

Corrigé de l'exercice 15 p 76

Énoncé :

15 Résolution de problème → Fiche 1, p. 359

Titrage indirect de la vitamine C

Construire les étapes d'une résolution de problème.

- Comparer la masse de vitamine C contenue dans un jus de fruit à celle d'un comprimé.

A La vitamine C

La vitamine C, de formule brute $C_6H_8O_6$, est le nom donné à l'acide ascorbique. La vitamine C est synthétisée par de nombreux êtres vivants, mais pas par l'être humain qui doit donc la trouver dans son alimentation, notamment dans les fruits. Un comprimé de « vitamine C 500 » contient 500 mg de vitamine C.



B Principe du titrage indirect de la vitamine C

- Une quantité n_1 de vitamine C réagit avec une quantité connue de diiode en excès notée $n_{\text{excès}}(I_2)$. Le diiode restant est titré par une solution de thio-sulfate de sodium.
- On presse deux oranges : on obtient un volume $V_0 = 88,0$ mL de jus de fruit. Dans un erlenmeyer, on verse un volume $V_1 = 10,0$ mL de jus de fruit. On ajoute dans l'erlenmeyer un volume $V_2 = 15,0$ mL d'une solution de concentration $C_2 = 4,70 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en diiode. Le diiode restant est dosé par une solution de thiosulfate de sodium de concentration $C_3 = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}(\text{aq})$. Le volume versé à l'équivalence du titrage est $V_E = 13,0$ mL.

Données

- Couples rédox : $C_6H_6O_6(\text{aq}) / C_6H_8O_6(\text{aq})$; $I_2(\text{aq}) / I^-(\text{aq})$; $S_4O_6^{2-}(\text{aq}) / S_2O_3^{2-}(\text{aq})$.
- Masse molaire de la vitamine C : $M = 176,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- La réaction entre la vitamine C et le diiode est totale.

Corrigé :

15 Résolution de problème Titration indirecte de la vitamine C

Pistes de résolution

S'approprier

- La vitamine C est contenue dans des oranges ou des comprimés.
- La vitamine C contenue dans une solution réagit avec une solution de diiode.
- Une solution de diiode peut être dosée par une solution de thiosulfate de sodium.

Analyser

- La vitamine C réagit avec le diiode. Si le diiode est versé en excès dans une solution contenant de la vitamine C, il reste du diiode quand la réaction avec la vitamine C est terminée.
- Si le diiode est versé en excès dans une solution contenant de la vitamine C, le diiode restant peut-être dosé avec une solution de thiosulfate de sodium.
- La quantité de diiode, déterminée par dosage avec la solution de thiosulfate de sodium permet de déterminer la quantité de vitamine C dans la solution initiale.

Réaliser

- Écrire l'équation de réaction de la vitamine C avec le diiode et l'équation de la réaction du diiode avec les ions thiosulfate.
- Écrire la relation entre les quantités mises en jeu dans les réactions précédentes.
- Écrire la relation entre les différentes quantités de diiode intervenant dans le problème.
- Calculer une masse à partir d'une quantité de matière.

Valider

- Comparer la masse obtenue avec la masse de vitamine C contenue dans un comprimé de « vitamine C 500 ».

Étapes de résolutions proposées

1^{re} étape : Bien comprendre la question posée

1. La vitamine C est présente dans un jus d'orange.
2. Le dosage de la vitamine C d'un jus d'orange permet de déterminer la masse de vitamine C dans le jus et de comparer avec la masse contenue dans un comprimé.

2^e étape : Lire et comprendre les documents

1. Les fruits, en particulier, contiennent de la vitamine C
2. Un comprimé de vitamine C 500 contient 500 mg de vitamine C.
3. La vitamine C réagit avec le diiode. Si le diiode est versé en excès, le diiode restant peut-être dosé par une solution de thiosulfate de sodium.
4. Le dosage de la vitamine C va être réalisé dans un jus d'orange afin de comparer la masse de vitamine C contenue dans le jus de deux oranges et dans un comprimé de « vitamine C 500 ».

