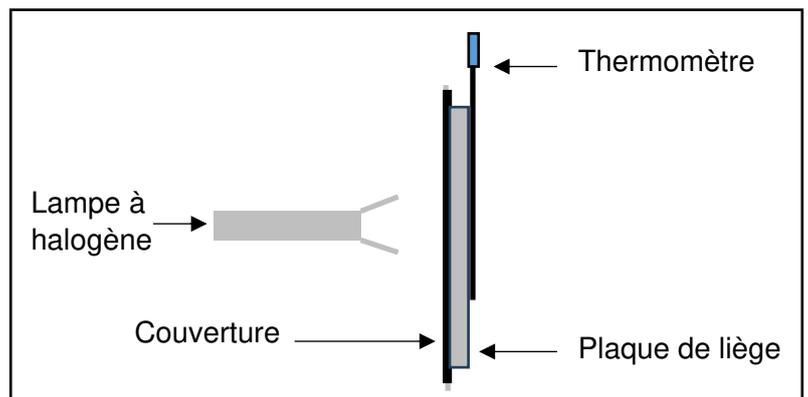


Figure 2 : schéma du dispositif expérimental

Données :

- épaisseur de la plaque de liège : 1,0 cm ;
- masse de la plaque de liège : 72,4 g ;
- capacité thermique massique du liège : $c_{\text{liège}} = 2008 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{kg}^{-1}$.

On obtient les courbes, figures 3 et 4, qui donnent l'évolution de la température du liège en fonction du temps.

On modélise la partie rectiligne de chaque courbe, correspondant à un flux constant, pour déterminer le coefficient directeur $\frac{\Delta T}{\Delta t}$ en $^{\circ}\text{C}\cdot\text{s}^{-1}$.

Exercice 3

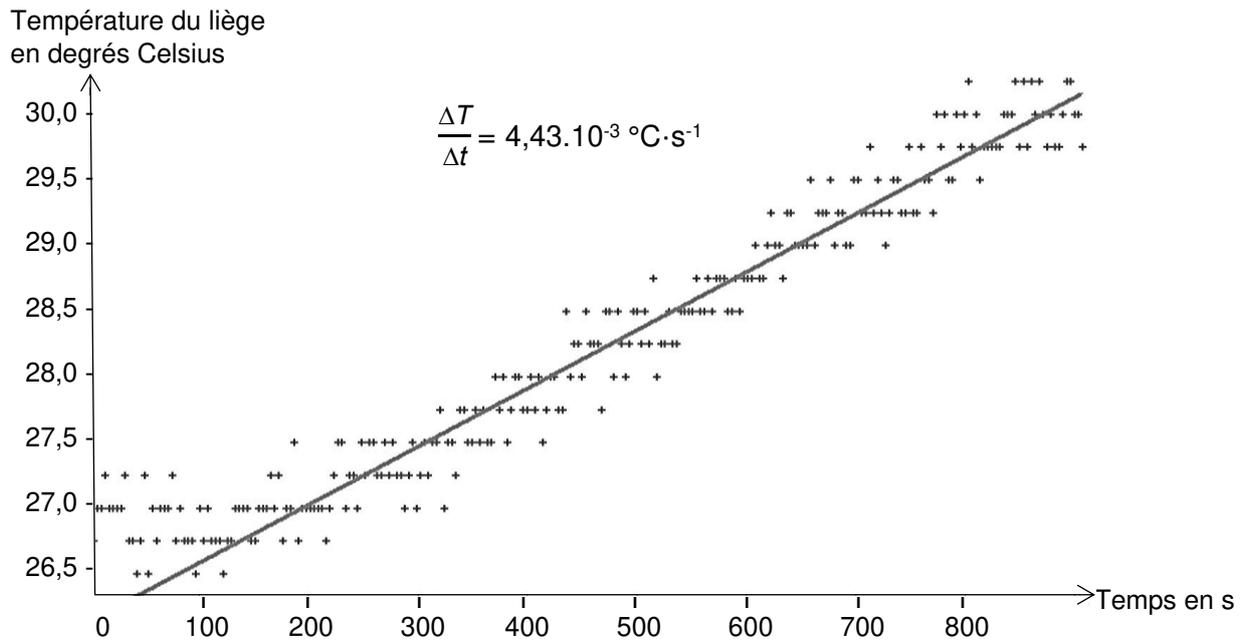


Figure 3 : évolution de la température du liège en fonction du temps, dans l'étude de la couverture de survie.

