

Fiche 4 : Les composés ioniques

1. Les solides ioniques

Un solide ionique est une espèce chimique constituée d'ions (donc d'entités chimiques chargées à l'échelle microscopique) mais pourtant électriquement neutre à l'échelle macroscopique.

Pour respecter l'**électroneutralité**, ces solides ioniques sont constitués d'ions : cations **et** anions.

Exemple : Quel solide ionique pouvons-nous former avec l'ion chlorure Cl⁻ et l'ion calcium Na⁺ ?

- L'ion chlorure Cl⁻ possède 1 charge qui est négative (c'est l'anion).
- L'ion calcium Na⁺ possède 1 charge qui est positive (c'est le cation).

Ces deux ions ont le même nombre de charge mais de signe opposé.

Pour respecter l'électroneutralité :

1 ion chlorure (charge (-)) s'associe avec 1 ion sodium (charge (+)) : $1(-) + 1(+) = 0$.

Cela forme le solide ionique : NaCl(s) nommé chlorure de sodium (sel de table).

Les deux ions de signes opposés n'ont pas toujours le même nombre de charge.

Exemple : Quel solide ionique pouvons-nous former avec l'ion chlorure Cl⁻ et l'ion calcium Ca²⁺ ?

- L'ion chlorure Cl⁻ possède 1 charge qui est négative (c'est l'anion).
- L'ion calcium Ca²⁺ possède 2 charges qui sont positives (c'est le cation).

Ces deux ions n'ont le même nombre de charge mais sont bien de signe opposé.

Pour respecter l'électroneutralité :

2 ions chlorure (2 charges (-)) s'associent avec 1 ion sodium (1 charge 2(+)) : $2 \times 1(-) + 1 \times 2(+) = 0$.

Cela forme le solide ionique : CaCl₂(s) nommé chlorure de calcium (sel utilisé pour le salage des routes en hiver).

Pour écrire la formule d'un solide ou d'une solution ionique, on commence toujours par écrire la formule du cation puis celle de l'anion. En revanche, c'est l'inverse pour le nom.

Exemple : formule et nom du solide ionique formé par les ions ci-dessous :

L'ion argent Ag⁺(aq) et l'ion nitrate NO₃⁻(aq) : **Nitrate d'argent : AgNO₃(s).**

Lion chlorure Cl⁻(aq) et l'ion baryum Ba²⁺(aq) : Chlorure de baryum : BaCl₂(s).

L'ion thiosulfate S₂O₃²⁻(aq) et l'ion sodium Na⁺(aq) : Thiosulfate de sodium : Na₂S₂O₃(s).

L'ion fer (III) Fe³⁺(aq) et l'ion sulfate SO₄²⁻(aq) : Sulfate de fer (III) : FeSO₄(s).

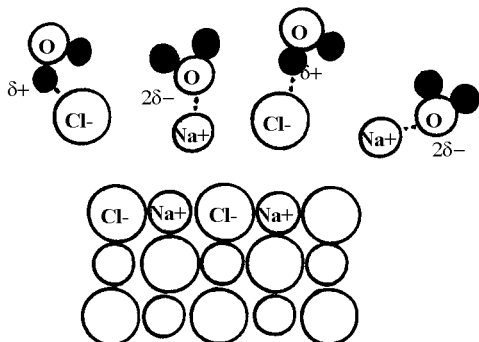
2. Dissolution des solides ioniques

(Voir cours sur la polarité des molécules et la cohésion de la matière)

La dissolution d'un composé ionique nécessite un solvant polaire (eau, éthanol, acétone) afin que des interactions électriques puissent se faire entre le soluté et le solvant

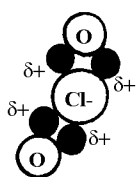
La dissociation d'un composé ionique se décompose en 3 étapes, étudions la dissociation du chlorure de sodium dans l'eau :

- La dissociation



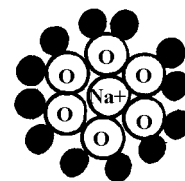
Quand on ajoute du chlorure de sodium dans l'eau, les molécules d'eau grâce à leur caractère polaire, entrent en interaction avec les ions Na^+ et Cl^- affaiblissant, puis rompant totalement les liaisons ioniques qui assuraient la cohésion du système cristallin ; celui-ci se disloque.

