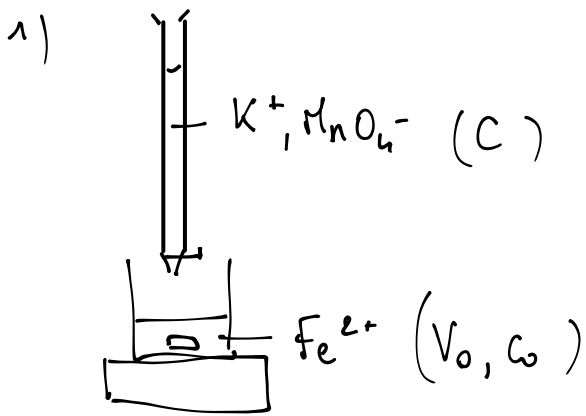


Chimie 11 - Bilan solutions aqueuses

EXERCICE 1 Dosage direct



2) Ce sont des ions spectateurs, SO_4^{2-} est en quantité constante, K^+ s'accumule dans le bécien au cours du dosage.

3) Il faut une quantité de matière $n = C V_{tot}$ et donc une masse $m = n M = C V_{tot} M$

A.N $m = 2 \cdot 10^{-2} \times 1 \times 158 = 3,16 \text{ g}$

4) À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans des proportions stœchiométriques :

$$\frac{CV}{1} = \frac{C_0 V_0}{5} \Rightarrow C_0 = 5 \frac{CV}{V_0}$$

A.N : $C_0 = 5 \times \frac{2 \cdot 10^{-2} \times 9,5}{10} = 9,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

Dosage en retour : dans le système initial, la quantité de Fe^{2+} :

$$n(Fe^{2+})_i = C_0 V_0$$

A.N : $n(Fe^{2+}) = 2 \cdot 10^{-3} \times 9,5 \cdot 10^{-2}$
 $= 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

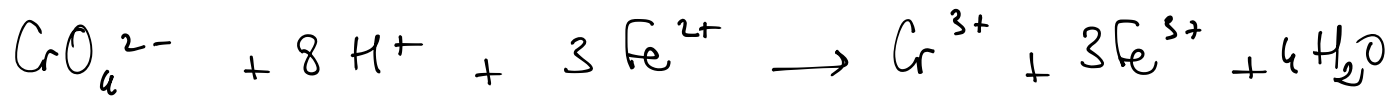
Après réaction avec le chromate il reste :

$$\frac{n(Fe^{2+})_f}{5} = CV$$

$$\rightarrow n(Fe^{2+})_f = 5CV$$

A.N : $n(Fe^{2+})_f = 5 \times 2 \cdot 10^{-2} \times 12 \cdot 10^{-3} = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

→ $n = 0,7 \cdot 10^{-3}$ mol de Fe^{2+} ont donc été consommés par la réaction avec CrO_4^{2-} .



initial $C_1 V_1$

$n(\text{Fe})_i$

final $C_1 V_1 - \xi_f$

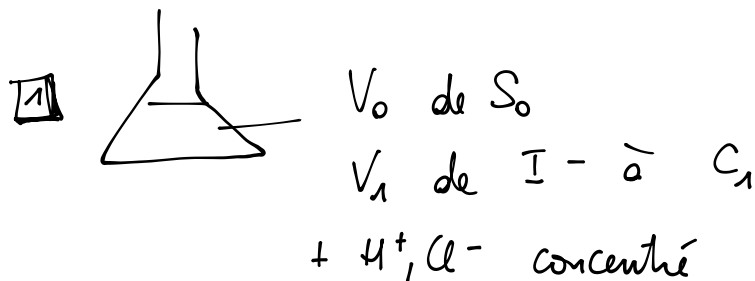
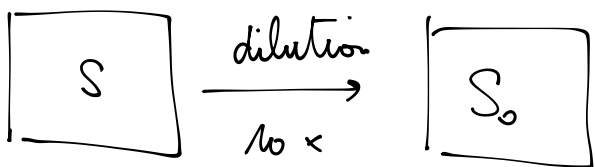
$$n(\text{Fe})_f = n(\text{Fe})_i - 3\xi_f$$

