

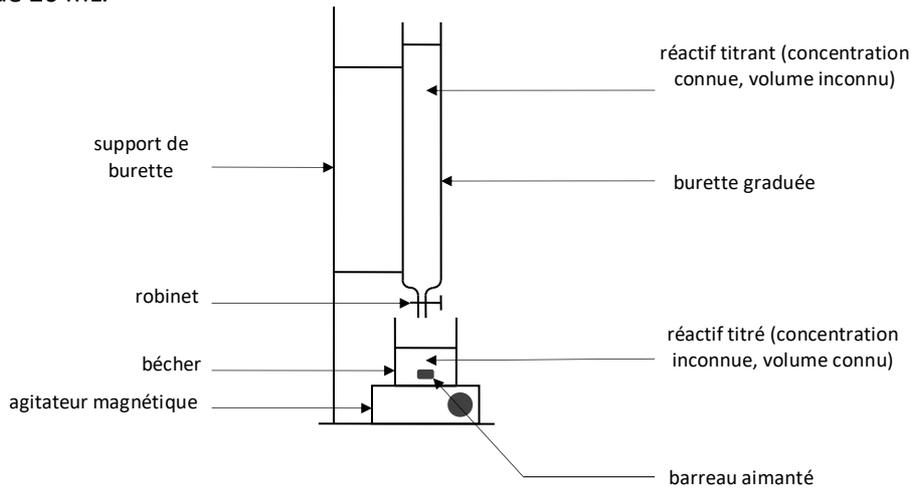
METHODES DE DOSAGE TITRAGE EXERCICES

CORRECTION

Titration d'une solution contenant des ions iodate

1. Ce volume doit être mesuré avec précision (3 chiffres significatifs). On utilise donc une pipette jaugée de 20 mL.

2.



3. IO_3^-/I_2 : $2\text{IO}_3^-_{\text{aq}} + 12\text{H}^+_{\text{aq}} + 10\text{e}^- = \text{I}_{2\text{aq}} + 6\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
 $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$: $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{\text{aq}} + 2\text{e}^- = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{\text{aq}}$ x5
 $2\text{IO}_3^-_{\text{aq}} + 10\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{\text{aq}} + 12\text{H}^+_{\text{aq}} \rightarrow \text{I}_{2\text{aq}} + 5\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{\text{aq}} + 6\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
4. L'équivalence d'un titrage est l'état dans lequel les deux réactifs sont limitants simultanément.
5. A l'équivalence, il y a un changement de réactif limitant. Le diiode, qui était limitant avant l'équivalence, devient le réactif en excès. On observe donc l'apparition d'une coloration jaune/orangé de la solution à l'équivalence.
6. A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc, d'après

$$\text{l'équation de la réaction, } \frac{n(\text{IO}_3^-)}{2} = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_{\text{éq}}}{10} \Rightarrow \frac{C_1 V_1}{2} = \frac{C_2 V_{\text{éq}}}{10}$$

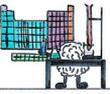
$$\Rightarrow C_1 = \frac{C_2 V_{\text{éq}}}{5 V_1} = \frac{8,0 \cdot 10^{-2} \times 15,8}{5 \times 20,0} = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Ions permanganate

1. L'équivalence d'un titrage est l'état dans lequel les deux réactifs sont limitants simultanément.
2. $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$: $\text{MnO}_4^-_{\text{aq}} + 8\text{H}^+_{\text{aq}} + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+}_{\text{aq}} + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ x2
 $\text{CO}_2/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$: $2\text{CO}_2_{\text{aq}} + 2\text{H}^+_{\text{aq}} + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4\text{aq}}$ x5
 $2\text{MnO}_4^-_{\text{aq}} + 6\text{H}^+_{\text{aq}} + 5\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4\text{aq}} \rightarrow 10\text{CO}_2_{\text{aq}} + 2\text{Mn}^{2+}_{\text{aq}} + 8\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
3. Lors de ce titrage, l'ion permanganate est en excès avant l'équivalence, puis limitant à partir de l'équivalence. L'équivalence sera donc atteinte lorsque la solution, initialement violette, deviendra incolore.
4. A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc, d'après

$$\text{l'équation de la réaction, } \frac{n(\text{MnO}_4^-)}{2} = \frac{n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)_{\text{éq}}}{5} \Rightarrow \frac{C V}{2} = \frac{C' V_{\text{éq}}}{5}$$

$$\Rightarrow C = \frac{2}{5} \times \frac{C' V_{\text{éq}}}{V} = \frac{2}{5} \times \frac{5,0 \cdot 10^{-2} \times 19,8}{10,0} = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$



