

EXERCICE 1
La vitamine C

Partie 1 : Solubilité de la vitamine C

1.1.

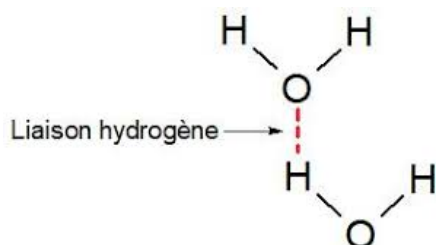
Liposolubles : espèces solubles dans les graisses

Hydrosolubles : espèces solubles dans l'eau

1.2.

Les vitamines liposolubles sont stockées dans le foie et dans les tissus adipeux.

1.3.



1.4.

D'après le document 3 : Une liaison hydrogène peut s'établir entre un atome d'hydrogène lié par covalence à un atome très électronégatif (comme le fluor F, l'oxygène O ou l'azote N), et un atome aussi très électronégatif.

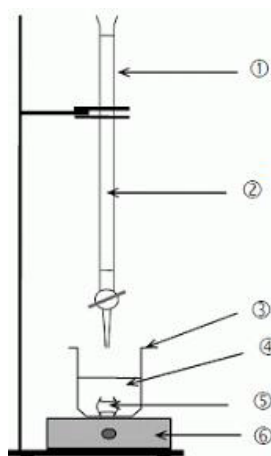
La vitamine C possède des atomes d'hydrogènes liés à des atomes d'oxygènes, ils peuvent donc former des liaisons hydrogènes avec les atomes d'oxygènes de l'eau.

Ainsi, la vitamine C est hydrosoluble.

Partie 2 : De la vitamine C dans un jus d'orange

2.

1	burette graduée
2	réactif titrant
3	bécher
4	réactif à titrer
5	barreau aimanté
6	agitateur magnétique



3.

Le DCPIP est un réactif titrant de couleur rose. La vitamine C et les produits de la réaction sont incolores. Avant l'équivalence, le DCPIP est le réactif limitant, il est totalement consommé : la solution est incolore.

Après l'équivalence, le DCPIP est en excès: la solution est rose.

Ainsi, à l'équivalence du titrage la solution passe de l'incolore au rose.

4.

$$C_{\text{DCPIP}} \times V_E = C_{\text{Vit C,F}} \times V_J$$

$$C_{\text{Vit C,F}} \times V_J = C_{\text{DCPIP}} \times V_E$$

$$C_{\text{Vit C,F}} = \frac{C_{\text{DCPIP}} \times V_E}{V_J}$$

$$C_{\text{Vit C,F}} = \frac{1,0 \times 10^{-3} \times 10,0 \times 10^{-3}}{5,0 \times 10^{-3}}$$

$$C_{\text{Vit C,F}} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

5.

$$C_{\text{m(Vit C,F)}} = C_{\text{Vit C,F}} \times M_{\text{Vit C}}$$

$$C_{\text{m(Vit C,F)}} = 2,0 \times 10^{-3} \times 176$$

$$C_{\text{m(Vit C,F)}} = 0,352 \text{ g. L}^{-1}$$

$$C_{\text{m(Vit C,F)}} = 352 \text{ mg. L}^{-1}$$

Ainsi, la concentration en masse $C_{\text{m(Vit C, F)}}$ de vitamine C dans le jus frais est voisine de $350 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

6.1.

$$\frac{C_{\text{m(Vit C,F)}}}{C_{\text{m(Vit C,P)}}} = \frac{350}{56} = 6,25$$

La concentration en masse de vitamine C dans le jus pasteurisé $C_{\text{m(Vit C, P)}} = 56 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ est 6 fois inférieure à la concentration en masse de vitamine C dans le jus frais $C_{\text{m(Vit C, F)}} = 350 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

6.2.

D'après le document 2, il faut apport journalier moyen de 100 mg.

$$C_{\text{m(Vit C,P)}} = \frac{m}{V}$$

$$C_{\text{m(Vit C,P)}} \times V = m$$

$$V = \frac{m}{C_{\text{m(Vit C,P)}}$$

$$V = \frac{100}{56}$$

$$V = 1,79 \text{ L}$$

Un volume $V=1,79\text{L}$ de jus d'orange pasteurisé est nécessaire pour couvrir les besoins journaliers en vitamine C indiqués dans le document 2.

6.3.

Il est impossible de boire tous les jours près de 2L de jus d'orange. Il faut donc compter sur la consommation de fruits frais pour l'apport de vitamine C.