

SERIE D'EXERCICES SUR C6 : GENERALITES SUR LES SOLUTIONS AQUEUSES**Exercice 1:**

1. Une solution de volume $V = 250\text{mL}$, est obtenue en dissolvant 12mmol de saccharose dans de l'eau. Quelle est la concentration molaire de saccharose ?
2. Quelle est la quantité d'acide benzoïque contenue dans un volume $V = 23\text{mL}$ d'une solution d'acide benzoïque à la concentration molaire $C = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice 2:

1. On introduit cette fois $1,248\text{g}$ de sulfate de cuivre anhydre CuSO_4 dans une fiole jaugée de 500mL que l'on complète avec de l'eau distillée.
 - a. Calculer la masse molaire du sulfate de cuivre.
 - b. Quelle est la concentration molaire de la solution de sulfate de cuivre. En déduire sa concentration massique.
2. On introduit $1,248\text{g}$ de sulfate de cuivre penta hydraté ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) dans une fiole jaugée de 500mL que l'on complète avec de l'eau distillée. Répondre aux mêmes questions que précédemment.

Exercice 3:

Compléter le tableau suivant:

Formule	$C \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$	$[\text{Anion}]\text{(mol.L}^{-1}\text{)}$	$[\text{Cation}]\text{(mol.L}^{-1}\text{)}$
MgSO_4	0,035		
CaCl_2			0,104
Na_2CO_3			0,27
Na_3PO_4	0,063		
FeCl_3		0,57	

Exercice 4:

On mélange un volume $V_1 = 100 \text{ cm}^3$ d'une solution de sulfate de cuivre(II) de concentration $C_1 = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ et un volume $V_2 = 150 \text{ cm}^3$ une solution de sulfate de zinc de concentration $C_2 = 0,30 \text{ mol/L}$. Calculer les concentrations molaires des ions présents dans le mélange.

Exercice 5:

1. Quelle masse m de sulfate de sodium (Na_2SO_4) doit-on dissoudre dans l'eau pour obtenir un volume $V_1 = 300 \text{ cm}^3$ d'une solution (S_1) de concentration molaire $C_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$?
2. Ecrire l'équation de la dissociation ionique du sulfate de sodium, dans l'eau.
3. Déterminer le nombre de moles de chacun des ions présents dans la solution (S_1). En déduire leurs concentrations molaires.
4. Une solution (S_2) est obtenue en faisant dissoudre une masse $m = 34\text{g}$ de nitrate de sodium (NaNO_3) dans l'eau. Le volume de la solution (S_2) est $V = 250 \text{ cm}^3$.
 - a) Calculer la concentration molaire C_2 de la solution (S_2).
 - b) Ecrire l'équation de la dissociation ionique du nitrate de sodium dans l'eau, sachant que c'est un électrolyte fort.
 - c) Déterminer les concentrations molaires de chacun des ions des ions présents dans la solution (S_2).
5. On mélange les deux solutions (S_1) et (S_2). Calculer la molarité de chacun des ions présents dans le mélange.

Exercice 6:

1. On désire préparer un litre de solution mère de nitrate de fer III ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$) de concentration $C_0=0,1\text{mol.L}^{-1}$. Quelle masse de ce produit doit-on peser?
2. A partir de cette solution, on désire préparer un volume $V=250\text{mL}$ d'une solution fille de concentration $C=2.10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$. Quel volume de la solution mère doit-on prélever?
3. Calculer les concentrations des ions présents dans la solution fille.
4. Vérifier la neutralité électrique de la solution.

On donne les masses molaires atomiques: $M(\text{Fe})=55,8\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{N})=14\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{O})=16\text{g.mol}^{-1}$.

Exercice 7:

On dispose d'une solution de nitrate de potassium KNO_3 à $C_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_1 = 500\text{mL}$, d'une solution de nitrate de calcium $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ à $C_2 = 0,8\text{mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_2 = 200\text{mL}$, d'une solution de chlorure de potassium KCl à $C_3 = 1\text{mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_3 = 100\text{mL}$ et d'une solution de chlorure de magnésium cristallisé, de formule $\text{MgCl}_2, 6\text{H}_2\text{O}$ à $C_4=0,1\text{mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_4=200\text{mL}$.

1. Calculer la concentration massique de chaque solution.
2. Ecrire les différentes réactions de dissolution.
3. On effectue le mélange de ces différentes solutions.
 - a) Quelles sont les ions présents dans le mélange.
 - b) Calculer les concentrations molaires des ions présents dans le mélange.
 - c) Vérifier la neutralité électrique du mélange.

Exercice 8:

La solubilité de l'aspirine dans l'eau est $s = 3,3\text{g.L}^{-1}$ à 25°C .

1. On prépare à 25°C une solution aqueuse d'aspirine de volume $V_1 = 100\text{mL}$, en utilisant une masse $m_1 = 0,25\text{g}$ d'aspirine. Vérifier que cette solution n'est pas saturée.
2. On prépare à 25°C , une deuxième solution aqueuse d'aspirine de volume $V_2 = 50\text{mL}$, en utilisant une masse $m_2 = 0,2 \text{ g}$ d'aspirine.
 - a) Vérifier que cette solution est saturée et qu'il reste un dépôt d'aspirine non dissous.
 - b) Trouver la concentration de cette solution.
 - c) Calculer la masse de ce dépôt

Exercice 9:

La solubilité du nitrate de sodium dans l'eau est de 900 g.L^{-1} à 20°C et 1250 g.L^{-1} à 60°C .

On dissout, à 20°C , une masse $m_1 = 250 \text{ g}$ de nitrate de sodium dans l'eau afin d'obtenir une solution (S_1) de volume $V_1 = 200 \text{ cm}^3$. Après agitation, on constate que le nitrate de sodium ne se dissout pas totalement.

1. Calculer la masse m du soluté dissous.
2. Déterminer la masse m' du dépôt.
3. Proposer deux méthodes pour faire dissoudre la quantité du nitrate de sodium non dissoute.
4. On prélève 120 cm^3 de la solution (S_1), quelle masse de nitrate de sodium faut-il ajouter à cette solution pour avoir une solution saturée à 60°C ?

Pour la série on donne :

$M(\text{H})= 1\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{C})= 12\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{N})= 14\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{O})= 16\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{Na})= 23\text{g.mol}^{-1}$;
 $M(\text{Mg})= 24,3\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{S})= 32\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl})= 35,5\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{K})= 39\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{Ca})= 40,1\text{g.mol}^{-1}$;
 $M(\text{Fe})= 56\text{g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cu})= 63,5\text{g.mol}^{-1}$