Contrôle d'un vin

Bac S 2015 Centres étrangers (ancien programme) · Exercice 3 **5 points** **Durée conseillée 50 min**

1.1 Quelle opération faut-il réaliser avant de mesurer l'absorbance de l'échantillon ?

Il faut « faire le blanc » : on règle le spectrophotomètre à $\lambda = 465$ nm, puis on place une cuve contenant le solvant et toutes les espèces autres que le complexe coloré, et on règle l'absorbance à zéro.

Réglage du zéro d'absorbance (le blanc) à 465 nm.

COMPRENDRE

Après le blanc, l'absorbance affichée ne provient plus que de l'espèce colorée étudiée : celle de la cuve, du solvant et des autres espèces est retranchée.

1.2 Pourquoi faut-il faire réagir les ions Fe^{3+} avec les ions thiocyanate avant le dosage spectrophotométrique ?

Les ions $Fe^{3+}(aq)$ sont orangé pâle : à faible concentration, leur solution absorbe très peu et l'absorbance mesurée serait trop petite pour être précise.

La réaction avec $SCN^-(aq)$, rapide et totale, transforme chaque ion Fe^{3+} en un ion complexe $[Fe(SCN)]^{2+}$ rouge sang, fortement absorbant. La quantité de complexe formé est égale à la quantité d'ions Fe^{3+} à doser.

On remplace une espèce peu colorée par une espèce très colorée, en même quantité : l'absorbance devient mesurable avec précision.

PIÈGE

Oublier le mot « totale ». C'est parce que la transformation est totale (thiocyanate en excès) que la concentration du complexe renseigne sur celle des ions fer.

1.3 Indiquer si la casse ferrique peut se produire pour ce vin blanc, en explicitant la démarche.

Données utiles $A = 0{,}760$ à $\lambda = 465$ nm ; courbe d'étalonnage ; casse ferrique probable au-delà de $10\ mg \cdot L^{-1}$ en élément fer

La courbe d'étalonnage est une droite passant par l'origine : l'absorbance est proportionnelle à la concentration massique t en ions Fe^{3+} (loi de Beer-Lambert), $A = k\,t$.

Avec le point $(12{,}0\ ;\ 1{,}26)$: $k = \dfrac{1{,}26}{12{,}0} = 0{,}105\ L \cdot mg^{-1}$.

Pour le vin : $t = \dfrac{A}{k} = \dfrac{0{,}760}{0{,}105} = 7{,}2\ mg \cdot L^{-1}$, valeur confirmée par lecture graphique.

Tous les ions Fe^{2+} ayant été oxydés en Fe^{3+}, cette valeur est la concentration massique totale en élément fer du vin.

$t = 7{,}2\ mg \cdot L^{-1} < 10\ mg \cdot L^{-1}$: la casse ferrique est peu probable pour ce vin.

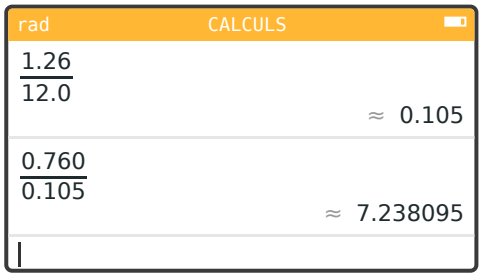
COMPRENDRE

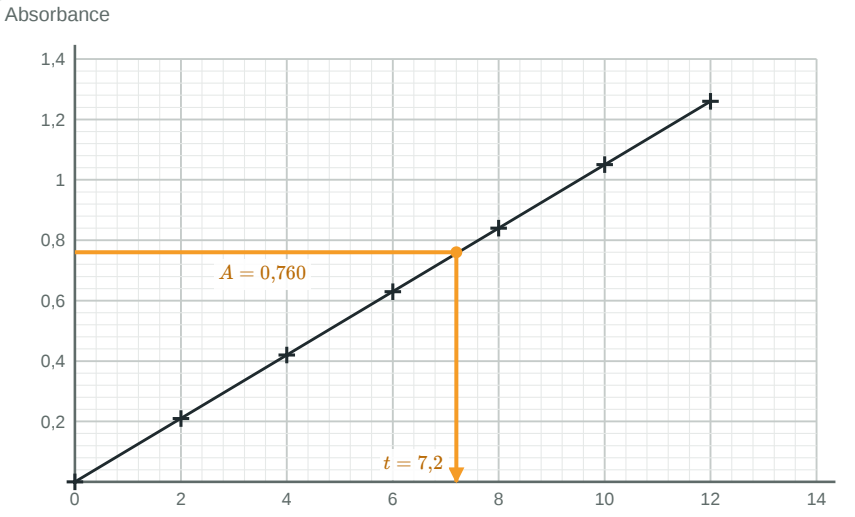
Une lecture graphique ne garantit pas mieux que deux chiffres significatifs : on écrit 7,2 et non 7,24. L'écart avec le seuil de 10 est assez grand pour conclure sans hésiter.

