

Les électrolytes , grandeurs de concentration

On donne : $M(N) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Na) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(S) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(Fe) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$.
 $M(Ca)=40 \text{ g.mol}^{-1}$. $M(H)=1,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice n° 1 :

1-Compléter les équations de dissolution des électrolytes forts suivants

$CuSO_4$, $CuCl_2$, $Cu(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Fe_2(SO_4)_3$, $AgNO_3$, $Pb(NO_3)_2$

2- les équations de dissolution des électrolytes faibles suivants

CH_3COOH . HNO_2

Exercice n° 2 :

Le chlorure de fer (III) $FeCl_3$, ainsi que chlorure de potassium KCl , sont deux solides ioniques.

1. Écrire l'équation des dissolutions de ces deux solides dans l'eau.
2. On prépare une solution S_1 de chlorure de fer, de volume de $V_1 = 100 \text{ mL}$, en dissolvant $0,49 \text{ g}$ de ce composé solide dans d'eau.
 - a) Quelle est la concentration molaire c_1 en soluté apporté ?
 - b) Quelles sont les concentrations molaires effectives $[Fe^{3+}]$ et $[Cl^-]$ des ions présents en solution ?
3. Indiquer le protocole de préparation de $V_2 = 100 \text{ mL}$ d'une solution S_2 de chlorure de potassium de concentration $c_2 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
4. Quelles sont les concentrations molaires des ions présents dans la solution S_2 ?
5. On mélange les deux solutions,
Calculer les concentrations molaires de tous les ions dans le mélange

On donne les masses molaires en g.mol^{-1} de $K(40)$; $Na(23)$; $Cl(35,5)$; $Fe(55,8)$

Exercice n° 3 :

On donne : La solubilité de l'hydroxyde de calcium Ca(OH)_2 est $s = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ à 25°C . $M[\text{Ca(OH)}_2] = 74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

* On dispose d'une solution aqueuse **Saturé** S_1 d'hydroxyde de calcium Ca(OH)_2 de volume $V_1 = 200\text{ml}$

- 1- Calculer la masse m_1 dissoute de Ca(OH)_2 dans S_1 .
- 2- Sachant que l'hydroxyde de Calcium est un **électrolyte fort**.
 - a- Donner la définition d'un électrolyte fort.
 - b- Ecrire l'équation d'ionisation de Ca(OH)_2 dans l'eau.
 - c- Calculer la concentration des ions présents dans la solution S_1 . Justifier.

Exercice n°4

Le chlorure de calcium hexahydraté est un solide cristallin ionique de formule $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ soluble dans l'eau.

1. Qu'est-ce qu'un solide cristallin ionique ?
2. Qu'est-ce qu'un électrolyte ?
3. Déduis de la formule chimique de ce composé la charge électrique portée par les ions calcium.
4. Calcule la masse de chlorure de calcium hexahydraté nécessaire pour préparer 500mL d'une solution aqueuse de CaCl_2 de concentration en soluté apporté

$$c = 2,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

5. Écris l'équation de la réaction chimique correspondant à la dissolution de ce soluté dans l'eau.
6. Quelles sont les 3 étapes correspondant à cette dissolution ?
7. Calcule les concentrations des ions présents dans cette solution.
8. Est-il possible de dissoudre n'importe quelle quantité de chlorure de calcium hexahydraté dans 500mL d'eau ?

Exercice n°5

- 1) a.** 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 $C_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$?
- b.** Ecrire l'équation de la dissociation ionique du sulfate de sodium, sachant que c'est un électrolyte fort, dans l'eau.
- c.** Déterminer le nombre de moles de chacun des ions présents dans la solution (S_1). En déduire leurs concentrations molaires.
- 2)** Une solution (S_2) est obtenue en faisant dissoudre une masse $m_2 = 34 \text{ g}$ de nitrate de sodium (NaNO_3) dans l'eau. Le volume de la solution (S_2) est $V_2 = 250 \text{ cm}^3$.
- 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).
- 3)** On mélange les deux solutions (S_1) et (S_2). Calculer la molarité de chacun des ions présents dans le mélange.

Exercice n°6

On prépare un volume $V_1 = 200 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse (S_1) de sulfate de fer III ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$) de molarité C_1 , en dissolvant une masse $m_1 = 8 \text{ g}$ de soluté dans l'eau. Le sulfate de fer III se dissocie totalement dans l'eau.

- 1)** Déterminer la molarité C_1 de la solution (S_1).
- 2) a.** Ecrire l'équation de la dissociation ionique du sulfate de fer III dans l'eau.
- b.** Déduire la molarité de chacun des ions formés à partir de l'ionisation de cet électrolyte dans l'eau.
- 3)** L'acide éthanóïque (CH_3COOH) est un électrolyte faible, l'ionisation d'une seule molécule dans l'eau produit un ion H^+ et un anion.
- a.** Ecrire l'équation d'ionisation de l'acide éthanóïque dans l'eau.
- b.** Dans un volume V_2 d'une solution aqueuse d'acide éthanóïque (S_2) de molarité $C_2 = 0,01 \text{ M}$, seulement 5% de la quantité de matière de l'acide éthanóïque initialement dissous dans l'eau est ionisée.
- i.** Préciser les différentes entités chimiques, autres que l'eau, existantes dans la solution.
- ii.** Déterminer la molarité de chaque espèce existante dans la solution.