Titration des ions bromure

- $$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+} : \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}{}_{\text{aq}} + 14\text{H}^+{}_{\text{aq}} + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+}{}_{\text{aq}} + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

$$\text{Br}_2/\text{Br}^- : \text{Br}_{2\text{aq}} + 2\text{e}^- = 2\text{Br}^-{}_{\text{aq}} \quad \times 3$$

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}{}_{\text{aq}} + 6\text{Br}^-{}_{\text{aq}} + 14\text{H}^+{}_{\text{aq}} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}{}_{\text{aq}} + 3\text{Br}_{2\text{aq}} + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
- A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc d'après l'équation de la réaction, $\frac{n(\text{Br}^-)}{6} = n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})_{\text{éq}} \Rightarrow \frac{C_1 V_1}{6} = C_2 V_{\text{éq}}$

$$\Rightarrow C_1 = 6 \times \frac{C_2 V_{\text{éq}}}{V_1} = 6 \times \frac{1,0 \cdot 10^{-2} \times 9,6}{10,0} = 5,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Eau oxygénée

- $$\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O} : \text{H}_2\text{O}_{2\text{aq}} + 2\text{H}^+{}_{\text{aq}} + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

$$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2 : \text{O}_{2(\text{g})} + 2\text{H}^+{}_{\text{aq}} + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_{2\text{aq}}$$

$$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} : \text{MnO}_4^-{}_{\text{aq}} + 8\text{H}^+{}_{\text{aq}} + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+}{}_{\text{aq}} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
- L'eau oxygénée peut jouer à la fois le rôle d'oxydant et le rôle de réducteur.
- Lors de sa réaction avec les ions permanganate, l'eau oxygénée agit en tant que réducteur.

$$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2 : \text{O}_{2(\text{g})} + 2\text{H}^+{}_{\text{aq}} + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_{2\text{aq}} \quad \times 5$$

$$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} : \text{MnO}_4^-{}_{\text{aq}} + 8\text{H}^+{}_{\text{aq}} + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+}{}_{\text{aq}} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad \times 2$$

$$5\text{H}_2\text{O}_{2\text{aq}} + 2\text{MnO}_4^-{}_{\text{aq}} + 6\text{H}^+{}_{\text{aq}} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+}{}_{\text{aq}} + 5\text{O}_{2(\text{g})} + 8\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
- A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc, d'après l'équation de la réaction, $\frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{5} = \frac{n(\text{MnO}_4^-)_{\text{éq}}}{2}$

$$\Rightarrow n(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{5}{2} \times C' V_{\text{éq}} = \frac{5}{2} \times 0,20 \times 17,6 \cdot 10^{-3} = 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$
- $$C = \frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{V} = \frac{8,8 \cdot 10^{-3}}{10,0 \cdot 10^{-3}} = 0,88 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow C_m = C M(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,88 \times 34 = 30 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$
 Le résultat correspond aux indications de l'étiquette.
- D'après l'équation de la réaction, $n(\text{O}_2) = \frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{2} = \frac{0,88}{2} = 0,44 \text{ mol}$

$$\Rightarrow N = n(\text{O}_2) V_m = 0,44 \times 22,4 = 10 \text{ L}$$

Titration du dioxyde de soufre d'un vin

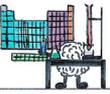
- $$\text{I}_2/\text{I}^- : \text{I}_{2\text{aq}} + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-{}_{\text{aq}}$$

$$\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2 : \text{SO}_4^{2-}{}_{\text{aq}} + 4\text{H}^+{}_{\text{aq}} + 2\text{e}^- = \text{SO}_{2\text{aq}} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

$$\text{I}_{2\text{aq}} + \text{SO}_{2\text{aq}} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{I}^-{}_{\text{aq}} + \text{SO}_4^{2-}{}_{\text{aq}} + 4\text{H}^+{}_{\text{aq}}$$
- Le diiode est le réactif limitant avant l'équivalence, et devient en excès à partir de l'équivalence. L'équivalence peut donc être repérée par l'apparition de la teinte bleu-violet.
- A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc, d'après l'équation de la réaction, $n(\text{SO}_2) = n(\text{I}_2)_{\text{éq}} \Rightarrow C_1 V_1 = C_2 V_{\text{éq}}$

$$\Rightarrow C_1 = \frac{C_2 V_{\text{éq}}}{V_1} = \frac{1,00 \cdot 10^{-2} \times 6,28}{20,0} = 3,14 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\Rightarrow C_{m,\text{exp}} = C_1 M(\text{SO}_2) = 3,14 \cdot 10^{-3} \times 64 = 0,20 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$
- La concentration massique mesurée est supérieure au seuil autorisé pour un vin blanc. Le vin analysé n'est donc pas conforme à la réglementation européenne.



