

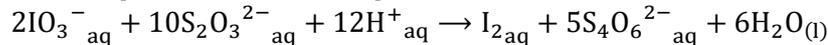
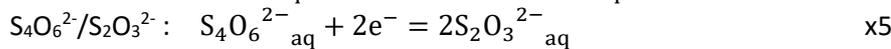
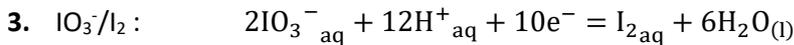
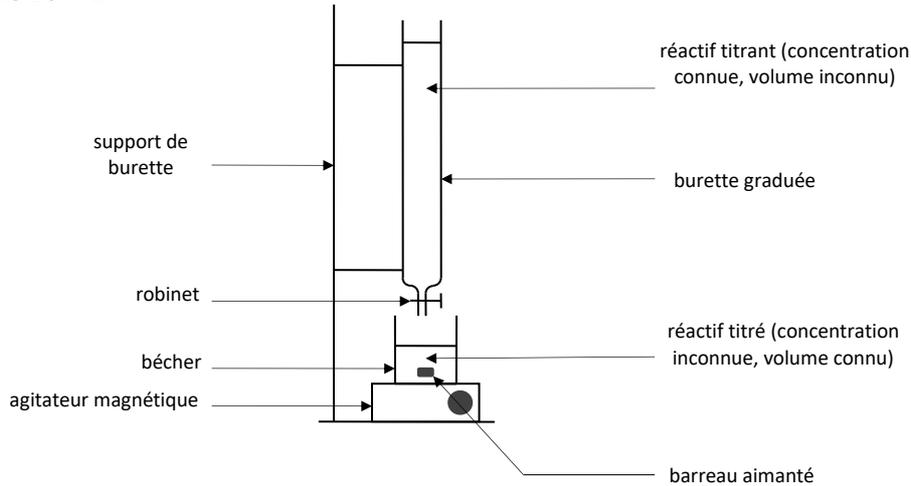


METHODES DE DOSAGE TITRAGE EXERCICES CORRECTION

Titration d'une solution contenant des ions iodate

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

2.



- L'équivalence d'un titrage est l'état dans lequel les deux réactifs sont limitants simultanément.
- A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc, d'après

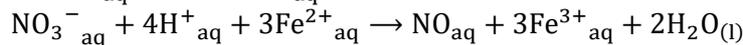
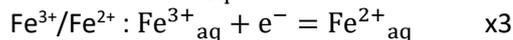
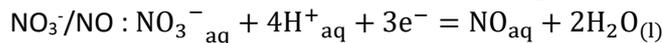
l'équation de la réaction, $\frac{n(\text{IO}_3^-)}{2} = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_{\text{éq}}}{10} \Rightarrow \frac{C_1 V_1}{2} = \frac{C_2 V_{\text{éq}}}{10}$
 $\Rightarrow C_1 = \frac{C_2 V_{\text{éq}}}{5V_1} = \frac{8,0 \cdot 10^{-2} \times 15,8}{5 \times 20,0} = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Titration des ions nitrate dans un engrais

- Préparation de la solution S_0 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 S_1 .

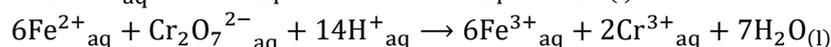
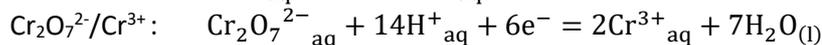
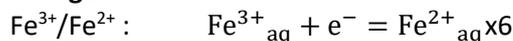


D'après l'équation de la réaction, à l'état final,

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

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

- Titration des ions Fe^{2+} restant :





A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques donc, d'après l'équation de la réaction, $\frac{n_{\text{Fe}^{2+}}^{\text{restant}}}{6} = n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})_{\text{éq}} \Rightarrow n_{\text{Fe}^{2+}}^{\text{restant}} = 6C_2V_{\text{éq}}$

