

**Partie B : La vitamine C**

*Depuis sa découverte, la vitamine C a été considérée comme une panacée universelle par certains partisans enthousiastes.*

*L'acide ascorbique ou vitamine C intervient dans de grandes fonctions de l'organisme : défense contre les infections virales et bactériennes, protection de la paroi des vaisseaux sanguins, assimilation du fer, action antioxydante, cicatrisation.*

*L. Pauling, disparu en 1994 (Prix Nobel de Chimie) lui attribuait des fonctions anticancéreuses.*

Sur l'emballage, on lit la composition en substances actives d'un comprimé de « Vitamine C UPSA® » :

*Acide ascorbique : 250 mg*

*Ascorbate de sodium : 285 mg*

*Quantité correspondante en acide ascorbique : 500 mg pour un comprimé à croquer.*

Il s'agit dans cette partie de l'exercice de déterminer, au moyen d'un dosage conductimétrique, la masse d'acide ascorbique contenue dans un comprimé puis de vérifier l'indication « Quantité correspondante en acide ascorbique : 500 mg pour un comprimé à croquer ».

L'acide ascorbique, de formule brute  $C_6H_8O_6$ , sera noté HA. Sa base conjuguée, l'ion ascorbate, sera noté  $A^-$ .

**Mode opératoire :**

On écrase un comprimé. La poudre obtenue est dissoute dans de l'eau distillée afin d'obtenir un volume de 200,0 mL de solution  $S_A$ .

On prélève un volume  $V_A = 100,0$  mL de la solution  $S_A$  que l'on dose par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ( $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ ) de concentration molaire en soluté apporté  $C_B = 8,0 \times 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>.

La courbe expérimentale représentant la conductivité de la solution en fonction du volume  $V_B$  de solution titrante versé est donnée sur le document 2 de **l'ANNEXE 2 à rendre avec la copie**.

**Données :**

- $pK_A (HA/A^-) = 4,1$  à 25°C
- Produit ionique de l'eau à 25°C :  $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$
- Masses molaires moléculaires :  
 $M(\text{acide ascorbique}) = 176 \text{ g.mol}^{-1}$   
 $M(\text{ascorbate de sodium}) = 198 \text{ g.mol}^{-1}$
- Conductivités molaires ioniques à 25°C :  
 $\lambda(Na^+) = 5,01 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$  ;  $\lambda(HO^-) = 19,9 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$  ;  $\lambda(A^-) = 3,42 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$

**1. Réaction de dosage**

1.1. Écrire l'équation de la réaction de dosage de l'acide ascorbique, noté HA, par la solution d'hydroxyde de sodium.

1.2. Établir l'expression littérale de la constante d'équilibre K associée à cette équation de la réaction en fonction de  $K_e$  et  $K_A$ , puis calculer la valeur de K.

## 2. Équivalence du dosage

- 2.1. Définir l'équivalence du dosage.
- 2.2. Déterminer graphiquement le volume  $V_E$  de solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence sur le document 2 de **l'ANNEXE 2 à rendre avec la copie**.
- 2.3. Calculer la valeur de la concentration molaire en soluté apporté  $C_A$  en acide ascorbique de la solution  $S_A$ .
- 2.4. En déduire la masse  $m_A$  d'acide ascorbique contenue dans le comprimé. Comparer cette valeur à l'indication du fabricant.

## 3. Explication de l'allure de la courbe

Interpréter l'évolution de la conductivité du mélange avant l'équivalence.

