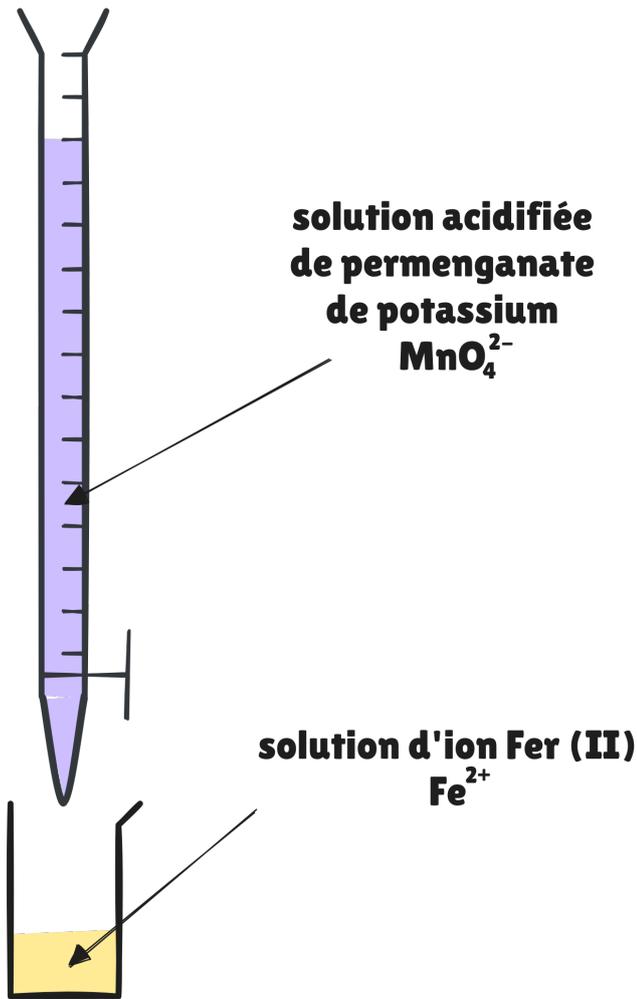


Ex 2 p. 73**Ex 3 p. 73**

1. Verrerie utilisée : erlenmeyer ; burette graduée
2. Le volume noté V_E est le volume de réactif titrant nécessaire pour que l'équivalence du dosage soit atteinte

Ex 4 p. 73

1. Réactif titré : $\text{SO}_2(\text{aq})$; réactif titrant : $\text{I}_2(\text{aq})$.
2. a. Le diode I_2 (réactif titrant) est le réactif limitant avant l'équivalence.
b. Le dioxyde de soufre $\text{SO}_2(\text{aq})$ (réactif titré) est le réactif limitant après l'équivalence.
3. La solution passe d'incolore à jaune car le diiode (jaune) est le réactif en excès après l'équivalence.

Ex 5 p. 73

1. Il s'agit d'un titrage colorimétrique car le milieu réactionnel change de couleur au cours du titrage.
2. a. C'est la photographie 2 car avant l'équivalence le réactif limitant est l'ion permanganate (réactif titrant)
b. C'est la photographie 1 car après l'équivalence le réactif limitant est l'espèce chimique incolore (réactif titré)

Ex 6 p. 73

1. C'est la relation B.

2. À l'équivalence :

$$\frac{n_0(\text{AH}_3)}{1} = \frac{n_E(\text{OH}^-)}{3}$$

$$C_1 \times V_1 = \frac{C_2 \times V_E}{3}$$

$$C_1 = \frac{C_2 \times V_E}{3 \times V_1}$$

A.N. $C_1 = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \times 13,8}{3 \times 10,0}$

$$C_1 \approx 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Ex 7 p. 74

attention, notations incohérentes.

