



Exercice 1

1- On fait dissoudre $m = 51,3$ g de sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (composé ionique) dans 500 mL d'eau.

1-1 Préciser les 3 étapes de cette dissolution.

1-2 Ecrire l'équation de dissolution.

1-3 Calculer la concentration de soluté apporté.

1-4 Calculer la concentration molaire volumique de chaque espèce d'ions dans la solution.

Données : Masses molaires atomiques :

$M(\text{Al}) = 27$ g / mol

$M(\text{S}) = 32$ g / mol

$M(\text{O}) = 16$ g / mol

2- A partir de la solution précédente, on veut préparer $V' = 100$ mL de sulfate d'aluminium de concentration $C' = 0,15$ mol / L.

Préciser la façon d'opérer (quelques calculs et certains appareils sont nécessaires).

Exercice 2

Le chlorure de calcium, CaCl_2 , et le sulfate de potassium, K_2SO_4 , sont des solides ioniques.

1. Préciser le nom et la formule des ions constituant ces cristaux.

2. Les solutions obtenues en dissolvant chacun de ces solides dans l'eau sont-elles électrolytiques ?

3. Ecrire les équations de réaction associées aux dissolutions correspondantes.

4. Quelles sont les espèces chimiques présentes dans chacune des solutions supposées non saturées ?

5. Pourquoi dit-on que les ions présents dans la solution sont solvatés ?

Exercice 3

Le sel de Mohr est un solide de formule Fe SO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, 6 H_2O . On souhaite préparer une solution S_0 de sel de Mohr de volume $V_0 = 200,0$ mL de concentration molaire apportée $C_0 = 1,50 \times 10^{-2}$ mol / L.

On dilue ensuite cette solution pour obtenir un volume $V_1 = 100,0$ mL de solution S_1 dans laquelle la concentration massique des ions fer II est égale à $C_{m1} = 0,209$ g / L.

1. Calculer la masse molaire du sel de Mohr.

2. Ecrire l'équation de la dissolution dans l'eau et préciser le nom des ions.

3. Indiquer les tests chimiques permettant de mettre en évidence, dans cette solution, le cation métallique et l'anion.

4. Décrire soigneusement la préparation de la solution S_0 .

5. Quelles sont les concentrations molaires effectives de tous les ions présents dans la solution S_0 .

6. Quelle est la concentration massique des ions fer II dans la solution S_0 ? Indiquer succinctement le mode opératoire pour obtenir la solution S_1 .

Exercice 4

1. Quel volume de chlorure d'hydrogène gazeux doit on dissoudre dans l'eau pour obtenir une solution d'acide chlorydrique de concentration $c = 0,020$ mol/L et de volume $V = 250$ mL ? ($V_m = 24$ L/mol dans les conditions de l'expérience.)

2. A 20° sous pression de 1,00 bar la concentration C_{max} d'une solution saturée d'acide chlorydrique vaut 13,5 mol/L.

2-1- Quel volume de chlorure d'hydrogène gazeux doit on dissoudre pour obtenir 200,0 mL de solution saturée

2-2- Ecrire l'équation de dissolution de l'acide sulfurique H_2SO_4 dans l'eau.

3.a- Quelle est la concentration c d'une solution d'acide sulfurique contenant $V = 10,0$ mL d'acide pur pour $V = 200$ mL de solution ? (masse volumique de $\text{H}_2\text{SO}_4 = 1,92$ kg/L)

3.b- Quelles sont les concentrations des ions en solution.

Exercice 5

On dispose de deux solutions S_1 et S_2 telles que :

- $V_1 = 150$ mL de solution S_1 de chlorure de cuivre(II), $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ de concentration $c_1 = 0,30$ mol.L⁻¹

- $V_2 = 200$ mL de solution S_2 de chlorure de fer(II), $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ de concentration $c_2 = 0,10$ mol.L⁻¹

1-Donner les formules et les noms des solides ioniques utilisés pour préparer les solutions S_1 et S_2 .

2-Calculer les concentrations molaires des espèces ioniques présentes dans les solutions S_1 et S_2 . Justifier.

On mélange les deux solutions aqueuses suivantes (Aucune réaction chimique n'est observée lors de ce mélange.)

3-Quel est le volume final V du mélange ? Donner l'expression de la concentration effective de chaque ion présent dans le mélange, en fonction de c_1 , V_1 , c_2 , V_2 .

4-Calculer chaque concentration.