

## « Evaluation n°1 – Physique Chimie - Terminale –2025-26 - Durée 02h »

### Exercice 1. CONTROLE DE LA QUALITÉ D'UN BIBERON (12 points) \_ 23-PYCJ1G11

Chez le nourrisson, les ions nitrate ( $\text{NO}_3^-$ ) sont incriminés dans la survenue de la méthémoglobinémie (ou maladie bleue). La formation des ions nitrite, à partir des ions nitrate ingérés, est réalisée par la flore bactérienne intestinale. Chez les enfants, les ions nitrite en excès provoquent une moindre capacité des globules rouges à fixer et transporter l'oxygène.

C'est pourquoi la concentration en ions nitrate dans l'eau potable est réglementée, notamment pour la préparation des biberons [...].

Source : Observatoire régional de la santé Rhône-Alpes, 2007



L'Organisation Mondiale de la Santé (OMS) a fixé la concentration maximale en ions nitrate dans l'eau à  $50 \text{ mg L}^{-1}$ .

Par ailleurs, indépendamment de la quantité d'ions nitrate, l'état de conservation d'un lait s'apprécie en mesurant son acidité.

Dans cet exercice, on se propose de :

- vérifier par deux méthodes différentes si une eau supposée potable prélevée au robinet satisfait ou non à la recommandation de l'OMS concernant les nitrates (**partie A** et **partie B**) ;
- déterminer combien de temps un biberon préparé peut être conservé avant consommation (**partie C**).

#### Partie A - Dosage spectrophotométrique des ions nitrate dans une eau

Par ajout d'acide 2,4-phénoldisulfonique, une solution aqueuse initialement incolore prend une **teinte jaune** plus ou moins prononcée selon sa concentration en ions nitrate  $\text{NO}_3^-$ . La concentration en ion  $\text{NO}_3^-$  de cette solution peut alors être déterminée par la mesure de son absorbance à une longueur d'onde donnée.

#### Données

- Absorption de la lumière du visible

Longueurs d'onde d'absorption (nm)	400 - 424	424 - 491	491 - 575	575 - 585	585 - 647	647 - 850
Couleur absorbée	Violet	Bleu	Vert	Jaune	Orange	Rouge
Couleur complémentaire	jaune - vert	jaune	magenta	bleu	bleu - cyan	cyan

- Protocole du dosage

#### ÉTAPE 1 : obtention d'une courbe d'étalonnage

Pour vérifier la concentration en masse en ions nitrate  $\text{NO}_3^-$  d'une eau, on réalise dans un premier temps plusieurs dilutions d'une solution aqueuse S de nitrate de potassium de concentration en masse  $t_{\text{NO}_3^-} = 1,0 \times 10^{-1} \text{ g L}^{-1}$  (avec ajout d'acide 2,4-phénoldisulfonique).

On obtient alors une échelle de teintes à partir de cinq solutions filles S<sub>1</sub>, S<sub>2</sub>, S<sub>3</sub>, S<sub>4</sub> et S<sub>5</sub> plus ou moins concentrées en ions nitrate.

On mesure ensuite l'absorbance A des différentes solutions filles à une longueur d'onde judicieusement choisie, puis on trace le graphe de l'absorbance A en fonction de la concentration en masse en ions nitrate  $t_{\text{NO}_3^-}$  (figure 1 ci-dessous).

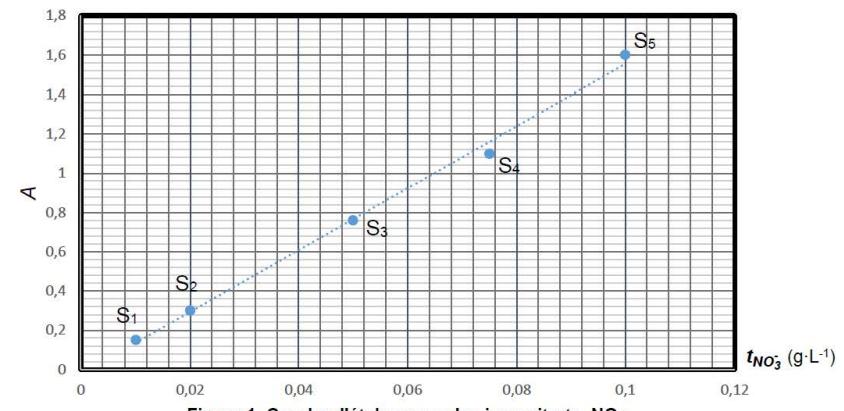


Figure 1. Courbe d'étalonnage des ions nitrate,  $\text{NO}_3^-$

#### ÉTAPE 2 : mesure sur l'échantillon à analyser

On prélève un volume  $V = 250 \text{ mL}$  de l'eau étudiée que l'on fait réagir avec un excès d'acide 2,4-phénoldisulfonique. On mesure ensuite l'absorbance de cette solution avec les mêmes réglages que ceux utilisés à l'ÉTAPE 1. L'absorbance mesurée est :  $A = 0,48$ .