1. D'après l'équation bilan, à l'équivalence : $\frac{n_1}{1} = \frac{n_2}{1}$

2. $n_1 = C_2 \times V_{eq}$

A.N. $n_1 = 2,0 \cdot 10^{-3} \times 15,1 \cdot 10^{-3}$

$$n_1 = 3,02 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. $C_1 = \frac{n_1}{V_1}$

A.N. $C_1 = \frac{3,02 \cdot 10^{-5}}{10 \cdot 10^{-3}} C_1 = 3,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

Ex 8 p. 74

a. $n_E = 3n_1$

b. $V_E = \frac{C_A \times V_A}{2C_B}$

c. $C_A = \frac{2C_B \cdot V_E}{V_A}$

d. $t_1 = \frac{C_2 \times V_E \times M_1}{2 \times V_1}$

Ex 9 p. 74

1. Le réactif titré est SO_2 ; le réactif titrant est I_2 .

2. $n_0(\text{SO}_2) = n_E(\text{I}_2)$

3. On a donc :

$$C_2 \times V_2 = C_1 \times V_1$$

$$C_2 = \frac{C_1 \times V_1}{V_2}$$

A.N. $C_2 = \frac{7,80 \cdot 10^{-3} \times 6,1}{25,0} C_2 = 1,9 \cdot 10^{-3}$

4. On calcule la concentration en masse τ .

$$\tau = C_2 \times M(\text{SO}_2)$$

$$\tau = 1,9 \cdot 10^{-3} \times 64,1$$

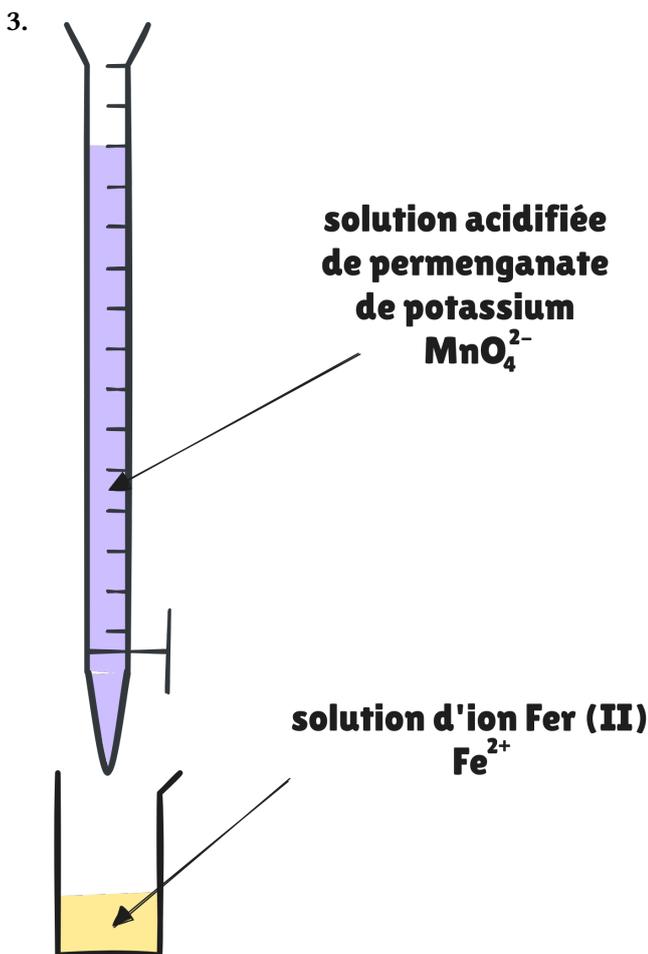
$$\tau = 1,2 \cdot 10^{-1} \text{ g.L}^{-1} \text{ soit, } 120 \text{ mg.L}^{-1}$$

Or $120 \text{ mg.L}^{-1} < 210 \text{ mg.L}^{-1}$, le vin est donc conforme.

