

UN PEU DE VITAMINE C

**Les parties 1 et 2 sont indépendantes.**

À la fin du XVI<sup>e</sup> siècle, beaucoup de marins succombaient au scorbut. Cette mortalité était due à une carence en vitamine C, aussi appelée « acide ascorbique ». Il s'agit d'un acide organique ayant entre autres des propriétés anti-oxydantes. Il est présent dans les citrons, les jus de fruits et les légumes frais. Le nom « ascorbique » vient du grec **a** (privatif) et de **scorbut**, signifiant littéralement anti-scorbut. La vitamine C intervient dans de nombreuses réactions d'oxydoréduction dans l'organisme, dans le métabolisme du fer et des acides aminés.

Dans une première partie, nous étudierons une méthode de titrage par suivi pH-métrique d'un comprimé de vitamine C. La seconde partie sera consacrée à un titrage conductimétrique. Toutes les expériences sont réalisées à 25°C. La formule brute de l'acide ascorbique est C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>6</sub>.

**Données :**

- l'acide ascorbique est noté HA. Il est l'acide du couple acide ascorbique/ion ascorbate noté HA/A<sup>-</sup>
- le pK<sub>A</sub> du couple acide ascorbique/ion ascorbate vaut pK<sub>A</sub> = 4,1
- pour le couple HA/A<sup>-</sup>, le pH est donné par la relation :  $\text{pH} = \text{pK}_A + \log \left( \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right)$
- pK<sub>e</sub> = 14,0 à 25°C
- masses molaires atomiques : M(H) = 1,00 g · mol<sup>-1</sup> – M(C) = 12,0 g · mol<sup>-1</sup> – M(O) = 16,0 g · mol<sup>-1</sup>
- conductivités ioniques molaires à 25°C :  
 $\lambda(\text{HO}^-) = 19,8 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$  –  $\lambda(\text{Na}^+) = 5,01 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$  –  $\lambda(\text{A}^-) = 2,5 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$

## 1. TITRAGE PAR SUIVI pH-MÉTRIQUE D'UN COMPRIMÉ DE VITAMINE C

On souhaite vérifier l'indication figurant sur une boîte de comprimés de vitamine C vendue en pharmacie : le fabricant annonce que la masse d'acide ascorbique est de 500 mg par comprimé.

Un comprimé de vitamine C est écrasé dans un mortier. La poudre est ensuite dissoute dans une fiole jaugée de 200,0 mL que l'on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge en homogénéisant le mélange. On obtient la solution S.

On prélève 10,0 mL de cette solution que l'on titre avec une solution d'hydroxyde de sodium (Na<sup>+</sup> + HO<sup>-</sup>)<sub>(aq)</sub> de concentration molaire 1,00 · 10<sup>-2</sup> mol · L<sup>-1</sup>. On suit le titrage par pH-métrie. Le graphique représentant l'évolution du pH en fonction du volume de solution d'hydroxyde de sodium versé est représenté en **ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE**.

### 1.1. Préparation du titrage

On rappelle que l'ion hydroxyde est une base forte en solution aqueuse.

- 1.1.1. Déterminer le pH de la solution d'hydroxyde de sodium utilisée pour le titrage. En déduire les précautions qu'il convient d'adopter pour utiliser cette solution.
- 1.1.2. Réaliser un schéma annoté du montage expérimental nécessaire à la mise en œuvre du titrage.
- 1.1.3. Écrire l'équation de la réaction support du titrage. Quelles propriétés doit-elle vérifier ?

## 1.2. Demi-équivalence : une bonne méthode pour identifier un acide faible

On note  $n_0$  la quantité de matière apportée d'acide ascorbique contenue dans les 10 mL de la solution S titrée,  $V_E$  le volume de la solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence et donc  $\frac{V_E}{2}$  le volume versé à la demi-équivalence.

1.2.1. Compléter le tableau d'avancement figurant en **ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE**.

1.2.2. En déduire qu'à la demi-équivalence, on doit mesurer  $\text{pH} = \text{pK}_A$ .

1.2.3. Le graphique représentant l'évolution du pH en fonction du volume de solution d'hydroxyde de sodium versé fourni en **ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE** correspond-il au titrage de l'acide ascorbique? Justifier clairement la réponse.

## 1.3. Bilan de matière à l'équivalence et sources d'erreurs

1.3.1. À l'aide d'un bilan de matière à l'équivalence et des résultats obtenus sur la courbe de l'**ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE**, déterminer la masse d'acide ascorbique contenue dans le comprimé.

1.3.2. Préciser les sources d'erreurs possibles. Calculer l'écart relatif entre la masse théorique et la masse expérimentale. Commenter la valeur obtenue.

1.3.3. À l'aide de la courbe de l'**ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE**, justifier, grâce à l'ordonnée à l'origine, que l'acide ascorbique est un acide faible.

*On aurait pu repérer l'équivalence de ce titrage avec un indicateur coloré.*

1.3.4. Parmi les indicateurs colorés proposés dans l'**ANNEXE À LA FIN DU SUJET**, lequel utiliseriez-vous pour le titrage de l'acide ascorbique par la solution d'hydroxyde de sodium effectué? Justifier la réponse et préciser comment est repérée l'équivalence.

