EXERCICE I : COMPOSITION D'UN VIN (9 POINTS)

La teneur maximale en dioxyde de soufre d'un vin est imposée par une réglementation européenne. Celle-ci précise également la notion d'acidité totale en lien avec la présence d'acide tartrique dans le vin.
Dans cet exercice, on s'intéresse à la détermination de ces deux grandeurs.

Les parties 1 et 2 sont indépendantes.

Les documents utiles à la résolution sont rassemblés en fin d'exercice.

Données :

- Masses molaires atomiques :

Élément	H	C	O	N	S
M (g/mol)	1,00	12,0	16,0	14,0	32,1

- Masse molaire de l'acide tartrique, noté H_2A : $M(H_2A) = 150\ g.mol^{-1}$.

- Couples acide/base, valeurs de pKa :
  Couples du dioxyde de soufre :
  $pKa\ (SO_2, H_2O/HSO_3^-) = 1,9$; $pKa(HSO_3^-/SO_3^{2-}) = 7,2$
  Couples du dioxyde de carbone :
  $pKa(CO_2, H_2O/HCO_3^-) = 6,4$; $pKa(HCO_3^-/CO_3^{2-}) = 10,3$
  Couples de l'acide tartrique, noté H_2A :
  $pKa(H_2A/HA^-) = 3,0$; $pKa\ (HA^-/A^{2-}) = 4,4$

- En présence d'empois d'amidon, le diiode donne à une solution aqueuse une teinte violet foncé.
  Les ions iodure I^-, les ions sulfate SO_4^{2-} et le dioxyde de soufre en solution sont incolores.

1. Dosage du dioxyde de soufre dans le vin.

Un laboratoire départemental d'analyse doit déterminer la concentration de dioxyde de soufre $SO_{2(aq)}$ dans un vin blanc. Un technicien dose ce dernier à l'aide d'une solution aqueuse de diiode aqueux $I_{2(aq)}$.
Pour cela, il introduit dans un erlenmeyer, un volume $V_1 = (20,00 \pm 0,05)$ mL de vin blanc limpide très peu coloré en vert pâle, 4 mL d'acide sulfurique incolore et 1 mL d'empois d'amidon également incolore.
La solution titrante, de concentration en diiode $C_2 = (1,00 \pm 0,01)\times10^{-2}\ mol.L^{-1}$ est ensuite ajoutée jusqu'à l'équivalence repérée par le changement de couleur du milieu réactionnel.

L'équivalence est obtenue après avoir versé un volume $V_E = (6,28 \pm 0,05)$ mL de solution de diiode.

L'équation support du dosage est :

$$I_{2(aq)} + SO_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2I^-_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 4H^+_{(aq)}$$

1.1. Préciser, en justifiant, le changement de couleur qui permet de repérer l'équivalence.

1.2. Déterminer la concentration molaire C_1 en dioxyde de soufre de ce vin et en déduire que sa concentration massique C_{mexp} en dioxyde de soufre est égale à 0,201 $g.L^{-1}$.

1.3. Déterminer l'incertitude relative $\frac{\Delta C_{mexp}}{C_{mexp}}$ dont on admet que, dans les conditions de l'expérience, elle satisfait à : $\left(\frac{\Delta C_{mexp}}{C_{mexp}}\right)^2 = \left(\frac{\Delta V_E}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{\Delta C_2}{C_2}\right)^2$.

En déduire un encadrement de la concentration massique C_{mexp} obtenue par le technicien.

1.4. Cette concentration est-elle conforme à la réglementation européenne ? Justifier.

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

2.1. Molécule d'acide tartrique.

2.1.1. Écrire la formule semi-développée de la molécule d'acide tartrique, puis identifier dans cette formule les groupes fonctionnels présents.

2.1.2. Recopier la représentation de Cram de l'acide tartrique naturel puis, en justifiant, repérer le(s) carbone(s) asymétrique(s) présents s'ils existent.

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

On ajoute à une solution d'acide tartrique une solution d'hydroxyde de sodium $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ jusqu'à ce que le pH du mélange soit égal à 7.

2.2.1. Justifier, qu'à pH = 7, l'espèce chimique prédominante dans le mélange est la forme A^{2-}.

2.2.2. Choisir alors parmi les deux propositions suivantes l'équation de la réaction qui se produit dans ces conditions entre l'acide tartrique et les ions HO^-. Justifier.

$H_2A + HO^- \rightarrow HA^- + H_2O$ (1)

$H_2A + 2HO^- \rightarrow A^{2-} + 2H_2O$ (2)

2.3. Acidité totale d'un vin blanc.

Pour déterminer l'acidité totale d'un vin blanc d'appellation protégée, on introduit 20,0 mL de ce vin dans une fiole à vide et on procède au dégazage du vin. On doit alors ajouter un volume V = 15,5 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C = 0,100 $mol.L^{-1}$ à cet échantillon pour obtenir un mélange de pH = 7.

2.3.1. Quel est l'intérêt du dégazage du vin ?

2.3.2. Calculer la quantité de matière n_{HO^-} d'ions HO^- correspondante puis la masse d'acide tartrique pouvant réagir avec cette quantité d'ions HO^-.
En déduire « l'acidité totale » du vin étudié.

DOCUMENTS POUR L'EXERCICE I

Document 1 : Extrait de la réglementation sur le vin.

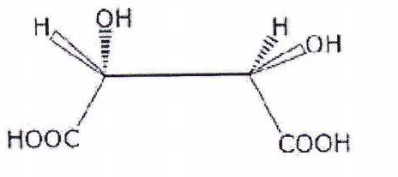
Réglementation européenne :
… « La concentration massique en dioxyde de soufre ne doit pas dépasser 210 mg.L^{-1} dans un vin blanc » …

Document 2 : L'acide tartrique

L'acide tartrique est l'acide majoritaire dans le vin. Parmi les acides faibles que peut contenir le vin, on trouve également deux gaz dissous dans l'eau dont la présence contribue à apporter de l'acidité au vin : le dioxyde de soufre et le dioxyde de carbone.

L'acide tartrique a joué un rôle important dans la découverte de la chiralité chimique. Louis Pasteur a poursuivi cette recherche en 1847 en étudiant la morphologie des cristaux de tartrate double de sodium et d'ammonium.
L'acide tartrique naturel est chiral, ce qui signifie qu'il est constitué de molécules dont l'image dans un miroir ne lui est pas superposable.

Représentation de Cram de la molécule d'acide tartrique naturel :



D'après le site www.societechimiquedefrance.fr

Document 3 : Acidité totale d'un vin.

L'acidité du vin se mesure en g/L équivalent d'acide tartrique. Sa détermination se fait en amenant le pH du vin à 7,0 par addition d'une solution d'hydroxyde de sodium $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ sur un échantillon de vin dont on a extrait le gaz carbonique. Le volume de solution d'hydroxyde de sodium ajouté permettrait de faire réagir une masse d'acide tartrique qui correspond à l'acidité totale du vin.