Exercice n °2 : Solides et solutions ioniques (7 pts)

Partie A : noms et formules des composés ioniques

1. Donner le nom et la formule statistique des solides ioniques constitués : (1,5pts)

- 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 ? (1pt)

Partie B : les étapes de la dissolution (3pts)

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 (1,5pts)

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

- chlorure de fer (II) $FeCl_{2\,(s)}$
- thiosulfate de potassium $K_2S_2O_{3\,(s)}$

Exercice 3 : Dissolution d'un solide ionique et concentrations molaires (7pts)

Le sulfate d'aluminium est un solide ionique blanc de formule $Al_2(SO_4)_3$ et de masse molaire M = 342 g.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_{sol} = 250 mL. On donne l'équation de la dissolution dans l'eau de ce solide ionique :

$$Al_2(SO_4)_{3(s)} \xrightarrow{eau} 2Al^{3+}{}_{(aq)} + 3SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

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

Pour aller plus loin :

Dans un bécher de capacité convenable, on introduit V_1 = 25 mL de la solution S_1 et V_2 = 25 mL d'une solution S_2 d'acide sulfurique ($2H^+_{aq} + SO_4^{2-}{}_{aq}$), dont la concentration molaire en ion sulfate est $[SO_4^{2-}]$ = 50 mmol.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. (0,5pt)
6. Calculez la nouvelle concentration molaire en ions sulfate dans la solution S'. (1,5pts)

CORRECTION

Exercice 2 :

Partie A : noms et formules des composés ioniques

Ions lithium Li^+ et ions bromure Br^- : LiBr — Bromure de lithium

Ions zinc Zn^{2+} et ions hydroxyde HO^- : $Zn(OH)_2$ — Hydroxyde de zinc

Ions fer (III) Fe^{3+} et ions sulfate SO_4^{2-} : $Fe_2(SO_4)_3$ — Sulfate de fer (III)

Dans un solide ionique, la cohésion est assurée par les interactions électriques entre les ions. L'empilement des ions est tel que les interactions attractives soient maximales et les interactions répulsives minimales. Ces interactions étant très fortes, le solide ionique est très dur et possède une température de fusion très élevée.

Partie B : les étapes de la dissolution

La dissolution d'un solide ionique dans l'eau se déroule en trois étapes :

- la dissociation, durant laquelle les molécules d'eau, polaires, viennent arracher les ions à la surface du cristal par attraction électrique.
- la solvatation, durant laquelle les molécules d'eau entourent l'ion décroché du cristal, toujours par attraction électrique.
- la dispersion, grandement améliorée par l'agitation de la solution, qui correspond à l'étape où les ions solvatés s'éloignent du cristal et « laissent la place » à d'autres molécules d'eau.

Partie C : équation de dissolution

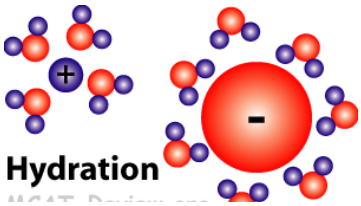
- $FeCl_{2\,(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2\,Cl^-_{(aq)}$
- $K_2S_2O_{3\,(s)} \rightarrow 2K^+_{(aq)} + S_2O_3^{2-}{}_{(aq)}$

Exercice 3 :

1. Concentration c de soluté apporté dans la solution : $c_{\substack{soluté\\apporté}} = \dfrac{n_{soluté}}{V_{sol}} = \dfrac{m_{soluté}}{M_{soluté}.V_{sol}}$

A.N. : $c_{\substack{soluté\\apporté}} = \dfrac{4{,}28}{342 \times 0{,}250} = 5{,}00.10^{-2}\,mol.L^{-1}$

2. L'eau, solvant polaire, va dissocier les ions du soluté ionique, les hydrater et les disperser. Voir cours



3. La dissolution du soluté dans l'eau étant totale, d'après l'équation de dissolution, on peut écrire :

$n(Al^{3+}) = 2.n_{soluté}$ donc $[Al^{3+}] = \dfrac{n(Al^{3+})}{Vsol} = \dfrac{2.n_{soluté}}{V_{sol}} = 2.c$ A.N. : $[Al^{3+}] = 1{,}00.10^{-1}\,mol.L^{-1}$

$n(SO_4^{2-}) = 3.n_{soluté}$ donc $[SO_4^{2-}] = \dfrac{n(SO_4^{2-})}{Vsol} = \dfrac{3.n_{soluté}}{V_{sol}} = 3.c$ A.N. : $[SO_4^{2-}] = 1{,}50.10^{-1}\,mol.L^{-1}$

4.Protocole : peser, à l'aide d'une balance et d'une capsule, une masse de 4,28 g de solide ionique. Verser ce prélèvement dans une fiole jaugée de 250 mL. Rincer la capsule et récupérer dans la fiole les eaux de rinçage. Ajouter de l'eau distillée dans la fiole et agiter afin de dissoudre entièrement le cristal ionique. Une fois la dissolution effectuée, ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et agiter à nouveau pour homogénéiser.

1. Equation de dissolution : $H_2SO_{4(l)} \xrightarrow{eau} 2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$
2. Concentration molaire en ions sulfate dans le mélange :

On détermine la quantité de matière d'ions sulfate provenant des V_1 mL de solution S_1 :

$n_1 = \left[SO_4^{2-}\right]_1 .V_1$ avec : V_1 = 25 mL et $\left[SO_4^{2-}\right]_1 = 1{,}50.10^{-1} mol.L^{-1}$

On détermine la quantité de matière d'ions sulfate provenant des V_2 mL de solution S_2 :

$n_2 = \left[SO_4^{2-}\right]_2 .V_2$ avec : V_2 = 25 mL et $\left[SO_4^{2-}\right]_2 = 50.10^{-3} mol.L^{-1}$

On en déduit :

$$\left[SO_4^{2-}\right] = \frac{n_1 + n_2}{V_{total}} = \frac{\left[SO_4^{2-}\right]V_1 + \left[SO_4^{2-}\right]V_2}{V_1 + V_2}$$

A.N : $\left[SO_4^{2-}\right] = \dfrac{1{,}50.10^{-1} \times 25.10^{-3} + 50.10^{-3} \times 25.10^{-3}}{50.10^{-3}} = 1{,}0.10^{-1} mol.L^{-1}$