## 2. TITRAGE PAR SUIVI CONDUCTIMÉTRIQUE

On envisage d'effectuer le titrage conductimétrique d'une solution S' d'acide ascorbique dont la concentration molaire est de l'ordre de  $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $c'_B = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On dispose de pipettes jaugées de 10,0 mL, 20,0 mL, 25,0 mL ainsi que de fioles jaugées de 50,0 mL, 100 mL, 200,0 mL et 250,0 mL.

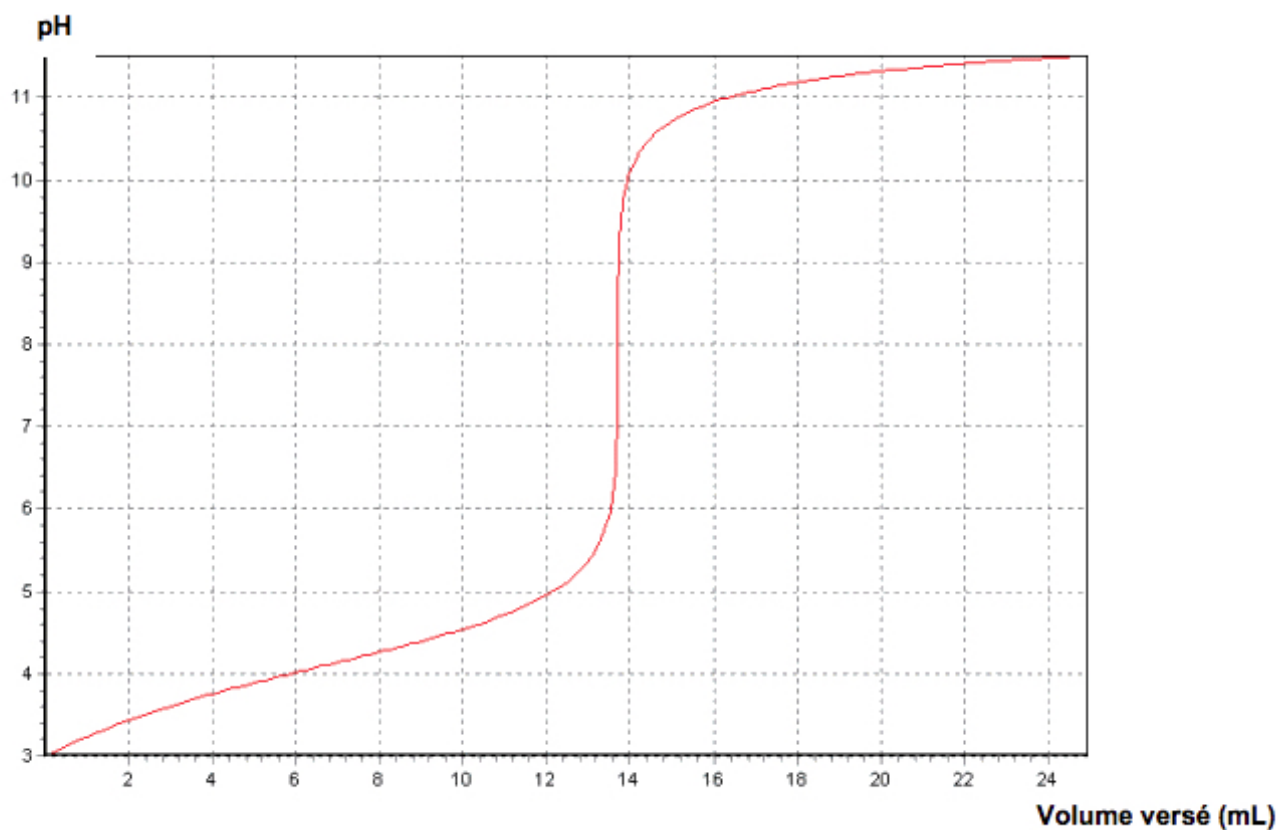
2.1. Expliquer pourquoi il n'est pas pertinent de titrer la solution S' par la solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $c'_B = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

2.2. À partir des réactifs proposés, préciser les éventuelles adaptations à effectuer au niveau des concentrations et le volume de solution d'acide ascorbique à prélever.

2.3. Plusieurs allures de courbes modélisant ce titrage sont données en **ANNEXE À LA FIN DU SUJET**. En argumentant, identifier la courbe qui peut correspondre au titrage conductimétrique de l'acide ascorbique par la solution d'hydroxyde de sodium.

# ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE

## Partie 1. – Courbe du titrage pH-métrique



### Question 1.2. – Tableau d'avancement

Réaction support du titrage				
État initial $V=0$ mL				
Demi-équivalence $V = \frac{V_E}{2}$				
Équivalence $V = V_E$				

# ANNEXE

## Question 1.3.4. – Indicateurs colorés

Indicateur coloré	Teinte de la forme acide	Zone de virage	Teinte de la forme basique
Hélianthine	rouge	3,1 – 4,4	jaune
Vert de bromocrésol	jaune	3,8 – 5,4	bleu
Bleu de bromothymol	jaune	6,0 – 7,6	bleu
Rouge de crésol	jaune	7,2 – 8,8	rouge
Phénolphtaléine	incolore	8,2 – 10,0	rose
Rouge d'alizarine	violet	10,0 – 12,0	jaune
Carmin d'indigo	bleu	11,6 – 14,0	jaune

## Question 2.3. – Suivis conductimétriques