Le spectrophotomètre utilisé lors de ce dosage peut fonctionner avec des radiations monochromatiques de longueurs d'onde :  $440 \text{ nm}$ ,  $510 \text{ nm}$ ,  $580 \text{ nm}$ ,  $640 \text{ nm}$ .

1. Indiquer la longueur d'onde la plus adaptée pour réaliser ce dosage. Justifier.
2. Utiliser la figure 1 pour déterminer la concentration en masse en ions nitrate  $t_1$  de l'eau analysée.

On désigne par  $u(t_1)$  l'incertitude-type sur la valeur de  $t_1$ . Pour cette détermination, on estime que l'incertitude-type relative  $\frac{u(t_1)}{t_1}$  est de l'ordre de 15 %.

3. Écrire, en conservant un seul chiffre significatif pour l'incertitude-type, le résultat de la mesure de la concentration en ions nitrate  $t_1$ .

#### Partie B - Dosage par titrage conductimétrique des ions nitrate dans l'eau étudiée

Une autre méthode de dosage consiste à faire réagir les ions nitrate,  $\text{NO}_3^-$ , en milieu acide, avec une quantité connue d'ions  $\text{Fe}^{2+}$ . Cette quantité notée  $n(\text{Fe}^{2+})_{\text{totale}}$  est largement suffisante pour consommer tous les ions nitrate : c'est l'étape 1.

On titre ensuite les ions  $\text{Fe}^{2+}$  en excès (qui n'ont pas réagi précédemment) à l'aide d'un dosage par titrage conductimétrique : c'est l'étape 2.

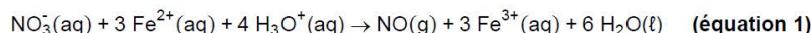
#### Données

- Masses molaires :  
 $M(\text{NO}_3^-) = 62,0 \text{ g mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Fe}^{2+}) = 55,8 \text{ g mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = 216 \text{ g mol}^{-1}$

- Protocole du titrage :

**ÉTAPE 1** : on prélève un volume  $V = 250,0 \pm 0,2 \text{ mL}$  de l'eau étudiée dans la partie A. On fait réagir ce volume avec une solution acidifiée contenant  $n(\text{Fe}^{2+})_{\text{totale}} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$  d'ions  $\text{Fe}^{2+}$ .

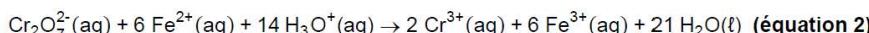
L'équation de la réaction est la suivante :



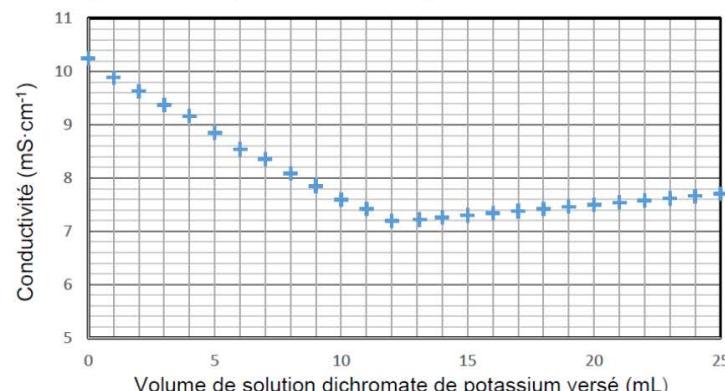
On note  $n(\text{Fe}^{2+})_{\text{excès}}$  la quantité de matière en ions  $\text{Fe}^{2+}$  encore présente à l'état final de la réaction d'**équation 1**.

**ÉTAPE 2** : la quantité de matière  $n(\text{Fe}^{2+})_{\text{excès}}$  est déterminée à l'aide d'un titrage par les ions dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  d'une solution aqueuse de dichromate de potassium pour laquelle  $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = C = 5,0 \times 10^{-2} \pm 0,2 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

L'équation de la réaction support de ce titrage s'écrit :



La courbe du titrage obtenue est présentée dans la **figure 2** ci-dessous.