MÉTHODE

Dosage par étalonnage : 1) vérifier que la courbe est une droite passant par l'origine ; 2) reporter l'absorbance mesurée sur l'axe vertical ; 3) lire la concentration en abscisse ; 4) comparer à la norme.

À LA CALCULATRICE





1.3 · Courbe d'étalonnage du sujet, avec la lecture pour le vin

2.1 Faire un schéma annoté du montage de titrage et préciser la verrerie à utiliser pour prélever le volume V de vin.

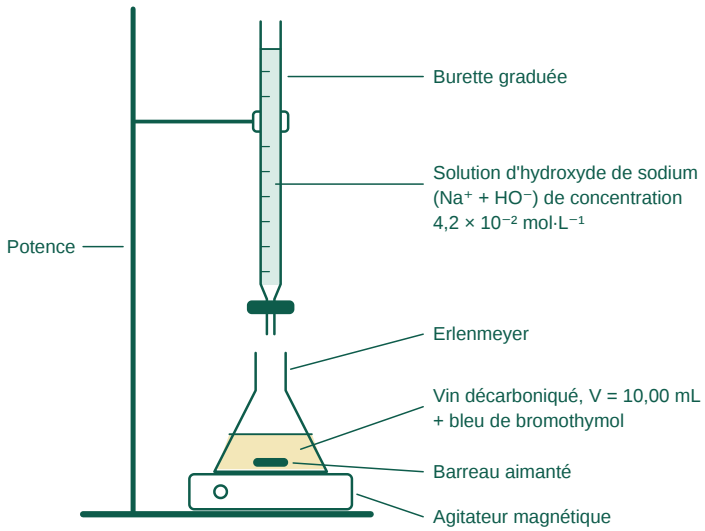
Données utiles $V = 10{,}00 \pm 0{,}04$ mL

Le volume V est donné au centième de millilitre : il se prélève avec une verrerie de précision, une pipette jaugée de 10,00 mL munie d'une propipette.

Le vin est versé dans un erlenmeyer avec quelques gouttes de bleu de bromothymol ; la solution d'hydroxyde de sodium est placée dans la burette graduée (schéma ci-dessous).

Prélèvement à la pipette jaugée de 10,00 mL ; titrage colorimétrique à la burette graduée.

PIÈGE
Une éprouvette graduée ou un bécher ne conviennent pas pour prélever la solution titrée. Sur le schéma, chaque solution doit être nommée, sans oublier l'indicateur coloré ni l'agitation.



2.1 · Montage du titrage colorimétrique du vin

2.2 Estimer l'incertitude U_{V_E} sur le volume équivalent, la burette étant graduée tous les 0,1 mL.

Données utiles burette graduée : $u_V = 0{,}5\,g$; $U_V = 2\,u_V$; $g = 0{,}1$ mL

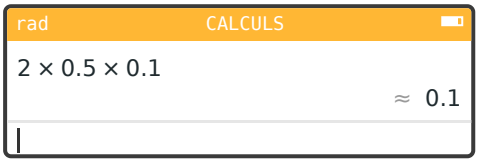
La solution d'hydroxyde de sodium est dans une burette graduée, donc $u_{V_E} = 0{,}5\,g$ avec $g = 0{,}1$ mL.

$U_{V_E} = 2\,u_{V_E} = 2 \times 0{,}5 \times 0{,}1 = 0{,}1$ mL

$U_{V_E} = 0{,}1$ mL, soit $V_E = 15{,}5 \pm 0{,}1$ mL (niveau de confiance de 95 %).

PIÈGE
Prendre la ligne « pipette jaugée » du tableau ($0{,}75\,a$) : elle concerne le prélèvement du vin, pas le volume lu sur la burette.

À LA CALCULATRICE



2.3 Justifier la nécessité de décarboniquer le vin avant de déterminer son acidité totale.

Données utiles $\mathrm{p}K_{a1}(\mathrm{CO_2,H_2O} \,/\, \mathrm{HCO_3^-}) = 6{,}4$

Un vin pétillant contient du dioxyde de carbone dissous, $\mathrm{CO_2,H_2O}$, qui est l'acide du couple $\mathrm{CO_2,H_2O} \,/\, \mathrm{HCO_3^-}$ ($\mathrm{p}K_{a1} = 6{,}4$).

