

dosage de la vitamine C

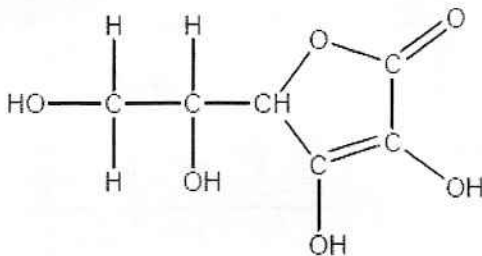
Document 1 : Le stockage des vitamines dans l'organisme

Les vitamines sont des molécules organiques indispensables au bon fonctionnement de l'organisme. Dans la plupart des cas, notre organisme est incapable de les synthétiser et elles sont apportées par l'alimentation. Au nombre de treize, elles se répartissent en deux catégories :

- les vitamines liposolubles qui peuvent être stockées par l'organisme. Ce sont les vitamines A, D, E et K.
- les vitamines hydrosolubles qui ne sont pas stockées de manière prolongée et qui, en excès, sont rejetées dans les urines. C'est le cas de la vitamine C et des vitamines du groupe B.

Document 2 : L'apport de la vitamine C dans l'alimentation

La formule chimique brute de la vitamine C (acide ascorbique) est : $C_6H_8O_6$



La vitamine C se trouve essentiellement dans les végétaux frais, les fruits frais, particulièrement dans les agrumes et les légumes verts. Un bon apport alimentaire doit suffire à couvrir les besoins quotidiens. On peut les compléter soit avec des extraits de fruits (cynorhodon, acérola, kiwi), soit avec de la vitamine de synthèse de façon à atteindre un apport journalier moyen de 100 mg. Cette vitamine très instable est détruite par la chaleur et par l'exposition à l'air.

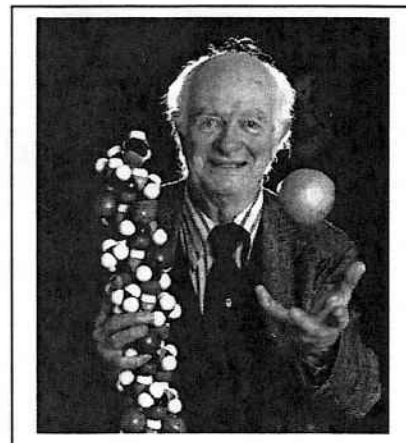
La vitamine C :

- Participe activement aux défenses anti-oxydantes, c'est-à-dire, lutte contre les radicaux libres et favorise la récupération.
- Intervient dans le métabolisme énergétique en favorisant le stockage de Glycogène.
- Conditionne l'absorption du fer et de nombreux minéraux
- Participe à la synthèse de nombreuses hormones, des tissus cellulaires, du collagène.

Pourtant la vitamine C n'est pas synthétisée naturellement par l'organisme et doit être apportée par l'alimentation.

Toutefois, le principal danger de la vitamine C chez le sportif par exemple, repose sur ses effets pro oxydatifs, si elle est apportée en excès, ce qui nuit aux capacités de récupération, et de régénération cellulaire.

Lauréat du Prix Nobel de chimie en 1954, puis du prix Nobel de la Paix en 1962, Linus Pauling fût tout à la fois scientifique américain qui a découvert la structure des protéines, obtenu des avancées significatives sur la structure ADN et popularisé les bienfaits de la vitamine C.

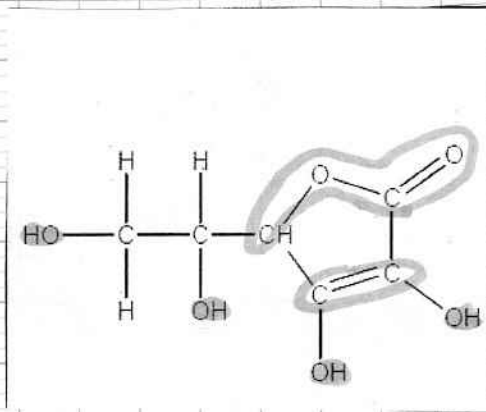


L'ANC en vitamine C (Apports Nutritionnels Conseillés de la population française) est de 100 mg/jour, augmentés jusqu'à 200 à 300 mg pour les sportifs à haute dépense énergétique.

