

## Série n° 9

*(Les électrolytes – Précipitation des électrolytes)*

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

Exercice n° 1 :

On dissout **11,7 g** de chlorure de sodium ( $\text{NaCl}$ ) dans l'eau, on obtient une solution de volume **0,5 L**.

- 1) Quelle est la quantité de matière de chlorure de sodium dissoute dans cette solution ?
- 2) Déterminer la molarité de cette solution.
- 3) Ecrire l'équation d'ionisation de chlorure de sodium dans l'eau sachant que c'est un électrolyte fort.
- 4) En déduire la concentration molaire des ions présents dans cette solution.

Exercice n° 2 :

1) a. Quelle masse **m** de sulfate de sodium ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) 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 ( $\text{NaNO}_3$ ) 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° 3 :

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 éthanoïque ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) est un électrolyte faible, l'ionisation d'une seule molécule dans l'eau produit un ion  $\text{H}^+$  et un anion.

a. Ecrire l'équation d'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau.

b. Dans un volume  $V_2$  d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque ( $S_2$ ) de molarité  $C_2 = 0,01 \text{ M}$ , seulement **5%** de la quantité de matière de l'acide éthanoïque 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.

#### Exercice n° 4 :

On considère une solution aqueuse (S) de sulfate de fer III  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ , de concentration molaire  $C = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$  et de volume  $V = 200 \text{ mL}$ .

- 1) Ecrire l'équation de dissociation ionique de sulfate de fer III dans l'eau.
- 2) Déterminer la molarité des ions provenant de cette ionisation.
- 3) En déduire la masse de sulfate de fer III dissoute dans la solution (S).
- 4) A la solution précédente on ajoute un volume  $V'$  d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $C' = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ . Il se forme un précipité à la suite d'une réaction totale.
  - a. Donner la couleur et le nom du précipité formé.
  - b. Ecrire l'équation de la réaction de précipitation.
  - c. Déterminer le volume  $V'$  nécessaire à la précipitation de tous les ions  $\text{Fe}^{3+}$ .
  - d. Calculer la masse du précipité formé.

#### Exercice n° 5 :

Le chlorure de fer II de formule  $\text{FeCl}_2$  est un composé très soluble dans l'eau et sa dissolution s'accompagne de son ionisation totale et de la dispersion des ions dans l'eau.

- 1) On prépare une solution ( $S_1$ ) de volume  $0,2 \text{ L}$  en dissolvant  $2,6 \text{ g}$  de chlorure de fer II dans l'eau.
  - a. Ecrire l'équation d'ionisation du chlorure de fer II dans l'eau.
  - b. Calculer la concentration molaire  $C_1$  de la solution ( $S_1$ ).
  - c. En déduire les molarités des anions et des cations présents dans cette solution.
- 2) On verse sur cette solution ( $S_1$ ) une solution ( $S_2$ ) d'hydroxyde de sodium ( $\text{NaOH}$ ) de volume  $V_2 = 100 \text{ mL}$ . Il se forme un précipité de masse  $m = 1,35 \text{ g}$ .
  - a. Ecrire l'équation de la précipitation.
  - b. Quelle est la couleur du précipité formé ? Donner son nom.
  - c. Quelle est la quantité de matière de ce précipité ?
  - d. Y a-t-il un réactif en défaut ? Si oui lequel ?
  - e. En déduire la concentration molaire initiale de la solution ( $S_2$ ) d'hydroxyde de sodium.
  - f. On filtre le mélange, quelles sont les quantités de matière des ions  $\text{OH}^-$  ;  $\text{Fe}^{2+}$  ;  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  dans le filtrat.