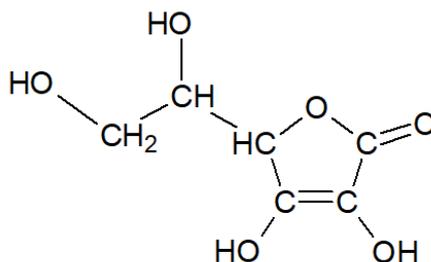


## ÉTUDE DE LA VITAMINE C

1. Formule semi-développée



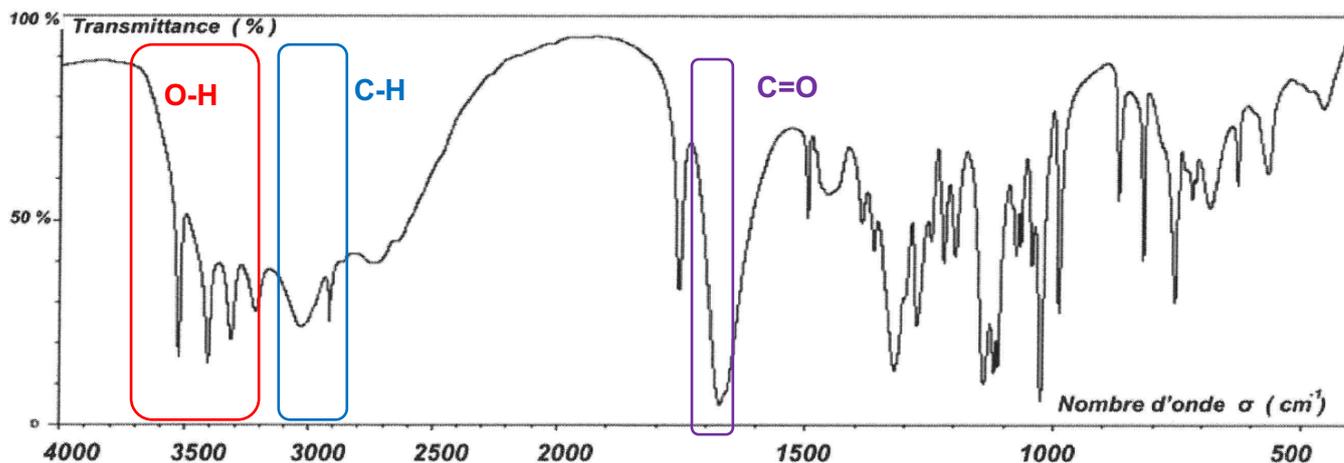
**A** : famille des alcools (groupe hydroxyle)

**B** : famille des esters (groupe ester)

2. Le spectre IR de la figure 1. est compatible avec la structure de la vitamine C car il comporte :

- une bande d'absorption forte et large entre 3200 et 3700  $\text{cm}^{-1}$  pour les liaisons O-H ;
- une bande d'absorption forte et fine entre 1650 et 1730  $\text{cm}^{-1}$  pour la liaison C=O ;
- une bande d'absorption forte entre 2850 et 3100  $\text{cm}^{-1}$  pour les liaisons C-H.

La bande d'absorption faible et fine entre 1620 et 1680  $\text{cm}^{-1}$  pour la liaison C=C n'est pas visible, elle peut être masquée par la bande de la liaison C=O.



3.  $n_0 = \frac{m_0}{M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)}$  soit  $n_0 = \frac{1,0}{176} = 5,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$

4. Un acide est qualifié de faible si sa réaction avec l'eau n'est pas totale.

5. Pour une solution d'acide fort de concentration C en quantité de matière de soluté apporté,

$$\text{pH} = -\log(C).$$

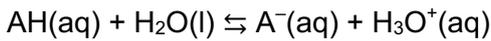
Déterminons C :  $C = \frac{n_0}{V}$  donc  $C = \frac{5,7 \times 10^{-3}}{50 \times 10^{-3}} = 0,11 \text{ mol.L}^{-1}$

Donc  $-\log(C) = -\log(0,11) = 0,94$  (valeur de C non arrondie utilisée)

Or  $\text{pH} = 2,6$ , il s'est donc formé moins d'ions oxonium que prévu. L'acide est bien un acide faible.

**Autre méthode :** Pour alléger l'écriture, on prend l'initiative de noter AH l'acide ascorbique  $C_6H_8O_6$  et  $A^-$  sa base conjuguée  $C_6H_7O_6^-$ .

Déterminons le taux d'avancement de la réaction entre l'acide ascorbique AH et l'eau :



$$n_{H_3O^+} = x_f, \text{ donc } [H_3O^+] = \frac{x_f}{V}.$$

$$\text{D'autre part } [H_3O^+] = 10^{-pH} \text{ donc } x_f = 10^{-pH} \cdot V$$

Si la transformation est totale alors  $nAH_{\text{initiale}} - x_{\text{max}} = 0$ , soit  $c \cdot V - x_{\text{max}} = 0$  ainsi  $x_{\text{max}} = c \cdot V$ .

