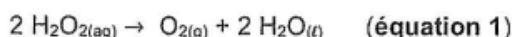


## 1. Session 2023 – Jour1 – Asie Pacifique

## EXERCICE II – CONTRÔLE DE L'ORDRE D'UNE REACTION (4,5 points)

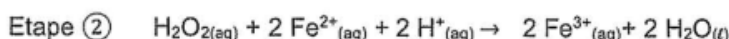
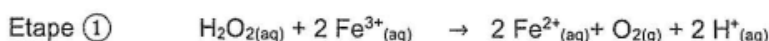
Le peroxyde d'hydrogène a pour formule chimique  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène est appelée communément « eau oxygénée » et est utilisée comme désinfectant et détachant. En solution aqueuse, le peroxyde d'hydrogène peut se décomposer en eau et en dioxygène.

L'équation de la réaction de cette décomposition, appelée aussi dismutation, s'écrit :



L'objectif de cet exercice est de vérifier que la dismutation du peroxyde d'hydrogène suit une loi de vitesse d'ordre 1.

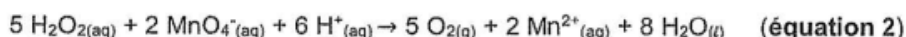
La dismutation de l'eau oxygénée est lente mais elle peut être accélérée en utilisant des ions fer(III),  $\text{Fe}^{3+}$ . Dans ce cas, la réaction peut être décomposée en deux étapes rapides :



1. En analysant les étapes  $\textcircled{1}$  et  $\textcircled{2}$  de la dismutation du peroxyde d'hydrogène en présence d'ions fer, justifier que l'ion fer,  $\text{Fe}^{3+}$ , joue un rôle de catalyseur.

Pour suivre l'évolution temporelle de la concentration en  $\text{H}_2\text{O}_2$  en présence d'ions  $\text{Fe}^{3+}$ , on réalise le dosage par titrage, à différentes dates  $t$ , d'un échantillon du milieu réactionnel par des ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$  d'une solution de permanganate de potassium acidifiée. Chaque dosage par titrage permet de déterminer la concentration  $[\text{H}_2\text{O}_2]$  en peroxyde d'hydrogène restant à la date  $t$ .

L'équation de réaction support du dosage est :



La seule espèce chimique colorée est l'ion permanganate,  $\text{MnO}_4^-$ , rose-violet en solution aqueuse. L'équivalence est donc repérée par un changement de couleur du mélange réactionnel.

**Protocole de suivi cinétique de la décomposition de l'eau oxygénée**

On dispose :

- d'une solution  $S_0$  d'eau oxygénée de concentration en peroxyde d'hydrogène  $[\text{H}_2\text{O}_2]_0$  inconnue ;
- d'une solution de chlorure de fer (III) ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $3 \text{Cl}^-$ ) de concentration  $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ;
- d'une solution  $S_P$  de permanganate de potassium ( $\text{K}^+$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ) dont la concentration est  $C_P = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ;
- d'une solution d'acide sulfurique.

**Préparation du dispositif de dosage par titrage**

- Remplir la burette graduée de la solution  $S_P$  de permanganate de potassium ( $\text{K}^+$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ).
- Préparer sept erlenmeyers contenant chacun 40 mL d'eau distillée glacée et 10 mL de solution d'acide sulfurique.
- Placer ces sept erlenmeyers dans un cristalliseur contenant un mélange d'eau et de glace.

### Préparation du mélange réactionnel

- Dans un erlenmeyer de 150 mL, verser 95,0 mL de la solution  $S_0$  d'eau oxygénée.
- Introduire un barreau aimanté. Placer l'ensemble sur agitateur. Mettre en route l'agitation.
- Verser rapidement 5 mL de solution de chlorure de fer(III) ( $Fe^{3+}$ , 3  $Cl^-$ ) et déclencher immédiatement le chronomètre.

### Dosage : détermination de la concentration en $H_2O_2$ à différentes dates $t$

- Le plus rapidement possible, prélever un volume  $V_R = 10,0$  mL du milieu réactionnel.
- Verser rapidement ce prélèvement dans l'un des sept erlenmeyers.
- Introduire un barreau aimanté et doser par titrage le peroxyde d'hydrogène présent dans le volume  $V_R$  à cette date  $t$  par la solution de permanganate  $S_P$ .
- Noter  $V_E$  le volume équivalent alors versé.
- Procéder de la même façon aux dates 4 min, 6 min, 8 min, 12 min, 20 min, 30 min, 40 min et 80 min.

