

# TP DOSAGE DE LA VITAMINE C CONTENUE DANS UN JUS DE FRUIT

## Produits :

Jus de citron fraîchement pressé ; jus d'orange fraîchement pressé  
 Solution de  $I_2$  à  $c_1=5,0 \cdot 10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$   
 Solution de  $S_2O_3^{2-}$  à  $c_2=5,0 \cdot 10^{-3} \text{mol.L}^{-1}$   
 Empois d'amidon

## Matériel :

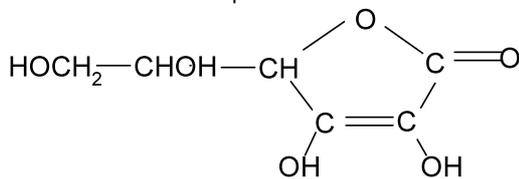
1 burette graduée  
 2 pipettes jaugées (5 et 10mL) et pipeteur  
 1 erlenmeyer de 100mL  
 1 agitateur magnétique  
 1 bécher de 100mL

## But

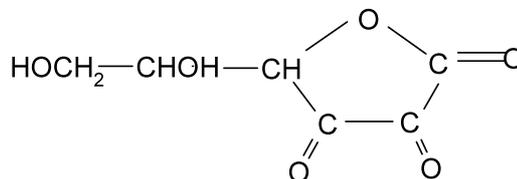
On veut mesurer par titrage la concentration en acide ascorbique contenu dans un jus de citron et dans un jus d'orange.

## I. Informations sur la vitamine C

- La vitamine C est présente dans les agrumes, des fruits et les légumes frais en quantité variable.
- Elle intervient dans l'élaboration des tissus, dans la formation des vaisseaux, des cartilages et de l'osséine des os. Elle stimule la formation des globules rouges.
- Les besoins journaliers pour un être humain sont de l'ordre de 75mg et sont augmentés dans les périodes de surmenage, de fatigue, de maladies infectieuses.
- La vitamine C s'oxyde facilement et, pour cette raison, elle est utilisée comme agent antioxydant pour la conservation de certains aliments (son nom de code est alors *E300*). L'oxydant associé est l'acide déshydroascorbique. Voici les formules brutes et semi développées de chacune des deux espèces :



acide ascorbique  $C_6H_8O_6$



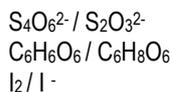
acide déshydroascorbique  $C_6H_6O_6$

## II. Principe du titrage

On ne peut titrer directement la vitamine C. Aussi procède-t-on à un dosage dit **indirect** dont le principe est le suivant :

- La vitamine C contenue dans un échantillon de jus de citron est mise en présence d'une quantité de diiode ( $I_2$ ) connue. Le diiode est le réactif en excès. Dans ces conditions la totalité de la vitamine C est oxydée (réactif limitant), puis on titre le diiode en excès restant par une solution titrante de thiosulfate ( $S_2O_3^{2-}$ ).

Les différents couples rédox mis en jeu sont :



## III. Mode opératoire

- Presser un citron (ou une orange) et filtrer le jus à travers une gaze
- Prélever  $V_0=5\text{mL}$  de ce jus et les introduire dans l'erlenmeyer.
- Ajouter ensuite  $V_1=10\text{mL}$  de solution de diiode et mélanger.
- Remplir la burette avec la solution de thiosulfate et ajuster au zéro.
- Attendre environ 5 minutes.
- Rajouter 4 gouttes d'empois d'amidon dans l'erlenmeyer puis procéder au titrage de l'excès de diiode par le thiosulfate. Arrêter l'ajout de thiosulfate dès que la solution se décolore. Noter alors le volume versé  $V_{2E}$ .

## IV. Interprétation et exploitations des mesures

- Ecrire les demi équations puis l'équation de la réaction entre la vitamine C et le diiode.
- Faire de même pour la réaction entre le diiode et les ions thiosulfate (équation du titrage).
- On appelle  $n_0$  la quantité de vitamine C contenu dans les  $V_0=5\text{mL}$  de jus de citron. On appelle  $n_1$  la quantité de diiode introduite au départ. On appelle  $n_{2E}$  la quantité de thiosulfate nécessaire au dosage de l'excès de diiode.
  - Etablir la relation entre  $n_0$ ,  $n_1$  et  $n_{2E}$ .
  - Etablir la relation entre  $c_0$ ,  $c_1$ ,  $c_2$ ,  $V_0$ ,  $V_1$  et  $V_{2E}$ .
- Calculer la concentration en vitamine C du jus de citron, soit  $c_0$ . En déduire la concentration massique (ou titre)  $t_0$  (en  $\text{mg.L}^{-1}$ ).
- Faire de même pour la concentration molaire volumique  $c'_0$  et la concentration massique volumique  $t'_0$  du jus d'orange.
- Quel devrait être le volume minimal de jus de citron ou de jus d'orange que l'on devrait ingérer si l'on voulait couvrir les besoins journaliers d'un être humain (en supposant que ce soit le seul mode d'apport de vitamine C) ?

