

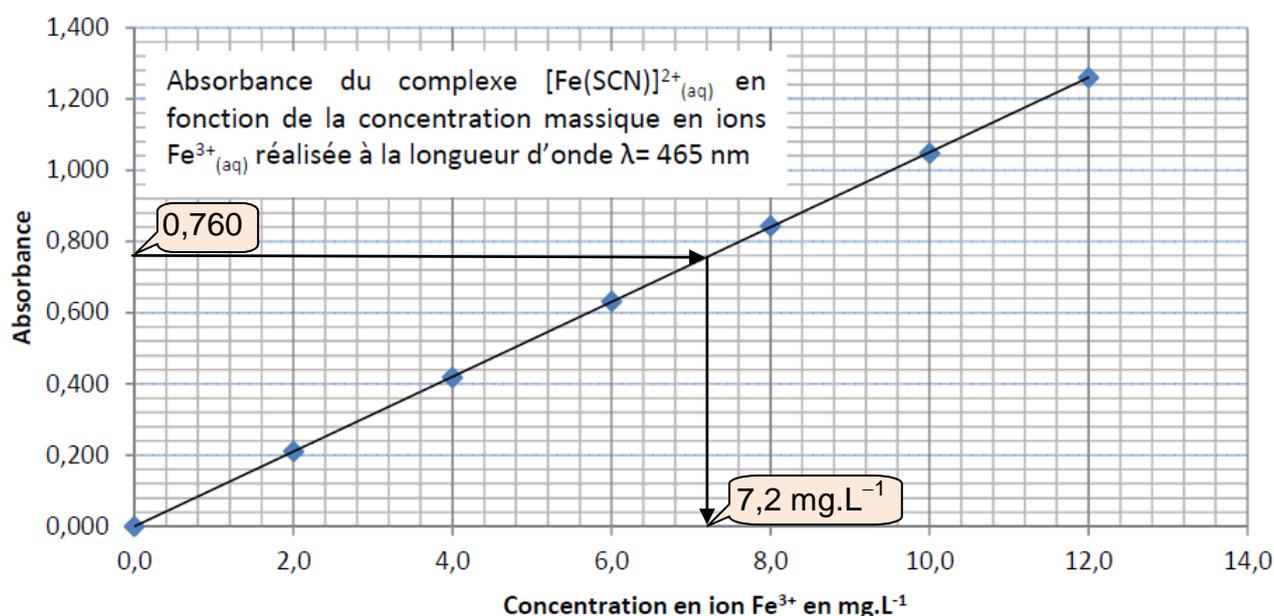
1. Détermination de la teneur en fer du vin

1.1. Avant de mesurer l'absorbance de l'échantillon, il faut régler le zéro d'absorbance du spectrophotomètre c'est-à-dire « faire le blanc ».

1.2. D'après les données, les ions $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ en solution aqueuse ont une couleur orangée **pâle**. En réagissant de façon totale et rapide avec les ions thiocyanate, les ions $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ forment un complexe rouge **intense** $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}_{(\text{aq})}$.

Ainsi, l'absorbance due au complexe rouge $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}_{(\text{aq})}$ sera plus grande que celle due aux ions $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ seuls en solution aqueuse.

1.3. La casse ferrique d'un vin blanc est probable lorsque la concentration massique en élément fer est supérieure à 10 mg.L^{-1} . Pour le vin étudié, la mesure de l'absorbance due aux ions $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}_{(\text{aq})}$ pour une longueur d'onde $\lambda = 465 \text{ nm}$ vaut $A = 0,760$. La concentration massique en ions $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ s'obtient à partir du graphe ci-dessous :



La concentration massique en élément fer est de $7,2 \text{ mg.L}^{-1}$. Elle est inférieure à 10 mg.L^{-1} donc la casse ferrique est peu probable.

2. Détermination de l'acidité totale du vin

2.1. Pour prélever un volume $V = 10,00 \pm 0,04 \text{ mL}$ de vin, il faut utiliser de la verrerie de précision, soit ici une **pipette jaugée de 10,00 mL**.

Voir schéma du montage de titrage page suivante.

2.2. On a la relation : $U_{VE} = 2 u_{VE}$ avec, pour une burette graduée, $u_{VE} = 0,5 \text{ g}$ et $g = 0,1 \text{ mL}$.

