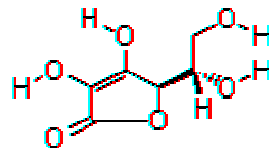




C2 - Dosage de la vitamine C dans un jus de citron

La vitamine C, de formule brute $C_6H_8O_6$, est le nom communément employé pour l'acide ascorbique.

Sa formule développée est :



Elle intervient dans l'assimilation des glucides, joue un rôle anti-infectieux, anti-oxydant et anti-hémorragique.

Les besoins journaliers sont estimés à 90 mg, et sa carence provoque le scorbut.

Il est synthétisé par de nombreux êtres vivants, mais pas par l'homme, qui doit donc le trouver dans son alimentation. Il est présent en quantité variable dans de très nombreux fruits et légumes. L'acide ascorbique possède également des propriétés réductrices : il peut réduire le dioxygène. C'est pourquoi il est couramment utilisé comme antioxygène. Lorsqu'il est utilisé comme additif, sa présence dans les aliments est indiquée par le code E 300 et est limitée à 300 mg.kg⁻¹.

On se propose ici de doser la vitamine C contenue dans un citron.

On utilise le caractère réducteur de la vitamine C et sa réaction avec le diiode en solution aqueuse.

Préparation du jus de citron :

Presser un citron. Filtrer le jus obtenu à l'aide d'un entonnoir muni d'un filtre de coton, de manière à retirer la pulpe. Relever le volume de jus obtenu.

I - Dosage direct.

Matériel et produits :

- | | |
|-------------------------------------|--|
| - Erlenmeyer | - jus de citron filtré |
| - 2 béchers | - solution de diiode de concentration |
| - pipette jaugée 10 mL + propipette | $C_1 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ |
| - burette graduée + agitateur | |
| - magnétique + barreau aimanté | |
| - pissette eau distillée | |

Protocole :

- Prélever un volume $V_0 = 10 \text{ mL}$ de jus de citron (pipette jaugée) et introduire le jus de citron dans l'erlenmeyer.
- Ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon (ou une pointe de spatule d'indicateur d'iode) : la solution prendra une couleur foncée en présence de diiode.
- Ajouter le barreau aimanté, et agiter.
- Remplir la burette graduée avec la solution de diiode.
- Verser progressivement la solution de diiode dans l'erlenmeyer, jusqu'à obtention, à la goutte près, d'une coloration foncée persistante. Noter le volume $V_{1,eq}$ de diiode versé à l'équivalence.

Conserver la solution sous agitation pendant l'exploitation de ce dosage.

Exploitation :

- a) Ecrire l'équation de la réaction associée à cette transformation, qui met en jeu les couples I_2/I^- et $C_6H_6O_6/C_6H_8O_6$.
- b) Définir l'équivalence. Etablir le tableau d'avancement de la réaction, supposée totale, à l'équivalence.

$x=0$					
x					
$x_{fin} = x_{max}$					

- c) Donner la relation entre les quantités de matière de diiode versé à l'équivalence, et de vitamine C dosée.
- d) En déduire la relation entre la concentration C_0 de la vitamine C, le volume dosé V_0 , la concentration C_1 du diiode, et le volume $V_{1,eq}$ versé à l'équivalence.
- e) Calculer la quantité de vitamine C dosée, et sa concentration dans le jus de citron.
- f) En déduire la masse de vitamine C contenue dans un jus de citron.
- g) Comparer à l'apport journalier recommandé, et à la masse de vitamine C contenue dans un comprimé (500 mg ou 1000 mg)
- h) Pourquoi a-t-on ajouté de l'empois d'amidon dans le mélange réactionnel ?
- i) Observer la teinte de solution contenue dans l'erlenmeyer. La coloration obtenue est-elle encore persistante ? Conclure quant à la validité de cette méthode de dosage.
- j) Rappeler les propriétés indispensables que doit posséder une transformation chimique utilisée pour réaliser un dosage.



II - Dosage indirect.

Le dosage est réalisé en deux phases :

- Oxydation de toute la vitamine C contenue dans $V_0 = 10 \text{ mL}$ de jus de citron par du diiode en excès (réaction 1)
- Titrage du diiode restant par les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (réaction 2)

Matériel et produits :

- Les mêmes que précédemment
- Solution de thiosulfate de sodium de concentration $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Protocole :

- Reprendre la solution précédente, et continuer l'ajout de diiode, jusqu'à avoir versé un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ de diiode. Vérifier que la solution a bien une teinte foncée. (sinon ajouter encore 5 mL de solution de diiode)
- Vider et rincer la burette graduée ; la remplir avec la solution de thiosulfate de sodium.
- Verser progressivement la solution de thiosulfate jusqu'à décoloration complète et persistante du mélange réactionnel, à la goutte près. Noter le volume $V_{2,eq}$ de thiosulfate versé à l'équivalence.

Exploitation :

a) Calculer la quantité de matière de diiode introduite dans l'erenmeyer : $n^\circ_{I_2}$

b) Etablir le tableau d'avancement de la réaction 1 (réaction totale) : on notera ($n^\circ_{C_6H_8O_6}$) et la quantité de vitamine C à l'état initial.

Le diiode étant en excès, exprimer la quantité de diiode restant à la fin de l'expérience en fonction de $n^\circ_{C_6H_8O_6}$ et de $n^\circ_{I_2}$

$x=0$					
x					
$x_{fin} = x_{max}$					

c) Le diiode restant est ensuite titré par les ions thiosulfate : écrire l'équation de la réaction modélisant cette transformation, qui met en jeu les couples I_2/I^- et $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$

d) En déduire la relation entre les quantités de diiode dosé et de thiosulfate versé à l'équivalence.

e) Calculer la quantité de diiode dosée.

- f) A l'aide des réponses aux questions (a) , (b) et (e), déterminer la quantité de vitamine C contenue dans le jus de citron dosé.
- g) Déterminer la concentration C_0 de la vitamine C dans le jus de citron.
- h) Comparer à la valeur obtenue par titrage direct. Le problème soulevé lors du dosage direct est-il résolu par cette méthode ?