

Semaine 2 – Mardi 14 avril

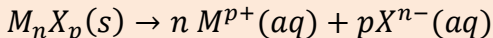
1^{ère} PARTIE (15 min)

Comment modéliser la dissolution d'un solide ionique ?

À retenir

La dissolution d'un solide ionique peut être modélisée par trois étapes simultanées : la dissociation des ions du solide, la solvatation (interaction des ions avec les molécules du solvant) et la dispersion des ions dans la solution.

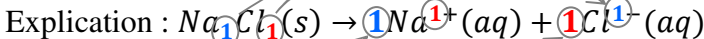
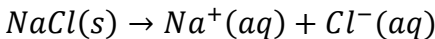
L'équation de la réaction de dissolution doit respecter la conservation des éléments chimiques et des charges :



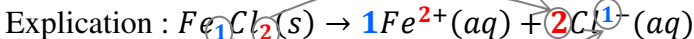
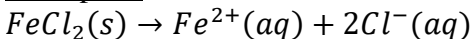
Remarques :

- On n'écrit pas les nombres « 1 » dans l'équation.
- Très souvent M^{p+} est un cation monoatomique.
L'anion X^{n-} peut être monoatomique ou moléculaire.

Exemple 1 :



Exemple 2 :



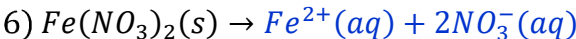
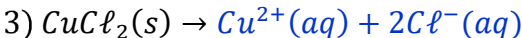
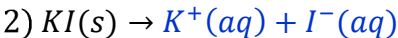
Attendus :

Modéliser la dissolution d'un solide ionique

Savoir écrire l'équation de dissolution d'un solide ionique

Exercice 1.

Écrire les équations de dissolution des espèces suivantes :





(C'est un contre-exemple de la remarque 2).

2e PARTIE (15 min)

Révisions

Quantité de matière n :

$$n = \frac{m}{M}$$

n : quantité de matière (mol)

m : masse (g)

M : masse molaire ($g \cdot mol^{-1}$)

Concentration molaire C :

$$C = \frac{n}{V}$$

C : concentration molaire ($mol \cdot L^{-1}$)

n : quantité de matière (mol)

V : volume de la solution (L)

Concentration massique

$$C_m = \frac{m}{V}$$

C_m : concentration molaire ($g \cdot L^{-1}$)

m : masse de soluté (g)

V : volume de la solution (L)

Exercice 2.

Une solution de chlorure de fer (II) est préparée en pesant $1,5\text{ g}$ de $FeCl_2(s)$. Le volume de solution préparé est de 200 mL .

Données :

Masse molaire atomique ($g.mol^{-1}$)

$M(Fe) = 55,85 \mid M(Cl) = 35,5$

- 9) Proposer un protocole opératoire pour préparer la solution en précisant la verrerie utilisée.
 - Peser $1,5\text{ g}$ de chlorure de fer (II) à l'aide d'une balance et verser dans une fiole jauger 200 mL .
 - Ajouter de l'eau distillée environ au $2/3$ puis agiter jusqu'à dissolution complète du soluté (chlorure de fer (II)).
 - Compléter avec l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- 10) Calculer la concentration molaire de chlorure de fer (II).

Concentration molaire :

$$C = \frac{n}{V}$$

La quantité de matière n est :

$$n = \frac{m}{M}$$

Donc

$$C = \frac{m}{MV}$$

On calcule d'abord la masse molaire moléculaire M :

$$\begin{aligned} M &= M(Fe) + M(Cl) \\ &= 55,85 + 35,5 \\ &= 91,35 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

Puis la concentration molaire :

$$\begin{aligned} C &= \frac{1,5}{91,35 \times 200 \times 10^{-3}} \\ &= 8,2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned}$$