4. On souhaite expliquer pourquoi il est écrit sur l'emballage « Quantité correspondante en acide ascorbique : 500 mg ».

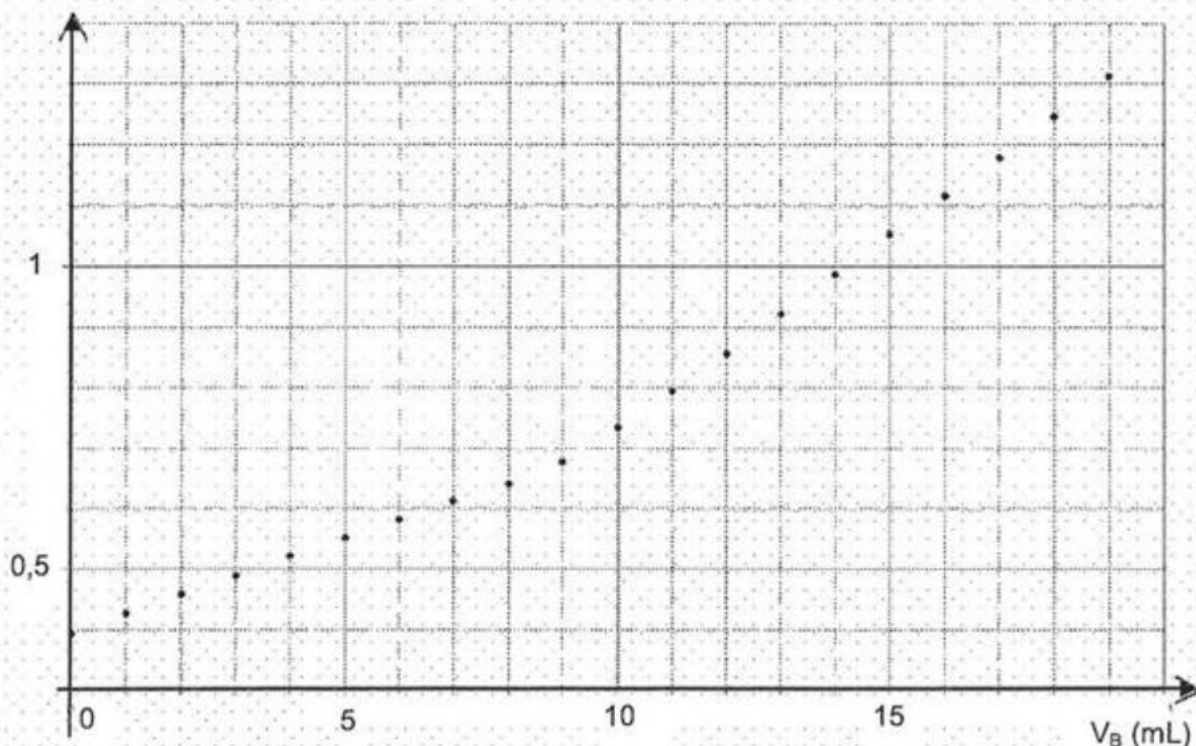
- 4.1. Préalablement, calculer la quantité de matière d'ascorbate de sodium contenue dans le comprimé.
- 4.2. Dans l'estomac le pH est environ égal à 1,5. Les ions ascorbate, ingérés lors de la prise du comprimé, se transforment alors en acide ascorbique. Justifier cela à l'aide d'un diagramme de prédominance.
- 4.3. Justifier l'indication de l'étiquette :  
« Quantité correspondante en acide ascorbique : 500 mg ».

### ANNEXE 2 à rendre avec la copie

Partie B, question 2.2

Document 2 : suivi de la conductivité au cours du dosage de la vitamine C

Conductivité ( $\text{mS} \cdot \text{cm}^{-1}$ )





## Exercice 1 – Ne jamais mélanger eau de Javel et acide (9 points)

Dans un article en date du 25 avril 2023, l'agence nationale de sécurité sanitaire de l'alimentation, de l'environnement et du travail (ANSES) alerte sur la recrudescence d'accidents de particuliers ayant réalisé des mélanges à base d'eau de Javel et d'acides pour fabriquer des produits de désherbage « faits maison ». Or, ces mélanges peuvent provoquer des intoxications pouvant conduire à l'hospitalisation.