### Résultats expérimentaux

$t$ (min)	1,75	4	6	8	12	20	30	40	80
$V_E$ (mL)	16,0	15,0	13,8	12,9	11,4	8,6	5,9	4,2	1,2
$[H_2O_2]$ (mmol·L <sup>-1</sup> )	80,0	75,0	69,0	64,5		43,0	29,5	21,0	6,0

2. Identifier les deux facteurs cinétiques mis en œuvre pour stopper la réaction de dismutation (équation 1) le temps du dosage.

3. Indiquer le changement de couleur observé à l'équivalence (équation 2).

4. À partir de l'équation de la réaction support du dosage, équation 2, et de la définition de l'équivalence, établir que la concentration en quantité de matière du peroxyde d'hydrogène est donnée par la relation suivante :

$$[H_2O_2] = \frac{5 \times C_P \times V_E}{2 \times V_R}$$

5. Calculer la valeur de  $[H_2O_2]$  manquante à la date  $t = 12$  min dans le tableau des résultats expérimentaux.

6. À partir de la définition de la vitesse de disparition de l'eau oxygénée, et en supposant que la dismutation du peroxyde d'hydrogène suit une loi cinétique d'ordre 1, retrouver la relation suivante :

$$\frac{d[H_2O_2]}{dt} = -k \times [H_2O_2]$$

La relation ci-dessus, question 6, est une équation différentielle qui admet des solutions de la forme :

$$[H_2O_2](t) = B \times e^{-k \times t} \quad (\text{relation 1})$$

7. Donner la signification physique de  $B$ .

À partir des résultats expérimentaux obtenus, on a tracé les deux graphiques ci-après (figure 1 et figure 2).

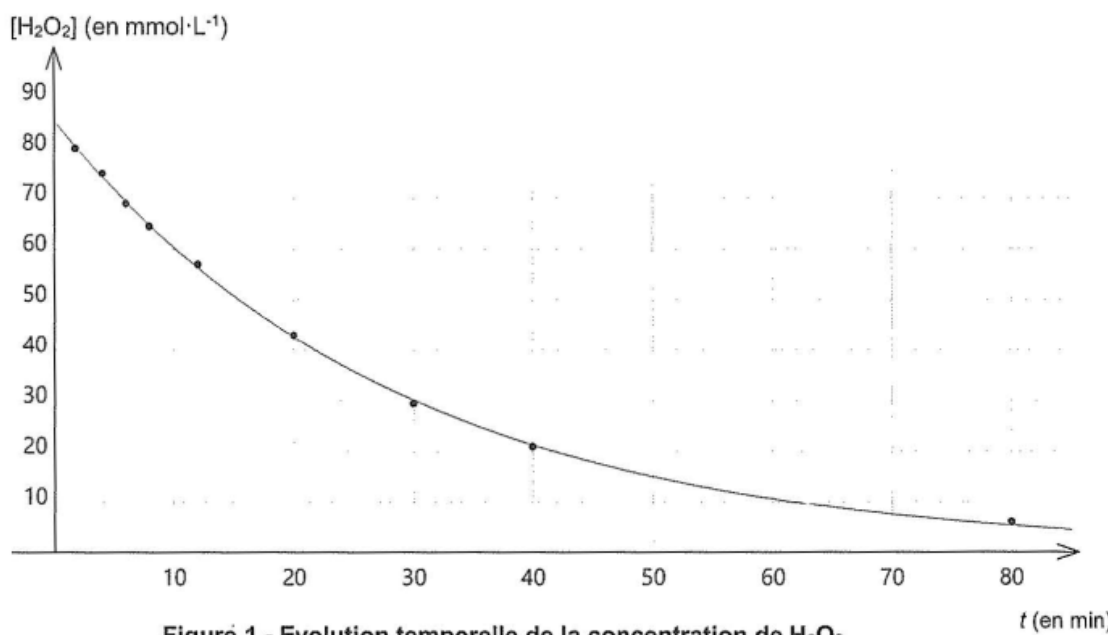


Figure 1 - Evolution temporelle de la concentration de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

