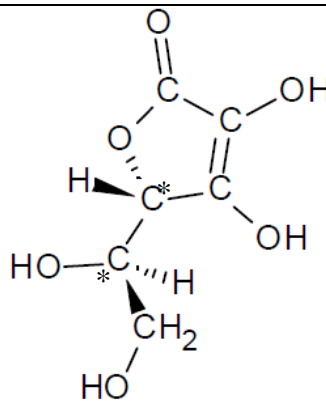


## 1. Étude de la molécule d'acide ascorbique

1.1. Groupe (a) : famille des esters ; groupe (b) famille des alcools.

1.2.1. Un atome de carbone asymétrique est lié à quatre substituants différents.

Ainsi, la molécule de vitamine C possède deux atomes de carbone asymétriques repérés par un astérisque ci-contre.

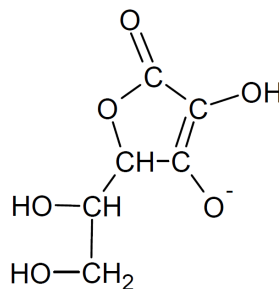


1.2.2. Les **représentations 1 et 2** sont images l'une de l'autre dans un miroir plan et sont non superposables : elles forment un couple d'**énantiomères**.

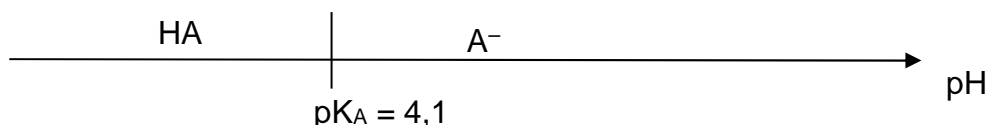
Seule la configuration d'un carbone asymétrique change entre les représentations 2 et 3 : ce sont des diastéréoisomères (stéréoisomères qui ne sont pas énantiomères : même enchaînement d'atomes, représentations spatiales différentes mais ne sont pas images l'une de l'autre dans un miroir).

De même, les représentations 1 et 3 sont des diastéréoisomères (c'est la configuration de l'autre C\* qui change).

1.3. Pour déterminer la formule de l'ion ascorbate, base conjuguée de l'acide ascorbique, il faut enlever le proton H<sup>+</sup> responsable de l'acidité (voir énoncé) :



1.4. Diagramme de prédominance du couple acide ascorbique HA / ion ascorbate A<sup>-</sup> :



Ainsi, sur la langue ( $5,5 < \text{pH} < 6,1$ ), c'est l'ion ascorbate qui prédomine. Dans l'estomac ( $\text{pH} \approx 1,5$ ), c'est l'acide ascorbique qui prédomine.

## 2. Vérification de la masse d'acide ascorbique dans un comprimé

2.1. Il s'agit du protocole d'une dissolution :

- Dans un mortier, broyer un comprimé de vitamine C.
- À l'aide d'un entonnoir, verser la poudre dans une fiole jaugée de 200,0 mL.
- Rincer le mortier et l'entonnoir à l'eau distillée et récupérer les eaux de rinçage pour n'avoir aucune perte.
- Verser de l'eau distillée jusqu'aux 2/3 du trait de jauge, boucher et agiter jusqu'à dissolution complète.
- Compléter la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge.
- Boucher et agiter.

À retrouver en animation à cette adresse :

[http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy\\_chi/Menu/Activites\\_pedagogiques/cap\\_exp/animations/dissolution.html](http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy_chi/Menu/Activites_pedagogiques/cap_exp/animations/dissolution.html)

**2.2.** Le réactif titré est l'acide ascorbique HA (acide), le réactif titrant est HO<sup>-</sup> (base présente dans la solution d'hydroxyde de sodium).

L'équation de la réaction acido-basique support de titrage est : HA<sub>(aq)</sub> + HO<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> → A<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> + H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub>

**2.3.** À l'équivalence, le réactif titré HA et le réactif titrant HO<sup>-</sup> ont été introduits dans les proportions stoechiométriques de l'équation de titrage, soit :  $\frac{n(\text{HA})_{\text{titré}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}}{1}$

Le volume V = 200 mL de solution A contient un comprimé entier d'acide ascorbique HA soit une masse m(HA)<sub>dissous</sub>, donc le volume V<sub>A</sub> = 20,0 mL =  $\frac{V}{10}$  de solution titrée contient

$$\frac{m(\text{HA})_{\text{dissous}}}{10}$$

$$\text{Ainsi } n(\text{HA})_{\text{titré}} = \frac{\frac{m(\text{HA})_{\text{dissous}}}{10}}{M(\text{HA})} = \frac{m(\text{HA})_{\text{dissous}}}{10 \cdot M(\text{HA})}$$

$$\frac{m(\text{HA})_{\text{dissous}}}{10 \cdot M(\text{HA})} = n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}$$

$$\frac{m(\text{HA})_{\text{dissous}}}{10 \cdot M(\text{HA})} = C_B \cdot V_E$$

$$\text{Finalement : } V_E = \frac{m(\text{HA})_{\text{dissous}}}{10 \cdot M(\text{HA}) \cdot C_B}$$

L'emballage indique la masse d'acide ascorbique m(HA) = 250 mg.

$$V_E = \frac{250 \times 10^{-3}}{10 \times 176,1 \times 0,100} = 1,42 \times 10^{-3} \text{ L} = 1,42 \text{ mL, ce volume versé à l'équivalence est trop faible.}$$

La solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C<sub>B</sub> = 0,100 mol.L<sup>-1</sup> ne convient pas.