## Données :

$I_2 / I^-$	$E^\circ = 0,54 \text{ V}$
$S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$	$E^\circ = 0,08 \text{ V}$
ADA / AA	$E^\circ = 0,13 \text{ V}$

Corrigé du TP « **Titration en retour de l'acide ascorbique (vitamine C)** »

**Résultats des mesures**

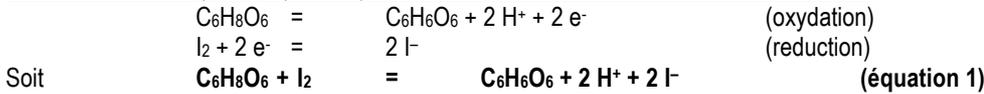
Pour le jus d'orange on trouve  
 Pour le jus de citron on trouve

$$V_{2E} = 12,4 \text{ mL}$$

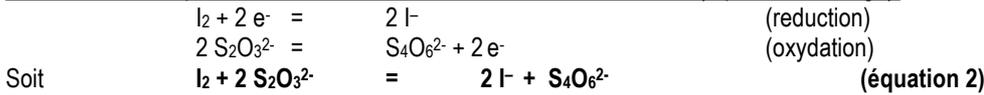
$$V_{2E} = 13,3 \text{ mL}$$

**F. Interprétation et exploitations des mesures**

1. Ecrire les demi équations puis l'équation de la réaction entre la vitamine C et le diiode.



2. Faire de même pour la réaction entre le diiode et les ions thiosulfate (équation du titrage).



3. On appelle  $n_0$  la quantité de vitamine C contenu dans les  $V_0=5\text{mL}$  de jus de citron. On appelle  $n_1$  la quantité de diiode introduite au départ. On appelle  $n_{2E}$  la quantité de thiosulfate nécessaire au dosage de l'excès de diiode.

✚ Etablir la relation entre  $n_0$ ,  $n_1$  et  $n_{2E}$ .

Dans la première réaction le réactif en excès est le diiode, donc la totalité de la vitamine C disparaît, soit  $n_0$  mole, alors que seulement une égale quantité soit  $n_0$  mole de diiode est consommé sur les  $n_1$  moles introduites. La quantité de matière de diiode restant en excès dans le mélange est donc égale à  $n_1 - n_0$ .

C'est cette quantité de diiode qui va être titrée avec le thiosulfate lors de la deuxième réaction. A l'équivalence de ce 2<sup>ème</sup> titrage on doit introduire les réactifs dans les proportions stoechiométriques soit deux fois plus de thiosulfate (ici  $n_{2E}$ ) que de diiode. On peut donc ici écrire que :

$$n_{2E} = 2(n_1 - n_0)$$

✚ Etablir la relation entre  $c_0$ ,  $c_1$ ,  $c_2$ ,  $V_0$ ,  $V_1$  et  $V_{2E}$ .

On a  $n_0 = c_0 \cdot V_0$  (où  $c_0$  est la concentration molaire en vitamine C du jus)  
 $n_1 = c_1 \cdot V_1$   
 $n_{2E} = c_2 \cdot V_{2E}$

Donc la relation entre ces différentes grandeurs sera :

$$c_2 \cdot V_{2E} = 2(c_1 \cdot V_1 - c_0 \cdot V_0)$$

4. Calculer la concentration en vitamine C du jus de citron, soit  $c_0$ . En déduire la concentration massique (ou titre)  $t_0$  (en  $\text{mg.L}^{-1}$ ).

D'après l'équation précédente on peut écrire que  $c_0 = \frac{2c_1 \cdot V_1 - c_2 \cdot V_{2E}}{2V_0}$

$$\text{Soit } c'_0 = \frac{2 \times 5,00 \cdot 10^{-3} \times 10,0 - 5,00 \cdot 10^{-3} \times 13,3}{2 \times 5,0} = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

La concentration massique correspondantes est alors  $t_0 = c_0 \cdot M_{\text{vitamine C}}$  avec  $M_{\text{vit}} = 176 \text{ g.mol}^{-1}$ .

$$\text{Soit } t'_0 = 3,4 \cdot 10^{-3} \times 176 = \mathbf{0,60 \text{ g.L}^{-1} \text{ ou environ } 600 \text{ mg.L}^{-1}}$$

5. Faire de même pour la concentration molaire volumique  $c'_0$  et la concentration massique volumique  $t'_0$  du jus d'orange.

$$\text{Soit } c_0 = \frac{2 \times 5,00 \cdot 10^{-3} \times 10,0 - 5,00 \cdot 10^{-3} \times 12,4}{2 \times 5,0} = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

La concentration massique correspondantes est alors

$$t_0 = 3,8 \cdot 10^{-3} \times 176 = \mathbf{0,67 \text{ g.L}^{-1} \text{ ou environ } 670 \text{ mg.L}^{-1}}$$

6. Quel devrait être le volume minimal de jus de citron ou de jus de pamplemousse que l'on devrait ingérer si l'on voulait couvrir les besoins journaliers d'un être humain (en supposant que ce soit le seul mode d'apport de vitamine C)

$$\text{Faisons le calcul avec le jus d'orange : } V_{\text{orange}} = \frac{1000 \times 75}{670} = \mathbf{112 \text{ mL de jus d'orange}}$$