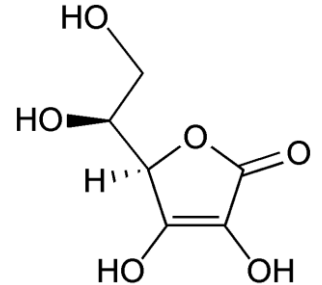


**OBJECTIFS**

- Savoir titrer la vitamine C par oxydoréduction dans les fruits par titrage direct puis découvrir la méthode de dosage indirect, aussi appelée « dosage en retour ».

**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.
- 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.



**Données :** couples oxydant/réducteur :  $I_2/I^-$  -  $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$  -  $C_6H_6O_6/C_6H_8O_6$

**II. TITRAGE DIRECT DE LA VITAMINE C****a. Principe du titrage direct**

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

**b. Titrage direct de la vitamine C**

- Presser une orange puis filtrer le jus à l'aide de coton. 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 deux gouttes d'empois d'amidon.
- Remplir une burette graduée avec la solution de diiode de concentration  $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- Titrer la vitamine C. **Faire deux dosages concordants**. Noter le volume équivalent  $V_{2E}$ .

**c. Exploitation des résultats**

1. *Faire le schéma du montage.*
2. *Écrire l'équation de la réaction. En déduire une relation sur les quantités de matières mises en jeux à l'équivalence.*
3. *Calculer la quantité  $n_1$  de vitamine C présente dans le prélèvement titré.*
4. *En déduire la quantité  $n_0$  de vitamine C dans le jus de fruit.*
5. *Déterminer la masse  $m$  de vitamine C contenue dans le jus de fruit en **g** puis en **mg**.*
6. *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 ?*

### III. TITRAGE INDIRECT DE LA VITAMINE C

#### a. Principe du titrage indirect

- Un volume connu de jus de fruit contenant de la vitamine C, réagit avec une **quantité connue de diiode en EXCÈS**. La **TOTALITÉ de la vitamine C** réagit avec le diiode en excès et le **diiode RESTANT** est titré par une solution de thiosulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

#### b. Titration

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

#### c. Exploitation des résultats

7. Écrire : - l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre  $\text{I}_2$  et  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$   
- l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre  $\text{I}_2$  et  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
8. Écrire une relation entre :  $n(\text{I}_2)_{\text{total}}$  quantité totale de diiode introduite dans l'erlenmeyer ;  
 $n(\text{I}_2)_{\text{vit C}}$  quantité de diiode ayant réagi avec la vitamine C ;  
 $n(\text{I}_2)_{\text{restant}}$  quantité de diiode restante.
9. En déduire une relation entre la quantité de vitamine C contenue dans le prélèvement  $n_1(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)$ ,  $n(\text{I}_2)_{\text{total}}$  et la quantité de thiosulfate de sodium versée à l'équivalence  $n_E(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})$  pour le dosage du diiode restant.
10. 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.
11. 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.