Ex 10 p. 74

1. Réactif titré : ions permanganate MnO_4^- ; Réactif titrant : ions fer (II) Fe^{2+} .
2. a. En règle générale, la solution titrante est placée dans une burette graduée, tandis que la solution titrée est placée dans un bécher ou un erlenmeyer.

b. Avant l'équivalence, les ions permanganate n'ayant pas encore réagi avec les ions fer (II) peuvent réagir avec les ions Mn^{2+} formés par la réaction et former un précipité marron de $MnO_2(s)$ (Voir Données). Il faut donc éviter que les ions permanganate et les ions manganèse soient en contact. Pour cela, il faut placer la solution de permanganate de potassium dans la burette, même si elle est la solution titrée. Ainsi, avant l'équivalence, la quantité d'ions permanganate dans le bécher est nulle car lorsqu'ils sont ajoutés par la burette, ils sont immédiatement consommés par la réaction de titrage dans le bécher. La réaction parasite est alors évitée.



4. a. Avant l'équivalence, la solution présente dans le bécher prend une teinte jaune clair à cause de la formation des ions fer (III). À la première goutte versée après l'équivalence, les ions permanganate donnent une couleur violette à la solution. L'équivalence est donc repérée par un changement de couleur du jaune au violet clair.

b. $\frac{n_0(Fe^{2+})}{5} = n_E(MnO_4^-)$

Ex 12 p. 75

Ex 17 p. 77

Ex 18 p. 77

Ex A

1. a. Le premier couple est MnO_4^-/Mn^{2+} : $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$ (1)

Le deuxième couple est $CO_2/C_2O_4H_2$: $C_2H_2O_4 = 2CO_2 + 2H^+ + 2e^-$ (2)

$2 \times (1) + 5 \times (2)$ nous donne : $2MnO_4^- + 5C_2H_2O_4 + 6H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 10CO_2$

b. Le réactif titré est le réactif contenu dans l'erenmeyer : l'acide oxalique $C_2O_4H_2(aq)$. Le réactif titrant est le réactif contenu dans la burette : l'ion permanganate $MnO_4^-(aq)$. Après l'équivalence, le permanganate ajouté n'est plus consommé donc on observe une coloration violette dans l'erenmeyer.

2. a. $M(H_2C_2O_4) = 2 \times M(H) + 2 \times M(C) + 4 \times M(O) = 90 \text{ g.mol}^{-1}$ D'après l'énoncé on a $\tau = 50 \text{ g.L}^{-1}$

A.N. $c_0 = \frac{50}{90}$

$c_0 \approx 5,6 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

b. À l'équivalence les réactifs ont été introduit en proportions stœchiométriques.

$$\frac{n_0(C_2H_2O_4)}{5} = \frac{n_{eq}(MnO_4^-)}{2}$$

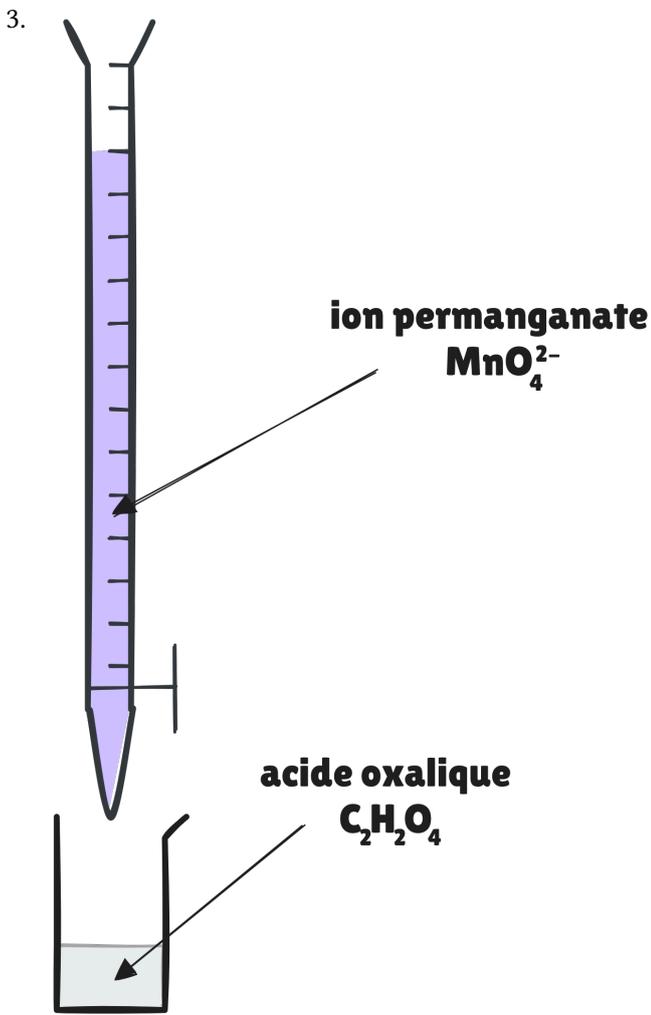
$$\frac{c_0 \times V_0}{5} = \frac{c_1 \times V_{eq}}{2}$$

