

a. On dresse un tableau de l'évolution qualitative des quantités de matière au cours du titrage.

	Évolution des quantités de matière des ions dans le bécher				Estimation de la pente
	Cl <sup>-</sup>	Ag <sup>+</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Na <sup>+</sup>	
$V < V_{\text{éqv}}$	↘	0	↗	→	$\lambda_{\text{NO}_3^-} < \lambda_{\text{Cl}^-}$ : pente négative
$V > V_{\text{éqv}}$	0	↗	↗	→	Pente positive

La pente est plus forte pour  $V > V_{\text{éqv}}$  car  $\lambda_{\text{NO}_3^-} < \lambda_{\text{Cl}^-}$  et un ion NO<sub>3</sub><sup>-</sup> « remplace » un ion Cl<sup>-</sup> (stœchiométries identiques).

Les conductivités ioniques molaires des ions nitrate et chlorure sont proches, donc la courbe n'est que légèrement décroissante.

b. À l'équivalence :  $\frac{n_{\text{Cl}^-, \text{début}}}{1} = \frac{n_{\text{Ag}^+, \text{éqv}}}{1}$  soit  $n_{\text{Cl}^-, \text{début}} = c \times V_{\text{éqv}}$ .

A. N. :  $n_{\text{Cl}^-, \text{début}} = 200 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 8,3 \times 10^{-3} \text{ L} = 1,66 \text{ mmol}$

dans l'échantillon de volume  $V = 10,0 \text{ mL}$ , soit 16,6 mmol dans les 100 mL de solution.

On en déduit :  $m_{\text{NaCl}} = 10 \times n_{\text{Cl}^-, \text{début}} \times M$ .

A. N. :  $m_{\text{NaCl}} = 10 \times 1,66 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 58,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 969 \text{ mg}$ .

D'après les indications du fabricant, l'échantillon de départ contient 99,5% de chlorure de sodium, soit une masse de chlorure de sodium de 0,995 g ou encore 995 mg dans un échantillon de masse  $m = 1,00 \text{ g}$ .

La masse déterminée étant très proche de celle indiquée par le fabricant, et compte-tenu des incertitudes expérimentales, ces deux valeurs sont considérées comme compatibles.

## 1. Questions préliminaires

a. Le deuxième point des données indique qu'une solution saturée comporte des ions en solution aqueuse, mais aussi le soluté solide. Or le **DOC. 2** indique la présence de particules solides dans la solution  $S_2$ . Cette solution  $S_2$  est obtenue à partir de la solution  $S_1$  (solution de chlorure de calcium) dans laquelle est ajoutée une solution d'hydroxyde de sodium, jusqu'à apparition de particules solides d'hydroxyde de calcium  $\text{Ca(OH)}_2$ . La solution  $S_2$  ainsi obtenue est donc saturée.

b. Dans la solution saturée  $S_2$  :  $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ ,  $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$ ,  $\text{Na}^{+}(\text{aq})$ ,  $\text{HO}^{-}(\text{aq})$  et  $\text{Ca(OH)}_2(\text{s})$ .

Dans la solution  $S_3$ , le solide a été éliminé par filtration, il ne reste donc que :  $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ ,  $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$ ,  $\text{Na}^{+}(\text{aq})$  et  $\text{HO}^{-}(\text{aq})$ .

## Masse et quantité de matière d'ion calcium manquante dans l'aquarium

La concentration en masse d'ion calcium mesurée dans l'aquarium est  $c_{\text{mesurée}} = 360 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ . Or le **DOC. 1** indique une concentration en masse optimale d'ion calcium dans un aquarium de  $c_{\text{optimale}} = 400 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Le volume de l'aquarium est  $V = 100 \text{ L}$ .

La masse de calcium manquante dans l'aquarium est donc :

$$m_{\text{manquante}} = (c_{\text{optimale}} - c_{\text{mesurée}}) \times V.$$

Cela correspond à une quantité de matière d'ion calcium

$$\text{manquant} : n_{\text{manquante}} = \frac{m_{\text{manquant}}}{M(\text{Ca}^{2+})}.$$

$$\text{A. N. : } m_{\text{manquante}} = (400 - 360) \times 100 = 4,0 \text{ g}$$

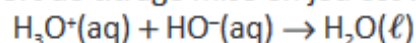
$$\text{et } n_{\text{manquante}} = \frac{4,0}{40,0} = 0,10 \text{ mol.}$$

## Concentration en ion calcium dans la solution saturée en hydroxyde de calcium

Dans l'expérience décrite dans le **DOC. 2**, la précipitation a été atteinte. Ainsi, la solution filtrée  $S_3$  contient des ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{HO}^{-}$  à la valeur limite de solubilité. Filtrer permet d'éliminer le précipité formé, soit l'excès de  $\text{Ca(OH)}_2(\text{s})$ , tout en conservant les ions en solution à leur limite de solubilité.

Le titrage décrit dans le **DOC. 2** permet ainsi de déterminer la concentration en ion hydroxyde dans la solution saturée.

La réaction support de titrage mise en jeu est :



L'équivalence est repérable graphiquement par une rupture de pente :  $V_{A,\text{éqv}} = 9,0 \text{ mL}$ .

$$\text{À l'équivalence : } \frac{n_{\text{HO}^{-},\text{début}}}{1} = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^{+},\text{éqv}}}{1}, \text{ soit } c_{\text{HO}^{-}} \times V_3 = c_A \times V_{A,\text{éqv}}.$$

$$\text{Ainsi : } c_{\text{HO}^{-}} = \frac{c_A \times V_{A,\text{éqv}}}{V_3}.$$

$$\text{A. N. : } c_{\text{HO}^{-}} = \frac{0,100 \times 9,0}{20,0} = 4,5 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Lors de la dissolution du solide :  $\text{Ca(OH)}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HO}^{-}(\text{aq})$

Ainsi :  $c_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{c_{\text{HO}^{-}}}{2}$ .

**A. N. :**  $c_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{4,5 \times 10^{-2}}{2} = 2,3 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

**Volume de solution saturée à ajouter à l'aquarium**

$$V_{\text{ajout}} = \frac{n_{\text{manquant}}}{c_{\text{Ca}^{2+}}}.$$

**A. N. :**  $V_{\text{ajout}} = \frac{0,10}{2,3 \times 10^{-2}} = 4,4 \text{ L}.$

Le volume à ajouter semble cohérent par rapport au volume de l'aquarium (100 L). Le **DOC. 1** indique par ailleurs une préparation de 10 L de solution par la méthode du Kalkwasser, on s'attend donc à obtenir une valeur de solution à ajouter inférieure à 10 L pour cet aquarium.