- La solvation



Par attraction électrostatique, les ions passés en solution s'entourent d'un "bouclier" de molécules d'eau, qui les empêchent alors de se rapprocher les uns des autres pour former des liaisons entre eux.

C'est le phénomène de solvation ; on le nomme également hydratation dans le cas où le solvant est l'eau.



Le nombre de molécules d'eau autour de l'ion et leur disposition dépendent de la charge de l'ion et de sa taille

Les ions hydratés sont notés avec le qualificatif (aq). Ainsi $\text{Na}^+(\text{aq})$ symbolise un ion sodium entourés de molécules d'eau : $\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

- La dispersion

Sous l'effet de l'agitation thermique, les ions hydratés s'éloignent peu à peu : ils se dispersent dans l'eau.

3. Equation de dissolution

Tous les ions du composé ionique ou toutes les molécules d'un composé moléculaire dissous se retrouvent dans le solvant : **La conservation des éléments et des charges lors de la dissolution d'un soluté dans un solvant est traduite par l'équation de dissolution.**

Exemple :

Un solide ionique, comme le fluorure de calcium $\text{CaF}_2(\text{s})$, se dissocie dans l'eau en cations $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ et en anions $\text{F}^{-}(\text{aq})$. L'équation de dissolution dans l'eau de ce composé s'écrit :

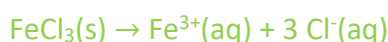
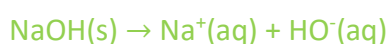
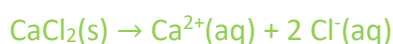
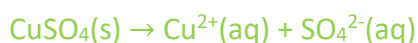


Remarque :

- (1) L'équation de dissolution d'un composé moléculaire X dans l'eau s'écrit : $\text{X}(\text{s}) \rightarrow \text{X}(\text{aq})$
- (2) Le solvant ne figure pas dans l'équation de dissolution.

Exemple : Equations de dissolution dans l'eau des espèce suivantes :

Solides ioniques	Solides moléculaire
$\text{KCl}(\text{s}); \text{CuSO}_4(\text{s}); \text{CaCl}_2(\text{s}); \text{NaOH}(\text{s}); \text{KMnO}_4(\text{s}); \text{FeCl}_3(\text{s})$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}); \text{I}_2(\text{s})$



4. Concentration massique en soluté apporté

La concentration massique en soluté apporté d'une solution est égale au quotient de la masse de soluté introduit par le volume de la solution : $C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$

Avec : C_m ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$) ; $m_{\text{soluté}}$ (g) ; V_{solution} (L)

5. Concentration molaire en soluté apporté

La concentration molaire en soluté apporté d'une solution est égale au quotient de la quantité de matière de soluté introduit par le volume de la solution : $C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$

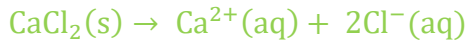
Avec : C ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) ; $n_{\text{soluté}}$ (mol) ; V_{solution} (L)

Exemple : Concentration de 100 mL solution de glucose préparée à partir de 0,050 mol de glucose.

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{0,050}{0,1} = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

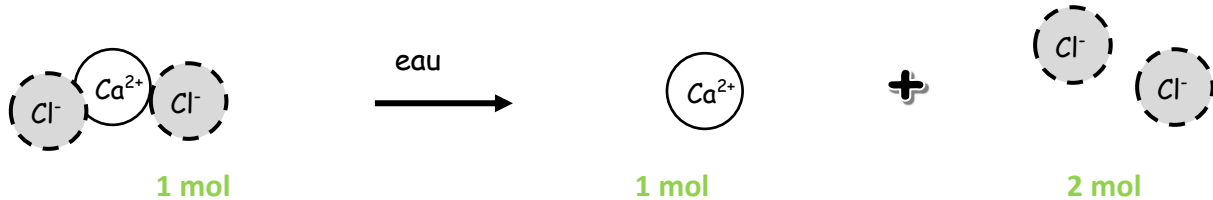
6. Concentration effective des ions en solution

Exemple : Lorsqu'on introduit le solide ionique chlorure de calcium dans l'eau, il se dissocie :



Si j'introduis 1 mol de chlorure de calcium $\text{CaCl}_2(\text{s})$, quelles quantités de matières des espèces ioniques vais-je avoir en solution ?

