

L'équation est $2 \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3 \text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 16 \text{H}^+ \rightarrow 4 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + 11 \text{H}_2\text{O}$

- 1) Les courbes a et b sont des produits car leur quantité de matière augmente. Le nombre stoechiométrique est le plus élevé devant Cr^{3+} : c'est celui à la pente la plus élevée : a. la courbe b est donc $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

La courbe c est décroissante : c'est le réactif titré, soit l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

La courbe d ne commence à croître qu'après 12,5 mL : c'est le réactif titrant (avant V_{eq} ; il est totalement consommé) soit $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

- 2) Le volume équivalent V_{eq} est l'endroit de la cassure des courbes : $V_{\text{eq}} = 12,5 \text{ mL}$

On lit n_0 à l'ordonnée à l'origine de la courbe c : $n_0 = 0,03 \text{ mol}$

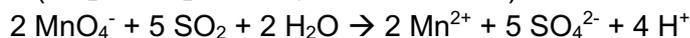
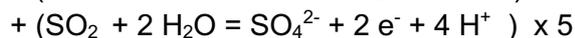
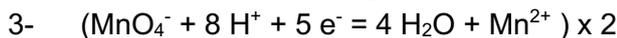
À l'équivalence, on a $\frac{n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})_{\text{versé}}}{2} = \frac{n(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})_{\text{ini}}}{3} \rightarrow \frac{c \times V_{\text{eq}}}{2} = \frac{n_0}{3}$

$$\rightarrow c = \frac{2}{V_{\text{eq}}} \times \frac{n_0}{3} = \frac{2}{12,5 \cdot 10^{-3}} \times \frac{0,03}{3} = 1,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- 1- L'ion permanganate est un oxydant, il va donc réagir avec le SO_2 en tant que réducteur.

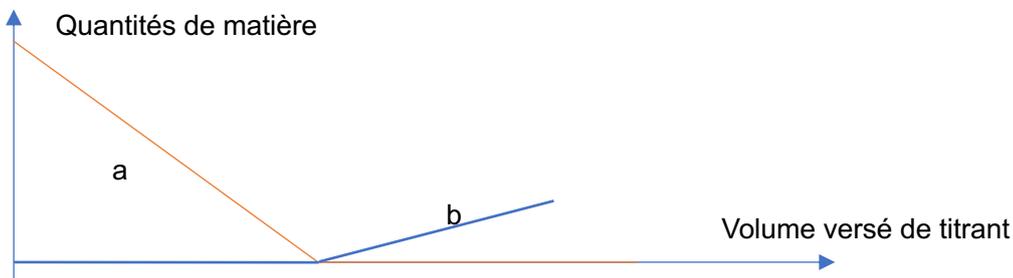
Les couples sont donc : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ et $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$

- 2- Le réactif titré est le SO_2 dans le vin et le réactif titrant est l'ion permanganate SO_4^{2-}



- 4- Voir cours

- 5- On a :



La courbe a est celle du titré : la pente est 5/2 fois plus importante que celle de la courbe b. La courbe b est la courbe du titrant : il n'apparaît qu'après l'équivalence.

- 6- À l'équivalence, on a : $\frac{n(\text{SO}_2)_{\text{ini}}}{5} = \frac{n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé}}}{2}$
- $$\rightarrow n(\text{SO}_2)_{\text{ini}} = \frac{n(\text{MnO}_4^-)_{\text{versé}}}{2} \times 5 \rightarrow n(\text{SO}_2)_{\text{ini}} = \frac{C \times V_E}{2} \times 5$$
- $$\rightarrow n(\text{SO}_2)_{\text{ini}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-3} \times 17,2 \cdot 10^{-3}}{2} \times 5 = 4,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

- 7- On a donc $c_m = \frac{m}{V_1} = \frac{n(\text{SO}_2)_{\text{ini}} \times M(\text{SO}_2)}{V_1} = \frac{4,3 \cdot 10^{-5} \times 64,1}{20,0 \cdot 10^{-3}} = 0,138 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

Cette valeur est inférieure à la valeur maximale de 210 mg/L donc le vin respecte les normes autorisées.

