

1. Dosage du dioxyde de soufre dans le vin.

1.1. (0,5 pt couleurs + 0,5 pt justification) Pour $V < V_E$, le diiode I_2 versé est totalement consommé dès son ajout. La solution reste vert pâle.

Pour $V \geq V_E$, il n'y a plus de SO_2 dans le milieu réactionnel, le diiode ajouté devient en excès ; il colore la solution en violet foncé.

On repère l'équivalence par le changement de couleur de vert pâle à violet foncé.

1.2. (0,5 pt) À l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation du dosage : $I_{2(aq)} + SO_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2I^-_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)} + 4H^+_{(aq)}$

Ainsi : $n_1(SO_2) = n_E(I_2)$

Soit $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_E$

$$C_1 = \frac{C_2 \cdot V_E}{V_1}$$

(0,5 pt) $C_1 = \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 6,28}{20} = 3,14 \times 10^{-3} \text{ mol} \times L^{-1}$

Concentration massique C_{mexp} en dioxyde de soufre :

$$C_{mexp} = C_1 \times M_{(SO_2)}$$

$$C_{mexp} = 3,14 \times 10^{-3} \times (32,1 + 2 \times 16,0) = \mathbf{0,201 \text{ g.L}^{-1} = 201 \text{ mg.L}^{-1}}$$

1.3. Incertitude relative : $\left(\frac{U(C_{mexp})}{C_{mexp}}\right)^2 = \left(\frac{U(V_E)}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{U(C_2)}{C_2}\right)^2$

(0,5 pt) $\frac{U(C_{mexp})}{C_{mexp}} = \sqrt{\left(\frac{0,05}{6,28}\right)^2 + \left(\frac{0,01}{1,00}\right)^2} = 0,0128 = 1,28 \%$ soit environ 1%.

Donc : $U(C_{mexp}) = 0,0128 \times 0,201 = 2,57 \times 10^{-3} \text{ g.L}^{-1} = 0,003 \text{ g.L}^{-1}$ avec 1 chiffre significatif.

on a donc : $C_{mexp} = \mathbf{(0,201 \pm 0,003) \text{ g.L}^{-1}}$, ou $C_{mexp} = \mathbf{(201 \pm 3) \text{ mg.L}^{-1}}$.

ou : $C_{mexp} - U(C_{mexp}) < C_{mexp} < C_{mexp} + U(C_{mexp})$

$$\mathbf{0,198 \text{ g.L}^{-1} < C_{mexp} < 0,204 \text{ g.L}^{-1}}$$

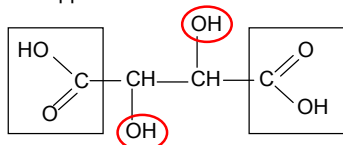
(1 pt) $\mathbf{198 \text{ mg.L}^{-1} < C_{mexp} < 204 \text{ mg.L}^{-1}}$

1.4. (1 pt) Doc. 1 Réglementation européenne : ... « La concentration massique en dioxyde de soufre ne doit pas dépasser 210 mg.L^{-1} dans un vin blanc ». Or, compte tenu de l'incertitude, la concentration massique du vin est au plus égale à 204 mg.L^{-1} . Cette concentration est donc conforme à la réglementation européenne.

2. Acidité « totale » d'un vin et acide tartrique.

2.1.1. Formule semi-développée de la molécule d'acide tartrique :

(0,25 pt)

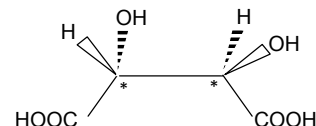


(0,5 pt)

La molécule possède deux groupes hydroxyle -OH et deux groupes carboxyle -COOH.

2.1.2. Représentation de Cram de l'acide tartrique naturel (traitée dans un prochain chapitre):

(0,5 pt)

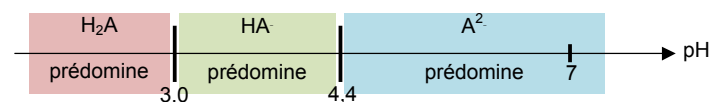


(0,25 pt) Un atome de carbone asymétrique est un atome de carbone relié à quatre atomes ou groupes d'atomes tous différents. La molécule d'acide tartrique possède deux atomes de carbone asymétriques repérés par un astérisque *.

2.2. Propriétés acido-basiques de l'acide tartrique.

2.2.1. (0,5 pt) L'acide tartrique est caractérisé par deux pK_a : $pK_a(H_2A/HA^-) = 3,0$;

$pK_a(HA^-/A^{2-}) = 4,4$. Son diagramme de prédominance présente donc trois domaines :



À $pH = 7$, $pH > pK_a(HA^-/A^{2-})$ donc l'espèce prédominante dans le mélange est la forme A^{2-} .

2.2.2. (0,5 pt) Dans ces conditions comme A^{2-} prédomine, l'équation de la réaction entre l'acide tartrique et les ions HO^- est celle qui conduit à la formation de ces ions A^{2-} : $H_2A + 2HO^- \rightarrow A^{2-} + 2H_2O$ (2)

2.3. Acidité totale d'un vin blanc.

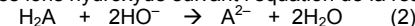
2.3.1. (0,25 pt) Le dégazage permet d'éliminer le dioxyde de carbone dissous dans le vin (gaz qui participe à son acidité) afin de ne tenir compte que de l'acidité due essentiellement à l'acide tartrique.

2.3.2. $n_{HO^-} = C \cdot V$

(0,25 pt) soit $n_{HO^-} = 0,100 \times 15,5 \times 10^{-3} = \mathbf{1,55 \times 10^{-3} \text{ mol}}$

(1 pt) Masse d'acide tartrique pouvant réagir avec cette quantité d'ions HO^- :

L'acide tartrique réagit avec les ions hydroxyde suivant l'équation de la réaction (2) :



Ainsi : $\frac{n_{H_2A}}{1} = \frac{n_{HO^-}}{2}$

comme $m_{H_2A} = n_{H_2A} \cdot M_{H_2A}$ alors $m_{H_2A} = \frac{n_{HO^-}}{2} \cdot M_{H_2A}$

$$m_{H_2A} = \frac{1,55 \times 10^{-3}}{2} \times 150$$

soit $m_{H_2A} = 7,75 \times 10^{-4} \times 150 = \mathbf{0,116 \text{ g}}$ pour 20,0 mL de vin.

(0,5 pt) Acidité totale du vin :

Pour 1 L = 1000 mL de vin, la masse d'acide tartrique serait : $\frac{0,11625 \times 1000}{20,0} = \mathbf{5,81 \text{ g}}$.

L'acidité totale du vin étudié est donc de $\mathbf{5,81 \text{ g.L}^{-1}}$.