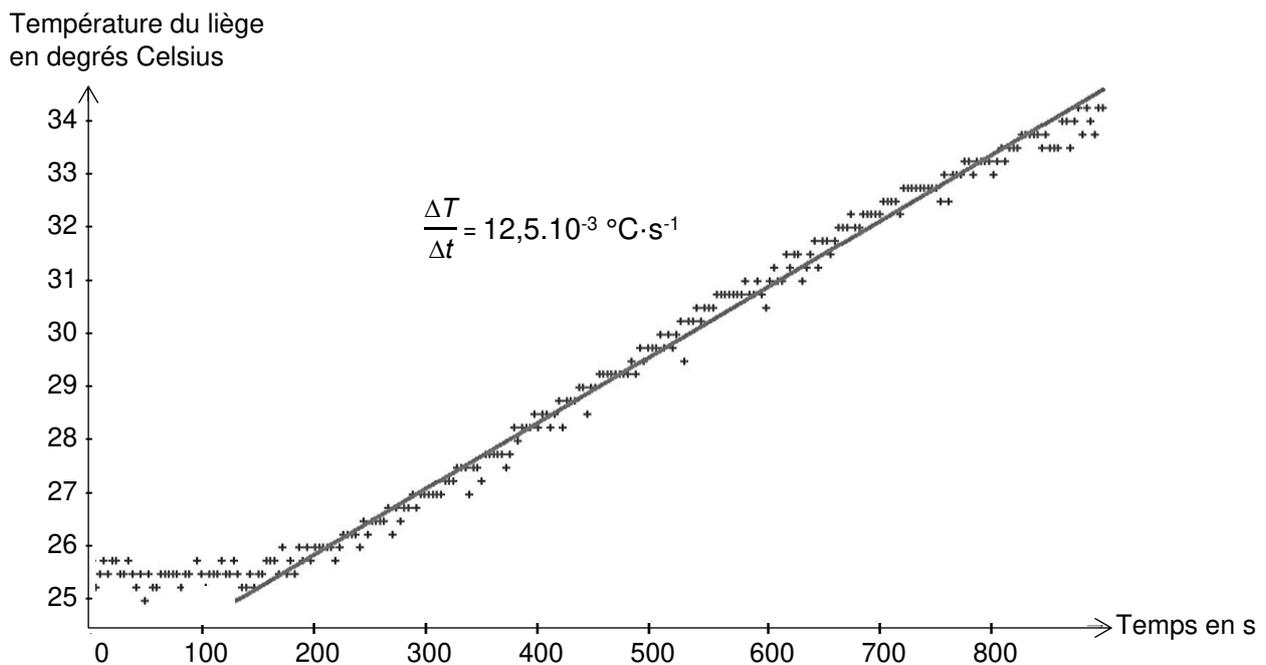


Figure 4 : évolution de la température du liège en fonction du temps, dans l'étude de la couverture en laine.

- Q.5.** Montrer que l'expression de la variation d'énergie interne d'un système incompressible peut s'exprimer : $\Delta U = m \cdot c \cdot \Delta T$ (m : masse du système ; c : capacité thermique massique du système ; ΔT : variation de température du système).
- Q.6.** Exprimer le flux thermique ϕ à travers la plaque de liège en fonction de la variation de température et du temps.

Pour chaque expérience en régime permanent, on suppose que le flux thermique qui traverse la couverture est le même que celui qui traverse la plaque de liège.

- Q.7.** Comparer l'efficacité des deux couvertures à retenir la chaleur corporelle.

Q.1. Les trois modes de transferts thermiques sont : **conduction**, **convection** et **rayonnement**.

Dans le vide spatial, il convient de protéger les satellites des transferts par **rayonnement** issus du Soleil.

Q.2. Vu que : - e s'exprime en m (dans le système international) ;

- u s'exprime en $W \cdot K^{-1} \cdot m^{-2}$;

- λ s'exprime en $W \cdot K^{-1} \cdot m^{-1}$;

On en déduit que $u = \frac{\lambda}{e} \Leftrightarrow \lambda = u \times e$ pour que la relation soit homogène.

Q.3. Pour la couverture de survie : $\lambda_1 = 408 \times 38 \times 10^{-6} = 1,6 \times 10^{-2} W \cdot K^{-1} \cdot m^{-1}$.

Pour la couverture en laine : $\lambda_2 = 38 \times 0,50 \times 10^{-3} = 1,9 \times 10^{-2} W \cdot K^{-1} \cdot m^{-1}$.

Ainsi, la conductivité thermique de la laine est environ 1,2 fois plus élevée que celle du matériau de la couverture de survie. À épaisseur égale, une couverture de laine est donc un peu moins efficace pour limiter les transferts **par conduction** qu'une couverture de survie.