En mélangeant de l'eau de Javel et de l'acide chlorhydrique ménager, un étudiant a été victime d'une telle intoxication. Heureusement, le dégagement gazeux a été nettement moins important qu'il n'aurait dû l'être, ce qui a limité les effets de l'intoxication à de la toux et de violents maux de tête.

La transformation chimique qui rend ce mélange si dangereux est étudiée dans la première partie de l'exercice. Les deux parties suivantes visent à comprendre ce qui a diminué le dégagement gazeux et ainsi limité la gravité de l'intoxication.

### Partie A – Étude du dégagement de dichlore

L'acide chlorhydrique et l'eau de Javel sont deux produits couramment utilisés dans un contexte ménager pour leurs propriétés complémentaires – détartrant pour l'un, antiseptique pour l'autre. Il est donc tentant de vouloir les mélanger pour combiner ces propriétés. Toutefois, cela est excessivement dangereux du fait d'un dégagement très rapide de gaz dichlore ( $\text{Cl}_2$ ), un gaz vert, dense et très toxique. Par ailleurs, la transformation chimique responsable de ce dégagement gazeux consomme les principes actifs de l'eau de Javel (ions hypochlorite,  $\text{ClO}^-$ ) et de l'acide chlorhydrique (ions oxonium,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ), neutralisant les propriétés antiseptiques et détartrantes.

L'eau de Javel est une solution basique contenant des ions hypochlorite ( $\text{ClO}^-$ ), chlorure ( $\text{Cl}^-$ ), hydroxyde ( $\text{HO}^-$ ) et sodium ( $\text{Na}^+$ ). L'ion hypochlorite est la base conjuguée de l'acide hypochloreux ( $\text{HClO}$ ).

Données :

- Le pH d'une eau de Javel est compris entre 11,5 et 12,5.
- La valeur du  $\text{p}K_A$  du couple acide-base  $\text{HClO}/\text{ClO}^-$  est 7,5.

**Q1-** Représenter le diagramme de prédominance du couple  $\text{HClO}/\text{ClO}^-$ .

**Q2-** Indiquer l'espèce du couple  $\text{HClO}/\text{ClO}^-$  prédominante dans l'eau de Javel.

L'étudiant mentionné dans l'introduction a mélangé un litre d'eau de Javel avec un volume identique d'acide chlorhydrique ménager ( $\text{H}_3\text{O}^+ ; \text{Cl}^-$ ). Avant le mélange, l'eau de Javel a une concentration en ions hypochlorite  $C_0$  de  $0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Après le mélange, la solution obtenue, que l'on note  $S_m$ , a un pH voisin de 0.

**Q3-** Justifier que, dans la solution  $S_m$ , les ions hypochlorite ont presque tous été transformés en acide hypochloreux.

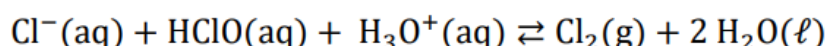
En plus de ces propriétés acido-basiques, l'acide hypochloreux  $\text{HClO}$  et l'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  forment également des couples oxydant-réducteur avec le dichlore  $\text{Cl}_2$  :

- L'acide hypochloreux est l'oxydant du couple  $\text{HClO}/\text{Cl}_2$ .
- L'ion chlorure est le réducteur du couple  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ .

Ces propriétés d'oxydo-réduction sont responsables de la formation de dichlore en milieu acide.

**Q4-** Écrire les demi-équations redox des couples  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$  et  $\text{HClO}/\text{Cl}_2$  (en milieu acide).

**Q5-** En déduire que l'équation globale de réaction des ions chlorure avec l'acide hypochloreux est :



Cette transformation d'oxydo-réduction n'est possible que dans un milieu fortement acide ( $\text{pH} < 2$ ), ce qui est le cas dans la solution  $S_m$  obtenue par l'étudiant après avoir mélangé l'eau de Javel et l'acide chlorhydrique ménager.

