

OXYDOREDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE

Dosage direct

Exercice n°1 : Pour décolorer en milieu acide 20cm³ de solution de permanganate de potassium de concentration molaire volumique 0,1 mol/L, il faut utiliser 50 cm³ d'une solution sulfureuse obtenue en dissolvant du gaz sulfureux (SO₂) dans l'eau.

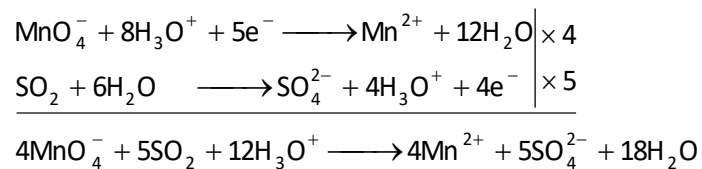
1. Sachant que les couples redox en présence sont MnO₄⁻/Mn²⁺ et SO₄²⁻ / SO₂ tels que E°(MnO₄⁻/Mn²⁺) > E°(SO₄²⁻/SO₂), écris l'équation bilan de la réaction de support de ce dosage.
2. a) Détermine la concentration molaire volumique de la solution de la solution de gaz sulfureux.
b) Déduis le volume de gaz dissous (dans les CNTP) pour préparer cette solution.

On donne : V_m = 22,4 L/mol.

3. Donne la notation de la pile mettant en jeu les deux couples redox.

Corrigé Exercice n°1

1. Équation-bilan



2. Concentration molaire volumique de SO₂

Par proportionnalité $\frac{4}{n(\text{MnO}_4^-)} = \frac{5}{n(\text{SO}_2)} \Leftrightarrow n(\text{SO}_2) = \frac{4}{5} n(\text{MnO}_4^-)$

C_(SO₂) = 0,05 mol.L⁻¹.

Déduction du volume de gaz sulfureux

Par définition : $n = \frac{V}{V_m} = C_{(\text{SO}_2)} \times V_{(\text{SO}_2)} \Rightarrow V = V_m \times C_{(\text{SO}_2)} \times V_{(\text{SO}_2)}$

V = 0,056 L.

3. Notation de la pile

(-)Pt/SO₂; SO₄²⁻ // MnO₄⁻; Mn²⁺/Pt(+)

Dosage indirect

Exercice n°2 : On veut doser une solution de bichromate de potassium de formule moléculaire $K_2Cr_2O_7$ par une solution contenant les ions fer II de concentration molaire volumique $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$. On procède de la manière suivante : à 60 cm^3 de la solution contenant les ions fer II en excès, on y ajoute 10 cm^3 de la solution de bichromate de potassium. L'excès d'ions fer II est dosé par une solution de permanganate de potassium de concentration molaire volumique $0,04 \text{ mol.L}^{-1}$. Il faut 27 cm^3 de cette solution pour atteindre l'équivalence.

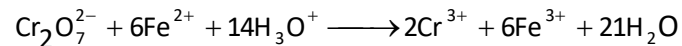
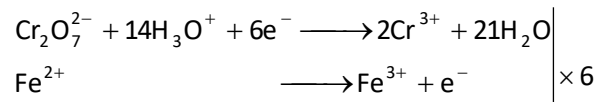
- 1- Écris les équations-bilans des réactions qui se sont produites.
- 2- a) Calcule la quantité initiale des ions fer II.
b) Calcule la quantité d'ions fer II ayant réagi avec les ions permanganates.
c) Déduis la concentration molaire volumique de la solution de bichromate de potassium.

On donne les couples : Fe^{3+}/Fe^{2+} ; MnO_4^-/Mn^{2+} ; $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$

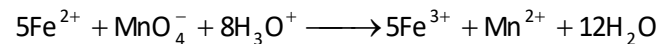
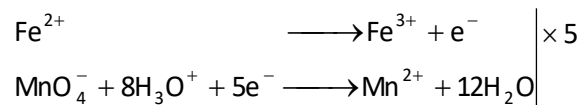
Corrigé Exercice n°2

1-Equation-bilan

1^{ère} équation



2^{ème} équation



2.a)Quantité de matière initiale d'ions Fe^{2+}

$$n_0 = 0.2 \times 6.10^{-3} = 0.12 \text{ mol}$$

b) Quantité d'ions Fe^{2+} ayant réagi avec les ions permanganates

D'après la 2^{ème} équation, si on désigne par n_2 la quantité de matière Fe^{2+} et n_{ox2} celle des ions permanganates, on écrit :

$$\frac{5}{n_2} = \frac{1}{n_{ox2}} \Rightarrow n_2 = 5 \times n_{ox2} = 5 \times C_{(MnO_4^-)} \times V_{(MnO_4^-)} ; \underline{n_2 = 5,4.10^{-3} \text{ mol}}$$

c)Concentration des ions bichromates.

Trouvons la quantité d'ions Fe^{2+} ayant réagi dans la 1^{ère} équation ;

Soit n_1 cette quantité. $n_1 = n_0 - n_2 = 6,6.10^{-3} \text{ mol}$

D'après l'équation-bilan $n_1 = 6 n(Cr_2O_7^{2-}) \Rightarrow \underline{C_0 = 0,11 \text{ mol}}$