CrO_4^{2-} est limitant donc $\xi_f = C_1 V_1$

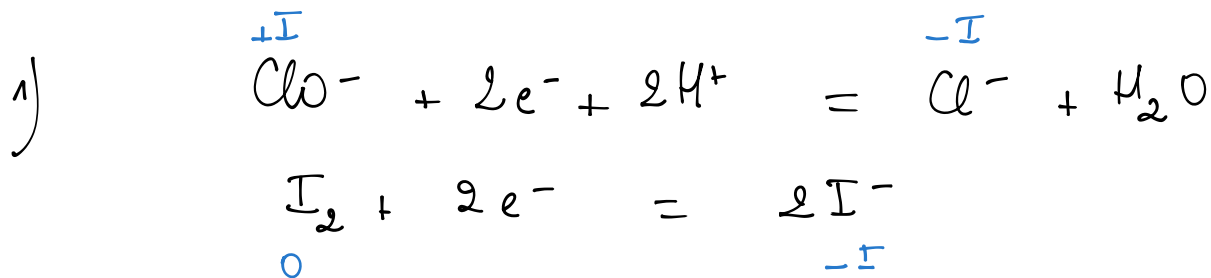
D'autre part : $\xi_f = \frac{n(\text{Fe})_i - n(\text{Fe})_f}{3}$ } $C_1 V_1 = \frac{n}{3}$

A.N : $C_1 = \frac{0,7 \cdot 10^{-3}}{3 \times 10 \cdot 10^{-3}} = 2,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

EXERCICE 2

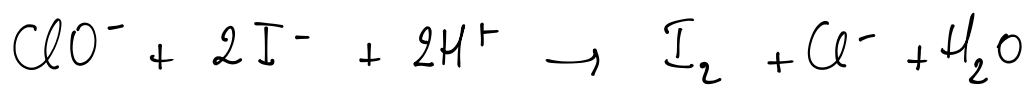


2 Dosage du diiode formé par le thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ concentration C_2 volume équivalent V_E .



2) Equation bilan : $\text{ClO}^- + 2\text{I}^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
 (a priori totale)

3) Tableau d'avancement



initial

$C_0 V_0$

$C_1 V_1$

—

ClO^- réactif limitant

→

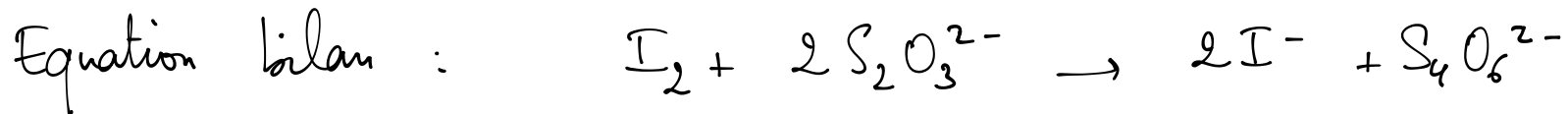
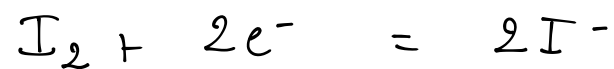
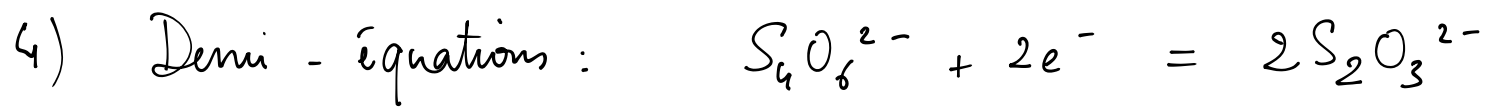
final