$$V_{eq} = \frac{2}{5} \times \frac{c_0 \times V_0}{c_1}$$

A.N. $V_{eq} = \frac{2}{5} \times \frac{5,6 \cdot 10^{-1} \times 20}{5,0 \cdot 10^{-2}}$

$V_{eq} \approx 89,6 \text{ mL}$

c. En diluant 10 fois, on divise par 10 la concentration c_0 ainsi le volume à l'équivalence est divisé par 10 soit environ 9 mL. Ce qui convient pour la burette de 25 mL.



4. Méthode :

- Écrire la relation à l'équivalence entre $n_0(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4)$ et $n_{\text{éq}}(\text{MnO}_4^-)$
- En déduire l'expression de c'_0 la concentration de la solution diluée d'acide oxalique.
- Calculer c_0 la concentration de la solution non diluée.
- Calculer τ la concentration en masse et comparer avec les données du fabricant.

À l'équivalence les réactifs ont été introduit en proportions stoechiométriques. On trouve $V_{\text{éq}} = 7,8 \text{ mL}$

$$\frac{n_0(\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4)}{5} = \frac{n_{\text{éq}}(\text{MnO}_4^-)}{2}$$

donc, $c'_0 = \frac{5}{2} \times \frac{c \times V_{\text{éq}}}{V_0}$

A.N. $c'_0 = \frac{5}{2} \times \frac{5,0 \cdot 10^{-2} \times 7,8}{20}$

$$c'_0 = 4,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Compte tenu de la dilution, $c_0 = 10 \times c'_0 = 4,9 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