Le titrage amène le pH à 7, valeur supérieure à $\mathrm{p}K_{a1}$: à ce pH, la forme $\mathrm{HCO_3^-}$ prédomine. Le dioxyde de carbone dissous réagirait donc lui aussi avec les ions hydroxyde :

$$\mathrm{CO_2,H_2O\,(aq) + HO^-\,(aq) \longrightarrow HCO_3^-\,(aq) + H_2O\,(l)}$$

Le volume V_E serait trop grand et l'acidité totale surestimée.

Sans décarbonication, le $\mathrm{CO_2}$ dissous consommerait des ions $\mathrm{HO^-}$ et fausserait (par excès) l'acidité totale.

COMPRENDRE
En revanche $7 < \mathrm{p}K_{a2} = 10{,}3$: les ions $\mathrm{HCO_3^-}$ ne sont pas transformés en $\mathrm{CO_3^{2-}}$. Le dioxyde de carbone ne compterait donc que pour une seule acidité.

2.4 Montrer que la concentration massique en acide tartrique équivalent s'écrit $C_m = \dfrac{C_B\,V_E\,M}{2V}$.

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de $\mathrm{H_2A + 2\,HO^- \longrightarrow A^{2-} + 2\,H_2O}$:

$$\frac{n(\mathrm{H_2A})_{\text{initial}}}{1} = \frac{n(\mathrm{HO^-})_{\text{versé}}}{2}$$

En notant C la concentration molaire en acide dans le vin : $C\,V = \dfrac{C_B\,V_E}{2}$, d'où $C = \dfrac{C_B\,V_E}{2V}$.

La concentration massique vaut $C_m = C\,M$.

$C_m = \dfrac{C_B\,V_E\,M}{2V}$: c'est la relation attendue.

PIÈGE
Écrire $C\,V = C_B\,V_E$ par habitude. Il faut deux ions hydroxyde pour une molécule d'acide tartrique : le facteur $\dfrac{1}{2}$ porte sur la quantité de $\mathrm{HO^-}$.

2.5 Donner un encadrement de la valeur de la concentration massique C_m.

Données utiles $C_B = (4{,}2 \pm 0{,}2) \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V_E = 15{,}5 \pm 0{,}1$ mL (2.2) ; $V = 10{,}00 \pm 0{,}04$ mL ; $M = 150\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$C_m = \frac{C_B\, V_E\, M}{2V} = \frac{4{,}2 \times 10^{-2} \times 15{,}5 \times 150}{2 \times 10{,}00} = 4{,}88\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Les deux volumes sont laissés en mL car seul leur rapport intervient.

La relation fournie donne directement l'incertitude U_{C_m}, en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ (l'énoncé la qualifie de « relative » par abus) :

$$U_{C_m} = 2 \times 4{,}88 \times \sqrt{\left(\frac{0{,}2}{4{,}2}\right)^2 + \left(\frac{0{,}1}{15{,}5}\right)^2 + \left(\frac{0{,}04}{10{,}00}\right)^2} = 0{,}47\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$$

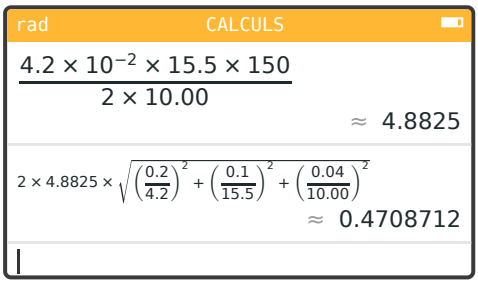
On arrondit l'incertitude par excès à un chiffre significatif, $U_{C_m} = 0{,}5\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, et la valeur au même rang : $C_m = 4{,}9 \pm 0{,}5\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$4{,}4\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1} \leqslant C_m \leqslant 5{,}4\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$$

COMPRENDRE
Le terme $\frac{0{,}2}{4{,}2} \approx 4{,}8\ \%$ domine largement les deux autres ($0{,}6\ \%$ et $0{,}4\ \%$) : c'est la concentration de la soude qui limite la précision, pas la verrerie.

MÉTHODE
Résultat avec incertitude : calculer la valeur sans arrondir, calculer l'incertitude, l'arrondir par excès à un chiffre significatif, puis arrondir la valeur au même rang décimal.

À LA CALCULATRICE



2.6 Ce vin est-il propre à la consommation ?

Données utiles acidité totale maximale : $9{,}0\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ d'acide tartrique équivalent ; $C_m \leqslant 5{,}4\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ (2.5)

Même la borne supérieure de l'encadrement, $5{,}4\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$, reste inférieure à la limite de $9{,}0\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.

L'acidité totale respecte la norme : ce vin est propre à la consommation.

COMPRENDRE
Comparer à une norme se fait avec l'intervalle entier, pas avec la seule valeur centrale : ici la conclusion est sûre car tout l'encadrement est sous le seuil.