Donc : $U_{VE} = 2 \times 0,5 \times 0,1 = 0,1 \text{ mL}$.

Par conséquent : $V_E = 15,5 \pm 0,1 \text{ mL}$.

2.3. Le dioxyde de carbone présent dans l'air se dissout dans le vin sous forme de $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$ qui appartient au couple acide base $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^{-}_{(\text{aq})}$. Ainsi le CO_2 acidifie le vin.

Pour ne titrer par la base $\text{HO}^{-}_{(\text{aq})}$ que l'acidité due à l'acide tartrique, il est donc nécessaire d'éliminer le dioxyde de carbone dissous dans le vin en procédant à une opération préalable de décarbonation.

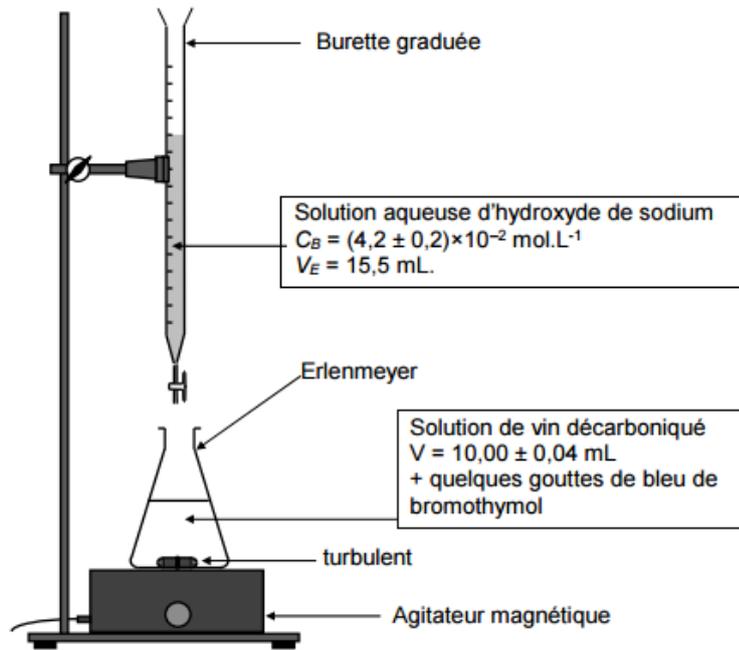


Schéma de montage pour un dosage colorimétrique

2.4. À l'équivalence du titrage, les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques de l'équation de titrage : $\text{H}_2\text{A} + 2 \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{A}^{2-}_{(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}$.

Ainsi : $\frac{n_0(\text{H}_2\text{A})}{1} = \frac{n_E(\text{HO}^-)}{2}$ soit $\frac{C.V}{1} = \frac{C_B.V_E}{2}$

et comme la concentration massique est $C_m = C.M$ il vient : $\frac{C_m.V}{M} = \frac{C_B.V_E}{2}$

soit finalement : $C_m = \frac{C_B.V_E.M}{2V}$.

2.5. $C_m = \frac{4,2 \times 10^{-2} \times 15,5 \times 150}{2 \times 10,00} = 4,8825 = \mathbf{4,9 \text{ g.L}^{-1}}$. (en laissant les volumes en mL)

Déterminons l'incertitude sur la concentration massique :

$$U_{C_m} = 2C_m \sqrt{\left(\frac{u_{C_B}}{C_B}\right)^2 + \left(\frac{u_{V_E}}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{u_V}{V}\right)^2}$$

$$U_{C_m} = 2 \times 4,8825 \times \sqrt{\left(\frac{0,2}{4,2}\right)^2 + \left(\frac{0,1}{15,5}\right)^2 + \left(\frac{0,04}{10,00}\right)^2} = 0,47 \text{ g.L}^{-1} \text{ majoré à } \mathbf{0,5 \text{ g.L}^{-1}}$$

car on ne conserve qu'un seul chiffre significatif.

Donc : $\mathbf{C_m = 4,9 \pm 0,5 \text{ g.L}^{-1}}$.

2.6. Comme C_m est inférieur à $9,0 \text{ g.L}^{-1}$, ce vin est propre à la consommation.