

Exercice avec correction: dosage d'un comprimé de vitamine C

Source: <http://montblancsciences.free.fr/>

Données :

acide ascorbique $C_6H_8O_6$, acide faible noté HA;

Ion ascorbate, base conjuguée de l'acide ascorbique noté A^- ;

pKa du couple HA/A^- = 4,1 (à 25°C);

Produit ionique de l'eau à 25°C : $K_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$;

Masses molaires en $g \cdot mol^{-1}$: $M(\text{acide ascorbique}) = 176$; $M(\text{ascorbate de sodium}) = 198$.

Delphine prend un comprimé de "500 mg" de vitamine C.

Elle sait que la vitamine C est l'acide ascorbique.

I - Dosage :

Delphine décide de procéder à un dosage par une solution de soude (ou hydroxyde de sodium) pour vérifier l'indication de masse de l'acide ascorbique. Elle prépare tout d'abord un volume $V_0 = 200,0$ mL de solution aqueuse avec la totalité du comprimé. Soit S la solution obtenue.

1) a) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu entre une solution d'acide ascorbique et une solution de soude.

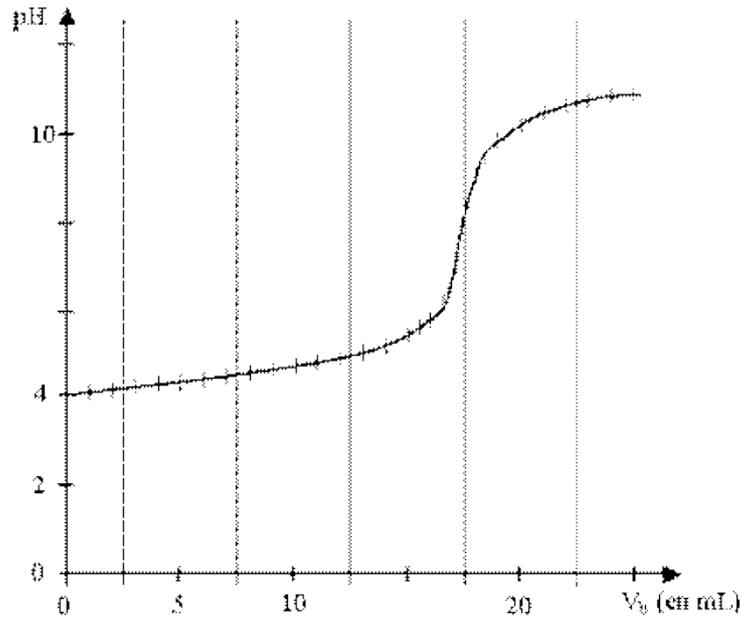
b) En déduire l'expression de la constante K_r puis calculer la valeur de cette constante.

c) Justifier l'utilisation de cette réaction pour réaliser le dosage.

d) Définir en une phrase l'équivalence acido-basique.

2) Delphine procède au dosage pH-métrique d'un volume $V = 50,0$ mL de la solution S par une solution de soude de concentration $C_b = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

Elle obtient la courbe traduisant les variations du pH en fonction du volume V_b de soude versé, courbe donnée par la figure ci-dessous :



En déduire la valeur de la concentration C en acide ascorbique de la solution S puis la valeur de la masse d'acide ascorbique présent dans le comprimé.

II - Interprétation :

Delphine s'étonne de la valeur de la masse obtenue. Elle décide alors de lire plus attentivement la notice. Elle y trouve les renseignements suivants : Vitamine C tamponnée, acide ascorbique :

247,7mg, ascorbate de sodium : 284 mg , acide ascorbique total : 500 mg.

Elle constate donc la présence simultanée dans le comprimé des deux formes acide et base conjuguée du couple AH/A^- .

1) Calculer à partir des indications de la notice, les quantités (mol) d'acide ascorbique et d'ion ascorbate présents dans le comprimé.

2) On admet que les quantités d'acide ascorbique et d'ions ascorbate présents à l'équilibre chimique dans la solution obtenue sont les mêmes que dans le comprimé.

a) Ecrire la relation liant le pH de la solution au pKa du couple et en déduire la valeur prévisible du pH de la solution S . La comparer avec la valeur expérimentale donnée par la courbe.

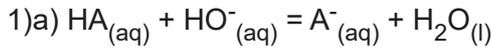
b) Quelles sont les propriétés de cette solution ?

3)a) Sachant que le pH à l'intérieur de l'estomac est voisin de 1, indiquer quelle est la forme prédominante du couple HA/A^- dans l'estomac.

b) Justifier alors par le calcul, l'indication "acide ascorbique total : 500 mg" portée par la notice.

