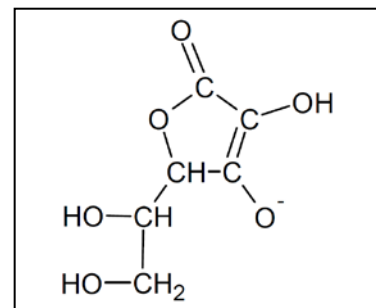


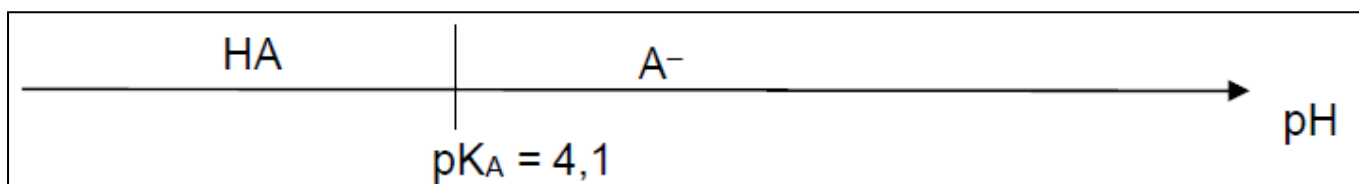
1. Étude de la molécule d'acide ascorbique

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

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



2.2. Diagramme de prédominance du couple acide ascorbique HA / ion ascorbate A^- :



Ainsi, sur la langue ($5,5 < pH < 6,1$), c'est l'ion ascorbate qui prédomine.

Dans l'estomac ($pH \approx 1,5$), c'est l'acide ascorbique qui prédomine.

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

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.

2. Le réactif titré est l'acide ascorbique HA (acide), le réactif titrant est HO^- (base présente dans la solution d'hydroxyde de sodium).

L'équation de la réaction acido-basique support de titrage est : $HA_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow A^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

3. À l'équivalence, le réactif titré HA et le réactif titrant HO^- ont été introduits dans les proportions

stoechiométriques de l'équation de titrage, soit : $\frac{n(HA)_{titré}}{1} = \frac{n(HO^-)_{versé}}{1}$

Le volume $V = 200$ mL de solution A contient un comprimé entier d'acide ascorbique HA soit une masse

$m(HA)_{dissous}$, donc le volume $V_A = 20,0$ mL = $\frac{V}{10}$ de solution titrée contient $\frac{m(HA)_{dissous}}{10}$.

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

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

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

L'emballage indique la masse d'acide ascorbique $m(\text{HA}) = 250 \text{ mg}$.

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

solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ ne convient pas.

Pour augmenter V_E , il faut diminuer C_B (avec m et M constantes). La solution disponible au laboratoire est trop concentrée.

Pour obtenir un volume équivalent de l'ordre de $V_E \approx 10 \text{ mL}$, il faut diluer la solution titrante environ d'un facteur 10. Alors V_E sera égal à 14,2 mL.

(On peut remarquer ensuite qu'à la question 2.5., $C_B = 1,50 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ elle a été divisée par environ 7).

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

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

On obtient une droite de pente positive.

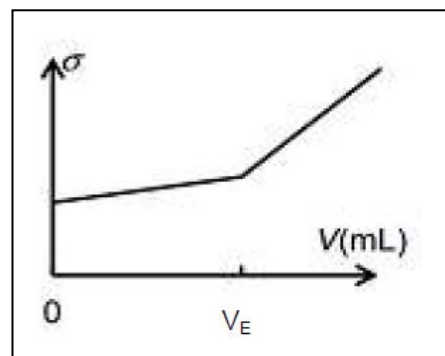
Au-delà de l'équivalence : Il n'y a plus de molécules HA. La concentration en ion HO^- et Na^+ augmente après chaque ajout (et celle de A^- ne varie pas) donc la conductivité augmente.

On obtient une droite de pente positive.

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

Comme les ions OH^- conduisent mieux le courant que les ions A^- ($\lambda(\text{HO}^-) > \lambda(\text{A}^-)$), la pente de la droite est encore plus élevée.

La courbe 2 correspond à ce titrage.



$$\text{5.1. } \frac{U(m_{\text{exp}})}{m_{\text{exp}}} = \sqrt{\left(\frac{U(V_E)}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{U(C_B)}{C_B}\right)^2} \quad \frac{U(m_{\text{exp}})}{m_{\text{exp}}} = \sqrt{\left(\frac{0,2}{9,1}\right)^2 + \left(\frac{0,02}{1,50}\right)^2} = 0,0257 \approx 2,6 \%$$

$$\text{5.2. L'incertitude vaut } U(m_{\text{exp}}) = 0,0257 \times m_{\text{exp}} = 0,0257 \times 245 = 6,298 \text{ mg} \approx 7 \text{ mg}$$

(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_{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_{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

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.

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. 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 $[HA] \approx [A^-]$, le pH de la solution A est proche du pK_A du couple soit 4,1.