On considère que, juste après le mélange, les deux litres de la solution  $S_m$  contiennent la quantité de matière  $n_{\text{HClO}} = 0,40 \text{ mol}$  d'acide hypochloreux et que la transformation de formation du dichlore débute : la solution commence donc à dégager du gaz dichlore très toxique.

On souhaite évaluer le volume de dichlore théoriquement produit lors de ce mélange. Pour cela, on admet que, dans les conditions décrites :

- La transformation de formation du dichlore est totale.
- L'acide hypochloreux est le réactif limitant.

**Q6-** Montrer que la valeur de la quantité de matière de dichlore  $n_{\text{Cl}_2}$  théoriquement produite par la transformation est  $0,40 \text{ mol}$ .

**Q7-** En utilisant le volume molaire du dichlore gazeux, en déduire la valeur du volume  $V_{\text{Cl}_2}$  occupé par le gaz dichlore théoriquement produit par la transformation.

Donnée :

Volume molaire du dichlore gazeux sous une pression d'une atmosphère à une température de  $20^\circ\text{C}$  :

$$V_m(\text{Cl}_2(\text{g})) = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Même en extérieur, une telle quantité de gaz aurait pu avoir des conséquences dramatiques. La quantité de gaz produite a néanmoins été beaucoup plus faible, limitant la gravité de l'accident. Dans la suite, on recherche la cause de cette anomalie bienvenue.

## Partie B – État de conservation de l'acide chlorhydrique

La première piste est celle de la bouteille d'acide chlorhydrique utilisée. En effet, si sa concentration est significativement inférieure à celle prévue, la consommation des ions oxonium au cours de la production du dichlore est susceptible d'élever rapidement le pH jusqu'à stopper la réaction redox.

L'acide chlorhydrique est une solution aqueuse obtenue par dissolution de chlorure d'hydrogène gazeux  $\text{HCl(g)}$  dans l'eau. Le chlorure d'hydrogène étant un acide fort dans l'eau, il se dissocie totalement pour former des ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  et des ions chlorure  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ . Le document 1 rassemble quelques informations sur la bouteille utilisée.

### Document 1 – Informations sur la bouteille d'acide chlorhydrique utilisée

Masse molaire du chlorure d'hydrogène :

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Titre massique en acide chlorhydrique de la solution :

$$w = \frac{\text{masse HCl}}{\text{masse solution}} = 23 \%$$

Masse volumique de la solution commerciale :

$$\rho = 1120,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$



**Q8-** Montrer que, d'après l'étiquette, la concentration en quantité de matière  $C_a$  en ions oxonium dans la solution commerciale devrait être d'environ  $7 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Pour vérifier expérimentalement la valeur de cette concentration, on réalise un titrage de l'acide chlorhydrique par une solution de soude ( $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ ) avec suivi pH-métrique.

**Q9-** Écrire l'équation support du titrage entre l'ion oxonium et l'ion hydroxyde.

Pour réaliser le titrage, on utilise une solution de soude fraîchement préparée de concentration  $C_b = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Par ailleurs, on ne titre pas directement la solution commerciale d'acide chlorhydrique. On prépare une solution S par dilution d'un facteur 500 de la solution commerciale et on titre un volume  $V_S = 20,0 \text{ mL}$  de la solution S.

On note  $C_S$  la concentration en ions oxonium de la solution S.