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{10^{-pH} \cdot V}{c \cdot V} = \frac{10^{-pH}}{c}$$

$$\tau = \frac{10^{-2,6}}{0,11} = 2,2 \times 10^{-2} = 2,2 \% \ll 100\% \text{ l'acide est faible.}$$

6. L'équation de réaction est :  $AH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$

$$\text{Par définition : } K_A = \frac{\frac{[H_3O^+]_f}{c^0} \times \frac{[A^-]_f}{c^0}}{\frac{[AH]_f}{c^0}} = \frac{[H_3O^+]_f \times [A^-]_f}{[AH]_f \times c^0}$$

$$\text{D'après l'équation, on a } \frac{n(A^-)_f}{1} = \frac{n(H_3O^+)_f}{1}$$

$$\text{En divisant par le volume } V_{\text{solution}} : [A^-]_f = [H_3O^+]_f = c^0 \times 10^{-pH} \text{ (par définition du pH)}$$

$$\text{Par définition, } [AH]_f = \frac{n(AH)_f}{V} ; \text{ or } n(AH)_f = n(AH)_i - n(AH)_{\text{consommée}} = C \times V - n(AH)_{\text{consommée}}$$

$$\text{De même, d'après l'équation de réaction : } \frac{n(AH)_{\text{consommée}}}{1} = \frac{n(H_3O^+)_f}{1}$$

$$\text{Ainsi, } [AH]_f = \frac{C \times V - n(AH)_{\text{consommée}}}{V} = \frac{C \times V - n(H_3O^+)_f}{V} = C - [H_3O^+]_f$$

$$\text{Vu que } [H_3O^+]_f = c^0 \times 10^{-pH}, K_A = \frac{[H_3O^+]_f \times [A^-]_f}{[AH]_f \times c^0} = \frac{(c^0 \times 10^{-pH})^2}{(C - c^0 \times 10^{-pH}) \times c^0}$$

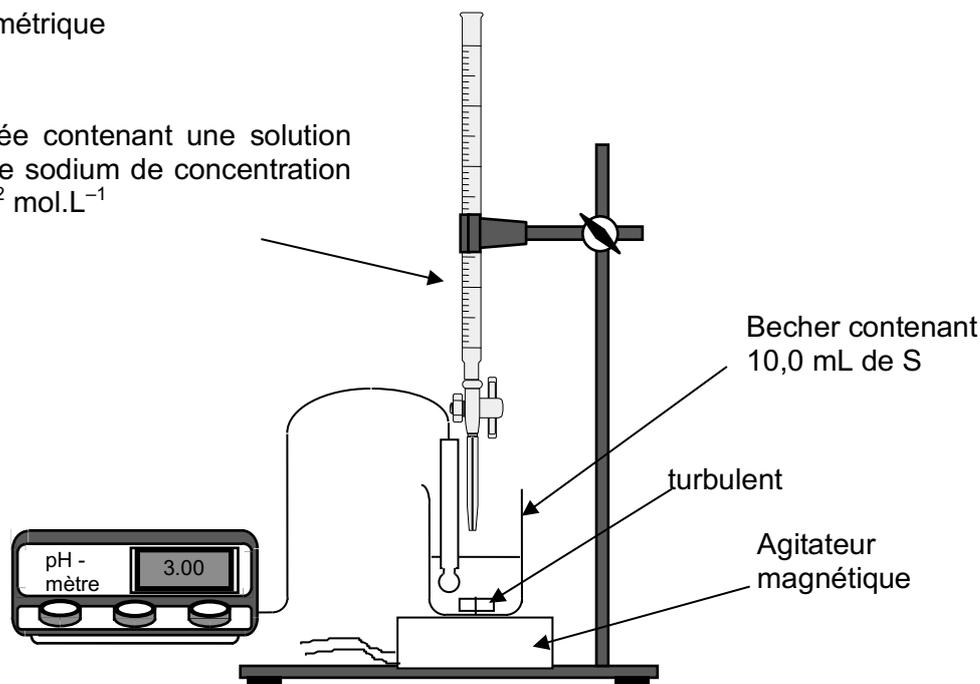
$$\text{Par définition, } pK_A = -\log(K_A) = -\log\left(\frac{(c^0 \times 10^{-pH})^2}{(C - c^0 \times 10^{-pH}) \times c^0}\right)$$

$$\text{Ainsi } pK_A = -\log\left(\frac{(1,0 \times 10^{-2,6})^2}{(0,11 - 1,0 \times 10^{-2,6}) \times 1,0}\right) = 4,2$$

## 2. Titrage de l'acide ascorbique par suivi pH-métrique.

### 7. Dispositif de titrage pH-métrique

Burette graduée contenant une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_b = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$



8. Le réactif titré est l'acide ascorbique AH (acide), le réactif titrant est  $\text{HO}^-$  (base présente dans la solution d'hydroxyde de sodium).