Rq : *l'énoncé parle de conductivité thermique de la couverture alors qu'il faut parler de la conductivité thermique du matériau qui constitue la couverture.*

Q.4. D'après la figure 1, la lampe halogène émet majoritairement dans l'infrarouge. Le rayonnement du corps humain se fait essentiellement dans l'infrarouge également, d'où l'utilisation d'une lampe halogène pour remplacer le corps humain pour l'étude du transfert thermique à travers les couvertures.

Q.5. D'après le premier principe de la thermodynamique $\Delta U = W + Q$. Comme le système n'échange pas d'énergie par travail alors $W = 0$ et ainsi $\Delta U = Q$.

On a bien $\Delta U = m \times c \times \Delta T$.

?On pourrait le vérifier par analyse dimensionnelle ? $m \times c \times \Delta T \Leftrightarrow kg \times J \cdot K^{-1} \cdot kg^{-1} \times K = J$ cohérent avec une énergie.

Q.6. Par définition du flux thermique : $\phi = \frac{Q}{\Delta t}$

D'après le 1^{er} principe de la thermodynamique : $\Delta U = W + Q$.

Le système n'échange pas de travail avec le milieu extérieur $W = 0$, ainsi $\Delta U = Q = m \times c \times \Delta T$

$$\phi = \frac{m \times c \times \Delta T}{\Delta t} = m \times c \times \frac{\Delta T}{\Delta t}$$

Q.7. En utilisant les valeurs de $\frac{\Delta T}{\Delta t}$ de la figure 4 :

Avec la couverture de survie : $\phi_1 = 72,4 \times 10^{-3} \times 2008 \times 4,43 \times 10^{-3} = 0,64 W$

Avec la couverture en laine : $\phi_2 = 72,4 \times 10^{-3} \times 2008 \times 12,5 \times 10^{-3} = 1,8 W$

Conclusion : le flux thermique est environ trois fois plus faible avec la couverture de survie que celle en laine.

Rq : *sans calculer les flux thermiques, on pouvait dire que l'élévation de température par seconde est environ trois fois plus faible pour la couverture de survie et conclure.*

On en déduit que la couverture de survie a été plus efficace pour « protéger » la plaque de liège du rayonnement émis par la lampe halogène.

La lampe halogène modélisant ici le corps humain, la couverture de survie est plus efficace que la couverture en laine pour retenir la chaleur corporelle.

Exercice 3 – Au bonheur des hippocampes (5 points)

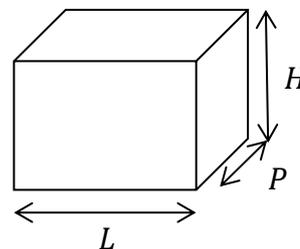
La conservation d'hippocampes en aquarium est généralement très difficile et réservée aux aquariophiles expérimentés. En effet, ces espèces sont souvent très fragiles, ont un régime alimentaire complexe et sont très sensibles aux variations de températures. Par exemple, l'hippocampe pygmée de Denise, originaire des eaux tropicales de l'océan Pacifique, vit dans des eaux salées dont la température doit rester comprise entre 24 et 28 °C.

Dans cet exercice, on s'intéresse à la régulation de la température d'un aquarium dont on voudrait qu'il puisse accueillir des hippocampes pygmées.

L'aquarium étudié est décrit dans le document 1 ci-dessous. Il est fermé par un couvercle. Ses parois latérales et son couvercle sont en plexiglass, un matériau plastique. Il est placé dans une pièce dont l'air ambiant est à une température constante de 20 °C. Cette température est sensiblement plus basse que celle de 26 °C souhaitée pour l'eau de l'aquarium.

Document 1 – Description de l'aquarium

- Hauteur : $H = 0,40$ m
- Largeur : $L = 0,60$ m
- Profondeur : $P = 0,40$ m
- Parois en plexiglass (PMMA) :
 - Épaisseur : $e_{\text{paroi}} = 8,0$ mm = $8,0 \times 10^{-3}$ m
 - Conductivité thermique : $\lambda_{\text{PMMA}} = 0,17$ W · m⁻¹ · °C⁻¹
- Température souhaitée pour l'eau de l'aquarium : $\theta_{\text{eau}} = 26$ °C
- Température de l'air ambiant : $\theta_{\text{air}} = 20$ °C (supposée constante)



Afin de stabiliser la température de l'eau, un système de chauffage électrique est introduit. Il est combiné à un dispositif de circulation d'eau pour avoir une température de l'eau uniforme dans l'aquarium.

