

1ere PCM

Correction d'exercices sur le chapitre dissolution des composés solides ioniques.

Exercice 3 : Question 1 :

La concentration en masse t_m est donnée : $t_m = 21,6 \frac{g}{L}$

Pour obtenir la concentration molaire (en quantité de matière), il faut utiliser la masse molaire du composé. $M(NaCl) = M_{Na} + M_{Cl} = 58,5 \frac{g}{mol}$

On obtient la concentration molaire par $C_{NaCl} = \frac{t_m}{M(NaCl)} = \frac{21,6 \frac{g}{L}}{58,5 \frac{g}{mol}} = 0,369 \frac{mol}{L}$

Expertise et auto-contrôle :

diviser par une fraction c'est multiplier par son inverse : $\frac{\frac{g}{L}}{\frac{g}{mol}} = \frac{g}{L} \times \frac{mol}{g} = \frac{mol}{L}$.

Le calcul numérique donne $\frac{21,6}{58,5} = 0,3692307692 \approx 0,369$, il faut arrondir et garder 3 chiffres exprimés.

On calcule une concentration molaire, l'unité du résultat est $\frac{mol}{L}$.

Question 2 : Chaque jour , il faut remplir un bain à cette concentration. Et renouveler 3 jours de suite.

On calcule la quantité de matière pour le premier jour :

$$n_{NaCl} = C_{NaCl} \times V_{solution} = 0,369 \frac{mol}{L} \times 8,5 L = 3,1365 mol \approx 3,14 mol$$

Pour 3 jours de traitement : $n_{total} = 3 \times n_{NaCl} = 3 \times 3,14 mol = 9,42 mol$

Expertise et auto-contrôle :

Vérifier que le résultat final est avec la bonne unité : quantité de matière \rightarrow mol

Bien écrire tous les indices n_{NaCl} , $V_{solution}$, pour éviter les mélanges d'information.
mol par L multiplié par des L donne l'unité mol

Exercice 4 :

Question 1 : D'après la formule chimique du composé, la masse molaire se calcule en comptant 2 fois l'aluminium, 3 fois le soufre et 3 x 4 fois l'oxygène.

$$M(\text{composé}) = 2 \times M_{Al} + 3 \times M_S + 12 \times M_O = 2 \times 27,0 + 3 \times 31,1 + 12 \times 16,0 = 342,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

La masse à utiliser pour cette dissolution s'obtient par

$$m_{\text{composé}} = M(\text{composé}) \times C \times V_{\text{solution}} = 342,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 0,100 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,500 \text{ L} = 17,115 \text{ g} \approx 17,1 \text{ g}$$

Expertise et auto-contrôle :

on calcule une masse, l'unité sera le g.

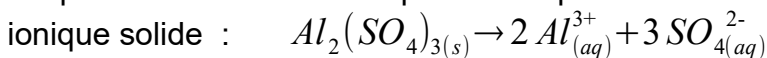
Dans le calcul mol et mol se simplifient, L et L aussi.

Attention 500mL doit être converti en 0,500 L avec un tableau d'unité ou le facteur 10^{-3}

Utiliser directement la relation $m = MCV$ fait gagner du temps, toujours vérifier les unités.

Question 2 : Le sulfate d'aluminium est un composé ionique constitué d'ions aluminium et d'ions sulfate. D'après le cours : l'ion aluminium a pour formule Al^{3+}
l'ion sulfate a pour formule SO_4^{2-}

L'équation de dissolution exprime la séparation des ions contenus dans le composé



Expertise et auto-contrôle :

un anion et un cation dont les formules sont connues.

Vérifier avec les coefficients que les charges électriques 2 fois 3+ et 3 fois 2- se compensent.

Bien préciser l'état solide ou dissous avec (s) ou (aq)

Question 3 : D'après cette équation de dissolution, la concentration effective des ions aluminium en solution est le double de la concentration en soluté apporté.

$$[Al^{3+}] = 2 \times C = 2 \times 0,100 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,200 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La quantité de matière correspondante d'ions aluminium est :

$$n_{Al^{3+}} = [Al^{3+}] \times V_{\text{solution}} = 0,200 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,500 \text{ L} = 0,100 \text{ mol}$$

Expertise et auto-contrôle :

on calcule une quantité de matière, l'unité sera le mol

Cela se vérifie dans le calcul L et L se simplifient.

Bien utiliser la notation entre crochet pour la concentration effective.

Exercice 5 :

Comme il y a 2 composés, tous les calculs doivent être effectués 2 fois.

