

1 Solubilité du chlorure de baryum

Connaître : restituer ses connaissances

On prépare une solution de chlorure de baryum.
Ce composé ionique est très soluble dans l'eau.

1. Expliquer la solubilité de ce composé ionique dans l'eau en utilisant les mots suivants : *dissous, composé ionique, solvation, polarité*.

2. Écrire l'équation de dissolution de ce composé de formule $\text{BaCl}_{2(s)}$ dans l'eau.

Exercice 1

1. Le chlorure de baryum est un composé ionique (cation et anion reliés par une liaison ionique) qui se dissout bien dans l'eau car la polarité de la molécule d'eau permet la solvation de ce composé.
2. $\text{BaCl}_{2(s)} \rightarrow \text{Ba}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{Cl}^{-}_{(aq)}$

2 Différences de solubilité

Réaliser : utiliser un modèle et valider les résultats

Dans les tables de chimie on peut lire :

Solubilité dans l'eau : $\text{AgCl}_{(s)} = 1,9 \times 10^{-3} \text{ g.L}^{-1}$;

$\text{NaCl}_{(s)} = 359 \text{ g.L}^{-1}$.

- 1.** Que signifient ces données ?
- 2.** Proposer une explication d'une telle différence de valeur.
- 3.** Écrire les équations de dissolution de ces deux composés ioniques.

Exercice 2

1. Il s'agit de la masse maximale de solide que l'on peut dissoudre dans un litre d'eau.
2. AgCl et NaCl ont l'anion chlorure en commun. Donc le cation associé influence la solubilité du composé : la présence du cation Ag^+ rend le composé presque insoluble dans l'eau. Donc la solubilité dépend des ions du composé ionique considéré.
3. $\text{AgCl}_{(s)} \rightarrow \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$ et $\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

5 Déterminer une concentration

Réaliser : effectuer des calculs numériques

L'étiquette d'une eau minérale est reproduite ci-dessous :

Analyse (mg.L ⁻¹)			
Calcium (Ca ²⁺)	68	Hydrogénocarbonates (HCO ₃ ⁻)	219
Sodium (Na ⁺)	21	Sulfates (SO ₄ ²⁻)	39
Magnésium (Mg ²⁺)	11	Chlorures (Cl ⁻)	28
Potassium (K ⁺)	2	Nitrates (NO ₃ ⁻)	<1

1. Indiquer la concentration en masse des ions hydrogénocarbonates en g.L⁻¹.

2. Quelle quantité de matière d'ions hydrogénocarbonates est contenue dans un litre de cette eau ?

Données : masses molaires atomiques en g.mol⁻¹ :

$M(\text{H}) = 1,0$; $M(\text{C}) = 12,0$; $M(\text{O}) = 16,0$.

3. En déduire la concentration en quantité de matière de cet ion.

Exercice 5

1. La concentration en masse des ions hydrogénocarbonates est de 219 mg.L^{-1} , ce qui correspond à $0,219 \text{ g.L}^{-1}$.
2. $M(\text{HCO}_3^-) = M(\text{H}) + M(\text{C}) + 3 \times M(\text{O}) = 1,0 + 12,0 + 3 \times 16,0 = 61,0 \text{ g.mol}^{-1}$
On peut en déduire que dans un litre il y a $n = m/M = 0,219 / 61,0 = 3,59 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions hydrogénocarbonates.
3. $C = n/V = 3,59 \times 10^{-3} / 1 = 3,59 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

10 Eutrophisation

Analyser/Raisonner : exploiter des informations

10 p 51

Une eau polluée peut contenir des ions nitrate, nitrite et ammonium. Les ions ammonium sont lentement oxydés en ions nitrite et les nitrates sont responsables de la prolifération des algues vertes sur le littoral. La concentration massique en ions ammonium ne doit pas excéder 1 mg.L^{-1} pour que la vie aquatique puisse se développer.

Pour doser les **ions ammonium** NH_4^+ contenus dans un volume $V = 200 \text{ mL}$ de l'eau à analyser, on utilise une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$, $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$) de concentration en quantité de matière $C_b = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

La réaction de dosage est : $\text{NH}_4^+ + \text{HO}^- \Rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Le volume à l'équivalence vaut $15,0 \text{ mL}$.

1. Lister le matériel nécessaire pour réaliser ce dosage.
2. Comment varie la conductivité avant l'équivalence ? Après l'équivalence ?
3. À l'équivalence, $n_{\text{NH}_4^+} = n_{\text{HO}^-}$. En déduire la concentration en quantité de matière des ions ammonium puis la concentration en masse.

Données : $M(\text{N}) = 14,0 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$

4. Cet échantillon est-il pollué par les ions ammonium ?

Exercice 10

1. Burette graduée de 25 mL ; bécher de 500 mL ; conductimètre ; agitateur magnétique ; barreau aimanté ; fiole de 200,0 mL.
2. Avant l'équivalence, les ions HO^- sont instantanément consommés et la quantité d'ions ammonium diminue. Par conséquent la conductivité va diminuer car la solution sera moins riche en ions.

Après l'équivalence, il y a changement de réactif limitant : les ions ammonium sont totalement consommés et l'ajout d'ions hydroxyde va faire augmenter la conductivité puisque la solution va s'enrichir en ions.

3. $n_{\text{NH}_4^+} = n_{\text{HO}^-}$ d'où $[\text{NH}_4^+] \times V = C_b \times V_{\text{eq}}$
 $\rightarrow [\text{NH}_4^+] = (C_b \times V_{\text{eq}}) / V = (1,5 \times 10^{-3} \times 15,0) / 200,0 = 1,1 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$
 $M(\text{NH}_4^+) = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$ donc $C_m = [\text{NH}_4^+] \times M = 1,1 \times 10^{-4} \times 18,0 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ g.L}^{-1}$
4. La concentration en masse d'ions ammonium ne doit pas excéder 1 mg/L pour que la vie aquatique puisse se développer. Or ici la concentration en masse vaut 2,0 mg/L, donc elle excède la valeur limite. Par conséquent cette eau est polluée.

11 Pollution et potabilité

Connaître : restituer ses connaissances

- 1.** Lister 3 critères physico-chimiques à respecter pour qu'une eau soit potable.
- 2.** Donner deux exemples de polluants présents dans les eaux polluées et indiquer leur origine probable.
- 3.** Expliquer l'impact que peut avoir une eau polluée sur la vie aquatique.



Exercice 11

1. Une eau est potable si elle répond à des critères comme le pH, la température et la concentration de certains ions tels que les nitrates, le chlorure, etc., mais aussi la conductivité.
2. Il existe des macropolluants comme les nitrates, les phosphates et des micropolluants
3. La pollution peut faire augmenter la température des bassins et mer (ce qui entraîne une diminution du taux de dioxygène), augmenter la salinité, augmenter l'acidité d'un milieu et, par conséquent, ne plus être optimale pour le bon développement et la survie animale.