Dans un premier temps, on souhaite déterminer la puissance que doit fournir ce système de chauffage électrique pour maintenir la température de l'eau. Pour cela, il est nécessaire d'estimer les pertes thermiques que le système de chauffage doit permettre de compenser.

On considère que les pertes thermiques se font principalement au travers des parois de l'aquarium.

- Q1-** Nommer les trois modes de transfert thermique pouvant contribuer au refroidissement de l'eau de l'aquarium.
- Q2-** Indiquer la température la plus basse que l'eau de l'aquarium est susceptible d'atteindre en l'absence de chauffage. Expliquer le raisonnement.

Dans la suite de l'exercice, on étudie plus particulièrement la contribution de la conduction thermique au travers des parois et du couvercle de l'aquarium.

À cet effet, on rappelle quelques lois dont on admet qu'elles sont valides dans la situation étudiée :

- Puissance thermique de conduction Φ (exprimée en watt) au travers d'une paroi de résistance R_{th} soumise à une différence de température $\Delta\theta$:

$$\Phi = \frac{\Delta\theta}{R_{th}}$$

- Résistance thermique R_{th} d'un ensemble de parois d'épaisseur e , et de surface totale S_T , réalisée dans un même matériau de conductivité thermique λ :

$$R_{th} = \frac{e}{S_T \cdot \lambda}$$

Par ailleurs, on considère que la conduction thermique se fait exclusivement par les parois latérales et le couvercle (la surface en contact avec la table ne contribue pas).

- Q3-** Montrer que la résistance thermique totale de l'aquarium, notée R_{th} , a une valeur proche de $4,6 \times 10^{-2} \text{ °C} \cdot \text{W}^{-1}$.

Dans la suite de l'exercice, on utilisera : $R_{th} = 4,6 \times 10^{-2} \text{ °C} \cdot \text{W}^{-1}$

- Q4-** En déduire que la puissance thermique P_{th} que le système de chauffage doit apporter à l'eau de l'aquarium pour maintenir la température a pour valeur $P_{th} = 130 \text{ W}$.

Pendant la journée, en particulier en période estivale, on envisage de chauffer l'aquarium avec le rayonnement du Soleil en plaçant l'aquarium devant une fenêtre bien exposée. Cela permettrait de ne pas utiliser le système de chauffage électrique.

Dans les conditions décrites, par une belle journée d'été, on peut estimer la puissance thermique d'origine solaire absorbée par l'eau de l'aquarium à environ $P_S = 30 \text{ W}$.

- Q5-** Avec cet apport énergétique (le système de chauffage étant éteint), indiquer qualitativement comment va évoluer la température de l'eau au cours de la journée.

Afin de préciser l'évolution de la température au cours de la journée, on réalise une étude dynamique. Grâce au dispositif de circulation d'eau, on suppose que la température de l'eau dans l'aquarium est la même partout. On note $\theta(t)$ cette température.

À l'instant $t = 0$:

- L'eau de l'aquarium est à la température θ_0 : $\theta(t = 0) = \theta_0 = 26 \text{ °C}$.
- On place l'aquarium au Soleil. Il reçoit la puissance de rayonnement $P_S = 30 \text{ W}$.
- On coupe le système de chauffage électrique.

Par ailleurs, on suppose que la pièce dans laquelle se trouve l'aquarium est bien isolée et régulée en température, ce qui permet de supposer que la température de l'air ambiant est constante et égale à $\theta_{air} = 20 \text{ °C}$.

On note m la masse d'eau de mer dans l'aquarium et c la capacité thermique de cette eau.

- Q6-** Lister les puissances thermiques échangées par le système avec son environnement à l'instant t . Pour chaque puissance, préciser si elle est reçue ou perdue, et avec quel autre système elle est échangée.

En utilisant le premier principe de la thermodynamique appliqué à l'eau de l'aquarium, on établit l'équation dynamique du système :

$$m \cdot c \cdot \frac{d\theta(t)}{dt} + \frac{\theta(t)}{R_{th}} = \frac{\theta_{air}}{R_{th}} + P_S$$

En tenant compte de la condition initiale, la solution de cette équation s'écrit :

$$\theta(t) = \theta_0 e^{-\frac{t}{\tau}} + (\theta_{air} + R_{th} \cdot P_S) \left(1 - e^{-\frac{t}{\tau}}\right) \quad \text{avec } \tau = m \cdot c \cdot R_{th}$$

Données :

$$m = 100 \text{ kg} ; c = 3930 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1} ; \theta_{air} = 20 \text{ °C} ; P_S = 30 \text{ W} ; R_{th} = 0,046 \text{ °C} \cdot \text{W}^{-1}.$$

- Q7-** Le temps τ est le temps caractéristique d'évolution du système. Estimer sa valeur.
- Q8-** Déterminer la valeur de la température finale θ_f vers laquelle tend la température de l'aquarium si on attend suffisamment longtemps.