**Figure 2. Courbe de titrage conductimétrique de l'eau analysée**

4. Identifier le réactif titré et le réactif titrant lors du titrage de l'**ÉTAPE 2**.

5. À partir de l'exploitation de la **figure 2**, montrer que la quantité de matière des ions  $\text{Fe}^{2+}$  qui ont été versés en excès  $n(\text{Fe}^{2+})_{\text{excès}}$  vaut environ 3,6 mmol.

La quantité d'ions nitrate recherchée  $n(\text{NO}_3^-)$  peut être calculée à partir de la quantité d'ions  $\text{Fe}^{2+}$  initialement introduite lors de l'**ÉTAPE 1**,  $n(\text{Fe}^{2+})_{\text{totale}}$ , et à partir de la quantité d'ions  $\text{Fe}^{2+}$  titrée lors du titrage  $n(\text{Fe}^{2+})_{\text{excès}}$  en utilisant la relation suivante :

$$n(\text{NO}_3^-) = \frac{1}{3} [n(\text{Fe}^{2+})_{\text{totale}} - n(\text{Fe}^{2+})_{\text{excès}}]$$

6. Justifier cette relation.

7. Calculer la quantité d'ion nitrate  $n(\text{NO}_3^-)$  présente dans l'échantillon d'eau. En déduire que la concentration en masse en ion nitrate  $t_2$  vaut environ  $33 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ .

L'incertitude-type  $u(t_2)$  sur la valeur de la concentration  $t_2$  de nitrates déterminée avec le titrage est donnée par la relation :

$$u(t_2) = t_2 \times \sqrt{\left(\frac{u(C)}{C}\right)^2 + \left(\frac{u(V_E)}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{u(V)}{V}\right)^2}$$

avec :

- $u(V_E) = 0,5 \text{ mL}$ , incertitude-type sur la valeur du volume  $V_E$  de solution titrante versée à l'équivalence.
- $u(V)$ , incertitude-type sur la valeur du volume de solution titrée  $V$ .
- $u(C)$ , incertitude-type sur la valeur de la concentration en quantité de matière  $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = C$  en ions dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ .

8. Calculer l'incertitude-type  $u(t_2)$  de la teneur en ions nitrate puis donner un encadrement de la concentration en masse  $t_2$  obtenue avec cette méthode de titrage.

9. Conclure sur la potabilité de l'eau prélevée au regard des résultats obtenus par les deux méthodes de dosage étudiées.

#### Partie C - Combien de temps peut-on conserver un biberon préparé avec du lait en poudre ?

On prépare un biberon par dissolution de lait en poudre dans de l'eau.

Un lait présente une légère acidité qui peut se développer assez vite selon les conditions de conservation. En effet, le lactose présent dans le lait se transforme progressivement en acide lactique.

On vérifie l'état de conservation d'un lait en mesurant son acidité exprimée en degré Dornic ( $^\circ\text{D}$ ). Un degré Dornic, noté  $1^\circ\text{D}$ , correspond à 0,10 g d'acide lactique par litre de lait.

#### Données

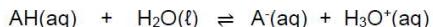
- Formule semi-développée de l'acide lactique :  $\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{C}=\text{O} \\ | \quad \quad \backslash \quad / \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$
- Masse molaire de l'acide lactique :  $M = 90,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $pK_a$  (acide lactique/ion lactate) = 3,9
- Couples acide/base de l'eau :  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}(\ell) \quad \text{H}_2\text{O}(\ell)/\text{HO}^-(\text{aq})$
- Rappel :  $pK_a = -\log K_a$

#### Le couple acide lactique / ion lactate

10. Recopier la formule semi-développée de l'acide lactique, entourer les groupes caractéristiques et indiquer leur nom.

11. Représenter le schéma de Lewis de l'ion lactate, base conjuguée de l'acide lactique.

Pour la suite, on note AH l'acide lactique et A<sup>-</sup> sa base conjuguée. La réaction chimique entre l'acide lactique AH et l'eau du biberon conduit à un équilibre chimique :



La mesure au laboratoire du pH du lait contenu dans le biberon indique un pH = 6,2.

12. Après avoir représenté le diagramme de prédominance du couple AH/A<sup>-</sup>, indiquer quelle espèce prédomine dans le lait du biberon.
13. Exprimer la constante d'acidité  $K_A$  du couple AH/A<sup>-</sup> en fonction des concentrations [AH], [A<sup>-</sup>], [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] et c° avec c° = 1 mol·L<sup>-1</sup>, concentration standard.
14. En déduire que la concentration en ion lactate [A<sup>-</sup>] dans le lait du biberon est environ 200 fois supérieure à celle en acide lactique [AH].