L'équation de la réaction support de titrage est :  $\text{AH}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{A}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

9. Pour déterminer la masse d'acide ascorbique contenue dans le comprimé, il faut exploiter le protocole complet et ses résultats :

À l'équivalence, le réactif titré AH et le réactif titrant  $\text{HO}^-$  ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation de titrage : il n'en reste donc plus.

$$\text{À l'équivalence : } \frac{n(\text{AH})_{\text{titré}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}}{1} \quad \text{ce qui donne } n(\text{AH})_{\text{titré}} = C_b \cdot V_E$$

On détermine le volume à l'équivalence par la méthode des tangentes parallèles sur l'ANNEXE :

$$V_E = 13,6 \text{ mL (voir ci-après)}$$

Masse d'acide ascorbique dans la prise d'essai de  $V_A = 10,0 \text{ mL}$  :

$$m(\text{AH})_{\text{titré}} = n(\text{AH})_{\text{titré}} \cdot M(\text{AH}) = C_b \cdot V_E \cdot M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)$$

Le comprimé a été dissous dans  $V_S = 200,0 \text{ mL}$  d'eau distillée, la fiole jaugée contient donc

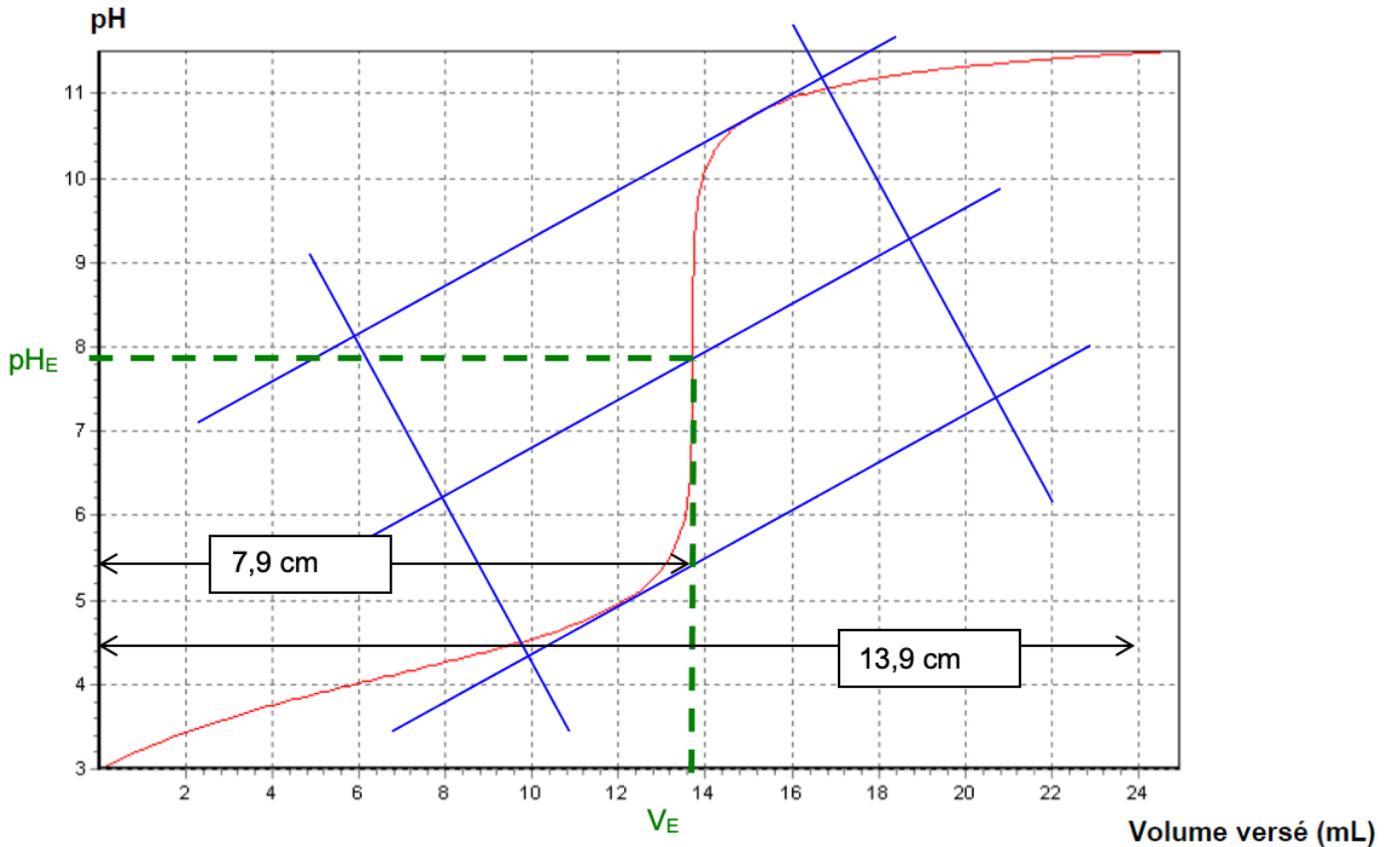
$$\frac{V_S}{V_A} = \frac{200,0}{10,0} = 20,0 \text{ fois plus d'acide que la prise d'essai.}$$

