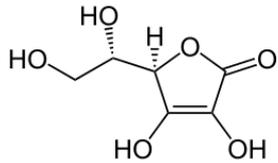
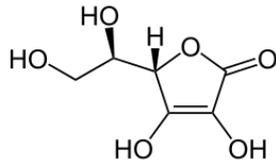
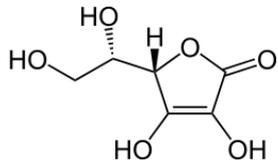


Doc.1 : stéréoisomères de l'acide ascorbique

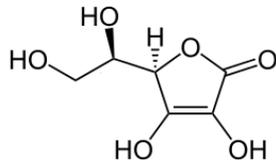
1a



1b



2a



2b

Doc.2 : données

pK_A de l'acide ascorbique à 25°C : $pK_A = 4,1$

Masses molaires atomiques :

$$M(C) = 12,0 \text{ g/mol}$$

$$M(H) = 1,0 \text{ g/mol}$$

$$M(O) = 16,0 \text{ g/mol}$$

Conductivités molaires ioniques à 25 °C :

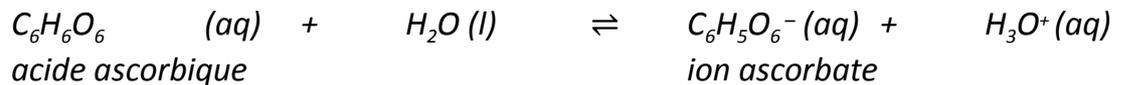
$$\lambda(H_3O^+) = 35,0 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

$$\lambda(C_6H_5O_6^-) = 25,0 \times 10^{-4} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

Doc.3 : Un peu de cours :

Quand un acide réagit avec l'eau, la réaction peut être partielle (limitée) ; il y a alors coexistence en solution des réactifs et des produits. On dit que l'on est dans un état d'équilibre.

C'est le cas de l'acide ascorbique (vitamine C). Sa réaction avec l'eau est :



Chaque équilibre est caractérisé par une constante qui, dans le cas d'un acide, s'appelle la constante d'acidité K_A . C'est un nombre sans unité qui ne dépend que de la température.

Par définition, on a :
$$K_A = \frac{[C_6H_5O_6^-] \times [H_3O^+]}{[C_6H_6O_6]}$$

dans cette relation, toutes les concentrations sont celles atteintes à l'équilibre.

On définit également le $pK_A = -\log(K_A)$; c'est un nombre sans unité.

Doc.4 : calcul d'incertitude

L'incertitude pour un niveau de confiance de 95 % se calcule par la relation :

représente le nombre de mesures réalisées et s_{exp} l'écart-type expérimental.

$$\Delta T = 2 \times \frac{s_{exp}}{\sqrt{n}} \quad \text{où } n$$

s_{exp} a pour expression :

$$s_{exp} = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (T_i - T_{moy})^2}{n-1}}, \quad \text{où } T_{moy} \text{ représente la valeur moyenne de } T.$$

Doc.5 : conductivité d'une solution

La conductivité d'une solution mesure son aptitude à conduire le courant électrique. Elle se note σ et s'exprime en $S.m^{-1}$. Elle dépend de la concentration effective des ions dans la solution ainsi que de leur conductivité molaire ionique (une grandeur notée λ qui mesure l'aptitude de chaque type d'ion à conduire le courant électrique), selon la relation :

$$\sigma = \sum_{ions} \lambda_{ion} \times [ion] \quad \text{avec } [ion]: \text{ concentration molaire effective de l'ion en mol.m}^{-3} \\ \text{et } \lambda_{ion}: \text{ conductivité molaire ionique de l'ion en S.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

exemples : une solution contenant des ions H_3O^+ et des ions Cl^- : $\sigma = \lambda_{H_3O^+} \times [H_3O^+] + \lambda_{Cl^-} \times [Cl^-]$

une solution contenant des ions Na^+ , Cl^- , et HO^- : $\sigma = \lambda_{Na^+} \times [Na^+] + \lambda_{Cl^-} \times [Cl^-] + \lambda_{HO^-} \times [HO^-]$

Le but du TP est de déterminer la constante d'acidité concernant l'acide ascorbique de deux façons différentes, puis de déterminer si la concentration d'une solution a une influence sur la valeur du K_A .

