

Dosage du dioxyde de soufre dans le cidre

Le dioxyde de soufre SO_2 est un composé antioxydant et antiseptique que l'on ajoute dans certains cidres pour renforcer leur stabilité. La législation limite à 150 mg par litre de cidre la teneur en SO_2 .

On dose le SO_2 contenu dans un cidre selon le protocole suivant :

- Introduire dans un erlenmeyer de 250 mL :

- le volume $V_1 = 100$ mL de cidre dégazé de concentration C_1 en SO_2 ;
- quelques gouttes d'acide sulfurique concentré ;
- quelques gouttes d'empois d'amidon.

- Verser à l'aide d'une burette graduée une solution aqueuse de diiode I_2 de concentration molaire $C_2 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

- Noter le volume V_2 de solution de diiode versé à l'apparition d'une coloration violette persistante. L'équivalence est obtenue pour un volume versé $V_2 = 8,6$ mL.

On donne les caractéristiques des couples oxydant/réducteur :

Couple	Potentiel standard E° (V)
I_2/I^-	0,62
$\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$	0,17

1. Écrire les équations des deux demi-réactions d'oxydoréduction mises en jeu.
2. En déduire l'équation de la réaction de dosage.
3. Montrer qu'à l'équivalence, on a la relation $C_1 V_1 = C_2 V_2$.
4. Préciser le rôle de l'empois d'amidon.
5. Calculer C_1 .
6. En déduire la concentration massique C_m en SO_2 (exprimer le résultat en mg.L^{-1}).
7. Indiquer si la teneur en SO_2 de ce cidre est conforme à la législation.

Rappel : correspondance entre le gramme et le milligramme : 1 g = 1000 mg.

1. La réaction du dosage implique le diiode I_2 , oxydant le plus fort, et le dioxyde de soufre SO_2 , réducteur le plus fort. La réaction est donc spontanée.

L'équation de demi-réaction de la réduction est : $\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$.

L'équation de demi-réaction de l'oxydation est : $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^-$.

2. L'équation de la réaction de dosage est alors : $\text{I}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{I}^- + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+$.

3. À l'équivalence, les réactifs I_2 et SO_2 ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques. On peut écrire alors que :

$$\frac{n(\text{SO}_2)_{\text{initial}}}{1} = \frac{n(\text{I}_2)_{\text{équivalence}}}{1} \text{ soit } C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2.$$

4. Dans les dosages impliquant le diiode, on utilise l'empois d'amidon qui donne une coloration bleue violette en présence de diiode. Cela permet de mieux visualiser le changement de coloration du milieu réactionnel, et donc de mieux détecter l'équivalence.

5. D'après la relation obtenue à la question 3, on en déduit que : $C_1 = \frac{C_2 \times V_2}{V_1}$.

$$\text{Application numérique : } C_1 = \frac{5,0 \times 10^{-3} \times 8,6}{100} = 4,3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.$$

6. La concentration massique en SO_2 correspondante est : $C_m = C_1 \times M(\text{SO}_2)$

avec $M(\text{SO}_2) = M(\text{S}) + 2 \times M(\text{O}) = 32,1 + 2 \times 16,0 = 64,1 \text{ g.mol}^{-1}$.

D'où : $C_m = 4,3 \times 10^{-4} \times 64,1 = 2,8 \times 10^{-2} \text{ g.L}^{-1}$ soit $C_m = 28 \text{ mg.L}^{-1}$.

7. La teneur en SO_2 de ce cidre est inférieure à 150 mg.L^{-1} . Ce cidre est donc bien conforme à la législation.