$$m(\text{AH})_{\text{comprimé}} = m(\text{AH})_{\text{titré}} \cdot \frac{V_S}{V_A}$$

$$m(\text{AH})_{\text{comprimé}} = C_b \cdot V_E \cdot M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) \cdot \frac{V_S}{V_A}$$

$$m(\text{AH})_{\text{comprimé}} = 1,00 \times 10^{-2} \times 13,6 \times 10^{-3} \times (6 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 6 \times 16,0) \times \frac{200,0}{10,0}$$

$$m(\text{AH})_{\text{comprimé}} = 0,479 \text{ g} = 479 \text{ mg}$$



[t.] En faisant un rapport d'échelle :

En faisant un rapport d'échelle :

13,9 cm	24,0 mL
7,9 cm	$V_E$

$$\text{donc } V_E = \frac{7,9 \times 24,0}{13,9} = 13,6 \text{ mL}$$

10. La masse obtenue est proche de la valeur indiquée par le fabricant (500 mg).

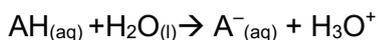
$$\text{Calculons l'écart relatif : } \frac{|m(AH)_{\text{titré}} - m(AH)_{\text{théorique}}|}{m(AH)_{\text{théorique}}} = \frac{|479 - 500|}{500} = 4,2 \%$$

Étant inférieur à 5 %, cet écart relatif est acceptable.

Cependant, plusieurs sources d'erreurs sont possibles :

- Perte de solide lors du broyage dans le mortier et du transvasement dans la fiole jaugée,
- Trait de jauge des fioles jaugées (200,0 mL et 10,0 mL) mal repérés,
- Erreur sur la concentration  $C_b$  de la solution titrante,
- Imprécision lors de la détermination du volume à l'équivalence par une méthode graphique.

11. Si l'acide ascorbique est un acide fort, sa réaction avec l'eau est totale :



Dans ce cas,  $[H_3O^+] = C_A$  et donc  $\boxed{pH = -\log C_A}$  où  $C_A$  est la concentration apportée en acide ascorbique.

$$\text{Or la concentration apportée en acide ascorbique est : } C_A = \frac{n(AH)_{\text{comprimé}}}{V_S} = \frac{n(AH)_{\text{titré}}}{V_A} = \frac{C_B \cdot V_E}{V_A}$$

Ainsi, si l'acide ascorbique est un acide fort,

$$pH = -\log\left(\frac{C_B \cdot V_E}{V_A}\right) \quad \text{soit.} \quad pH = -\log\left(\frac{1,00 \times 10^{-2} \times 13,6}{10,0}\right) = 1,87$$

À l'aide de la courbe du titrage, on lit pour  $V = 0$ , donc avant l'ajout de solution titrante,  $pH = 3,0$ .

Le pH expérimental (3,0) étant supérieur à la valeur théorique, l'acide ascorbique est un acide faible.

La solution contient moins d'ions  $H_3O^+$  que prévu.

12. Un indicateur coloré est adapté à un titrage pH-métrique si le pH à l'équivalence est inclus dans sa zone de virage

Ici,  $pH_E = 7,8$  ; on pourra utiliser le rouge de crésol qui virera du jaune (teinte acide au début du titrage car  $pH < 7,2$ ) au rouge (teinte basique quand  $pH > 8,8$ ).

### 3. Titration de l'acide ascorbique par conductimétrie

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

On rappelle que seuls les ions participent à la conductivité d'une solution.

En négligeant les effets de la dilution lors des ajouts de solution titrante :

**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.

Seule la courbe 1, présente une droite positive pour  $V < V_E$ .

**La courbe 1 correspond à ce titrage.**

#### Remarque facultative :

**Au-delà de l'équivalence**: Il n'y a plus de molécules AH. 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  $A^-$  ( $\lambda(OH^-) > \lambda(A^-)$ ), la pente de la droite est encore plus élevée. Ceci confirme le choix de la courbe 1.