### Dosage de l'acide lactique

Afin de déterminer la concentration en acide lactique dans le lait, on met en œuvre le protocole suivant :

- Verser dans un erlenmeyer  $V_L$  = 40,0 mL de lait.
- Ajouter  $V_{eau}$  = 150 mL d'eau distillée.
- Ajouter quelques gouttes d'indicateur coloré (qui permettront de repérer l'équivalence).
- Placer l'erlenmeyer sous une burette remplie de solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+$ , HO<sup>-</sup>) de concentration  $c_B$  = 2,0 · 10<sup>-2</sup> mol·L<sup>-1</sup> et agiter.
- Verser jusqu'au changement de couleur et noter le volume de soude versé  $V_{BE}$ .

Pour un même échantillon de lait, on recommence la manipulation plusieurs fois. Les valeurs de  $V_{BE}$  ainsi obtenues sont regroupées dans le tableau ci-dessous.

$V_{BE}$ (mL)	12,3	12,2	12,4	12,0	12,1	12,2

La valeur moyenne de ces valeurs est  $\overline{V_{BE}} = 12,2$  mL.

Au cours de la transformation, les couples acide-base mis en jeu sont : AH/A<sup>-</sup> et H<sub>2</sub>O/HO<sup>-</sup>.

15. Écrire la réaction support du dosage.
16. Déterminer la concentration en masse d'acide lactique dans le lait de biberon.

La dispersion des mesures de  $V_{BE}$  peut s'expliquer par des imprécisions sur les valeurs de certains paramètres.

17. Parmi les deux paramètres suivants, volume de lait,  $V_L$ , et volume d'eau distillée,  $V_{eau}$ , indiquer lequel a une incidence sur la valeur de  $V_{BE}$ .

### Exercice 2. Batterie Lithium-Soufre (08 points) \_ 24-PYCJ2ME1

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<sup>+</sup> / Li ;
  - du soufre : S / S<sup>2-</sup> ;
- 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(S) = 32,1 g·mol<sup>-1</sup> ;
  - du lithium : M(Li) = 6,9 g·mol<sup>-1</sup> ;
- charge par mole d'électrons : F = 96 500 C·mol<sup>-1</sup> ;
- les ions lithium (Li<sup>+</sup>) et les ions sulfure (S<sup>2-</sup>) 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  $\Delta t$ , de la pile, est :  $Q = I \times \Delta t$  ;
- la capacité d'une pile peut être exprimée en milliampère-heure : 1 mAh = 3,6 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  $m = 0,5$  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  $m = 0,5$  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

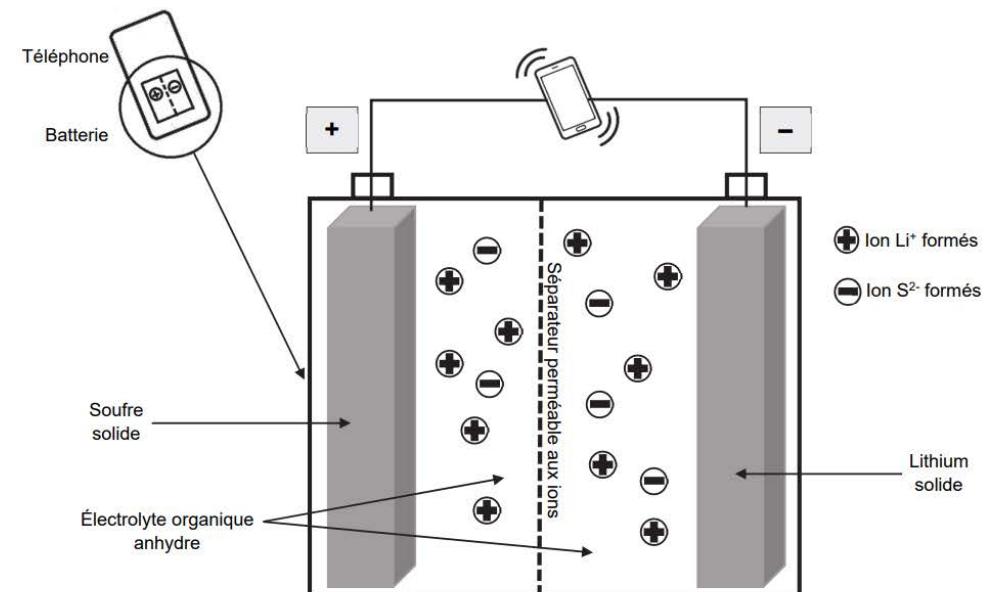


Figure 1. Schéma simplifié de la batterie lithium-soufre lors de sa décharge