Les coefficients de l'équation nous donnent les renseignements suivants :



↳ Après la dissolution de 1 mol de chlorure de calcium, on obtient 1 mol d'ions calcium et 2 mol d'ion chlorure en solution.

La concentration en soluté apporté se réfère à ce qui a été introduit dans le solvant et non pas à ce qui est effectivement présent en solution.

Exemple : La concentration C en chlorure de sodium d'une solution, nous indique la quantité de chlorure de sodium $\text{NaCl}(\text{s})$ introduite dans la solution ; mais une fois que la solution est préparée, si elle n'est pas saturée (*voir cours sur la solubilité*), il n'y a plus de $\text{NaCl}(\text{s})$ dans la solution mais des ions $\text{Na}^{+}(\text{aq})$ et $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$

La concentration des espèces en solution peut être différente de la solution en soluté apporté.

La concentration molaire effective d'une espèce X présente en solution est égale au quotient de la quantité de matière de cette espèce dans la solution par le volume de la solution : $[X] = \frac{n_{\text{espèce X}}}{V_{\text{solution}}}$

Avec : $[X]$ (mol.L^{-1} ; n (mol) ; V (L)

Exemple :

On a introduit 0,025 mol de chlorure de fer $\text{FeCl}_3(\text{s})$ dans 200 mL d'eau.

Equation de dissolution du chlorure de fer dans l'eau : $\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Cl}^{-}(\text{aq})$

Concentration molaire en soluté apporté de la solution de chlorure de fer ainsi préparée :

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{0,025}{0,2} = 0,125 \text{ mol.L}^{-1}.$$

Concentration effective en solution des ions formés par dissociation du chlorure de fer dans l'eau :

La solution obtenue contient des ions fer et des ions chlorure ; d'après les coefficients de l'équation :

- 1 mol de FeCl_3 donne 1 mol de Fe^{3+} , donc à partir de 0,025 mol de FeCl_3 on obtient 0,025 mol de Fe^{3+} : $n(\text{Fe}^{3+}) = 0,025 \text{ mol}$
- 1 mol de FeCl_3 donne 3 mol de Cl^{-} , donc à partir de 0,025 mol de FeCl_3 on obtient 0,075 mol de Cl^{-} : $n(\text{Cl}^{-}) = 0,075 \text{ mol}$

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n_{\text{Fe}^{3+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{0,025}{0,2} = 0,125 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^{-}] = \frac{n_{\text{Cl}^{-}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{0,075}{0,2} = 0,375 \text{ mol. L}^{-1}$$

On remarque que $[\text{Cl}^{-}] = 3 \times [\text{Fe}^{3+}]$

Remarque :

Dans le cas de la concentration effective d'une espèce chimique en solution, il faut donc faire attention aux coefficients stœchiométriques de l'équation de dissolution pour calculer les quantités de matières des différentes espèces présentes en solution.

7. La dilution

Lors d'une dilution, la quantité de matière en soluté apporté ne change pas, on ne fait que rajouter du solvant.

Exemple : Lors de la dilution d'un sirop de menthe, la quantité de sucre absorbée est la même avant et après dilution ; mais après dilution, cette quantité de sucre est dans un volume d'eau plus grand

Au cours d'une dilution, la quantité de matière en soluté apporté ne varie pas :

$$\begin{aligned} n_{\text{initial}} &= n_{\text{final}} \\ C_{\text{initiale}} \times V_{\text{initial}} &= C_{\text{finale}} \times V_{\text{final}} \end{aligned}$$

Remarques :

(1) Les concentrations doivent avoir les mêmes unités, les volumes doivent avoir les mêmes unités.

(2) Lors d'une dilution, on a aussi la relation $C_{m(\text{initiale})} \times V_{\text{initial}} = C_{m(\text{finale})} \times V_{\text{final}}$