

CHAPITRE – TITRAGE

EXERCICES À RÉALISER EN AUTONOMIE :

- Exercice résolu page 73 ;
- QCM page 74 ;
- Exercices corrigés n° 13 page 75, 16 page 75, 21 page 76, 24 page 77 ;
- Exercices facultatifs n° 18 page 75, 25 page 77, 26 page 78, 27 page 78, 29 page 79, 31 page 80.

▪ EXERCICE 15 PAGE 75

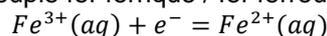
Équivalence

1. Indiquer ce que traduit le changement de couleur observé lors d'un titrage suivi par colorimétrie.
2. Définir l'équivalence d'un titrage.
3. Qu'est-ce qu'un indicateur coloré ?
Remarque : un indicateur n'est pas UNE espèce chimique qui change de couleur, puisqu'une espèce chimique ne PEUT PAS changer de couleur.
Un indicateur coloré est un mélange de plusieurs espèces chimiques, qui apportent chacune une couleur différente à la solution. Selon que l'une ou l'autre espèce chimique est présente en quantité plus importante, cela influence la couleur globale du système.

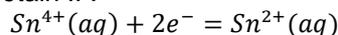
▪ EXERCICE 17 PAGE 75

Redox, équation support, équivalence

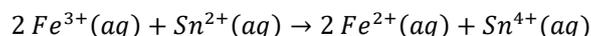
1. Demi-équation électronique du couple fer ferrique / fer ferreux :



Demi-équation du couple étain IV / étain II :



Équation de la réaction :



2. À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :

$$\frac{n_i(Fe^{3+})}{2} = \frac{n_E(Sn^{2+})}{1}$$

3. Comme $n = C \times V$, la relation précédente devient :

$$\frac{1}{2} \times [Fe^{3+}] \times V_1 = [Sn^{2+}] \times V_E$$

donc

$$V_E = \frac{1}{2} \times \frac{[Fe^{3+}]}{[Sn^{2+}]} \times V_1 = \frac{1}{2} \times \frac{1,00 \times 10^{-2} mol/L}{1,00 \times 10^{-2} mol/L} \times 10,0 mL = 5,0 mL$$

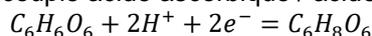
▪ EXERCICE 23 PAGE 77

Redox, équivalence, masse et quantité de matière

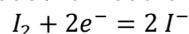
Donnée manquante de l'énoncé : l'équivalence est repérée par la persistance de la teinte brune du diiode dans le système et le volume versé en solution titrante à l'équivalence vaut 14,2 mL.

1. Le schéma est réalisé au crayon de papier et à la règle. Il présente un support (ou potence ou statif), un bécher contenant la solution titrée (composition et volume), une burette graduée contenant la solution titrante (composition et concentration), un agitateur magnétique et un barreau aimanté.

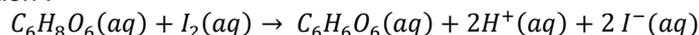
2. Demi-équation électronique du couple acide ascorbique / acide déhydroascorbique :



Demi-équation électronique du couple diiode / ion iodure :



Équation de la réaction :



3. À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :

$$\frac{n_i(\text{acide})}{1} = \frac{n_E(\text{diiode})}{1}$$

4. $n_i(\text{acide}) = n_E(\text{diiode}) = C' \times V_E = 2,00 \times \frac{10^{-3} \text{ mol}}{L} \times 14,2 \text{ mL} = 28,4 \mu\text{mol}$.

5. Cette quantité de matière correspond à une masse de vitamine C égale à :

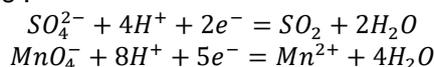
$$m(\text{acide}) = n(\text{acide}) \times M(\text{acide}) = 28,4 \times 10^{-6} \text{ mol} \times 176 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 5,0 \text{ mg}.$$

La valeur de la masse mentionnée sur l'étiquette est correcte.

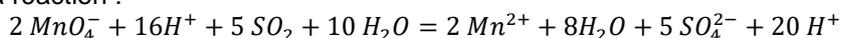
▪ EXERCICE 28 PAGE 79

Redox, masse molaire, équivalence, masse

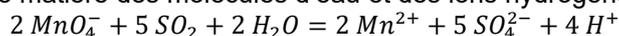
1. Demi-équations électroniques :



Équation de la réaction :



En simplifiant le bilan de matière des molécules d'eau et des ions hydrogène :



L'équation est équilibrée en matière et en charges.

2. À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :

$$\frac{n_i(\text{SO}_2)}{5} = \frac{n_E(\text{MnO}_4^-)}{2}$$

3. $n_i(\text{SO}_2) = \frac{5}{2} \times n_E(\text{MnO}_4^-) = \frac{5}{2} \times [\text{MnO}_4^-] \times V_E = \frac{5}{2} \times 5,00 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{L} \times 12,5 \text{ mL} = 156 \mu\text{mol}$

4.

Masse molaire du dioxyde de soufre : $M = M(\text{S}) + 2M(\text{O}) = (32,1 + 2 \times 16) \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 64,1 \text{ g/mol}$

Masse de SO₂ présente dans l'échantillon testé :

$$m_{\text{éch}} = n \times M = 156 \mu\text{mol} \times 64,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 10 \text{ mg}$$

L'échantillon testé ne représente que le cinquantième de la masse en dioxyde de soufre formée par la combustion de 100 g de fioul.

Ainsi, la combustion de 100 g de fioul produit 500 mg de dioxyde de soufre.

Cela représente une proportion en masse égale à :

$$p = \frac{m(\text{SO}_2)}{m_{\text{fioul}}} = \frac{500 \text{ mg}}{100 \text{ g}} = 0,5 \% > 0,3 \%$$

Le fioul testé n'est pas conforme à la législation.