



TP CHIMIE ANALYTIQUE

A. ANALYSE QUANTITATIVE

TP ANALYSE QUALITATIVE : DOSAGE DE L'ACIDE ASCORBIQUE DANS UN JUS DE FRUIT (Citron)

I. Principe.

L'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ est présent dans de nombreux jus de fruits (citron, orange) fraîchement pressés, ou dans les ampoules de jus de fruit pour bébé; l'un de ses stéréoisomères, l'acide L-ascorbique, est la vitamine C nécessaire à la croissance de l'enfant.

L'acide ascorbique a un comportement réducteur; c'est un antioxygène, qui agit comme conservateur lorsqu'il est incorporé dans les aliments sous le nom de code européen E 300. Son emploi est limité à 300 mg/kg d'aliment.

Le dosage de l'acide ascorbique est donc un dosage d'oxydo-réduction en "retour" (ou par différence). L'acide ascorbique est d'abord oxydé par un excès de solution de diiode; le diiode en excès est ensuite dosé par une solution de thiosulfate de sodium.

II. Matériel.

Burette graduée de 25 mL, pipette jaugée de 10 mL, erlenmeyer de 100 mL.

III. Produits.

Jus de citron (en flacons de 10 mL éventuellement).

Solution de diiode à $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ environ.

Solution de thiosulfate de sodium à $5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Empois d'amidon (avec compte-gouttes).

IV. Mode opératoire.

1. Dosage de la solution de diiode.

La solution de diiode doit être préalablement étalonnée par la solution de thiosulfate de sodium à $5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Remplir la burette avec la solution de thiosulfate.

Prélever 10,0 mL de solution de diiode et la verser dans un bécher.

Ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon (indicateur de fin de réaction); la solution prend alors une couleur bleue.

Verser progressivement la solution de thiosulfate jusqu'à décoloration : Volume versé V_1 .

2. Oxydation de l'acide ascorbique.

Verser dans un erlenmeyer 10,0 mL de jus de fruit (ou le contenu d'un flacon que l'on rincera au dessus de l'erlenmeyer).

Ajouter 10,0 mL de solution de diiode; la solution prend la couleur brune du diiode en excès.

3. Dosage de l'excès de diiode.

Ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon.

Verser progressivement la solution de thiosulfate jusqu'au changement de couleur perceptible (repérage délicat): Volume versé V_2 .

V. Résultats expérimentaux.

V_1 (mL)	V_2 (mL)

VI. Questions.

On donne les indications suivantes.

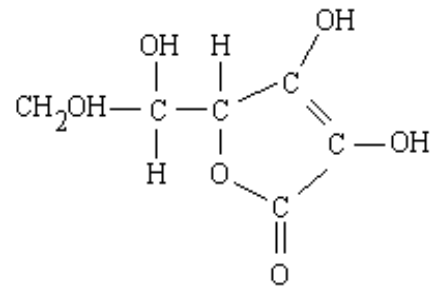
- formule semi-développée de l'acide ascorbique :

- potentiels d'oxydo-réduction des couples :

$$E^0(I_2/I^-) = 0,54 \text{ V}$$

$$E^0(S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}) = 0,08 \text{ V}$$

$$E^0(C_6H_6O_6/C_6H_8O_6) = 0,13 \text{ V}$$



- Quelles fonctions reconnaît-on dans la formule de l'acide ascorbique ?
(Remarquer l'absence de fonction acide carboxylique).
Repérer dans la molécule les atomes de carbone asymétrique (C*).
- A l'aide des potentiels d'oxydo-réduction des couples, justifier :
- l'oxydation de l'acide ascorbique par le diiode.
- la réduction du diiode par les ions thiosulfate.
- Ecrire les équations de demi-réaction correspondant aux couples $(C_6H_6O_6/C_6H_8O_6)$ et (I_2/I^-) .
En déduire l'équation-bilan de la réaction d'oxydo-réduction entre $C_6H_8O_6$ et I_2 .
- Ecrire les équations de demi-réaction correspondant aux couples $(S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-})$ et (I_2/I^-) .
En déduire l'équation-bilan de la réaction d'oxydo-réduction entre $S_2O_3^{2-}$ et I_2 .
- Calculer la concentration molaire de la solution de diiode étalonnée au paragraphe 1.
- Calculer la quantité d'acide ascorbique contenu dans l'échantillon dosé au paragraphe 3.
En déduire la concentration molaire de l'acide ascorbique dans ce jus de fruit.
- Calculer la masse d'acide ascorbique contenu dans l'échantillon dosé au paragraphe 3.
En déduire la concentration massique de l'acide ascorbique dans ce jus de fruit.

Donnée : Masse molaire moléculaire de l'acide ascorbique : 176 g.mol^{-1} .