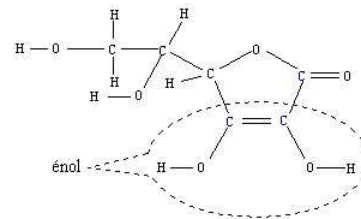


Les fruits contiennent de nombreuses molécules indispensables à l'organisme humain, notamment des sucres, des acides aminés et des vitamines. La vitamine C, hydrosoluble, naturelle, est particulièrement concentrée dans les agrumes et les kiwis. Elle protège du scorbut. C'est l'acide ascorbique de formule $C_6H_8O_6$. La plupart des espèces animales réalisent sa synthèse. L'Homme ne le fait pas. La vitamine C est aussi un antioxygène utilisé comme additif alimentaire dans des boissons sous le code E 300. Il est un réducteur. La vitamine C est un réducteur puissant à cause de sa fonction énole. I2 oxydant doux, ne peut oxyder les fonctions alcools de la vitamine C, mais oxyde facilement la fonction énole.



I- **Principe du dosage en retour :**

Pour doser l'acide ascorbique vous allez effectuer un dosage « en retour ». L'acide ascorbique est mis en présence d'un excès de diiode. Une réaction a lieu entre le diiode et l'acide ascorbique. Puis l'excès de diiode est ensuite titré par une solution de thiosulfate de sodium.

1- Etablir l'équation d'oxydo-réduction qui a lieu entre l'acide ascorbique et le diiode. Couples concernés

$C_6H_6O_6_{aq} / C_6H_8O_6_{aq}$ et I_{2aq} / I^-_{aq} **Equation 1**

2- En déduire la relation entre la quantité de matière initiale d'acide ascorbique et la quantité de diiode qui a réagi. **Relation 1**

3- En déduire la relation entre la quantité initiale d'acide ascorbique et la quantité de diiode en excès.

Relation 2

4- Etablir l'équation de la réaction de titrage du diiode en excès par les ions thiosulfate. Les couples concernés sont I_{2aq} / I^-_{aq} et $S_4O_6^{2-}_{aq} / S_2O_3^{2-}_{aq}$ **Equation 2**

5- En déduire la relation entre l'excès de diiode et la quantité de thiosulfate versée à l'équivalence.

Relation 3

II- **Etalonnage de la solution de diiode.**

Les solutions de diiode sont des solutions qui se conservent assez mal. Aussi faut-il réaliser un titrage préliminaire de la solution de diiode utilisée.

1- **Protocole expérimental :**

- Introduire $V_1 = 10,0$ mL exactement de la solution de diiode (à environ $5 \cdot 10^{-3}$ mol/L) dans un erlenmeyer de 150 mL
- Titrer à l'aide d'une solution de thiosulfate de sodium de concentration molaire $C = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Faire deux dosages précis concordants. Soit V_E le volume équivalent moyen. (lorsque la couleur brune due à l'iode commence à pâlir, ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon)

$V_E =$

2- **Question 6 :** Calculer la quantité exacte de diiode (n_{I_2})₀ dans 10,0 mL de solution.

III- **Dosage de la vitamine C dans un comprimé**

1- **Protocole expérimental**

- A l'aide d'un mortier et d'un pilon, broyer un comprimé de vitamine C
- Dissoudre ce comprimé afin d'obtenir 500,0 mL d'une solution aqueuse que l'on note S
- Dans un erlenmeyer, introduire 5,0 mL de cette solution puis y ajouter $V_1 = 10,0$ mL de la solution de diiode.
- Titrer l'excès de diiode à l'aide de la solution de thiosulfate de sodium. On notera V'_E le volume à l'équivalence

$V'_E =$

2- **Questions**

7- Avec quelle verrerie avez-vous mesuré le diiode ? la solution de vitamine C ?

8- Faire le schéma annoté du titrage.

9- Déterminer la quantité de diiode en excès, qui a été dosée par le thiosulfate.

10- En déduire la quantité d'acide ascorbique dans la prise d'essai de 5,0 mL, puis dans le comprimé.

11- En déduire la masse d'acide ascorbique dans un comprimé. Comparer à la masse indiquée sur la boîte.

IV- **Dosage de la vitamine C dans un jus d'orange**

1- **Protocole expérimental :**

- Introduire 10,0 mL de jus d'orange (filtré) dans un erlenmeyer
- Ajouter $V_1 = 10,0$ mL de diiode
- Titrer le diiode en excès. Faire deux dosages concordants et faire la moyenne

$V''_E =$

2- **Questions :**

12- Déterminer la quantité de diiode en excès, qui a été dosée par le thiosulfate

13- Calculer la quantité d'acide ascorbique contenue dans les 10,0 mL de jus d'orange

14- Quel volume de ce jus d'orange faut-il consommer pour absorber la même quantité de vitamine C que dans un comprimé ?