**Q10-** Calculer le volume de solution commerciale à prélever pour préparer 1,0 L de solution S.

**Q11-** Proposer un protocole pour préparer 1 L de solution S en précisant la verrerie utilisée (nature et volume).

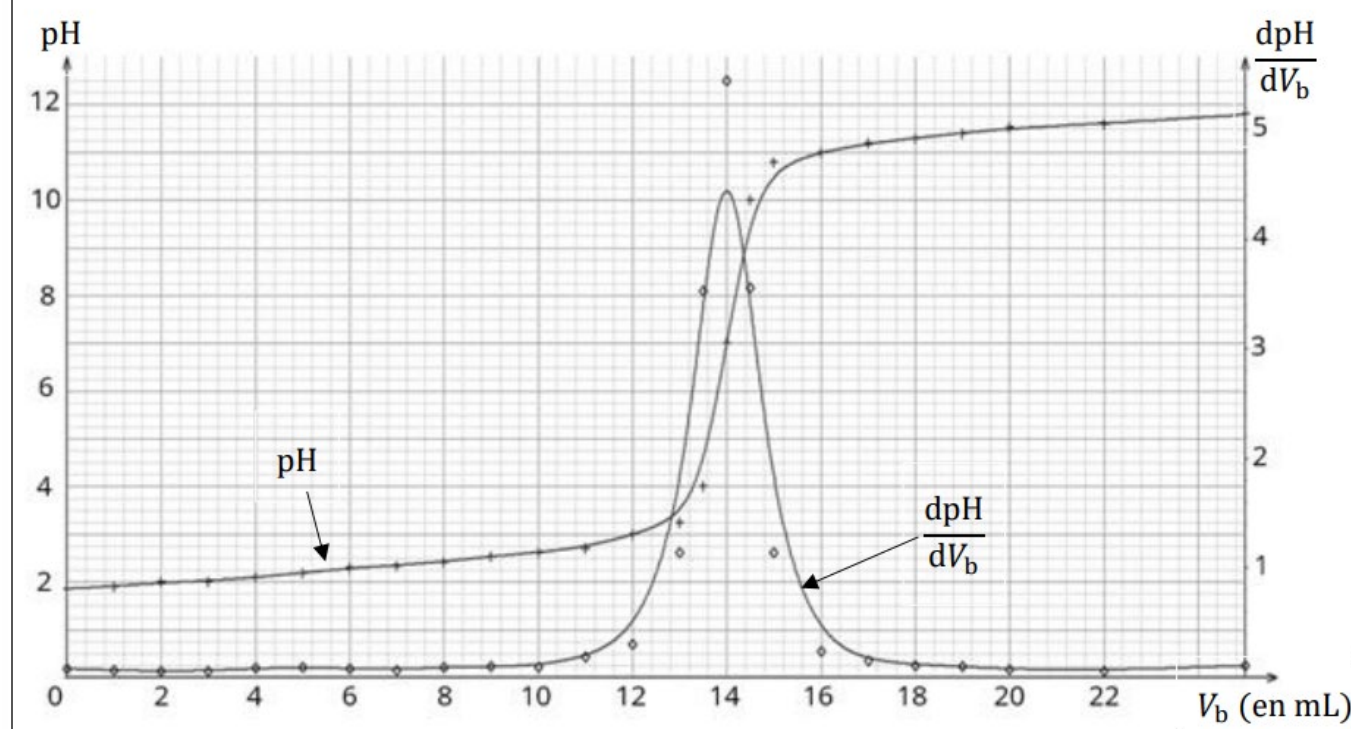
On prélève à la pipette jaugée le volume  $V_S = 20,0 \text{ mL}$  de la solution S et on réalise un titrage avec suivi pH-métrique. Le document 2, page 5, rassemble les mesures de pH représentées en fonction du volume  $V_b$  de soude versée ; la dérivée  $\text{dpH}/\text{d}V_b$  est également représentée.



**Q12-** Vérifier que la concentration en ions oxonium de la solution commerciale d'acide chlorhydrique est bien celle estimée à la question Q8.

*Pour répondre à 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.*

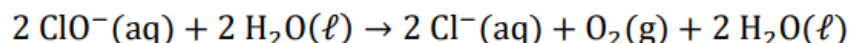
**Document 2 – Évolution du pH et de sa dérivée en fonction de  $V_b$  lors du titrage**



### Partie C – Conservation de l'eau de Javel

L'acide chlorhydrique ayant la concentration attendue, une autre origine possible de la faible quantité de dichlore produite lors de l'accident est une dégradation de l'eau de Javel. En effet, l'ion hypochlorite  $\text{ClO}^-$  est fortement oxydant : cela lui confère ses propriétés antiseptiques mais lui permet également de réagir avec l'eau. Cette réaction, très lente, conduit à la dégradation progressive de l'eau de Javel.