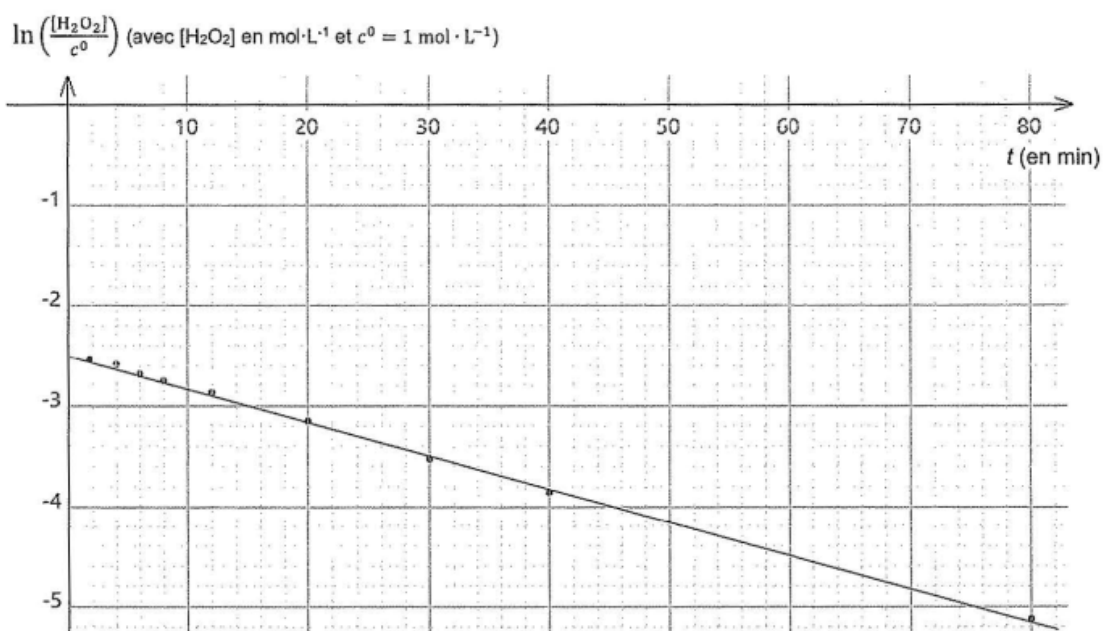


Figure 2 - Évolution temporelle de  $\ln \left[ \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{c^0} \right]$  avec  $[\text{H}_2\text{O}_2]$  en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$  et  $c^0 = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Compte tenu des propriétés de la fonction logarithme népérien, il est possible d'écrire à partir de la relation 1 :

$$\ln \left[ \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{c^0} \right] = \ln \left[ \frac{B}{c^0} \right] - k \times t \quad (\text{relation 2})$$

8. En s'appuyant sur la relation 2 et le graphique de la figure 2, montrer que l'hypothèse selon laquelle la dismutation du peroxyde d'hydrogène suit une loi cinétique d'ordre 1 est bien valide. En déduire la valeur de la constante  $k$ .

9. Définir puis déterminer le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$  de cette réaction de dismutation à l'aide de la figure 1.

Pour une réaction qui suit une cinétique d'ordre 1, on peut montrer que le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$  est indépendant de la concentration initiale et est relié à la grandeur  $k$  par la relation suivante :

$$k \times t_{1/2} = \ln 2$$

10. Préciser si la valeur de la grandeur  $k$  varie si la concentration initiale  $[\text{H}_2\text{O}_2]_0$  diminue.

## EXERCICE 1 - L'IMPORTANCE DE LA VITAMINE C (9 points)

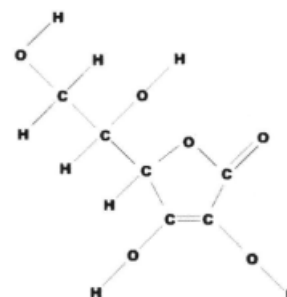
L'acide ascorbique, communément appelé vitamine C, est un antioxydant présent dans de nombreux fruits et légumes.

La vitamine C est parfois utilisée dans des cosmétiques pour ses propriétés antioxydantes. Elle est aussi prescrite en complément alimentaire car elle joue un rôle important dans le métabolisme de l'être humain. Elle se dégrade à l'air, à la lumière et en présence d'oxydants.

L'objectif de l'exercice est d'étudier la dégradation de la vitamine C laissée à l'air libre dans un comprimé (**partie A**) ou dans un jus de fruit (**partie B**), puis d'examiner sa présence comme antioxydant dans les cosmétiques (**partie C**).

## Données

- Formule développée de la molécule de vitamine C ou acide ascorbique, voir ci-contre.
- L'acide ascorbique  $C_6H_8O_6$  est un diacide possédant deux couples acido-basiques notés  $AH_2 / AH^-$  et  $AH^- / A^{2-}$  dont les  $pK_A$  respectifs sont :  $pK_{A1} = 4,1$  et  $pK_{A2} = 11,8$ .
- Masse molaire de l'acide ascorbique :  $M = 176,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .



## Partie B - Étude cinétique de la dégradation de la vitamine C dans un jus d'orange

« La vitamine C est la plus fragile de toutes les vitamines : elle se dégrade rapidement à la chaleur, à l'eau, à l'air et à la lumière. Par exemple, à température ambiante, la moitié de la teneur en vitamine C d'un jus de fruit peut être perdue en 24 heures.

