

ACTIVITE DISSOLUTION DES SOLIDES IONIQUES

Compétences travaillées :

- Savoir écrire une équation de dissolution d'un composé ionique dans l'eau
- Savoir déterminer la concentration ionique d'un ion en fonction de la concentration en soluté apporté

Méthode générale :	Exemple : CaCl₂
<ul style="list-style-type: none"> • rechercher la nature des ions (cations et anions) présents dans le composé ionique 	Ion calcium Ca ²⁺ ; ion chlorure Cl ⁻
<ul style="list-style-type: none"> • écrire l'équation de dissolution : les coeff. stoechiométriques correspondent aux indices dans l'écriture du solide ionique 	$\text{CaCl}_2 (s) \xrightarrow{\text{eau}} \text{Ca}^{2+} (aq) + 2 \text{Cl}^- (aq)$
<ul style="list-style-type: none"> • vérifier l'électroneutralité de la solution obtenue 	$(+2 e) + 2 \times (-1 e) = 0$

Rappel : le nom d'un cristal ionique commence par celui de l'anion, suivi de celui du cation ; on intercale le déterminant « de » entre les deux. Par exemple, CaCl₂ se nomme chlorure de calcium.

Applications : Ecrire les équations de dissolution des composés ioniques suivants :

Cristal ionique		Formule du cation	Formule de l'anion	Equation de dissolution
Formule	Nom			
NaCl (s)	<i>Chlorure de sodium</i>	<i>Na⁺</i>	<i>Cl⁻</i>	$\text{NaCl} (s) \rightarrow \text{Na}^+ (aq) + \text{Cl}^- (aq)$

				Électroneutralité : $1 \times (+1e) + 1 \times (-1e) = 0$
$\text{CuSO}_4 (s)$	<i>Sulfate de cuivre</i>	Cu^{2+}	SO_4^{2-}	$\text{CuSO}_4 (s) \rightarrow \text{Cu}^{2+} (aq) + \text{SO}_4^{2-} (aq)$ Électroneutralité : $1 \times (+2e) + 1 \times (-2e) = 0$
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 (s)$	<i>Sulfate d'aluminium</i>	Al^{3+}	SO_4^{2-}	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 (s) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} (aq) + 3 \text{SO}_4^{2-} (aq)$ Électroneutralité : $2 \times (+3e) + 3 \times (-2e) = 0$

Relation entre la concentration (en qté de matière) en soluté apporté (notée C) et les concentrations (en qté de matière) effectives des ions (notées entre crochets []):

Question préliminaire : quelle masse de $\text{FeCl}_3 (s)$ faut-il peser pour préparer 200 mL de solution telle que la concentration en ion Cl^- soit égale à $2,4 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$?

$$m = n \cdot M \text{ et } n = C \cdot V$$

$m(\text{FeCl}_3) = n(\text{FeCl}_3) \cdot M(\text{FeCl}_3) = C(\text{FeCl}_3) \cdot M(\text{FeCl}_3) \cdot V$ mais on ne connaît que la concentration en ion Cl^- !

→ il faut trouver le lien entre ces 2 concentrations ; mais définissons ces 2 concentrations concrètement.

a) Concentration (en quantité de matière) en soluté apporté C :

Elle ne représente pas la réalité de la solution fabriquée (puisque le soluté **n'existe plus** tel quel, une fois dissous) mais elle correspond à la quantité de matière de soluté **apporté** pour effectuer la préparation de 1 L de solution. On la note C.

$$C = \frac{n_{\text{soluté apporté}}}{V_{\text{solution}}}$$

$n_{\text{soluté apporté}}$: quantité de matière de soluté mis en solution (mol)

V_{solution} : volume de solution (en L)

C : concentration en soluté apporté en (mol.L^{-1})

b) Concentration (en qté de matière) effective des ions en solution (notée entre crochets []) :

Les concentrations effectives correspondent à la réalité chimique des espèces **réellement présentes** dans la solution aqueuse. Elles se calculent pour chaque ion présent.

On note cette concentration en plaçant la formule de l'espèce chimique entre crochets.