• **Détermination du pourcentage massique en azote nitrique :**

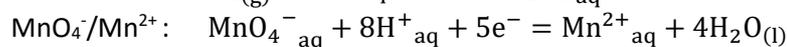
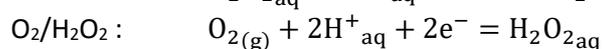
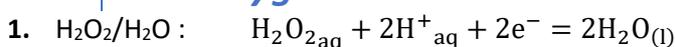
$$\Rightarrow n_{\text{NO}_3^-} = \frac{C_1V_1 - 6C_2V_{\text{éq}}}{3} \Rightarrow n_{\text{NO}_3^-} = 10 \frac{C_1V_1 - 6C_2V_{\text{éq}}}{3}$$

$$\Rightarrow \%(NO_3^-) = \frac{n(NO_3^-) \times M(N)}{\text{masse m d'engrais}} \times 100 = \frac{10(C_1V_1 - 6C_2V_{\text{éq}}) \times M(N)}{3m} \times 100$$

$$\Rightarrow \%(NO_3^-) = \frac{10 \times (0,20 \times 20,0 \cdot 10^{-3} - 6 \times 1,7 \cdot 10^{-2} \times 10,0 \cdot 10^{-3}) \times 14}{3 \times 2,5} \times 100 = 5,6 \%$$

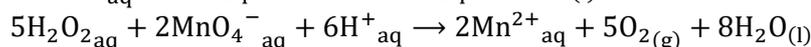
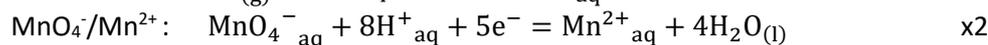
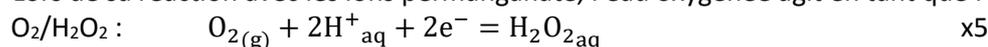
On retrouve bien le même ordre de grandeur que sur l'étiquette (6 %)

Eau oxygénée



2. L'eau oxygénée peut jouer à la fois le rôle d'oxydant et le rôle de réducteur.

3. Lors de sa réaction avec les ions permanganate, l'eau oxygénée agit en tant que réducteur.



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

$$\Rightarrow n(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{5}{2} \times C'V_{\text{éq}} = \frac{5}{2} \times 0,20 \times 17,6 \cdot 10^{-3} = 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

5. $C = \frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{V} = \frac{8,8 \cdot 10^{-3}}{10,0 \cdot 10^{-3}} = 0,88 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow C_m = CM(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,88 \times 34 = 30 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

Le résultat correspond aux indications de l'étiquette.

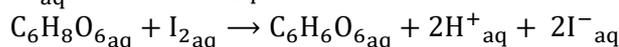
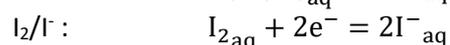
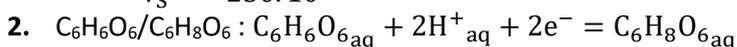
6. D'après l'équation de la réaction, $n(\text{O}_2) = \frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{2} = \frac{0,88}{2} = 0,44 \text{ mol}$

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

Titrage indirect de la vitamine C

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

$$C_S = \frac{n_{\text{VitC}}}{V_S} = \frac{2,84 \cdot 10^{-3}}{250 \cdot 10^{-3}} = 1,13 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

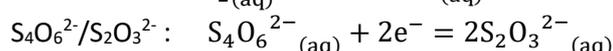
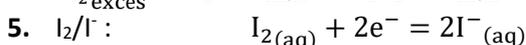


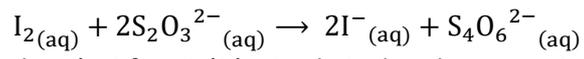
3. La solution prend une teinte jaune-orangée, caractéristique de la présence de diiode. C'est donc lui qui est le réactif en excès.

4. L'acide ascorbique est le réactif limitant. On a donc, d'après l'équation de la réaction,

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

$$n_{\text{I}_2 \text{ excès}} = n_1 - x_{\text{max}} = C_1 V_1 - x_{\text{max}} = 5,00 \cdot 10^{-3} \times 20,0 \cdot 10^{-3} - 5,7 \cdot 10^{-5} = 4,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$





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

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

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