En conséquence, les modes de stockage doivent être adaptés de manière à limiter les pertes : les industriels conservent les produits à basse température (inférieure à  $5^\circ\text{C}$ ) en y adjoignant des agents actifs. »

*D'après l'AFSSA – Agence Française de Sécurité Sanitaire des Aliments*

On dispose d'un jus d'orange filtré à la température  $T_1 = 25^\circ\text{C}$ . À partir de données expérimentales, on a modélisé le suivi cinétique de la dégradation de la vitamine C, ou acide ascorbique, dans ce jus d'orange et à cette température (voir **figure 2** ci-dessous).

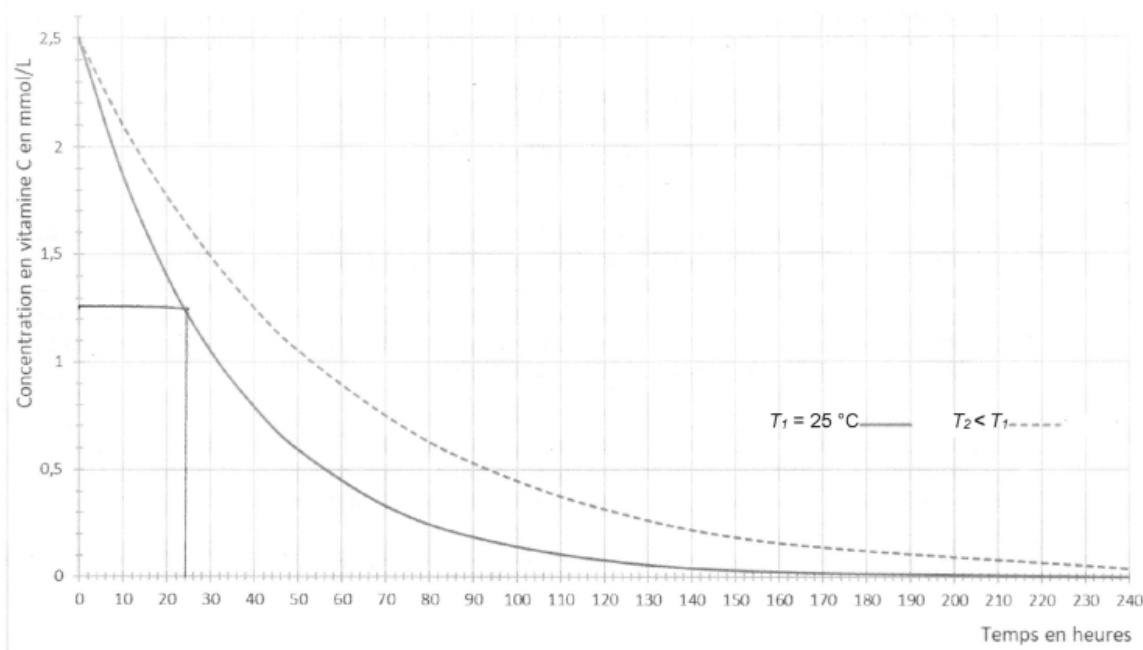
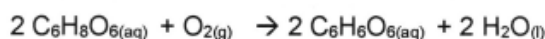


Figure 2 – Modélisation de l'évolution de la concentration en vitamine C au cours du temps dans le jus d'orange pour deux températures différentes

### Données

- L'acide ascorbique est aussi un réducteur et fait partie du couple :  $C_6H_6O_6(aq) / C_6H_8O_6(aq)$ .
- Le dioxygène est l'oxydant du couple  $O_{2(g)} / H_2O(l)$ .

9. Écrire les demi-équations correspondant aux couples mis en jeu lors de la dégradation de la vitamine C par le dioxygène de l'air et montrer que l'équation de l'oxydation de la vitamine C s'écrit :

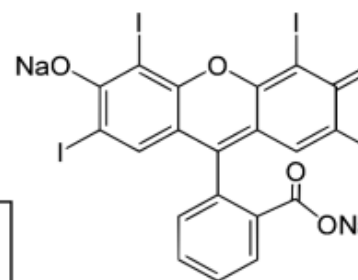


10. Définir la vitesse volumique de disparition de la vitamine C.
11. À partir du graphique de la **figure 2**, décrire qualitativement l'évolution de la vitesse de disparition de la vitamine C en fonction du temps, à une température donnée, et faire le lien avec un facteur cinétique à préciser.
12. Déterminer graphiquement la vitesse volumique de disparition de la vitamine C à la température  $T_1 = 25\text{ °C}$  à la date  $t_1 = 60\text{ h}$ . L'exprimer en  $\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{h}^{-1}$ .
13. Déterminer graphiquement le temps  $t_{1/2}$  de demi-réaction à la température  $T_1 = 25\text{ °C}$  et vérifier que cette valeur est cohérente avec celle annoncée dans le texte introductif de la partie B.
14. À partir de la **figure 2**, en comparant les deux courbes, donner un deuxième facteur cinétique, et indiquer pourquoi il est préférable de ne pas laisser le jus d'orange sur la table du petit déjeuner.