Titration indirecte de la vitamine C

- $$n_{\text{VitC}} = \frac{m_{\text{vitC}}}{M(\text{VitC})} = \frac{500 \cdot 10^{-3}}{176} = 2,84 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$C_S = \frac{n_{\text{VitC}}}{V_S} = \frac{2,84 \cdot 10^{-3}}{250 \cdot 10^{-3}} = 1,13 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}.$$
- $$\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6/\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 : \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6\text{aq} + 2\text{H}^+\text{aq} + 2\text{e}^- = \text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6\text{aq}$$

$$\text{I}_2/\text{I}^- : \text{I}_2\text{aq} + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-\text{aq}$$

$$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6\text{aq} + \text{I}_2\text{aq} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6\text{aq} + 2\text{H}^+\text{aq} + 2\text{I}^-\text{aq}$$
- La solution prend une teinte jaune-orangée, caractéristique de la présence de diiode. C'est donc lui qui est le réactif en excès.
- L'acide ascorbique est le réactif limitant. On a donc, d'après l'équation de la réaction,

$$x_{\text{max}} = n_{\text{VitC}} = C_S V_{\text{échantillon}} = 1,13 \cdot 10^{-2} \times 5,0 \cdot 10^{-3} = 5,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$$

$$n_{\text{I}_2\text{excès}} = n_1 - x_{\text{max}} = C_1 V_1 - x_{\text{max}} = 5,00 \cdot 10^{-3} \times 20,0 \cdot 10^{-3} - 5,7 \cdot 10^{-5} = 4,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$
- $$\text{I}_2/\text{I}^- : \text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-(\text{aq})$$

$$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-} : \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2\text{e}^- = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$$

$$\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$$
- A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc, d'après l'équation de la réaction,

$$\frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_{\text{éq}}}{2} = n(\text{I}_2) \Rightarrow \frac{C_X V_{\text{éq}}}{2} = n(\text{I}_2)$$

$$\Rightarrow C_X = \frac{2n(\text{I}_2)}{V_{\text{éq}}} = \frac{2 \times 4,3 \cdot 10^{-3}}{15 \cdot 10^{-3}} = 0,57 \text{ mol. L}^{-1}$$

Titration des ions nitrate dans un engrais

- Préparation de la solution S₀ par prélèvement d'un dixième de la solution S :**

$$n_{\text{NO}_3^-_S} = 10n_{\text{NO}_3^-_0}$$
- Réaction entre la solution S et la solution S₁.**

$$\text{NO}_3^-/\text{NO} : \text{NO}_3^-\text{aq} + 4\text{H}^+\text{aq} + 3\text{e}^- = \text{NOaq} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

$$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} : \text{Fe}^{3+}\text{aq} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}\text{aq} \quad \times 3$$

$$\text{NO}_3^-\text{aq} + 4\text{H}^+\text{aq} + 3\text{Fe}^{2+}\text{aq} \rightarrow \text{NOaq} + 3\text{Fe}^{3+}\text{aq} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
 D'après l'équation de la réaction, à l'état final,

$$n_{\text{Fe}^{2+}\text{restant}} = n_{\text{Fe}^{2+}_1} - 3n_{\text{NO}_3^-_0} = C_1 V_1 - 3n_{\text{NO}_3^-_0}$$

$$\Rightarrow n_{\text{NO}_3^-_0} = \frac{C_1 V_1 - n_{\text{Fe}^{2+}\text{restant}}}{3}$$
- Titration des ions Fe²⁺ restant :**

$$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} : \text{Fe}^{3+}\text{aq} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}\text{aq} \quad \times 6$$

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+} : \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}\text{aq} + 14\text{H}^+\text{aq} + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+}\text{aq} + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

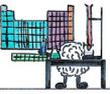
$$6\text{Fe}^{2+}\text{aq} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}\text{aq} + 14\text{H}^+\text{aq} \rightarrow 6\text{Fe}^{3+}\text{aq} + 2\text{Cr}^{3+}\text{aq} + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
 A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc, d'après l'équation de la réaction,

$$\frac{n_{\text{Fe}^{2+}\text{restant}}}{6} = n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})_{\text{éq}} \Rightarrow n_{\text{Fe}^{2+}\text{restant}} = 6C_2 V_{\text{éq}}$$
- Détermination du pourcentage massique en azote nitrique :**

