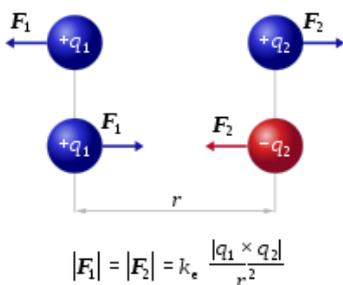




Chapitre 7 : En quoi la structure explique-t-elle la cohésion et la miscibilité d'une espèce chimique ?

Expliquer la cohésion au sein de composés solides ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre entités.

La cohésion d'un solide ionique est assurée par les **interactions électrostatiques attractives** entre les charges de signes opposés, c'est-à-dire entre les cations et les anions.



Pour calculer l'intensité de la force électrostatique entre un Cl^- et un Na^+ plus proches voisins, on utilise la loi de Coulomb :

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = \frac{|q_{\text{Cl}^-} \cdot q_{\text{Na}^+}|}{d^2} k$$

Avec d en m et les charges en C.

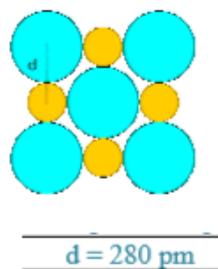
La charge de Cl^- vaut $-e$.

La charge de Na^+ vaut $+e$.

On en déduit que

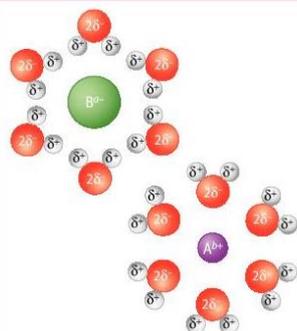
$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = \frac{(1,60 \times 10^{-19})^2}{(280 \times 10^{-12})^2} 9,0 \times 10^9$$

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = 2,9 \times 10^{-9} \text{ N}$$



La cohésion d'un solide moléculaire constitué de molécules polaires est assurée par les **interactions attractives** qui existent entre les **charges partielles** de signes opposés.

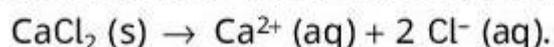
Expliquer la capacité de l'eau à dissocier une espèce ionique et à solvater les ions.



L'eau étant composée de molécules polaires, on dit que c'est un **solvant polaire**. Si on introduit un solide ionique dans l'eau, des **interactions électrostatiques attractives** entre les charges des ions du soluté et les charges partielles des molécules d'eau apparaissent.

Modéliser, au niveau macroscopique, la dissolution d'un composé ionique dans l'eau par une équation de réaction, en utilisant les notations (s) et (aq).

Équation de dissolution du chlorure de calcium CaCl_2 (s) dans l'eau :



Thème 1 : Constitution et transformations de la matière.

Calculer la concentration des ions dans la solution obtenue.

La concentration c en soluté apporté (en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) d'une solution est définie par :

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

avec n : quantité de soluté (mol) ; c : concentration en soluté apporté ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ; V : volume de la solution (L).

La concentration des ions A^+ dans la solution est notée $[A^+]$.

Exemple : dans la solution d'iodure de fer (II) de concentration en soluté apporté c , $[\text{Fe}^{2+}] = c$ et $[\text{I}^-] = 2c$.

Le tableau d'évolution du système permet de le vérifier :

Équation de la réaction	$\text{FeI}_2(\text{s})$	\rightarrow	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+	$2\text{I}^-(\text{aq})$
État initial	n		0		0
État final	$n - x_{\text{max}} = 0$		x_{max}		$2x_{\text{max}}$

Car $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{x_{\text{max}}}{V} = c$ et $[\text{I}^-] = \frac{n(\text{I}^-)}{V} = \frac{2x_{\text{max}}}{V} = 2c$.

Exercice type :

On prépare une solution aqueuse de sulfate de sodium Na_2SO_4 (s).

Pour ce faire, on dissout une masse $m = 14,2$ g de soluté dans l'eau. Le volume de la solution obtenue est $V = 0,500$ L. Déterminer la concentration en soluté apporté de cette solution.

- Concentration de la solution en soluté apporté :

Relation 1 : $C(\text{s}) = \frac{n(\text{s})}{V}$ avec $n(\text{s}) = \frac{m(\text{s})}{M(\text{s})}$ $C(\text{s}) = \frac{m(\text{s})}{V \cdot M(\text{s})}$ d'où

- Masse molaire du soluté :

$$M(\text{s}) = 2M(\text{Na}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O})$$

$$M(\text{s}) \approx 2 \times 23,0 + 32,1 + 4 \times 16,0$$

$$M(\text{s}) \approx 142 \text{ g/mol}$$

Concentration en soluté

$$C(\text{s}) = \frac{m(\text{s})}{V \cdot M(\text{s})} \approx \frac{14,2}{0,500 \times 142} \text{ apporté :}$$

$$C(\text{s}) \approx 0,200 \text{ mol/L}$$

Déterminer la concentration molaire en chaque espèce dissoute.