### 3. Session 2023 – Jour2 – Groupe Étrangers

#### EXERCICE 2 – L'ÉRYTHROSINE, COLORANT ALIMENTAIRE (4,5 points)

L'érythrosine est un colorant synthétique rouge contenant de l'iode. Très soluble dans l'eau, ce colorant est utilisé pour colorer les aliments, notamment les cerises en conserve, ainsi que pour teinter des préparations microscopiques ou des médicaments. Les taches dues à ce colorant peuvent être traitées à l'eau de Javel.



#### Document

La DJA (Dose Journalière Admissible qu'un individu peut ingérer sans risque pour sa santé) est de 0,1 mg/kg de masse corporelle, par jour.

Extrait de : <https://www.avenir-bio.fr/additif,E127>

Dans la **partie A**, on souhaite savoir si une solution d'érythrosine contenue dans une boîte de conserve de cerises respecte la DJA. La seule espèce colorée dans cette solution est l'érythrosine.

Dans la **partie B**, on s'intéresse à la cinétique de la décoloration de l'érythrosine par l'eau de Javel.

## Données

- Spectre d'absorption d'une solution aqueuse d'érythrosine de référence.

Absorbance  $A$

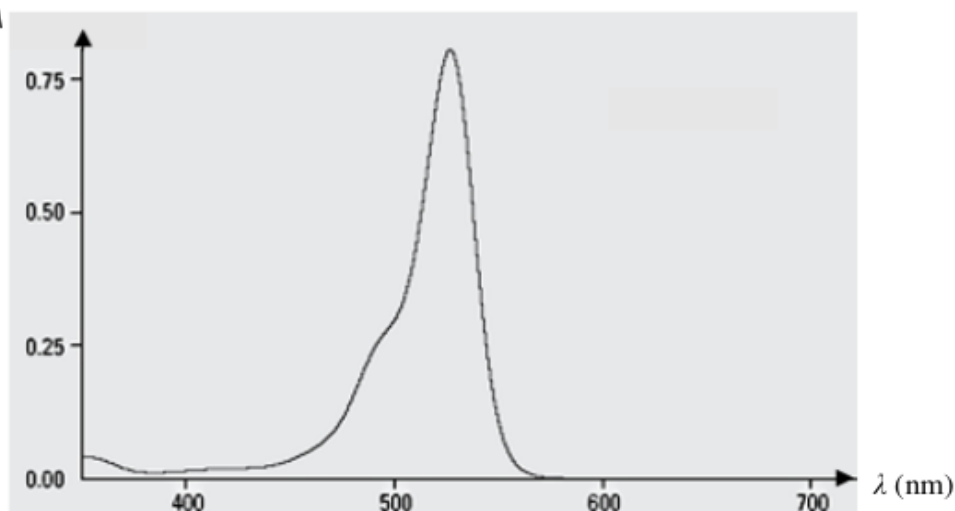


Figure 1 - Spectre d'absorption d'une solution aqueuse d'érythrosine

- Volume de la solution d'érythrosine extraite de la boîte de conserve de cerises :  $V = 500 \text{ mL}$
- Coefficient d'absorption molaire de l'érythrosine dans les conditions de l'expérience :  
 $\epsilon = 8,2 \times 10^4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$
- Longueur de la cuve du spectrophotomètre :  $l = 1,0 \text{ cm}$
- Rappel de la loi de Beer-Lambert :  $A = \epsilon \times l \times c$
- Masse volumique de l'eau de Javel utilisée :  $\rho_J = 1095 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- Masse molaire de l'érythrosine :  $M_E = 879,86 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Autres masses molaires :  $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

On note  $[E]$  la concentration en quantité de matière d'érythrosine dans la solution.