—

$C_1 V_1 - 2 C_0 V_0$

$C_0 V_0$

Solvant



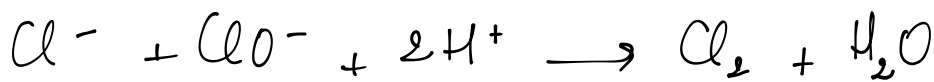
5) À l'équivalence les réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométriques : $n_{I_2} = \frac{C_2 V_E}{2} = C_0 V_0$ quantité d'ions hypochlorite

6) On a ainsi : $C_0 = C_2 \frac{V_E}{2V_0}$ A.N. : $C_0 = 0,15 \frac{20}{2 \times 10} = 0,15 \text{ mol/L}$

La solution commerciale est dix fois plus concentrée donc :

$[ClO^-] = 1,5 \text{ mol/L}$

1L d'eau de Javel libère ainsi 1,5 mol de Cl_2 par la réaction :



$D = \frac{nRT}{P}$

A.N. : $D = 1,5 \times \frac{8,3 \times 273}{10^5} = 3,4 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$

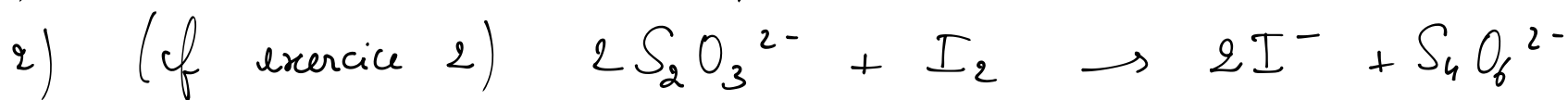
soit un degré chlorométrique de 34L en accord avec la valeur indiquée sur l'étiquette.

EXERCICE 3

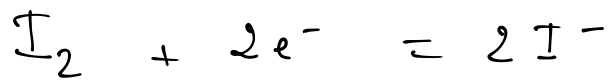
$m = 0,500 \text{ g}$ de laiton $\rightarrow V_f \rightarrow$ solution S_1 $[Cu^{2+}] = C_1$

V_1 de S_1
 V_2 de I^- à C_2 } $\rightarrow I_2$ dosé ensuite par $S_2O_3^{2-}$ C_3 , V_3

1) $[HO^-] = 10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow pH = 12$



$E_1 = E_1^0 + 0,03 \log \frac{[S_4O_6^{2-}]}{[S_2O_3^{2-}]^2}$



$$E_2 = E_2^\circ + 0,03 \log \frac{[\text{I}_2]}{[\text{I}^-]^2}$$

À l'équilibre $E_1 = E_2 \Rightarrow \log K = \frac{E_2^\circ - E_1^\circ}{0,03}$

A.N. : $\log K = \frac{0,62 - 0,09}{0,03} = 17,7 \quad K = 10^{17,7} \gg 10^3$

→ la réaction est quantitative (important pour un dosage).

4) Le diiode est formé par la réaction :



Cu^{2+} limitant

initial $C_2 V_2$ $C_1 V_1$ — —

final $C_2 V_2 - 2C_1 V_1$ 0 $\frac{C_1 V_1}{2}$ $C_1 V_1$

$$E_f = \frac{C_1 V_1}{2}$$

5) Le dosage donne $n_{\text{I}_2} = \frac{C_3 V_3}{2} = \frac{C_1 V_1}{2}$

On en déduit $C_1 = \frac{C_3 V_3}{V_1}$ et $n_{\text{Cu}^{2+}} = C_1 V_f$

A.N. : $n_{\text{Cu}^{2+}} = 2,5 \cdot 10^{-2} \times \frac{11,1}{10} \times 200 \cdot 10^{-3} = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

La masse de cuivre correspondante $m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \times M_{\text{Cu}}$ (Cu^{2+} vient de Cu)

A.N. : $m_{\text{Cu}} = 0,35 \text{ g}$

On vérifie $\frac{m_{\text{Cu}}}{m} = \frac{0,35}{0,5} \approx 70\%$