Pour augmenter V<sub>E</sub>, il faut diminuer C<sub>B</sub> (avec m et M constantes). La solution disponible au laboratoire est trop concentrée.

Pour obtenir un volume équivalent de l'ordre de V<sub>E</sub> ≈ 10 mL, il faut diluer la solution titrante environ d'un facteur 10. Alors V<sub>E</sub> sera égal à 14,2 mL.

(On peut remarquer ensuite qu'à la question 2.5., C<sub>B</sub> = 1,50 × 10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup> elle a été divisée par environ 7).

**2.4. Avant l'équivalence :** À chaque fois qu'une molécule AH est consommée par un ion HO<sup>-</sup>, un ion spectateur Na<sup>+</sup> est ajouté au milieu réactionnel et un ion A<sup>-</sup> se forme.

La solution devient de plus en plus concentrée en ions, sa conductivité augmente.

On obtient une droite de pente positive.

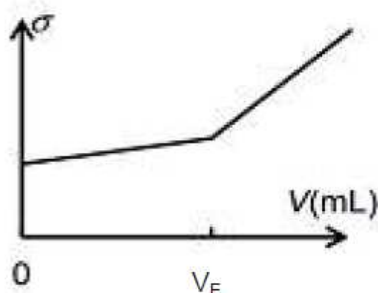
Au-delà de l'équivalence : Il n'y a plus de molécules HA. La concentration en ion HO<sup>-</sup> et Na<sup>+</sup> augmente après chaque ajout (et celle de A<sup>-</sup> ne varie pas) donc la conductivité augmente.

On obtient une droite de pente positive.

Cependant, avant l'équivalence, l'augmentation de conductivité est due à Na<sup>+</sup> et A<sup>-</sup> tandis qu'après l'équivalence, l'augmentation de conductivité est due à Na<sup>+</sup> et HO<sup>-</sup>.

Comme les ions OH<sup>-</sup> conduisent mieux le courant que les ions A<sup>-</sup> (λ(HO<sup>-</sup>) > λ(A<sup>-</sup>)), la pente de la droite est encore plus élevée.

La courbe 2 correspond à ce titrage.



$$2.5.1. \frac{U(m_{\text{exp}})}{m_{\text{exp}}} = \sqrt{\left(\frac{U(V_E)}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{U(C_B)}{C_B}\right)^2}$$

$$\frac{U(m_{\text{exp}})}{m_{\text{exp}}} = \sqrt{\left(\frac{0,2}{9,1}\right)^2 + \left(\frac{0,02}{1,50}\right)^2} = 0,0257 \approx 2,6 \%$$

2.5.2. L'incertitude vaut  $U(m_{\text{exp}}) = 0,0257 \times m_{\text{exp}} = 0,0257 \times 245 = 6,298 \text{ mg} \approx 7 \text{ mg}$

(En général pour l'incertitude on ne conserve qu'un seul chiffre significatif et on arrondit par excès) donc  $m_{\text{exp}} = 245 \pm 7 \text{ mg}$

Ce résultat est bien conforme à l'indication du fabricant (250 mg) car celle-ci est comprise dans l'intervalle de confiance [238 ; 252]

Rq : 2 CS sont tolérés sur la valeur d'une incertitude mais ici la valeur de  $m_{\text{exp}}$  est précise au mg près donc on ne peut pas écrire  $m_{\text{exp}} = 245 \pm 6,3 \text{ mg}$  car l'incertitude serait plus précise que la valeur de  $m_{\text{exp}}$ .

L'écart peut s'expliquer par plusieurs sources d'erreurs possibles :

- Perte de solide lors du broyage dans le mortier et du transvasement dans la fiole jaugée,
- Trait de jauge de la fiole jaugée mal repéré,
- Erreur sur la concentration  $C_B$  de la solution titrante,
- Erreur lors du prélèvement  $V_A$  (2 traits de jauge)
- Imprécision lors de la détermination du volume équivalent  $V_E$ .

### 3. Vérification de la masse d'ion ascorbate dans un comprimé

3.1. L'ion ascorbate étant une base, on peut réaliser un titrage avec un acide fort : seul l'acide chlorhydrique peut être utilisé comme réactif titrant ici.

3.2. La quantité d'ion ascorbate est  $n(A^-) = \frac{m(A^-)}{M(A^-)} = \frac{m(\text{NaA})}{M(\text{NaA})}$

$$n(A^-) = \frac{285 \times 10^{-3}}{198,1} = 1,44 \times 10^{-3} \text{ mol d'ions ascorbate}$$

Dans l'estomac, l'ion ascorbate se transforme en acide ascorbique donc une mole d'ions ascorbate conduit à la formation d'une mole d'acide ascorbique :  $n(A^-) = n(\text{HA})$

Soit une masse d'acide ascorbique  $m(\text{HA}) = n(A^-) \cdot M(\text{HA})$

$$m(\text{HA}) = \frac{285 \times 10^{-3}}{198,1} \times 176,1 = 0,253 \text{ g} = 253 \text{ mg}$$

En rajoutant cette masse à celle de l'acide ascorbique déjà présente dans un comprimé, on arrive bien à (environ) 500 mg d'acide ascorbique.

3.3. Cette formulation de la vitamine C présente l'avantage d'être moins acide donc moins agressive pour l'organisme qu'un comprimé contenant directement 500 mg d'acide ascorbique.

Rq : cette formulation est dite « tamponnée » car elle présente les propriétés d'une solution tampon : faible variation du pH lors d'ajout modéré d'acide ou de base ou par dilution.

On peut d'ailleurs estimer que comme  $[\text{HA}] \approx [\text{A}^-]$ , le pH de la solution A est proche du  $pK_A$  du couple soit 4,1.