$[X] = \frac{n_X}{V_{\text{solution}}} \quad \text{en mol.L}^{-1}$	n_X : quantité de matière de X dissous (en mol) V_{solution} : volume de solution (en L) $[X]$: concentration effective de X (en mol.L ⁻¹)
--	--

Question : quelle relation existe-t-il entre les concentrations effectives de chaque ion et la concentration en soluté apporté ?

Exemple détaillé :

- a) Ecrire l'équation de dissolution du chlorure de fer III dans l'eau.
- b) Dresser le tableau d'avancement (simplifié) en appelant n_i la qté de matière de soluté apporté.
- c) Déterminer les concentrations des ions formés **en fonction de C** (C représentant la concentration en qté de matière de soluté apporté).
- d) Répondre à la question préliminaire (on donne $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$).

	$\text{FeCl}_3 (s)$	\rightarrow	$\text{Fe}^{3+} (aq)$	$+$	$3 \text{Cl}^- (aq)$
Etat initial	n_i		0		0
Etat final	$n_i - x_{\text{max}}$		x_{max}		$3 x_{\text{max}}$

On retrouve bien le fait que puisque $x_{\text{max}} = n_i(\text{FeCl}_3)$, on a $n_f(\text{Fe}^{3+}) = n_i$ et $n_f(\text{Cl}^-) = 3 \cdot n_i$

On divise par V pour obtenir les concentrations, ce qui donne

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n_i}{V} \text{ et } [\text{Cl}^-] = \frac{3 n_i}{V}$$

On reconnaît le terme $\frac{n_i}{V} = C$ donc on peut écrire que $[\text{Fe}^{3+}] = C$ et que $[\text{Cl}^-] = 3C$.

$$\text{soit } C / 1 = [\text{Fe}^{3+}] / 1 = [\text{Cl}^-] / 3$$

La masse de soluté à dissoudre est donc : $m(\text{FeCl}_3) = C(\text{FeCl}_3) \cdot M(\text{FeCl}_3) \cdot V = [\text{Cl}^-] / 3 \cdot M(\text{FeCl}_3) \cdot V$

AN : $m(\text{FeCl}_3) = 2,6 \text{ g}$.

Solide ionique ($C_{\text{soluté_apporté}}$ notée C)	Equation de dissolution Relation entre la concentration du soluté apporté et celle des ions en solution	Déterminer les expressions littérales des grandeurs demandées puis faire l'AN
CuCl ₂	$1 \text{ CuCl}_2 (s) \rightarrow 1 \text{ Cu}^{2+} (aq) + 2 \text{ Cl}^- (aq)$ $C/1 = [\text{Cu}^{2+}]/1 = [\text{Cl}^-]/2$	<p>Calculer la masse de soluté à dissoudre pour obtenir 100 mL d'une solution à $[\text{Cl}^-] = 0,75 \text{ mol.L}^{-1}$.</p> <p><u>Résolution</u> :</p> $C = n(\text{soluté}) / V(\text{sol})$ $C = m(\text{soluté}) / (M(\text{soluté}) \cdot V(\text{sol}))$ $m(\text{soluté}) = C \cdot M(\text{soluté}) \cdot V(\text{sol})$ <p>avec $C = [\text{Cl}^-] / 2$</p> <p>on a donc $m(\text{soluté}) = [\text{Cl}^-] \cdot M(\text{soluté}) \cdot V(\text{sol}) / 2$</p> <p>AN : $m(\text{soluté}) = 5,0 \text{ g}$</p>
Na ₂ CO ₃	$\text{Na}_2\text{CO}_3 (s) \rightarrow 2 \text{ Na}^+ (aq) + \text{CO}_3^{2-} (aq)$ $C/1 = [\text{Na}^+]/2 = [\text{CO}_3^{2-}]/1$	<p>On dissout une masse de soluté de 850 mg pour obtenir 250 mL de solution ; calculer la concentration en qté de matière en ion sodium.</p> <p><u>Résolution</u> :</p> $[\text{Na}^+] = 2 \cdot C \text{ avec } C = m(\text{soluté}) / (M(\text{soluté}) \cdot V(\text{sol}))$ <p>AN : $[\text{Na}^+] = 6,42 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$</p>