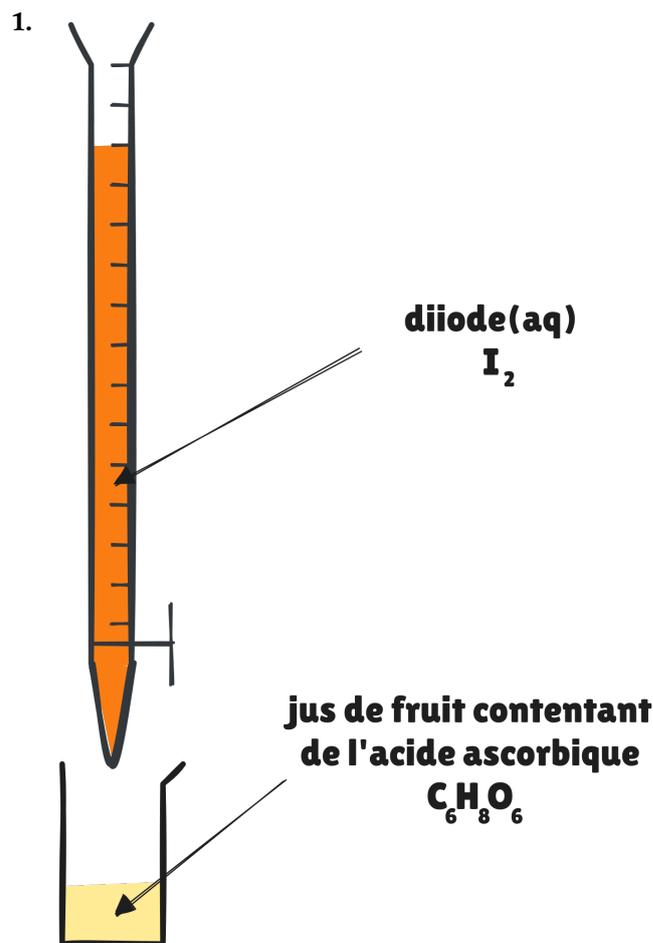
$$\tau = c_0 \times M$$

$$\tau = 4,9 \cdot 10^{-1} \times 90$$

$$\tau \approx 44 \text{ g.L}^{-1}$$

L'indication donnée par le fabricant (50 g.L^{-1}) n'est pas exacte, la valeur trouvée est un peu plus faible.

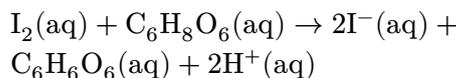
Ex B



2. Les deux demi-équations sont : $\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-(\text{aq})$



Donc l'équation de réaction support du titrage est :



3. À l'équivalence, les réactifs ont été versés dans les proportions stoechiométriques. on a donc :

$$n_0(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = n_E(\text{I}_2)$$

4. $n_0(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = C' \times V_E$

A.N. $n_0(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 2,00 \cdot 10^{-3} \times 14,2 \cdot 10^{-3}$

$$n_0(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) \approx 2,84 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

5. Après avoir déterminé la quantité de matière de vitamine C dans l'ampoule, appelée n , on peut en déduire la masse contenue dans l'ampoule par la relation :

$$m = n \times M$$

$$m = 2,84 \times 10^{-5} \times 176$$

$$m = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ g, soit } 5 \text{ mg, comme indiqué sur l'ampoule}$$

Ex C

1. Les deux demi-équations sont : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\ell)$ (1)

$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) = \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^-$ (2)

Donc l'équation de réaction s'obtient en faisant (1) + 6 × (2) : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\ell) + 6\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$

2. L'équivalence est repérée par un changement de couleur du milieu. En effet, les ions fer(II) sont vert pâle et avant l'équivalence, ils sont majoritaires dans l'erenmeyer, car les ions dichromates versés sont consommés intégralement avant l'équivalence. Puis, leur quantité diminue jusqu'à disparaître à l'équivalence. Apparaît alors une coloration jaune-orangée.

3. A l'équivalence, les réactifs ont été versés dans les proportions stoechiométriques. on a donc :

$$\frac{n_0(\text{Fe}^{2+})}{6} = n_E(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$$

$$\frac{[\text{Fe}^{2+}] \times V}{6} = [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \times V_{2E}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{6 \cdot [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \times V_{2E}}{V}$$

$$\text{A.N. } [\text{Fe}^{2+}] = \frac{6 \times 2,00 \cdot 10^{-2} \times 18,2}{20,0}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = 1,09 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$
 La solution

commerciale a été diluée 10 fois avant le titrage, il faut donc multiplier par 10. Ainsi

$$C_{\text{fer,commerce}} = 1,09 \text{ mol.L}^{-1}$$

4. Il y a $n_{\text{fer}} = 1,09 \text{ mol}$ dans 1 L de solution commerciale, on peut donc déterminer la masse correspondante avec la relation $m_{\text{fer}} = n_{\text{fer}} \times M(\text{Fe})$

$$m_{\text{fer}} = 1,09 \times 56,0 = 61,0 \text{ g}$$

Il y a donc 61,0 g de fer pour 1 L de solution soit 6,1 g pour 100 mL ce qui est proche de l'indication sur l'étiquette.