3^e étape : Dégager la problématique

Déterminer la masse de vitamine C contenue dans le jus de deux oranges et comparer avec la masse de vitamine C contenue dans un comprimé de vitamine C 500 (500 mg).

4^e étape : Construire la réponse

- Écrire l'équation de la réaction de la vitamine C avec le diiode.
- Dédire, de la relation à l'équivalence, la relation entre la quantité initiale de vitamine C et la quantité de diiode ayant réagi.
- Écrire l'équation de la réaction du diiode avec l'ion thiosulfate.
- En déduire la quantité de diiode $n_{\text{excès}}(\text{I}_2)$ ayant réagi avec les ions thiosulfate.

- Calculer la quantité de diiode initialement versée.
- Déduire la quantité de diiode ayant réagi avec la vitamine C puis la quantité de vitamine C présente dans le volume de jus d'orange dosé.
- Déterminer la masse de vitamine C dans le jus de deux oranges.
- Comparer à 500 mg, masse de vitamine C contenue dans un comprimé de « vitamine C 500 ».

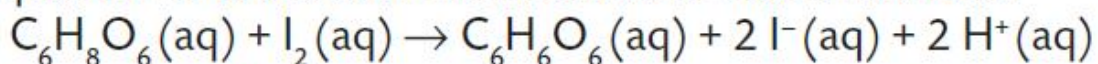
5^e étape : Rédiger la réponse en trois paragraphes

- **Présenter le contexte et introduire la problématique.**

Les oranges contiennent de la vitamine C. Mais il est possible aussi d'en consommer en prenant des comprimés de vitamine C. La masse de vitamine C contenue dans le jus de deux oranges est-il comparable à la masse de vitamine C apportée par un comprimé de « vitamine C 500 ».

- **Mettre en forme la réponse.**

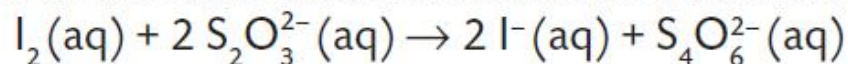
– Équation de la réaction de la vitamine C avec le diiode :



– Quantité de diiode ayant réagi avec la vitamine C $n_{\text{réagit}}(\text{I}_2)$:

$$n_0(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = n_{\text{réagit}}(\text{I}_2)$$

– Équation de la réaction du diiode avec les ions thiosulfate :



– Quantité de diiode $n_{\text{excès}}(\text{I}_2)$ ayant réagi avec les ions thiosulfate :

$$\frac{n_{\text{excès}}(\text{I}_2)}{1} = \frac{n_{\text{E}}(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2} = \frac{C_3 \times V_{\text{E3}}}{2} = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \times 13,0 \cdot 10^{-3}}{2}$$
$$= 3,25 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

– Quantité de diiode initiale :

$$n_{\text{initial}}(\text{I}_2) = C_2 \times V_2 = 4,70 \cdot 10^{-3} \times 15,0 \cdot 10^{-3} = 7,05 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

$$\text{Or: } n_{\text{initial}}(\text{I}_2) = n_{\text{réagi}}(\text{I}_2) + n_{\text{excès}}(\text{I}_2)$$

$$\text{Donc } n_{\text{réagi}}(\text{I}_2) = n_{\text{initial}}(\text{I}_2) - n_{\text{excès}}(\text{I}_2) = n_0(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)$$

$$= 7,05 \times 10^{-5} - 3,25 \times 10^{-5} = 3,80 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

– Quantité de vitamine C contenue dans le jus de deux oranges :

$$n_{\text{jus}}(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 3,80 \times 10^{-5} \times \frac{88,0}{10,0} = 3,34 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

– Masse de vitamine C dans le jus de 2 oranges :

$$m_{\text{jus}}(\text{vitamine C}) = n_{\text{jus}}(\text{vitamine C}) \times M$$

$$= 3,34 \cdot 10^{-4} \times 176,0 = 5,89 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 58,9 \text{ mg.}$$

• **Conclure et introduire, quand c'est possible, une part d'esprit critique.**

Donc le jus de 2 oranges contient environ 8 à 9 fois moins de vitamine C qu'un comprimé de « vitamine C 500 ».