

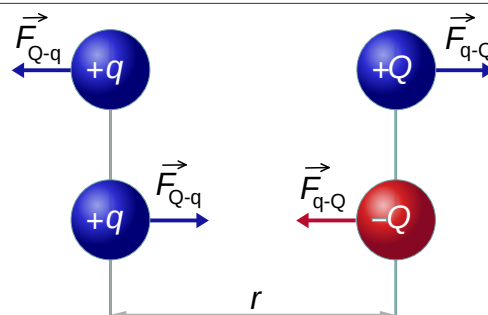
Objectifs

- Expliquer la cohésion au sein de composés solides ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre entités.
- Expliquer la capacité de l'eau à dissocier une espèce ionique et à solvater les ions.
- 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)
- Calculer la concentration des ions dans la solution obtenue.
- Expliquer ou prévoir la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant par l'analyse des interactions entre les entités.
- Interpréter un protocole d'extraction liquide-liquide à partir des valeurs de solubilités de l'espèce chimique dans les deux solvants.
- 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.

1. Interaction électrostatique (cf. séq. 10)

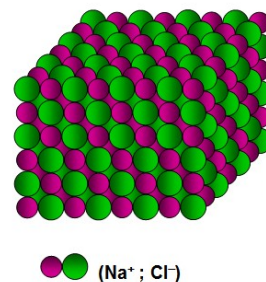
- L'interaction électrostatique explique l'attraction ou la répulsion entre deux objets chargés électriquement. La charge électrique est notée q (ou Q) et se mesure en coulomb de symbole C.

- La loi de Coulomb juge l'interaction entre deux objets chargés électriquement en exprimant la valeur de la force que chaque objet exerce sur l'autre : $F_{q \rightarrow Q} = k \cdot \frac{qQ}{r^2}$

**2. Cohésion des solides ioniques**

- Un cristal de sel de chlorure de sodium est constitué d'un empilement alterné régulièrement d'ions sodium Na^+ et chlorure Cl^- .

- C'est la multiplicité des interactions électrostatiques entre les ions chargés électriquement qui explique la cohésion du cristal de sel.



La cohésion de tous les cristaux ioniques s'explique par l'interaction électrostatique entre charges ioniques.

3. Cohésion des solides moléculaires

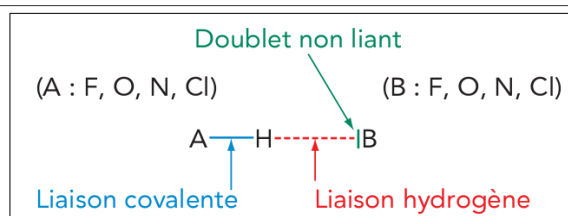
La cohésion des solides moléculaires s'explique par l'interaction électrostatique entre les nuages électroniques des molécules qui composent le solide.

- Ces interactions s'appellent les interactions de Van der Waals. Elles sont dues à la polarisation (apparition de charges partielles δ^+ et δ^- ; permanente ou instantanée) des nuages des molécules.

- Les interactions de Van der Waals sont : Toujours attractives, de courte portée (de l'ordre de 1 nm) peu intenses, temporaires (de l'ordre de 10^{-12} s)

4. Liaison hydrogène

- La liaison hydrogène s'établit entre un atome d'hydrogène lié à un atome très électronégatif (F, O, N, Cl) et le doublet non liant d'un atome très électronégatif.



5. Dissolution d'un solide ionique

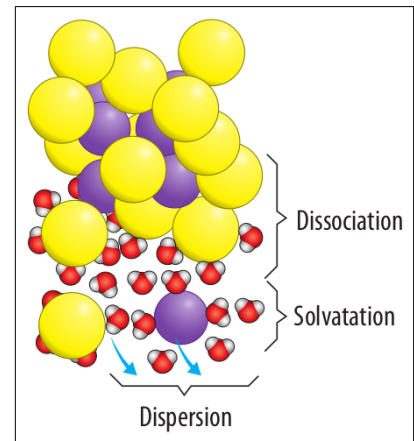
• Les étapes de la dissolution d'un solide ionique dans l'eau sont :

↳ Dissociation : les molécules d'eau arrachent les ions du cristal. Plus précisément, la charge partielle δ^- de la molécule d'eau attire les cations \oplus ; la charge partielle δ^+ les anions \ominus .

↳ Solvatation (hydratation dans le cas de l'eau) : les molécules du solvant forment une couronne autour des ions.

↳ Dispersion : les ions solvatés (hydratés dans le cas de l'eau) s'éloignent les uns des autres.

• Un solide ionique est dissout par les solvants polaires.



6. Modélisation de la dissolution

• L'équation de réaction de dissolution du sel dans l'eau s'écrit : $\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$
Le (s) signifie « solide » ; le (aq) signifie « en solution » (aqueux)

• La notation de la solution d'eau salée est : $(\text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)})$
Cette solution est électriquement neutre et contient une charge positive et une charge négative.

• Toutes les solutions ioniques sont électriquement neutres et contiennent autant de charges positives que de charges négatives.

7. Détermination de la concentration effective

Dissolution de $n_0(\text{CaCl}_2)$ moles de chlorure de calcium dans un volume $V(\text{solution})$.

		$\text{CaCl}_{2(s)}$	\rightarrow	$\text{Ca}^{2+}_{(aq)}$	+	$2 \text{Cl}^-_{(aq)}$
État initial	$x = 0$	$n_0(\text{CaCl}_2)$		0		0
État intermédiaire	x	$n_0(\text{CaCl}_2) - x$		x		$2x$
État final	x_{max}	Quand la dissolution est totale, il ne reste plus de soluté : $n_0(\text{CaCl}_2) - x_{\text{max}} = 0$		x_{max}		$2x_{\text{max}}$
Calcul		$x_{\text{max}} = n_0(\text{CaCl}_2)$		$n(\text{Ca}^{2+}) = n_0(\text{CaCl}_2)$		$n(\text{Cl}^-) = 2 n_0(\text{CaCl}_2)$

Les concentrations molaires effectives en ions calcium et en ions chlorure se notent : $[\text{Ca}^{2+}_{(aq)}]$ et $[\text{Cl}^-_{(aq)}]$ et s'expriment en mol.L^{-1} .

$$[\text{Ca}^{2+}_{(aq)}] = \frac{n(\text{Ca}^{2+}_{(aq)})}{V(\text{solution})}$$

$$[\text{Cl}^-_{(aq)}] = \frac{n(\text{Cl}^-_{(aq)})}{V(\text{solution})}$$

8. Extraction liquide-liquide (extraction au solvant)

La solubilité d'une espèce polaire ou ionique est plus élevée dans un solvant polaire.

La solubilité d'une espèce apolaire est généralement plus élevée dans un solvant apolaire.

• Pour extraire une espèce chimique dissoute dans un solvant initial, on peut utiliser un solvant extracteur dont les propriétés doivent être les suivantes :

↳ L'espèce à extraire doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant initial (cf. ci dessus)

↳ Les deux solvants doivent être non miscibles , de densités différentes et connues.

↳ Il ne doit pas y avoir de réaction chimique parasite entre les différentes espèces en présence.

↳ Le solvant présentant le moins de risques de sécurité pour les personnes ou l'environnement est à privilégier.

