

**EXERCICE RÉSOLU 2**

**Les propriétés acido-basiques de la vitamine C**

**Énoncé**

La vitamine C, ou acide ascorbique, est un acide faible de formule  $C_6H_8O_6$ . On dissout 0,50 g d'acide ascorbique dans 0,20 L d'eau.

1. Déterminer la concentration molaire apportée de l'acide ascorbique.
2. Écrire la réaction entre l'acide ascorbique et l'eau.
3. Dresser son tableau d'évolution.
4. Le pH de la solution est de 2,9.

Montrer que cette mesure permet de compléter le tableau d'avancement de la réaction.

5. En déduire la constante d'acidité et le  $pK_a$  du couple acide ascorbique/ion ascorbate.
6. Quelle est la forme majoritaire de la vitamine C dans le milieu gastrique de pH égal à 2 ? Et dans le milieu intestinal de pH égal à 8 ?

**Une solution**

**Rédiger**

Établir une expression littérale avant d'effectuer l'application numérique. Définir les grandeurs  $n$ ,  $m$ ,  $V$  et  $M$  introduites.

1. La quantité  $n$  d'acide ascorbique apportée par la dissolution d'un comprimé de masse  $m$  dans un verre d'eau de volume  $V$  vérifie  $n = \frac{m}{M}$  où  $M$  est la masse molaire de l'acide ascorbique. La concentration apportée est  $c = \frac{n}{V}$  d'où :  $c = \frac{m}{M \times V}$ .

**Connaissances**

La réaction étant équilibrée, il faut utiliser le symbole  $\rightleftharpoons$  pour écrire l'équation de la réaction.

A.N. :  $M = 12 \times 6 + 8 + 16 \times 6 = 176 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $c = \frac{0,50}{176 \times 0,20} = 1,4 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

2. L'acide ascorbique est un acide faible. Sa réaction avec la base  $H_2O$  est équilibrée :  $C_6H_8O_6(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_7O_6^-(aq) + H_3O^+(aq)$ .

3. La réaction n'est pas totale. L'avancement final  $x_f$  n'est pas égal à l'avancement maximal  $n$ .

État	Avancement	$C_6H_8O_6(aq)$	$+ H_2O(l)$	$\rightleftharpoons$	$C_6H_7O_6^-(aq)$	$+ H_3O^+(aq)$
Initial	0	$n$	excès		0	0
En cours	$x$	$n - x$	excès		$x$	$x$
Final	$x_f$	$n - x_f$	excès		$x_f$	$x_f$

4. La valeur du pH permet de déterminer la concentration  $[H_3O^+]$ . Or, l'avancement  $x_f$  de la réaction est égal à  $[H_3O^+] \times V$ . On peut donc le déterminer et compléter ainsi le tableau :

$[H_3O^+] = 10^{-2,9} = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  ;

$x_f = 1,3 \times 10^{-3} \times 0,2 = 2,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$  ;

$n - x_f = \frac{0,50}{176} - 2,5 \times 10^{-4} = 2,6 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

5. La constante d'acidité  $K_a$  relie les concentrations des différentes espèces par la relation :

A.N. :  $K_a = \frac{(2,5 \times 10^{-4})^2}{(2,6 \times 10^{-3} - 2,5 \times 10^{-4}) \times 0,2} = 1,3 \times 10^{-4}$  ;  $pK_a = -\log K_a = 3,9$ .

6. Utilisons le diagramme de prédominance de l'acide ascorbique.



© CORÉDOC. NATHAN 2012

Dans l'estomac, la forme majoritaire est donc la forme acide et, dans l'intestin, il s'agit de la forme basique.

**Raisonner**

La constante d'acidité relie les concentrations des différentes espèces qui peuvent être déterminées grâce à la valeur de l'avancement final de la réaction.

**Unités**

$K_a$  est sans dimension et n'a pas d'unité mais, pour l'application numérique, les quantités de matière doivent être exprimées en mol et le volume en L.