Calcul des masses molaires :

$$M(\text{CuSO}_4) = M_{\text{Cu}} + M_{\text{S}} + 3 \times M_{\text{O}} = 63,5 + 32,1 + 3 \times 16,0 = 143,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M(\text{ZnSO}_4) = M_{\text{Cu}} + M_{\text{S}} + 3 \times M_{\text{O}} = 65,4 + 32,1 + 3 \times 16,0 = 145,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

D'après les valeurs de masses utilisées :

$$n_{\text{CuSO}_4} = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{0,100 \text{ g}}{143,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 6,96 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

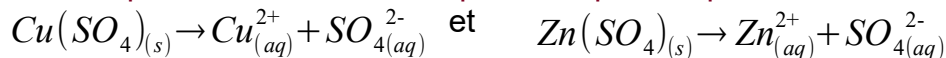
$$n_{\text{ZnSO}_4} = \frac{m_{\text{ZnSO}_4}}{M(\text{ZnSO}_4)} = \frac{0,350 \text{ g}}{145,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

On termine par le calcul des valeurs de concentration apportées pour chaque soluté :

$$C_{\text{CuSO}_4} = \frac{n_{\text{CuSO}_4}}{V_{\text{solution}}} = \frac{6,96 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,100 \text{ L}} = 6,96 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$C_{\text{ZnSO}_4} = \frac{n_{\text{ZnSO}_4}}{V_{\text{solution}}} = \frac{2,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,100 \text{ L}} = 2,41 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Écriture des équations de dissolution, pour chaque composé solide :



Les ions cuivre II Cu^{2+} ne sont apportés que par un seul soluté, d'après l'équation de dissolution :

$$[\text{Cu}^{2+}] = 1 \times C_{\text{CuSO}_4} = 6,96 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Même remarque pour les ions zinc Zn^{2+}

$$[\text{Zn}^{2+}] = 1 \times C_{\text{ZnSO}_4} = 2,41 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Par contre, les ions sulfate SO_4^{2-} sont apportés par le composé n°1 et par le composé n°2 : il faut donc additionner les concentrations molaires effectives.

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1 \times C_{\text{CuSO}_4} + 1 \times C_{\text{ZnSO}_4} = 6,96 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} + 2,41 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 3,11 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Expertise et auto-contrôle :

C'est un exercice plus difficile, il faut savoir faire le reste.

toutes les notations et les indices doivent être très précis.

Tous les coefficients stœchiométriques valent 1, les calculs sont plus simples.

Bien comprendre que la concentration en SO_4^{2-} sera plus grande que celle en Zn^{2+} et aussi que celle en Cu^{2+} , puisque les ions SO_4^{2-} sont apportés par deux composés différents.

Exercice 6 : Composé chlorure de nickel $NiCl_2(s)$

Calcul de la masse molaire de ce composé :

$$M(NiCl_2) = M_{Ni} + 2 \times M_{Cl} = 58,7 + 2 \times 35,5 = 129,7 \frac{g}{mol}$$

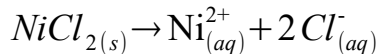
Calcul de la quantité de matière à dissoudre :

$$n_{NiCl_2} = C \times V_{solution} = 0,40 \frac{mol}{L} \times 0,500 L = 0,20 mol$$

Calcul de la masse de composé à prélever :

$$m_{NiCl_2} = n_{NiCl_2} \times M(NiCl_2) = 0,20 mol \times 129,7 \frac{g}{mol} = 25,94 g$$

Écriture de l'équation de dissolution :



Calcul des concentrations molaires effectives d'après les coefficients stœchiométriques :

$$[Ni^{2+}] = 1 \times C = 0,40 \frac{mol}{L} \quad \text{et} \quad [Cl^-] = 2 \times C = 0,80 \frac{mol}{L}$$

Exercice 1 : Composé chlorure de cobalt $CoCl_2(s)$

Question 1 :

D'après son nom en deux parties et son équation de dissolution, c'est un composé ionique, il libère des ions lors de sa dissolution. Dans le solide, ces ions sont liés par l'attraction entre les charges + et les charges -.

Question 2 : Pour préparer la solution demandée, il faut peser une masse de $CoCl_2(s)$ solide puis la dissoudre.

Calcul de la concentration en masse du soluté

$$C_{mCoCl_2} = \frac{m_{CoCl_2}}{V_{solution}} = \frac{0,15 g}{0,050 L} = 3,0 \frac{g}{L}$$

Calcul de la concentration molaire apportée :

$$C_{CoCl_2} = \frac{C_{mCoCl_2}}{M(CoCl_2)} = \frac{3,0 \frac{g}{L}}{129,9 \frac{g}{mol}} = 0,023 \frac{mol}{L}$$

Question 3 : d'après l'équation de dissolution



on calcule la concentration de chaque type d'ion après la dissolution :

$$[Co^{2+}] = 1 \times C_{CoCl_2} = 0,023 \frac{mol}{L} \quad \text{et} \quad [Cl^-] = 2 \times C_{CoCl_2} = 2 \times 0,023 \frac{mol}{L} = 0,046 \frac{mol}{L}$$