L'action des ions hypochlorite sur l'eau est décrite par l'équation de réaction ci-dessous :



La bouteille d'eau de Javel utilisée par l'étudiant est une solution commerciale à 2,6 % en chlore actif, ce qui correspond à une concentration en ions hypochlorite de valeur attendue  $C_0 = 0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La bouteille porte la mention « à conserver au frais ».

Le document 3, page 6, montre l'évolution au cours du temps de la concentration  $C$  en ions hypochlorite de trois solutions identiques à celle de l'étudiant, conservées dans des conditions de températures différentes.

**Q13-** Définir le temps de demi-réaction et expliquer comment le mesurer dans le cas particulier de la courbe « 30 °C » du document 3, page 7.

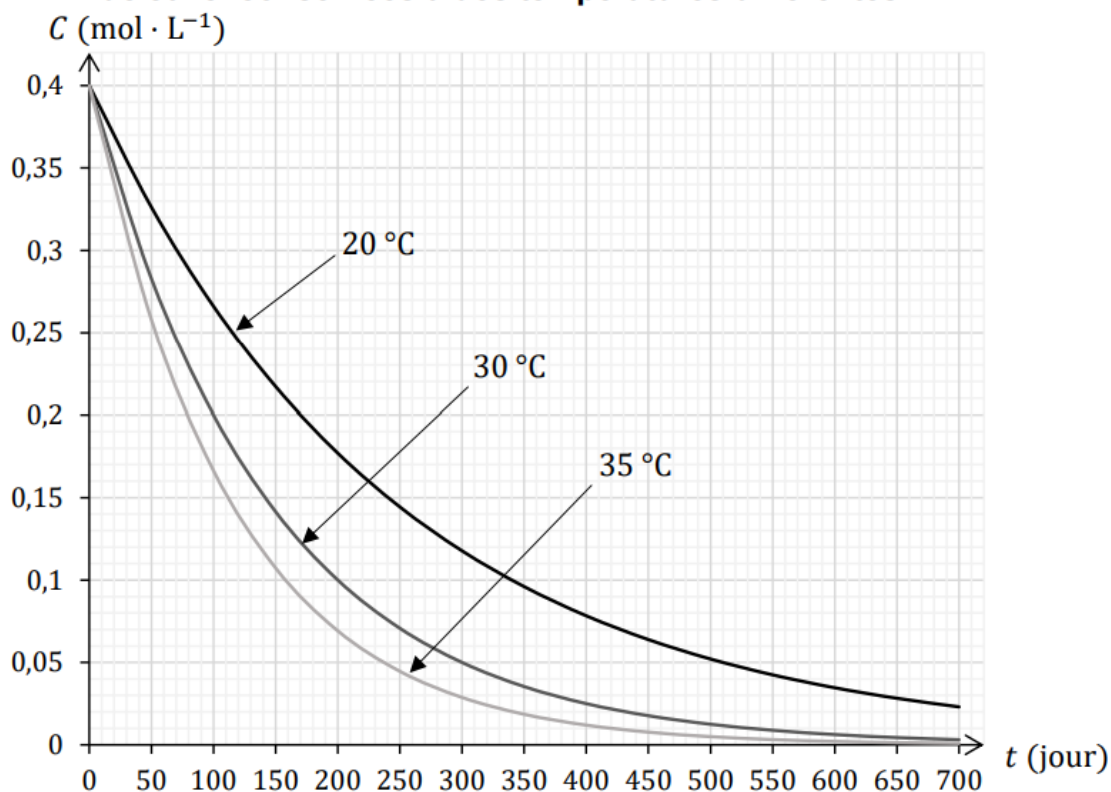
**Q14-** En utilisant le temps de demi-réaction, caractériser l'influence de la température sur la cinétique de la transformation étudiée en exploitant le document 3.