On rappelle que la température initiale de l'aquarium est $\theta_0 = 26 \text{ °C}$.

- Q9-** Discuter la faisabilité d'utiliser uniquement le Soleil pour maintenir la température de l'aquarium entre 24 et 28 °C dans la journée.

Q1. Les transferts thermiques peuvent avoir lieu par convection, conduction et rayonnement.

Q2. Les transferts thermiques ont lieu du corps le plus chaud (l'eau) vers le corps le plus froid (l'air) jusqu'à ce que les deux corps atteignent la même température.

Comme la température de l'air est constante, alors la température de l'eau tendra vers celle de l'air, soit 20°C.

$$\mathbf{Q3.} \quad R_{th} = \frac{e}{S_T \cdot \lambda}$$

Il faut calculer la surface totale, en ne prenant pas en compte la surface en contact avec la table.

$$S_T = 2 \times L \times H + 2 \times P \times H + L \times P$$

$$S_T = 2 \times 0,60 \times 0,40 + 2 \times 0,40 \times 0,40 + 0,60 \times 0,40 = 1,04 \text{ m}^2$$

$$R_{th} = \frac{8,0 \times 10^{-3} \text{ m}}{1,04 \text{ m}^2 \times 0,17 \text{ W} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1}} = 4,5 \times 10^{-2} \text{ °C} \cdot \text{W}^{-1}$$

Cette valeur est effectivement proche de $4,6 \times 10^{-2} \text{ °C} \cdot \text{W}^{-1}$

$$\mathbf{Q4.} \quad \Phi = \frac{\Delta \theta}{R_{th}}$$

$$\Phi = \frac{26 - 20 \text{ °C}}{4,6 \times 10^{-2} \text{ °C} \cdot \text{W}^{-1}} = 130 \text{ W}$$

Q5. Pour maintenir la température il faut que l'eau reçoive une puissance thermique de 130 W, or elle ne reçoit que 30 W. Donc la température de l'eau va baisser.

Q6. Le système cède de la puissance thermique à l'air ambiant.

Le système reçoit de la puissance de rayonnement de la part du Soleil.

Q7. On nous dit que $\tau = m \cdot c \cdot R_{th}$

$$\tau = 100 \text{ kg} \times 3930 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1} \times 4,6 \times 10^{-2} \text{ °C} \cdot \text{W}^{-1} = 1,8 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{W}^{-1} = 1,8 \times 10^4 \text{ s}$$

$$\mathbf{Q8.} \quad \theta(t) = \theta_0 \cdot e^{-\frac{t}{\tau}} + (\theta_{air} + R_{th} \cdot P_S) \cdot \left(1 - e^{-\frac{t}{\tau}}\right)$$

$$\text{Pour } t \rightarrow \infty, \theta_f = \theta_0 \times 0 + (\theta_{air} + R_{th} \cdot P_S) \cdot (1 - 0)$$

$$\theta_f = (\theta_{air} + R_{th} \cdot P_S)$$

$$\theta_f = (20 + 4,6 \times 10^{-2} \times 30) = 21,4 \text{ °C} \approx 21 \text{ °C}$$

Q9. Déterminons la durée nécessaire pour que la température descende en dessous de 24°C.

$$\theta(t) = \theta_0 \cdot e^{-\frac{t}{\tau}} + (\theta_{air} + R_{th} \cdot P_S) \cdot \left(1 - e^{-\frac{t}{\tau}}\right) = 24$$

$$\theta_0 \cdot e^{-\frac{t}{\tau}} + (\theta_{air} + R_{th} \cdot P_S) - (\theta_{air} + R_{th} \cdot P_S) \cdot e^{-\frac{t}{\tau}} = 24$$

$$(\theta_0 - (\theta_{air} + R_{th} \cdot P_S)) \cdot e^{-\frac{t}{\tau}} + (\theta_{air} + R_{th} \cdot P_S) = 24$$

$$(\theta_0 - (\theta_{air} + R_{th} \cdot P_S)) \cdot e^{-\frac{t}{\tau}} = 24 - (\theta_{air} + R_{th} \cdot P_S)$$

