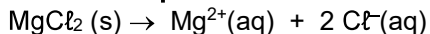


1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la dissolution de la poudre du sachet dans l'eau.



2. Décrire précisément un protocole expérimental à mettre en œuvre pour préparer 100,0 mL de solution aqueuse S₂ à partir de la solution aqueuse S₁.

Le facteur de dilution est $F = 5$

$$\text{Or } F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mère}}} \text{ Soit } V_{\text{mère}} = \frac{V_{\text{fille}}}{F} \quad V_{\text{mère}} = \frac{100}{5} = 20 \text{ mL}$$

On va prélever un volume $V_{\text{mère}} = 20 \text{ mL}$ de la solution mère S₁ à l'aide d'une pipette jaugée de 20 mL munie d'un pipeteur.

On verse cette solution dans une fiole jaugée de 100 mL et on ajoute un peu d'eau distillée.

On agite puis on complète jusqu'au trait de jauge. La solution fille S₂ est prête.

3. Les ions magnésium Mg²⁺ et nitrate NO₃⁻ sont des espèces spectatrices lors du titrage. Indiquer la signification de l'adjectif « spectatrice » donné à ces espèces.

Des ions spectateurs (ou des espèces spectatrices) sont des ions présents dans une solution mais qui ne participent pas à la réaction chimique.

4. En utilisant les conductivités molaires ioniques, justifier l'allure de la courbe obtenue et déterminer la valeur du volume à l'équivalence du titrage.

Déterminons comment évolue la concentration en quantité des ions en solution au cours du titrage :

Ions présents	Mg ²⁺	Cl ⁻	Ag ⁺	NO ₃ ⁻
Evolution de la concentration avant l'équivalence	Constante (car ion spectateur présent dans le bécher)	Diminue (réagit avec les ions Ag ⁺ versés)	Nulle (réagit avec les ions Cl ⁻ du bécher)	Augmente (ion spectateur versé avec les ions argent)
Evolution de la concentration après l'équivalence		Nulle (tous les ions chlorure ont réagi avec les ions argent)	Augmente (les ions argent sont versés mais ne réagissent plus)	

$$\text{D'après la loi de Kohlrausch : } \sigma = \sum_i \lambda_i \cdot [X_i]$$

La conductivité dépend de la concentration en quantité des ions, or avant l'équivalence la concentration en quantité des ions chlorure diminue mais celle des ions nitrate augmente. Or $\lambda(\text{Cl}^{-}) > \lambda(\text{NO}_3^{-})$

Donc $\lambda(\text{Cl}^{-}) \cdot [\text{Cl}^{-}]$ diminue plus vite que $\lambda(\text{NO}_3^{-}) \cdot [\text{NO}_3^{-}]$ augmente, la conductivité σ diminue, la première demi-droite est décroissante.

Après l'équivalence les concentrations en quantité augmentent ou restent constantes, la conductivité augmente et on observe une demi-droite croissante.

Le volume à l'équivalence correspond à l'abscisse du point d'intersection des deux droites, soit $V_{\text{eq}} = 9,0 \text{ mL}$.

5. Calculer la concentration en ions chlorure Cl⁻ dans la solution S₁, puis montrer que la masse de chlorure de magnésium MgCl₂, dans le sachet analysé, est de m(MgCl₂) = 10,8 g.

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

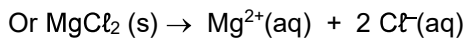
$$n(\text{Cl}^{-})_{\text{présent}} = n(\text{Ag}^{+})_{\text{versé}}$$

$$[\text{Cl}^{-}]_{\text{S}_2} \cdot V_2 = C_{\text{S}} \cdot V_{\text{eq}}$$

$$[\text{Cl}^{-}]_{\text{S}_2} = \frac{C_{\text{S}} \cdot V_{\text{eq}}}{V_2}$$

$$\text{Or la solution S}_1 \text{ a été diluée 5 fois soit } [\text{Cl}^{-}]_{\text{S}_1} = 5 \cdot [\text{Cl}^{-}]_{\text{S}_2} = 5 \cdot \frac{C_{\text{S}} \cdot V_{\text{eq}}}{V_2}$$

$$[\text{Cl}^{-}]_{\text{S}_1} = 5 \times \frac{5,0 \times 10^{-2} \times 9,0}{10,0} = 0,225 \text{ mol.L}^{-1}$$



$$\text{donc } n_{\text{MgCl}_2} = \frac{n_{\text{Cl}^{-}}}{2}$$

$$n_{\text{MgCl}_2} = \frac{[\text{Cl}^{-}]_{\text{S}_1} \cdot V}{2} \quad \text{on pose } V = 1,00 \text{ L}$$

$$m_{\text{MgCl}_2} = n_{\text{MgCl}_2} \cdot M_{\text{MgCl}_2}$$

$$m_{\text{MgCl}_2} = \frac{[\text{Cl}^{-}]_{\text{S}_1} \cdot V \cdot M}{2}$$

$$m_{\text{MgCl}_2} = \frac{0,225 \times 1,00 \times 95,3}{2} = 10,7 \text{ g}$$

On trouve une valeur très proche de celle annoncée de 10,8 g.

La différence peut être due à la détermination approximative du volume équivalent.

6. En déduire le degré d'hydratation du chlorure de magnésium étudié. Conclure.

Le sachet a une masse de 20,3 g, dont 10,8 g de MgCl_2

La masse d'eau est de $20,3 - 10,8 = 9,5 \text{ g}$ d'eau.

$$\text{Soit } n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{9,5}{18} = 0,53 \text{ mol}$$

Pour une mole de $\text{MgCl}_2 (\text{s})$ on a $x \text{ mol}$ d'eau (formule $\text{MgCl}_2 \cdot x \text{H}_2\text{O}$)

$$\text{Pour } n_{\text{MgCl}_2} = \frac{[\text{Cl}^{-}]_{\text{S}_1} \cdot V}{2} = \frac{0,225 \times 1,00}{2}, \text{ on a } n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = 0,53 \text{ mole d'eau.}$$

Par proportionnalité, $1 \times 0,53 = x \times (0,225/2)$

$$x = \frac{0,53}{\frac{0,225}{2}} = 4,7$$

On retrouve la valeur annoncée de 4,5 à 4% près $((4,7 - 4,5)/4,5) \times 100$.