**Q15-** Justifier la recommandation « à conserver au frais ».

La bouteille d'eau de Javel utilisée par l'étudiant était ouverte depuis 18 mois et a été conservée à une température de 20 °C.

**Q16-** Justifier que cela peut expliquer la faible quantité de gaz produite lors de l'accident.

**Document 3 – Évolution de la concentration en ions hypochlorite de solutions d'eau de Javel conservées à des températures différentes**



### Exercice 2 - Traitement contre le varroa (4 points)

Le varroa est un acarien qui s'attaque aux colonies d'abeilles ce qui entraîne un affaiblissement important des jeunes abeilles voire la disparition complète de la colonie si l'invasion de varroas est très importante.

L'apiculteur surveille ses ruches et peut freiner la croissance de la population de varroas grâce à un traitement à base d'acide oxalique. Cependant à trop forte dose, cet acide peut être néfaste pour les abeilles. Le traitement consiste alors à laisser tomber goutte à goutte une solution sucrée d'acide oxalique dans la ruche.

L'objectif de cet exercice est de vérifier qu'une solution d'acide oxalique préparée pour traiter une ruche est conforme aux recommandations d'utilisation.

#### Données :

- formule brute de l'acide oxalique :  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$  ;
- masse molaire de l'acide oxalique dihydraté ( $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ ) :  $M = 126 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;
- $\text{pK}_\text{A}$  des couples acide-base associés à l'acide oxalique, à 25 °C :
  - $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4(\text{aq})/\text{C}_2\text{HO}_4^-(\text{aq})$  :  $\text{pK}_{\text{A}1} = 1,3$  ;
  - $\text{C}_2\text{HO}_4^-(\text{aq})/\text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq})$  :  $\text{pK}_{\text{A}2} = 4,3$ .
- le traitement utilisé contre le varroa nécessite une préparation préalable de la part de l'apiculteur afin de fabriquer la solution sucrée d'acide oxalique. Les recommandations sont les suivantes :

Masse d'acide oxalique dihydraté pour 1 L de solution sucrée	30 g	35 g	45 g	60 g
Efficacité contre le varroa	Médiocre	Bonne	Bonne	Excellente
Tolérance des abeilles	Bien tolérée	Correctement tolérée	Mal tolérée	Très mal tolérée

*D'après le centre suisse des recherches apicoles 2001*

À partir d'une solution S commerciale sucrée d'acide oxalique, on prépare une solution S<sub>1</sub> en diluant 10 fois la solution S.

**Q1.** Proposer une formule développée de la molécule d'acide oxalique sachant qu'elle comporte deux fonctions acide carboxylique.

**Q2.** Rédiger un protocole expérimental permettant de préparer un volume de 100,0 mL de solution S<sub>1</sub> à partir de la solution S en justifiant la verrerie choisie.

On dose par titrage avec suivi pH-métrique un volume  $V = 20,0$  mL de solution diluée S<sub>1</sub> par une solution aqueuse titrante d'hydroxyde de sodium de concentration  $c = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La figure 1 ci-dessous présente l'évolution du pH du milieu réactionnel en fonction du volume versé de solution titrante.

