

Feuille d'exercices sur la chapitre 8 : solubilité des composés

Exercice 1 :

Caroline souhaite mesurer la solubilité du sel dans l'eau. Pour cela, elle a préparé un verre contenant un volume $V = 150\text{ mL}$ d'eau. Petit à petit, en agitant entre chaque ajout, elle a réussi à y dissoudre une masse $m = 53,7\text{ g}$ de sel. L'ajout de sel suivant qu'elle a fait ne s'est pas dissout.

Déterminer la solubilité du sel dans l'eau.

Exercice 2 :

On donne la solubilité de plusieurs espèces chimiques dans l'eau et dans l'éthanol.

1. Quelle est l'espèce la plus soluble dans l'eau ?
2. Quelle est l'espèce la plus soluble dans l'éthanol ?
3. Quelle espèce se dissout avec la même facilité dans l'eau et dans l'éthanol ?

Soluté	Solubilité dans l'eau en g/L	Solubilité dans l'éthanol en g/L
Chlorure de sodium	357	0,7
Saccharose	2 000	6
Aspartame	10	10

Exercice 3 :

Le sel et le bicarbonate ont le même aspect, le même goût, et sont stockés dans des pots identiques. Pour être sûre de ne pas se tromper, Inès mesure la solubilité du contenu d'un des pots. Elle arrive à dissoudre $17,4\text{ g}$ de poudre dans 200 mL d'eau.

Soluté	Bicarbonate de soude	Sel
Solubilité en g/L	87	357

Exprimer le volume dans l'unité adaptée.

Déterminer par un calcul de proportionnalité la solubilité de la poudre dissoute, puis identifier là.

Exercice 4 :

La solubilité d'un soluté est la masse maximale qu'il est possible de dissoudre dans un volume donné de solvant. La solubilité du carbonate de calcium CaCO_3 (à l'origine des dépôts calcaires) est de 14 mg/L , dans l'eau à 20°C .

1. Calculer la masse molaire du carbonate de calcium.
2. En déduire la quantité de matière maximale qu'il est possible de dissoudre par litre d'eau à 20°C .
3. A cette concentration, quel volume de solution peut provoquer un dépôt de $0,1\text{ kg}$ de calcaire par évaporation complète du solvant.
4. Calculer la quantité de matière de carbonate de calcium contenu dans 25 mL de solution à cette même concentration.

Données : masses molaires

$$M(\text{Ca}) = 40,1\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \quad M(\text{C}) = 12,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \quad M(\text{O}) = 16,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Exercice 5 :

Pour soigner les anémies, des médicaments contenant l'élément fer sous forme d'ions Fe^{2+} sont prescrits. C'est le cas du fer UCB®, qui se présente sous forme d'ampoules à boire de volume $V = 5,0 \text{ mL}$. Chaque ampoule est préparée par dissolution d'une masse $m = 0,114 \text{ g}$ de chlorure de fer $\text{FeCl}_{2(s)}$.

1. Écrire l'équation de la réaction de dissolution du chlorure de fer dans l'eau.
2. Déterminer la valeur du produit de solubilité de $\text{FeCl}_{2(s)}$ à 20°C .
3. Vérifier par le calcul que l'intégralité de la masse m se dissout lors de la préparation d'une ampoule.

Données :

Solubilité du chlorure de fer : $s = 8,3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ à 20°C ;

Masse molaire du fer : $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; Masse molaire du chlore : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;

Exercice 6 :

On donne le tableau suivant contenant les données suivantes :

- Composé ;
- Solubilité molaire à 20°C en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- Solubilité massique à 20°C en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$;
- Masse nécessaire de composé en g pour préparer $50,0 \text{ mL}$ d'une solution saturée à 20°C ;

Composé	Solubilité molaire ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	Solubilité massique ($\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$)	Masse à peser (mg) pour préparer $V = 50,0 \text{ mL}$ d'une solution saturée
$\text{Pb}(\text{SO}_4)$	$1,4\cdot 10^{-4}$		
$\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$		2,9	
$\text{Cd}(\text{OH})_2$			13,0

1. Déterminer la masse molaire de chaque composé.
2. Compléter le tableau en réalisant les conversions nécessaires.

Données :

$M(\text{H}) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cd}) = 112 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Pb}) = 207 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;