### Partie A – Concentration en érythrosine dans la solution contenue dans la boîte de cerises

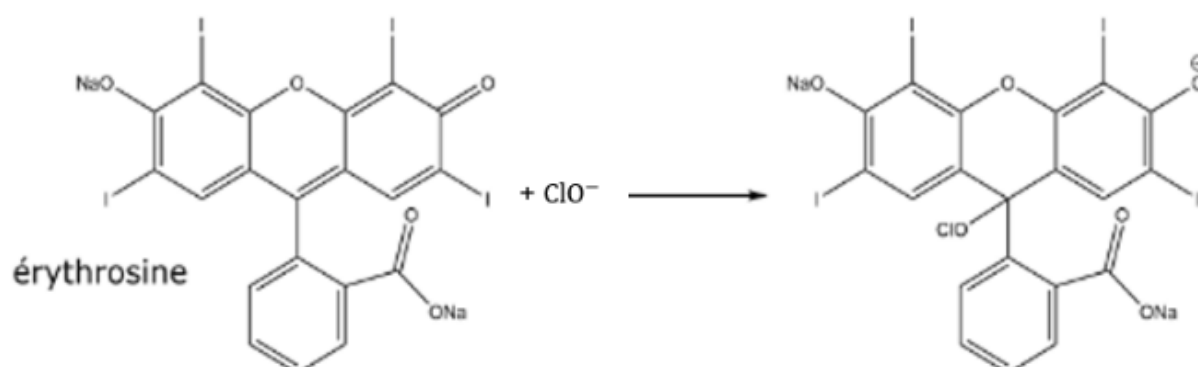
1. Proposer une valeur de la longueur d'onde  $\lambda_m$  à laquelle régler le spectrophotomètre.
2. À partir de la loi de Beer-Lambert, montrer que la mesure de l'absorbance de la solution étudiée permet de déterminer la concentration en érythrosine.

On mesure l'absorbance de la solution étudiée. La valeur obtenue est  $A_{\text{solution}} = 0,44$ .

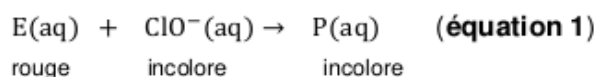
3. Montrer que la concentration de la solution en érythrosine est :  
 $[E] = 5,4 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
4. En s'appuyant sur la valeur de la DJA citée dans le **document** de l'introduction, montrer qu'une personne de 50 kg peut consommer la totalité de la solution contenue dans la conserve de cerises sans risque pour sa santé.

## Partie B – Cinétique de la décoloration de l'érythrosine par l'eau de Javel

En cas de taches, l'érythrosine peut être décolorée par les ions hypochlorite  $\text{ClO}^-$  apportés par une solution d'eau de Javel. Un composé incolore se forme selon l'équation :



Avec les notations E pour l'érythrosine et P pour le composé formé, on peut écrire :



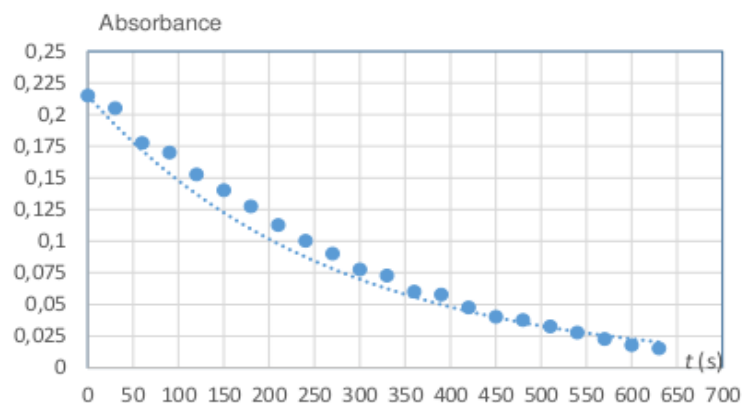
On s'intéresse à la rapidité avec laquelle l'eau de Javel permet d'effacer les taches d'érythrosine, dans le cas où l'ion hypochlorite est en excès.

### Protocole

Pour préparer la solution en ions hypochlorite  $\text{ClO}^-$ , on utilise une solution commerciale  $S_0$  d'eau de Javel contenant 4,8 % en masse d'ion hypochlorite.

On prélève  $V_0 = 30$  mL de solution  $S_0$  que l'on verse dans une fiole jaugée de volume  $V_f = 100$  mL et on complète jusqu'au trait de jauge. On obtient ainsi une solution  $S_1$  de volume  $V_j = 100$  mL.

À la date  $t = 0$  s, on mélange  $V_1 = 5$  mL de solution  $S_1$  avec  $V_E = 5$  mL de solution d'érythrosine dont la concentration en érythrosine a été déterminée à la **question 3** et on mesure l'absorbance du mélange au cours du temps, voir **figure 2** ci-dessous.



Sur cette figure, on a superposé une modélisation, en pointillés, aux points expérimentaux. L'équation de la courbe de modélisation est donnée par le tableur :

$$A = 0,215 e^{-0,0036 t}$$

Figure 2 – Évolution temporelle de l'absorbance de la solution d'érythrosine

- Montrer que la concentration de la solution  $S_1$  en ion hypochlorite  $\text{ClO}^-$  est  $C_1 = 3,1 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- En calculant les quantités de matière initiales en érythrosine  $n_{E_1}$  et en ion hypochlorite  $n_{H_1}$ , montrer que les ions hypochlorite sont effectivement en excès.
- Définir la vitesse volumique de disparition  $v$  de l'érythrosine en utilisant la notation  $[E]$ .
- Donner l'expression de la vitesse volumique de disparition  $v$  de l'érythrosine en fonction de la concentration  $[E]$  et d'une constante  $k$  positive dans le cas où la loi de vitesse est d'ordre 1.