Le tableau d'avancement permet de déterminer l'état final et d'avoir le bilan de quantité de matière.

Équation bilan		Na_2SO_4 (s)	\rightarrow	2Na^+ (aq)	+	SO_4^{2-} (aq)
État initial	$x = 0$	$n(\text{s}) \approx$		0		0
État final	$x = x_{\text{max}}$	$n(\text{s}) - x_{\text{max}} = 0$		$2x_{\text{max}} = 2n(\text{s})$		$x_{\text{max}} = n(\text{s})$

- Concentration des ions sulfate.

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n(\text{s})}{V} \Rightarrow [\text{SO}_4^{2-}] = C(\text{s}) = 0,20 \text{ mol/L}$$

- Concentration des ions sodium :

$$[\text{Na}^+] = \frac{2n(\text{s})}{V} \Rightarrow [\text{Na}^+] = 2C(\text{s}) = 0,40 \text{ mol/L}$$

Thème 1 : Constitution et transformations de la matière.

Expliquer ou prévoir la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant par l'analyse des interactions entre les entités.

Le chlorure de sodium NaCl (s) peut être utilisé dans les piscines pour produire du dichlore qui empêche le développement des bactéries. Il est constitué d'ions sodium Na^+ et d'ions chlorure Cl^- .

- Expliquer la grande solubilité du chlorure de sodium dans l'eau.

Données

• Électronégativités :
 $\chi(\text{H}) = 2,2$; $\chi(\text{O}) = 3,4$.

• Modèle de la molécule d'eau :

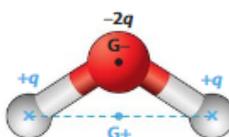


Solution rédigée

Le chlorure de sodium étant composé d'ions sodium Na^+ et d'ions chlorure Cl^- , on en conclut qu'il s'agit d'un solide ionique.

Dans la molécule d'eau, la liaison O—H est polarisée, cela entraîne l'apparition d'une charge partielle $+q$ sur l'atome d'hydrogène et d'une charge partielle $-q$ sur l'atome d'oxygène, car $\chi(\text{H}) < \chi(\text{O})$.

La molécule d'eau étant coudée, les centres des charges positives G^+ et négatives G^- ne sont pas confondus : c'est donc une molécule polaire.



Un solide ionique se dissout facilement dans un solvant polaire, donc le chlorure de sodium se dissout facilement dans l'eau.

Comparer la solubilité d'une espèce solide dans différents solvants (purs ou en mélange).

Une espèce chimique ne peut **se dissoudre** dans un solvant que si elle peut s'y **solvater**. Autrement dit, une espèce chimique n'est soluble que si les entités la constituant peuvent s'entourer de molécules de solvant.

- Les **solutés moléculaires polaires** sont généralement solubles dans les **solvants polaires**.
- Inversement, les **solutés moléculaires apolaires** sont solubles dans les **solvants apolaires**.

Interpréter un protocole d'extraction liquide-liquide à partir des valeurs de solubilités de l'espèce chimique dans les deux solvants.

solvant	eau	cyclohexane	dichlorométhane
solubilité du diiode à 20°C	peu soluble 0,34 g.L ⁻¹	très soluble 28 g.L ⁻¹	soluble

Pour réaliser l'extraction du diiode présent dans la Bétadine (solution aqueuse), il faut choisir un solvant non miscible avec l'eau et dans lequel le diiode est très soluble. On choisira donc le cyclohexane.

Choisir un solvant et mettre en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire.

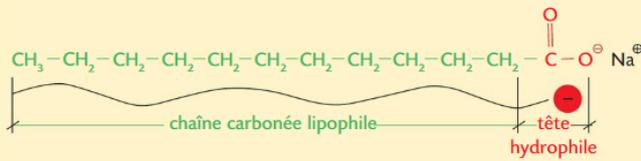
Choix du solvant :

- 1/ non miscible avec la solution de départ.
- 2/ l'espèce à extraire est très soluble dans ce solvant.
- 3/ tenir compte des règles de sécurité et de la protection de l'environnement.

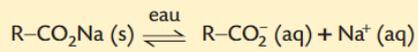
Expliquer le caractère amphiphile et les propriétés lavantes d'un savon à partir de la formule semi-développée de ses entités. Citer des applications usuelles de tensioactifs.

Thème 1 : Constitution et transformations de la matière.

- Les ions carboxylate présents dans les savons possèdent une extrémité **hydrophile** (et lipophile) et une extrémité **lipophile** (hydrophobe) : ce sont des espèces **amphiphiles**. Ce sont des **tensioactifs**.



- Les **savons** sont faiblement solubles dans l'eau. L'équation de la réaction de dissolution s'écrit :



En présence d'alcool, leur solubilité croît.

Vocabulaire

- **Hydrophile** (du grec *hudor* : eau, et *philos* : ami).
- **Lipophile** (du grec *lipos* : graisses, et *phobos* : peur).

Illustrer les propriétés des savons.