Les suppléments de l'ordre de 500 mg voir 1 g de vitamine C sont donc complètement inadaptés, et n'aboutissent qu'à l'élimination urinaire de la prise.

Attention, toutefois, la vitamine C est détruite par les tanins (thé, café), l'alcool, le tabac, mais également la lumière. Ceci conditionne le mode de préparation des aliments, ainsi que les conditionnements de certains produits tels que les jus de fruits (préférer les bouteilles plastiques opaques aux UV ou les emballages cartonnés).

I Etude théorique

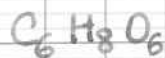


La vitamine C a pour nom officiel acide ascorbique.

C'est une molécule polyfonctionnelle. J'identifie

groupe	nom	famille
-OH	Hydroxyle	Alcool
C=C	Double liaison	Alcène
$\begin{array}{c} \text{C} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array} - \text{O} - \text{C}$	Carboxyle	Ester

Sa formule brute est:



Sa masse molaire est:

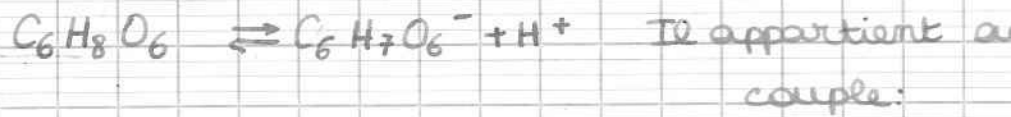
$$M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{H}} = 1,0 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned} M &= 6 \times M_{\text{C}} + 8 \times M_{\text{H}} + 6 \times M_{\text{O}} \\ &= 6 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 6 \times 16,0 \\ &= 176,0 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

L'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ est acide. Il est donc capable de céder un proton H^+



II Approche expérimentale

• Objectifs

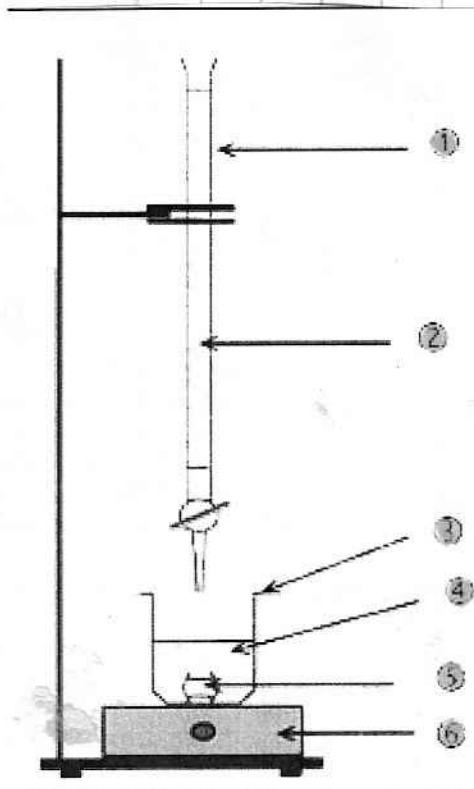
Au laboratoire, les laborantines ont préparé un litre $V = 200$ ml d'une solution notée S par dissolution d'un comprimé de vitamine C 500 mg. Je veux vérifier la concentration en vitamine C de cette solution S.

Comment?

Je vais utiliser un dosage pH-métrique.

• Dispositif

Je réalise le montage suivant:



① burette

② solution titrante de soude Na^+ de concentration $C_b = 1,00 \times 10^{-2}$

③ bēcher

④ solution titrée: solution S avec volume $V_a = 10,0$ ml

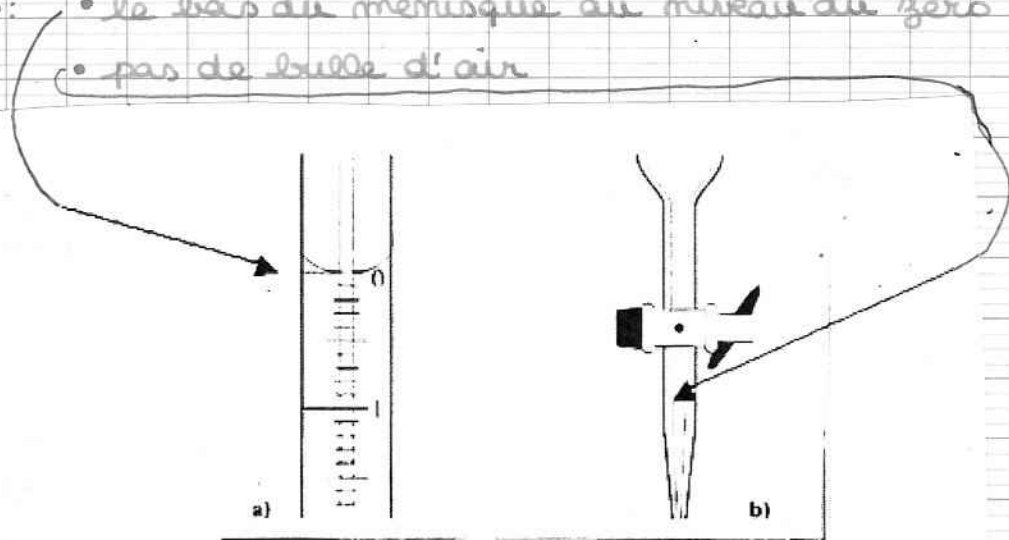
⑤ barreau magnétique

⑥ agitateur.

Remarque 1

Lorsque je remplis la burette, je dois vérifier deux choses:

- le bas du ménisque au niveau du zéro
- pas de bulle d'air



Remarque 2

Pour verser précisément un volume $V_a = 10,0 \text{ ml}$ la solution S dans le bécher, j'utilise une pipette jaugée.

Remarque 3

Indicateurs colorés

Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Vert de Bromocrésol	Jaune	3,8 - 5,4	Bleu
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
Rouge de crésol	Jaune	7,2 - 8,8	Rouge
Phénolphtaléine	Incolore	8,2 - 10,0	

Un indicateur coloré est une espèce chimique qui change de couleur en fonction de la valeur du pH.

On rajoute dans le bécher 3 gouttes de rouge

de Crésol et j'observe que la solution devient jaune

Remarque 4

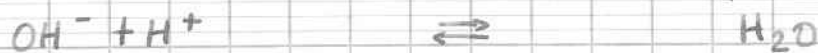
Je rajoute à la burette la solution de soude jusqu'à observer un changement de couleur du jaune au rouge.

J'observe un changement de couleur pour $v_b = 14,5$ ml

III Exploitation des mesures

• Equation du dosage

Au cours du dosage de l'acide oxalique $C_6H_8O_6$, on a apporté à la burette les ions hydroxyde OH^-



• Equivalence

L'équivalence est l'instant du dosage où il y a le changement de couleur. On peut alors écrire

$$n(C_6H_8O_6) = n(OH^-)$$

$$C_a \times V_a = C_b \times V_b$$

$$C_a \times 10,0 = 1,0 \times 10^{-2} \times 14,5$$

$$\text{donc } C_a = (1,0 \times 10^{-2} \times 14,5) / 10 = 1,45 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

• Je peux calculer la concentration en masse
 $C_m = C \times M = 1,45 \times 10^{-2} \times 176 = 2,55 \text{ g/L}$
Cela signifie que 1 litre de solution S contient
2,55 grammes de vitamine C.

• Je peux calculer la masse de vitamine C contenue
dans 200 mL

$$m = C_m \times V = 2,55 \times 200 \times 10^{-3} \\ = 5,1 \times 10^{-1} \text{ g} = 510 \text{ mg}$$

Conclusion

L'indication sur la boîte "vitamine C 500" veut
dire qu'un comprimé contient 500 mg de vitamine
pure.

Question: Vaut-il mieux manger des fruits pour
apporter de la vitamine C contenue dans un comprimé?

Fruit	masse de vitamine C dans 100 g de fruit
Goyave	250 mg
Cassis	de 130 à 180 mg
Groseille	120 mg
Agrume (orange, citron ...)	de 40 à 60 mg
Fraise	60 mg
Tomate	30 mg

Une orange a une masse
en moyenne de 200 g et
contient d'après le tableau
100 g de vitamine C

→ Pour avoir le même apport en vitamine C que
mon comprimé, il me faut manger 5 oranges.

→ Pour une cure de vitamine C, il vaut mieux
prendre les comprimés, mais pour le plaisir il vaut
mieux choisir les oranges.

Remarque

Pour déterminer le volume qu'il faut verser à la burette, j'ai utilisé la méthode du changement de couleur, mais il y a une seconde méthode: la méthode des tangentes.