Dans le cas où la loi de vitesse est d'ordre 1, l'équation différentielle satisfaite par la concentration  $[E]$  est donc :  $\frac{d[E]}{dt} + k \times [E] = 0$ . Les solutions de cette équation différentielle sont de la forme :

$$[E](t) = [E]_0 e^{-kt}$$

Par ailleurs, on rappelle que, pour la fonction logarithme népérien, on a les relations :

$$\ln(a \times b) = \ln(a) + \ln(b) \quad \text{et} \quad \ln e^x = x$$

- Montrer que le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$  pour une loi de vitesse d'ordre 1 est donné par la relation :  $t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$ .
- Montrer, en utilisant le résultat de la **question 2**, que si la décoloration de l'érythrosine suit une loi de vitesse d'ordre 1, alors l'évolution de l'absorbance en fonction du temps est une exponentielle.
- Déterminer la valeur de  $t_{1/2}$  en indiquant la méthode utilisée et conclure sur la rapidité de l'action de l'eau de Javel sur l'érythrosine.

#### 4. Session 2023 – Jour1 – Centres Étrangers

---

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

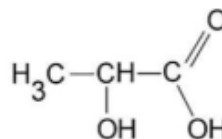
On prépare un biberon par dissolution de lait en poudre dans de l'eau.

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

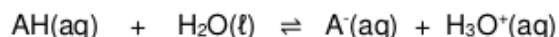
- Formule semi-développée de l'acide lactique :
- Masse molaire de l'acide lactique :  $M = 90,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $\text{p}K_a$  (acide lactique/ion lactate) = 3,9
- Couples acide/base de l'eau :  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})/\text{H}_2\text{O}(\ell)$      $\text{H}_2\text{O}(\ell)/\text{HO}^-(\text{aq})$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



### 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.

### 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  $V_{\text{eau}} = 150$  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 (Na<sup>+</sup>, HO<sup>-</sup>) de concentration  $c_B = 2,0 \cdot 10^{-2}$  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.

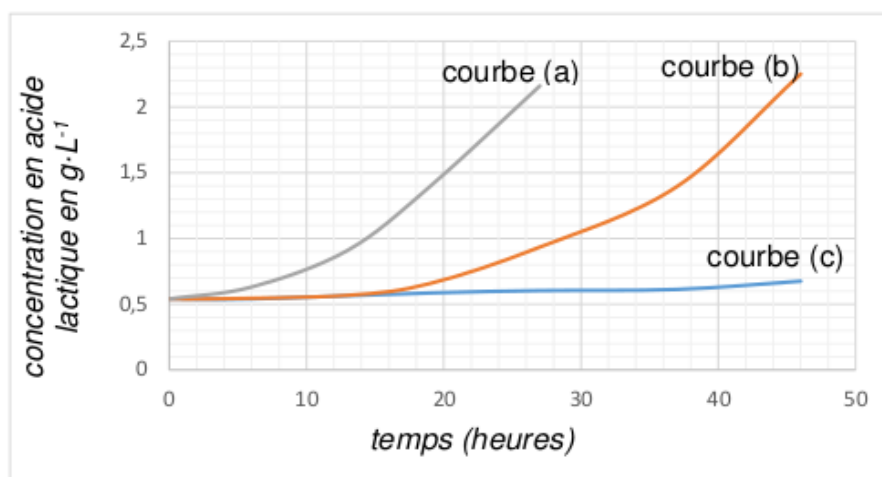
17. Parmi les deux paramètres suivants, volume de lait,  $V_L$ , et volume d'eau distillée,  $V_{\text{eau}}$ , indiquer lequel a une incidence sur la valeur de  $V_{BE}$ .

### Suivi temporel de la concentration en acide lactique dans plusieurs échantillons

Des tests ont été effectués sur trois échantillons provenant du lait d'un biberon classique préparé par dissolution de lait en poudre dans de l'eau. Ces échantillons ont ensuite été stockés pendant plusieurs jours aux températures suivantes :

- Echantillon 1 : 5 °C.
- Echantillon 2 : 20 °C.
- Echantillon 3 : 30 °C.

Un suivi par titrage a permis de déterminer la concentration en masse d'acide lactique dans chaque échantillon en fonction du temps. Les résultats obtenus sont présentés ci-dessous (**figure 3**). Chaque courbe correspond à l'un des échantillons étudiés.