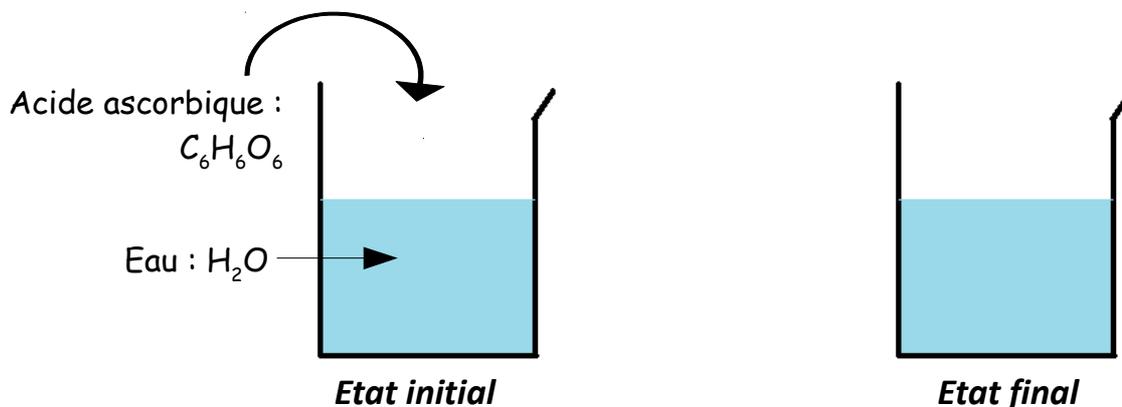
Travail de préparatoire

I. La molécule d'acide ascorbique.

1. Quel(s) type(s) de stéréoisomérisation existe(nt) entre les 4 molécules représentées dans le doc.1 ?
2. Donner la formule semi-développée de l'acide ascorbique, entourer les groupes fonctionnels et les nommer, puis nommer les familles correspondantes.
3. Donner la formule brute de l'acide ascorbique et calculer sa masse molaire.
4. On souhaite préparer un volume $V = 250 \text{ mL}$ d'une solution par dissolution d'acide ascorbique de concentration $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
Quelle est la masse d'acide ascorbique à utiliser ?

II. Etude du tableau d'avancement et expression du K_A

1. Le schéma ci-dessous indique l'état initial du système chimique. Le compléter en faisant la liste des espèces chimiques présentes dans l'état final.



2. Compléter le tableau d'avancement de la réaction entre l'acide ascorbique et l'eau, où C est la concentration en acide ascorbique apporté et V est le volume de la solution.

équation	$C_6H_6O_6 (aq)$	+	$H_2O (l)$	\rightleftharpoons	$C_6H_5O_6^- (aq)$	+	$H_3O^+(aq)$
État initial :	$C.V$		excès				
En cours: x			excès				
Etat final, à l'équilibre : $x = x_f$			excès				

- Exprimer $[H_3O^+]$ en fonction de l'avancement final x_f et du volume V .
- Que peut-on dire de $[H_3O^+]$ et $[C_6H_5O_6^-]$ à l'équilibre ?
- Exprimer $[C_6H_6O_6]$ à l'équilibre en fonction de C et $[H_3O^+]$.
- Déduire des questions précédentes que le K_A peut s'exprimer en fonction de C et $[H_3O^+]$ de la façon suivante :

$$K_A = \frac{[H_3O^+]^2}{C - [H_3O^+]}$$

III. La conductivité de la solution

- Exprimer la conductivité σ de la solution obtenue après réaction entre l'acide ascorbique et l'eau en fonction de la concentration effective des ions présents et de leur conductivité molaire ionique.
- Puis, exprimer la conductivité σ en fonction de la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$.
- En déduire l'expression de la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ en fonction de la conductivité σ et des conductivités molaires ioniques :
 - en mol.m^{-3}
 - en mol.L^{-1}

Réalisation expérimentale et conclusions

- Préparer la solution décrite au I.4 du travail préparatoire.

2. Détermination du pK_A par mesure du pH.

- Placer un peu de la solution préparée dans un bécher et mesurer son pH.
- En déduire la valeur du K_A , puis du pK_A de l'acide ascorbique.
- Mettre les résultats en commun et, en utilisant le doc.4, exprimer la valeur du pK_A avec son incertitude. Commenter le résultat (éventuellement, faire un calcul d'erreur relative).

3. Détermination du pK_A par mesure de la conductivité.

- Mesurer la conductivité σ de la solution d'acide ascorbique.
- Exprimer cette mesure en $S.m^{-1}$.
- A l'aide du résultat de la question II.3. de la partie préparatoire, calculer la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$.
- En déduire la valeur du K_A , puis du pK_A , de l'acide ascorbique.
- Mettre les résultats en commun puis exprimer la valeur du pK_A avec son incertitude.

4. La valeur du pK_A dépend-elle de la concentration de la solution ?

Proposer, puis à après validation par le professeur, réaliser une expérience permettant de répondre à cette question.