N°2 feuille

L'équation de la réaction de titrage est : $C_6H_8O_6(aq) + I_2(aq) \rightarrow C_6H_6O_6(aq) + 2 H^+(aq) + 2 I^-(aq)$

1) À l'équivalence, on a : $\frac{n(C_6H_8O_6)_{ini}}{1} = \frac{n(I_2)_{versé}}{1}$

$$\text{Ainsi : } \frac{c \times V}{1} = \frac{c_2 \times V_{eq}}{1} \rightarrow c = c_2 \times \frac{V_{eq}}{V} \rightarrow c = 2,0 \cdot 10^{-3} \times \frac{14,2}{10} = 2,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

2) La concentration en masse est donc : $c_m = c \times M = 2,84 \cdot 10^{-3} \times (6 \times 12 + 8 \times 1 + 6 \times 16)$
 $\rightarrow c_m = 0,50 \text{ g} \cdot L^{-1}$

Donc dans un volume de 10 mL, il y a $m = c_m \times V = 0,50 \times 10 \cdot 10^{-3} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 5,0 \text{ mg}$
 Les résultats expérimentaux sont en accord avec l'indication de l'ampoule.

N°3 feuille

D'après l'énoncé, le lait a été dilué 5 fois (20 mL de lait dans une fiole de 100 mL).
 La solution S est donc 5 fois moins concentrée que le lait.

L'équation est $Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl$

À l'équivalence, on a : $\frac{n(Cl^-)_{ini}}{1} = \frac{n(Ag^+)_{versé}}{1} \rightarrow c \times V = C_2 \times V_E \rightarrow c = \frac{C_2 \times V_E}{V}$
 $\rightarrow c = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \times 12,5 \cdot 10^{-3}}{10,0 \cdot 10^{-3}} = 6,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

Comme le lait est 5 fois plus concentré, on a $c_{lait} = 5 \times c = 3,13 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

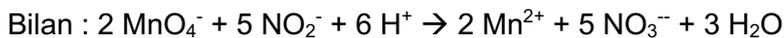
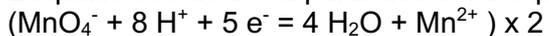
Dans un litre de lait il y a donc $n(Cl^-) = 3,13 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Soit $m(Cl^-) = n(Cl^-) \times M(Cl^-) = 3,13 \cdot 10^{-2} \times 35,5 = 1,11 \text{ g}$

La masse d'ions chlorure présents dans un litre de lait est bien comprise entre 1,0 g et 2,0 g : le lait est de bonne qualité.

57 p 83

L'équation se trouve à partir des demi-équations :



À l'équivalence, on a : $\frac{n(NO_2^-)_{ini}}{5} = \frac{n(MnO_4^-)_{versé}}{2} \rightarrow n(NO_2^-) = \frac{5}{2} \times c \times V_{eq}$

Dans le pot de rillettes, il y a une quantité de matière $n_{rillettes} = n(NO_2^-) \times 20$. (On a titré seulement 10 mL sur les 200 mL issus du pot de rillettes).

$$\text{Ainsi } n_{rillettes} = 20 \times \frac{5}{2} \times c \times V_{eq} = 50 \times c \times V_{eq}$$

Ensuite, la masse de nitrites dans un pot de 500 g de rillettes est :

$$m_{rillettes} = M \times n_{rillettes} = M \times 50 \times c \times V_{eq}$$

Avec M la masse molaire du nitrite ($M = M(NaNO_2) = 23 + 14 + 2 \times 16 = 69 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Finalement pour un kilogramme d'aliment, on a $m_{final} = 2 \times m_{rillettes} = 2 \times M \times 50 \times c \times V_{eq}$

$$m_{final} = 100 \times M \times c \times V_{eq}$$

Donc $m_{final} = 69 \times 100 \times 1,00 \cdot 10^{-3} \times 11,2 \cdot 10^{-3} = 7,72 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 77,2 \text{ mg}$

On a trouvé une valeur inférieure à 100 mg : les rillettes sont conformes à la législation.