**Figure 3. Suivi cinétique de la formation d'acide lactique pour trois températures**

Un lait est considéré comme frais, selon les normes en vigueur, si son acidité est inférieure à 18°D.

- 18.** À l'aide du graphe de la **figure 3**, déterminer au bout de combien de temps les échantillons 2 et 3 ne sont plus considérés comme étant des laits frais.

*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.*

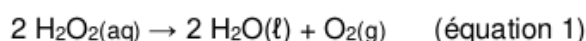
### 5. Session 2023 – Jour1 – Liban

#### **EXERCICE 3 : STOCKAGE DANGEREUX DU PEROXYDE D'HYDROGÈNE (4 POINTS)**

Les solutions aqueuses de peroxyde d'hydrogène H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (ou eau oxygénée) sont très utilisées dans différents domaines industriels comme agent de blanchiment ou comme désinfectant.

Le stockage de ces solutions aqueuses doit faire l'objet d'une grande vigilance pour éviter les accidents dus à la surpression engendrée par la production de dioxygène gazeux.

En effet, le peroxyde d'hydrogène en solution aqueuse se décompose selon une transformation modélisée par une réaction chimique dont l'équation est :



Cette transformation étant très lente, les solutions aqueuses de peroxyde d'hydrogène sont relativement stables et peuvent être stockées dans des récipients inertes et rigoureusement propres. Cependant, la décomposition du peroxyde d'hydrogène se trouve accélérée et les solutions deviennent instables sous l'action de certains facteurs :

- des traces de métaux ou d'ions métalliques (comme les ions  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ , ... ) ;
- le  $pH$  : les solutions aqueuses de peroxyde d'hydrogène sont moins stables en milieu basique qu'en milieu acide (la stabilité maximale se situe à un  $pH$  compris entre 3,5 et 4,5) ;
- une augmentation de la température ;
- les radiations : les rayons UV activent la décomposition.

### A. Conditions optimales de stockage

**Q.1.** Le stockage des solutions de peroxyde d'hydrogène s'effectue dans des conteneurs en acier inoxydable. Justifier qu'il est impératif que ces conteneurs soient opaques à la lumière et entreposés dans des endroits réfrigérés.

**Q.2.** Une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène pour laquelle la concentration en ions oxonium est mesurée à  $5,0 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  se situe-t-elle dans le domaine de stabilité maximale ? Justifier par un calcul.

Le peroxyde d'hydrogène présent dans la solution S se décompose selon la réaction d'équation 1 après ajout des ions  $\text{Fe}^{3+}$ . Le suivi de l'évolution temporelle de la concentration en  $\text{H}_2\text{O}_2$  est réalisé par titrages successifs aux dates 5, 10, 15 et 20 minutes.

Les résultats expérimentaux obtenus à la température de 20 °C sont rassemblés sur la figure 2 donnée en annexe.

**Q.6.** Indiquer le rôle des ions  $\text{Fe}^{3+}$  dans la décomposition du peroxyde d'hydrogène.

**Q.7.** Compléter la figure 2 en **annexe page 13** en traçant ce que serait l'évolution temporelle de la concentration en quantité de matière de  $\text{H}_2\text{O}_2$  en absence d'ions  $\text{Fe}^{3+}$ .

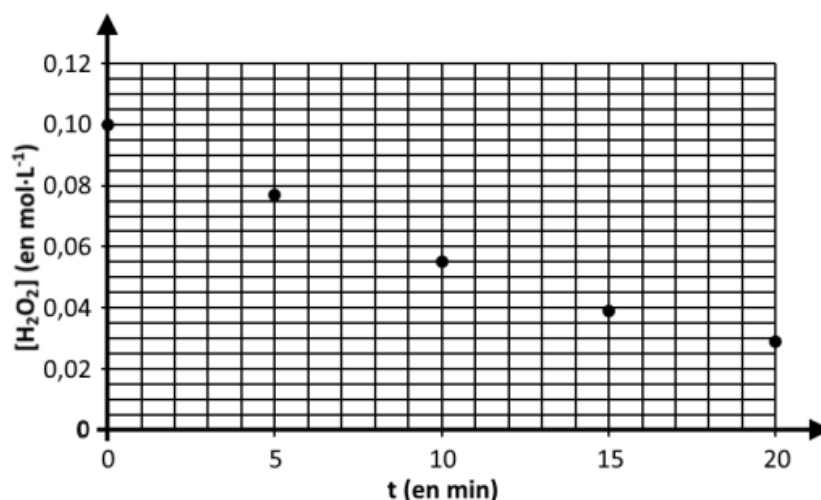


Figure 2. évolution temporelle de la concentration en quantité de matière de  $\text{H}_2\text{O}_2$  à 20 °C