CORRECTION

I) Dosage :

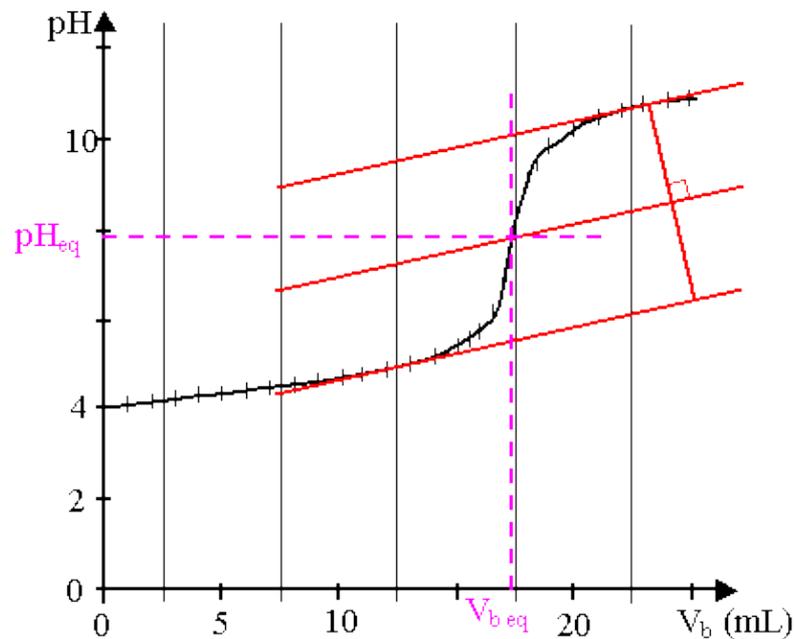


$$b) \quad K_r = \frac{[A^-]_{\text{eq}}}{[HA]_{\text{eq}} \cdot [HO^-]_{\text{eq}}} = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA] \cdot [HO^-] \cdot [H_3O^+]} = \frac{K_A}{K_E}$$

$$K_r = 10^{-4,1} / 10^{-14} = 10^{9,9} = 7,9 \cdot 10^9$$

c) $K_r > 10^4$. On peut considérer la réaction comme totale. En supposant qu'elle est rapide et unique, on peut l'utiliser comme réaction de dosage.

d) A l'équivalence, les quantités de matière d'acide et de base mises en présence sont dans les proportions stoechiométriques



2) On utilise la «méthode des tangentes» (cliquer sur le lien ci-dessous pour obtenir une explication)

Méthode pratique de détermination de l'équivalence d'un titrage

on en déduit $V_{b,eq} = 17,2$ mL et $pH_{\text{eq}} = 7,9$.

A l'équivalence, on a : $n(HA)_0 = n(HO^-)_{\text{eq}} \Rightarrow C \cdot V = C_b \cdot V_{b,eq}$

$$C = C_b \cdot V_{b \text{ eq}} / V = 2,00 \cdot 10^{-2} \times 17,2 \cdot 10^{-3} / 50 \cdot 10^{-3} \quad C = 6,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

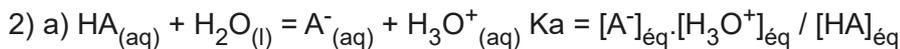
$$m = n \cdot M = C \cdot V_0 \cdot M$$

$$m = 6,9 \cdot 10^{-3} \times 200,0 \cdot 10^{-3} \times 176 = 0,24 \text{ g! (ce résultat semble en contradiction avec l'inscription sur le comprimé!)$$

II) Interprétation :

$$1) n(\text{HA}) = m / M = 247,7 \cdot 10^{-3} / 176 = 1,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{A}^-) = m' / M' = 284 \cdot 10^{-3} / 198 = 1,43 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



$$\text{Soit: } -\log K_a = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log([\text{A}^-]_{\text{éq}} / [\text{HA}]_{\text{éq}}) \quad \text{D } pK_a = \text{pH} - \log([\text{A}^-]_{\text{éq}} / [\text{HA}]_{\text{éq}})$$

$$\text{Soit: } \text{pH} = pK_a + \log([\text{A}^-]_{\text{éq}} / [\text{HA}]_{\text{éq}})$$

On admet qu'à l'équilibre, $[\text{A}^-]_{\text{éq}} = [\text{HA}]_{\text{éq}}$. On a donc $\text{pH} = pK_a = 4,1$

La valeur expérimentale donnée par la courbe au départ est voisine de 4.

b) Une solution d'un couple acide base faible où les quantités d'acide et de base conjuguée sont égales est une solution tampon.

Un ajout modéré d'acide ou de base forte dans une telle solution modifie très peu le pH.

La dilution d'une telle solution modifie très peu le pH.

3) a) Le pH égal à 1 est inférieur au pKa du couple, dans ce cas la forme acide HA prédomine.

b) Au pH de l'estomac, on peut considérer que la quantité de base conjuguée A^- est négligeable devant la quantité de HA.

$$n_{(\text{HA})\text{estomac}} = n_{(\text{HA})0} + n_{(\text{A}^-)0} = 1,41 \cdot 10^{-3} + 1,43 \cdot 10^{-3} = 2,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{(\text{HA})} = n \cdot M = 2,84 \cdot 10^{-3} \times 176 = 0,500 \text{ g} = 500 \text{ mg}$$

Cela correspond donc à l'indication "acide ascorbique total : 500 mg" portée par la notice.