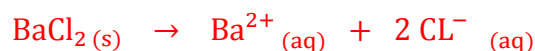


Dissolution d'un solide ionique - Correction

Exercice 01 : Dissolution de chlorure de baryum.

On prépare une solution aqueuse de chlorure de baryum. Ecrire l'équation de dissolution dans l'eau du chlorure de baryum de formule $\text{BaCl}_2(s)$.

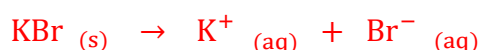


Exercice 02 : Le bromure de potassium.

Le bromure de potassium est un solide ionique utilisé comme sédatif. On veut préparer un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution de bromure de potassium de concentration molaire $c(\text{KBr}) = 7 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Données : masse molaire $M(\text{Br}) = 79 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(\text{K}) = 39 \text{ g.mol}^{-1}$.

a. Ecrire l'équation associée à la dissolution de bromure de potassium dans l'eau.



b. Calculer la quantité de matière de bromure de potassium à dissoudre.

On a : k : constante de Coulomb, $c(\text{KBr}) = \frac{n(\text{KBr})}{V}$

Donc : $n(\text{KBr}) = c(\text{KBr}) \times V = 7 \times 10^{-3} \times 0.1 = 7 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

Il faut dissoudre $7 \times 10^{-4} \text{ mol}$ de bromure de potassium dans 100 mL d'eau pour obtenir une solution de bromure de potassium de concentration molaire $c(\text{KBr}) = 7 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

c. Calculer la masse de bromure de potassium nécessaire pour préparer la solution.

Masse de de bromure de potassium nécessaire $m(\text{KBr}) = n(\text{KBr}) \times M(\text{KBr})$.

$M(\text{KBr}) = M(\text{K}) + M(\text{Br}) = 39 + 79 = 118 \text{ g.mol}^{-1}$.

$m(\text{KBr}) = n(\text{KBr}) \times M(\text{KBr}) = 7 \times 10^{-4} \times 118 = 8.3 \times 10^{-2} \text{ g} = 83 \text{ mg}$.

Il faut dissoudre 83 mg de bromure de potassium dans 100 mL d'eau pour obtenir une solution de bromure de potassium de concentration molaire $c(\text{KBr}) = 7 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice 03 : Sel de Mohr.

Le sel de Mohr est un solide ionique de formule $\text{FeSO}_4, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, 6 \text{H}_2\text{O}$. A partir de ce solide, on souhaite préparer une solution S de volume $V = 100 \text{ mL}$ telle que la concentration molaire effective en ions fer soit égale à $5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

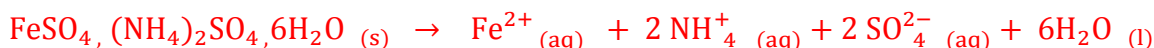
Données : masses molaires : $M(\text{Fe}) = 55.8 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{S}) = 32.1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$. Les formules des ions : ammonium NH_4^+ et sulfate SO_4^{2-} .

a. Dans le sel de Mohr, les ions de fer sont-ils sous la forme d'ions Fe^{2+} ou Fe^{3+} ?

Le sel de Mohr est un solide électriquement neutre, donc la somme des charges électriques des différents ions qui le constitue doit être nulle. On note x la charge de l'ion fer, on doit obtenir :

$x + (-2) + 2(1) + (-2) = 0$, soit $x = +2$. Il s'agit des ions Fe^{2+} .

b. Ecrire l'équation de dissolution du sel de Mohr dans l'eau.



c. Quelle est la relation entre la concentration c en soluté apporté et la concentration molaire effective en ions fer ?

D'après l'équation de dissolution $[\text{Fe}^{2+}] = c_1$.

d. Calculer la masse molaire du sel de Mohr.

$M(\text{FeSO}_4, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, 6 \text{H}_2\text{O}) = M(\text{Fe}) + M(\text{S}) + 4 M(\text{O}) + 2M(\text{N}) + 8 M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O}) + 12 M(\text{H}) + 6 M(\text{O})$

$M(\text{FeSO}_4, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, 6 \text{H}_2\text{O}) = 392 \text{ g.mol}^{-1}$.

e. Quelle masse de sel de Mohr faut-il dissoudre ?

$m(\text{FeSO}_4, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, 6 \text{H}_2\text{O}) = n(\text{FeSO}_4, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, 6 \text{H}_2\text{O}) \times M(\text{FeSO}_4, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, 6 \text{H}_2\text{O})$

$m(\text{FeSO}_4, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, 6 \text{H}_2\text{O}) = c \times V \times M(\text{FeSO}_4, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, 6 \text{H}_2\text{O})$

$m(\text{FeSO}_4, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, 6 \text{H}_2\text{O}) = 5 \times 10^{-2} \times 0.1 \times 392 = 1.96 \text{ g}$

Il faut dissoudre 1.96 g de sel de Mohr dans 100 mL d'eau pour obtenir une solution S telle que la concentration molaire effective en ions fer soit égale à $5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Ce document PDF gratuit à imprimer est issu de la page :

- [Exercices Première - 1ère Physique - Chimie : Lois et modèles Dissolution de solides ioniques ou moléculaires Dissolution d'un solide ionique - PDF à imprimer](#)

Le lien ci-dessous vous permet de télécharger cet exercice avec un énoncé vierge

- [Solide ionique - Première - Exercices sur la dissolution](#)

Les exercices des catégories suivantes pourraient également vous intéresser :

- [Exercices Première - 1ère Physique - Chimie : Lois et modèles Dissolution de solides ioniques ou moléculaires Concentration molaire - PDF à imprimer](#)

- [Exercices Première - 1ère Physique - Chimie : Lois et modèles Dissolution de solides ioniques ou moléculaires Dissolution d'un composé moléculaire dans un solvant - PDF à imprimer](#)

Besoin d'approfondir en : Première - 1ère Physique - Chimie : Lois et modèles Dissolution de solides ioniques

- [Cours Première - 1ère Physique - Chimie : Lois et modèles Dissolution de solides ioniques ou moléculaires Dissolution d'un solide ionique](#)

- [Vidéos pédagogiques Première - 1ère Physique - Chimie : Lois et modèles Dissolution de solides ioniques ou moléculaires Dissolution d'un solide ionique](#)