

Titrage de la vitamine C



Objectif: savoir titrer la vitamine C par oxydoréduction dans les fruits par titrage direct puis indirect.

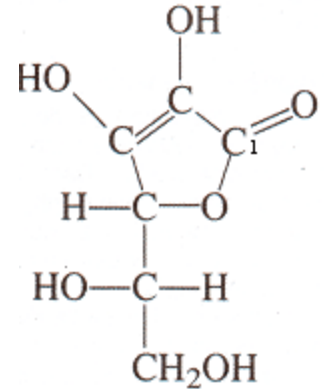
I. LA VITAMINE C

• La **vitamine C**, de formule brute $C_6H_8O_6$, est le nom communément donné à l'**acide ascorbique**. Sa masse molaire moléculaire est $M = 176 \text{ g.mol}^{-1}$.

• La vitamine C est un **réducteur**: elle appartient au couple: $(C_6H_6O_6 / C_6H_8O_6)$.

• La vitamine C est facilement oxydée par de nombreux oxydants, en particulier le dioxygène de l'air. Pour cela, la vitamine C est un **antioxygène** : réagissant avec le dioxygène, elle empêche celui-ci d'oxyder les aliments.

La présence de vitamine C dans les aliments est indiquée par le code **E 300**. Son emploi est limité à **300 mg / kg** d'aliment. Depuis 1933 l'industrie chimique sait la synthétiser.



Formule semi-développée de la vitamine C

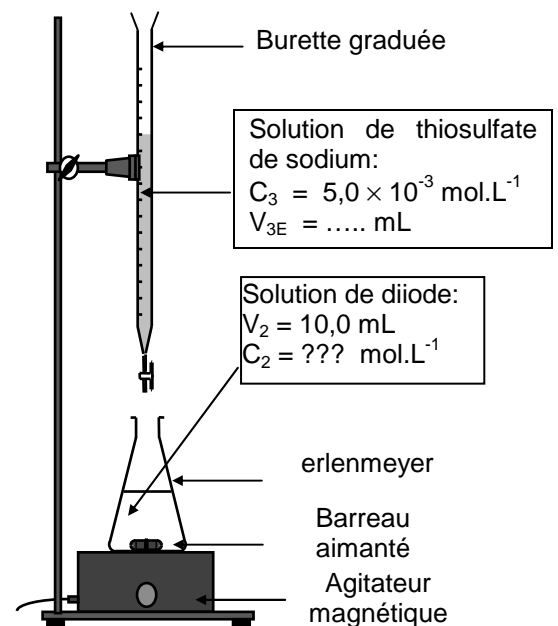
• La vitamine C est synthétisée par de nombreux êtres vivants, mais **pas par l'Homme** qui doit donc le trouver dans son alimentation. La vitamine C est un **antiscorbutique**, un anti-infectieux et elle joue un rôle important dans la synthèse du collagène.

II. TITRAGE PRELIMINAIRE D'UNE SOLUTION DE DIODE

- Mesurer précisément $V_2 = 10,0 \text{ mL}$ de solution de diode à la pipette jaugée et les verser dans un erlenmeyer.
- Remplir la burette graduée avec la solution de thiosulfate de sodium de concentration $C_3 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Régler le zéro de la burette.
- Ajouter lentement la solution de thiosulfate de sodium. Lorsque le mélange réactionnel devient jaune pâle, ajouter une pointe de spatule de thiodène. La solution prend alors une couleur noire.
- Continuer à verser lentement la solution de thiosulfate de sodium jusqu'à observer un changement de couleur de la solution: l'équivalence est alors atteinte. Repérer et noter le volume à l'équivalence noté V_{3E} .
- Faire deux titrages concordants.

1) On donne les couples: (I_2 / I^-) et $(S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-})$. Etablir l'équation de la réaction de titrage.

2) Définir l'équivalence du titrage. En déduire la concentration de la solution de diode, notée C_2 dans la suite du TP.



III. TITRAGE DIRECT DE LA VITAMINE C

1) Principe du titrage direct

• Un volume connu de jus de fruit contenant de la vitamine C, réagit avec une solution de diode de concentration connue. L'équivalence est repérée par le changement de teinte de la solution dû au changement de la nature du réactif limitant.