$$\Rightarrow n_{\text{NO}_3^-_0} = \frac{C_1 V_1 - 6C_2 V_{\text{éq}}}{3} \Rightarrow n_{\text{NO}_3^-_S} = 10 \frac{C_1 V_1 - 6C_2 V_{\text{éq}}}{3}$$

$$\Rightarrow \%(\text{NO}_3^-) = \frac{n(\text{NO}_3^-) \times M(\text{N})}{\text{masse } m \text{ d'engrais}} \times 100 = \frac{10(C_1 V_1 - 6C_2 V_{\text{éq}}) \times M(\text{N})}{3m} \times 100$$

$$\Rightarrow \%(\text{NO}_3^-) = \frac{10 \times (0,20 \times 20,0 \cdot 10^{-3} - 6 \times 1,7 \cdot 10^{-2} \times 10,0 \cdot 10^{-3}) \times 14}{3 \times 2,5} \times 100 = 5,6 \%$$



On retrouve bien le même ordre de grandeur que sur l'étiquette (6 %)

Titration de l'eau de Javel

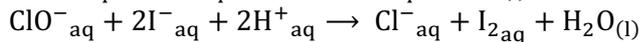
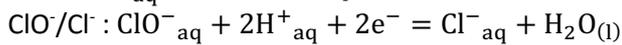
1. Au cours d'une dilution, la quantité de matière de soluté reste constante

$$n_{\text{fille}} = n_{\text{mère}} \Rightarrow C_{\text{fille}} V_{\text{fille}} = C_{\text{mère}} V_{\text{mère prélevé}}$$

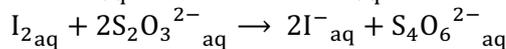
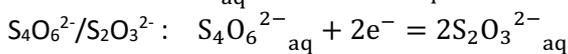
$$\Rightarrow V_{\text{mère prélevé}} = \frac{C_{\text{fille}} V_{\text{fille}}}{C_{\text{mère}}} = \frac{\frac{C_{\text{mère}}}{10} V_{\text{fille}}}{C_{\text{mère}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{10} = 5,0 \text{ mL}$$

2. Pour prélever les volumes indiqués de manière précise (3 CS), on utilise des pipettes jaugées, respectivement de 10,0 et 20,0 mL.

3. I_2/I^- : $I_{2\text{aq}} + 2e^- = 2I^-_{\text{aq}}$



4. I_2/I^- : $I_{2\text{aq}} + 2e^- = 2I^-_{\text{aq}}$



5. Le diiode devient le réactif limitant après l'équivalence. On repère donc l'équivalence par la disparition de la couleur jaune-orangée de la solution.

6. A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc, d'après

$$\text{l'équation de la réaction de titrage, } n(I_2)_{\text{formé}} = \frac{n(S_2O_3^{2-})_{\text{eq}}}{2}$$

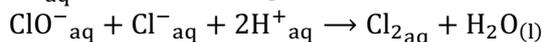
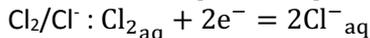
$$\Rightarrow n(I_2)_{\text{formé}} = \frac{C_3 V_{\text{éq}}}{2} = \frac{0,10 \times 7,6 \cdot 10^{-3}}{2} = 3,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

7. D'après l'équation de la réaction entre les ions hypochlorite et les ions iodure,

$$n(\text{ClO}^-)_1 = n(I_2)_{\text{formé}} = 3,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

8. $C_1 = \frac{n(\text{ClO}^-)_1}{V_1} = \frac{3,8 \cdot 10^{-4}}{10,0 \cdot 10^{-3}} = 3,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1} \Rightarrow C_0 = 10C_1 = 0,38 \text{ mol. L}^{-1}$

9. ClO^-/Cl^- : $\text{ClO}^-_{\text{aq}} + 2\text{H}^+_{\text{aq}} + 2e^- = \text{Cl}^-_{\text{aq}} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$



10. D'après l'équation de la réaction, $n(\text{Cl}_2) = n(\text{ClO}^-) = 0,38 \text{ mol.}$

11. Masse de dichlore dans 1L de solution : $m(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) M(\text{Cl}_2) = 0,38 \times 71 = 27 \text{ g.}$

$$\text{Masse de la solution d'eau de javel} : m(\text{Javel}) = \rho_{\text{Javel}} V_{\text{Javel}} = 1,03 \cdot 10^3 \times 1,0 = 1,03 \cdot 10^3 \text{ L}$$

$$\%(\text{Cl}_2) = \frac{m(\text{Cl}_2)}{m(\text{Javel})} \times 100 = 2,6 \%$$

12. Le résultat obtenu correspond à l'indication de l'étiquette figurant sur la bouteille. L'eau de Javel est encore utilisable.