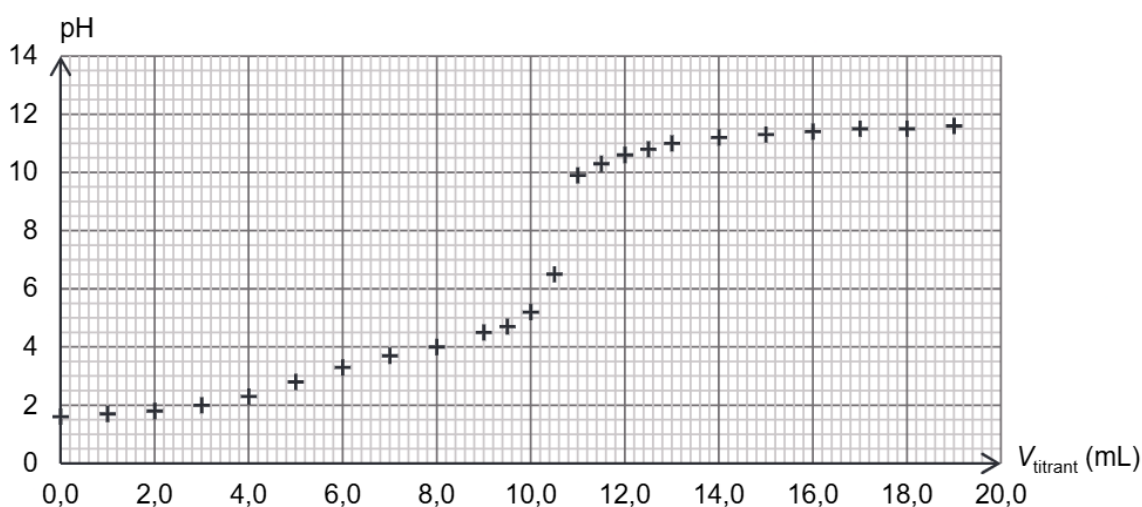


Figure 1. Évolution du pH en fonction du volume versé de solution titrante

**Q3.** Schématiser et légender le montage du dosage par titrage avec suivi pH-métrique de la solution diluée S<sub>1</sub> par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.

**Q4.** À l'aide d'un diagramme de prédominance, déterminer, en justifiant, la forme acide-base associée à l'acide oxalique qui est présente en plus grande quantité dans la solution diluée S<sub>1</sub> avant l'ajout de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.

À l'aide d'un programme informatique, il est possible de tracer l'évolution des quantités de matière des différentes formes de l'acide oxalique au cours du titrage. La figure 2 ci-dessous en propose une représentation.

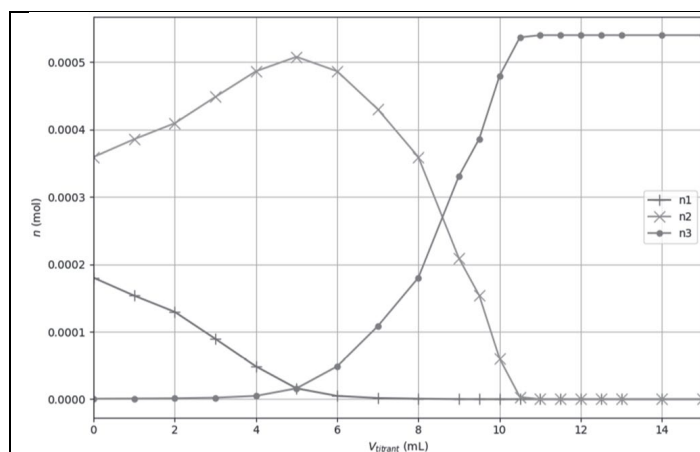
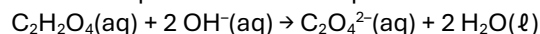


Figure 2. Évolution des quantités de matière des différentes formes de l'acide oxalique au cours du titrage

**Q5.** Attribuer, en justifiant, chaque courbe n1, n2 et n3 à la forme acido-basique correspondante de l'acide oxalique.

**Q6.** En utilisant les figures 1 et 2, expliquer comment on peut retrouver la valeur du pKa<sub>2</sub>.

La transformation chimique mise en jeu lors du titrage est modélisée par la réaction d'équation :



**Q7.** Exploiter les résultats du titrage pour déterminer la valeur de la concentration en masse en acide oxalique dihydraté de la solution commerciale S. Commenter en vous appuyant sur les recommandations d'utilisation de l'acide oxalique pour un traitement des ruches par goutte à goutte.