2) Titrage direct de la vitamine C

- Presser, deux oranges ou deux citrons, puis filtrer le jus à l'aide d'une gaze. Mesurer le volume total V_0 de jus avec une éprouvette graduée.
- Introduire, dans un erlenmeyer, un volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de jus mesuré avec une pipette jaugée, et une pointe de spatule de thiodène.
- Remplir une burette graduée avec la solution de diode de concentration C_2 .
- Titrer la vitamine C. Faire deux dosages concordants. Noter le volume équivalent V_{2E} .

- a) Écrire l'équation de la réaction. En déduire une relation sur les quantités de matières mises en jeux à l'équivalence.
- b) Calculer la quantité n_1 de vitamine C présente dans le prélèvement titré.
- c) En déduire la quantité n_0 de vitamine C dans le jus de fruit.
- d) Déterminer la masse m de vitamine C contenue dans le jus de fruit en **g** puis en **mg**.
- e) Un comprimé de vitamine C contient **500 mg** de vitamine C. Comparer cette masse à celle présente dans le jus de fruit. Combien de fruits faudrait-il presser pour obtenir un jus qui contienne une masse de vitamine C égale à celle du comprimé ?

IV. TITRAGE INDIRECT DE LA VITAMINE C

1) Principe du titrage indirect

- Un volume connu de jus de fruit contenant de la vitamine C, réagit avec une **quantité connue de diiode en EXCES**. La **TOTALITE de la vitamine C** réagit avec le diiode en excès et le **diiode RESTANT** est titré par une solution de thiosulfate de sodium.

2) Titration

- Dans un erlenmeyer, introduire avec une pipette jaugée un volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de jus. Ajouter une pointe de spatule de thiodène.
- Ajouter à l'erlenmeyer, avec la burette graduée, un volume $V_2 = 15,0 \text{ mL}$ de diiode de concentration C_2 . La solution est alors noire, à cause de l'excès de diiode.
- Remplir l'autre burette graduée avec une solution de thiosulfate de sodium à $C_3 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et titrer la solution de diiode restant jusqu'à disparition complète de la coloration noire.
- Noter le volume V'_{3E} de thiosulfate de sodium versé à l'équivalence.
- Faire deux titrages concordants.

3) Exploitation des résultats

- a) Ecrire: - l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre I_2 et $C_6H_8O_6$.
 - l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre I_2 et $S_2O_3^{2-}$
- b) Ecrire une relation entre: $n(I_2)_{\text{total}}$ quantité totale de diiode introduite dans l'erlenmeyer
 $n(I_2)_{\text{vit C}}$ quantité de diiode ayant réagi avec la vitamine C
 $n(I_2)_{\text{restant}}$ quantité de diiode restante
- c) En déduire une relation entre la quantité de vitamine C contenue dans prélèvement $n_1(C_6H_8O_6)$, $n(I_2)_{\text{total}}$ et la quantité de thiosulfate de sodium versée à l'équivalence $n_E(S_2O_3^{2-})$ pour le dosage du diiode restant.
- d) Calculer la quantité n_1 de vitamine C pour le volume V_1 de jus et en déduire la quantité n_0 de vitamine C dans le volume total V_0 de jus de fruit.
- e) Calculer la masse m de vitamine C, en **g** puis en **mg**, dans la totalité du jus de fruit. Comparer avec le résultat obtenu lors du titrage direct.

TP Spé
Chim n°3

Titrage de la vitamine C



• paillasse élève:

- 2 burettes graduées 25 mL + support
- 1 erlenmeyer 125 mL
- 1 agitateur magnétique + barreau aimanté
- 2 pipettes jaugées 10,0 mL + pipeteur
- verre à pied poubelle
- 1 éprouvette graduée 100 mL
- 1 appareil de filtration simple (support + entonnoir) + gaze
- 2 pots en verre pour transvasements

- eau distillée
- flacon thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ à $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- flacon solution de I_2 à $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- thiodène solide + spatule

- 2 citrons ou 2 oranges
- couteau économe + presse agrume

• paillasse prof: réserves

- flacon thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ à $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- flacon solution de I_2 à $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$