

EXERCICE 1

écrire les équations de dissolution des solides suivants :

NaCl →	AgCl →
FeCl ₃ →	Pb(NO ₃) ₂ →
CuSO ₄ →	FeSO ₄ →
CaF ₂ →	Mg(OH) ₂ →
ZnO →	

EXERCICE 2

• **1-** On fait dissoudre $m = 51,3$ g de sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3$ (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 :

$M(Al) = 27$ g / mol

$M(S) = 32$ g / mol

$M(O) = 16$ 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 3

On considère 2 solvants liquides (dans les conditions du laboratoire) : l'eau et le cyclohexane.

• **1-** Préciser leur formule de Lewis et leur caractère polaire ou apolaire.

• **2-** On considère les produits chimiques suivants :

Chlorure de sodium (solide) - diiode (solide) - sulfate d'aluminium (solide)

Quel est le meilleur solvant (eau ou cyclohexane) de ces 3 produits ?

Dans le cas d'un soluté ionique, écrire son équation de dissolution dans l'eau.

EXERCICE 4 :

Partie A : noms et formules des composés ioniques

1. Donner le nom et la formule statistique des solides ioniques constitués :
 - d'ions lithium Li^+ et d'ions bromure Br^-
 - d'ions zinc Zn^{2+} et d'ions hydroxyde HO^-
 - d'ions fer (III) Fe^{3+} et d'ions sulfate SO_4^{2-}
2. Quelle est la nature des interactions qui assurent la cohésion au sein d'un solide ionique ?

Partie B : les étapes de la dissolution

Nommer les trois étapes de la dissolution d'un composé ionique dans l'eau, et expliquer chaque étape par UNE phrase courte.

Partie C : équation de la dissolution

Ecrire les équations de dissolution dans l'eau des espèces ioniques suivantes :

- chlorure de fer (II) $\text{FeCl}_2(s)$
- thiosulfate de potassium $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3(s)$

EXERCICE 5

Le sulfate d'aluminium est un solide ionique blanc de formule $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ et de masse molaire

$$M = 342 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

On l'utilise pour le traitement des eaux et en jardinage. On pèse 4,28 g de ce solide avec lequel on réalise une solution aqueuse (S_1) de volume $V_{\text{sol}} = 250 \text{ mL}$. On donne l'équation de la dissolution dans l'eau de ce solide ionique :

1. Exprimer puis calculer la concentration molaire c de la solution en soluté apporté
2. Expliquer le rôle de l'eau lors de cette dissolution et faites un schéma de chaque ion dans cette solution aqueuse.
3. Exprimer puis calculer les concentrations molaires effectives des ions en solution.
4. Détailler le protocole à suivre pour préparer cette solution en précisant le matériel utilisé.

Pour aller plus loin :

Dans un bécher de capacité convenable, on introduit $V_1 = 25 \text{ mL}$ de la solution S_1 et $V_2 = 25 \text{ mL}$ d'une solution S_2 d'acide sulfurique ($2\text{H}^+_{\text{aq}} + \text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}$), dont la concentration molaire en ion sulfate est $= 50 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$. La solution ainsi obtenue (mélange de S_1 et S_2) est une solution S' .

5. Ecrire l'équation de dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau.
6. Calculez la nouvelle concentration molaire en ions sulfate dans la solution S' .