

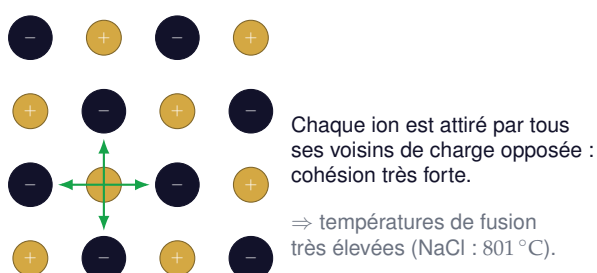
FICHE DE COURS

Cohésion de la matière

Solides ioniques et moléculaires, dissolution, solubilité et extraction

1. Cohésion d'un solide ionique

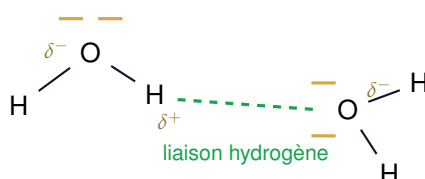
Un **solide ionique** est un empilement régulier d'**anions** et de **cations**, électriquement **neutre** dans son ensemble. Sa cohésion est assurée par les **interactions électrostatiques attractives** entre ions de charges opposées, décrites par la loi de Coulomb.



2. Cohésion d'un solide moléculaire

Dans un solide moléculaire, la cohésion est assurée par des interactions **beaucoup plus faibles** entre molécules :

- **interactions de Van der Waals** : interactions attractives de faible intensité entre toutes les entités, dues aux dissymétries de répartition des charges. Elles sont d'autant plus intenses que l'entité est **grosse** (nombreux électrons) et **polaire** ;
- **liaison hydrogène** : interaction **privilégiée**, environ dix fois plus intense qu'une interaction de Van der Waals. Elle s'établit entre un atome d'hydrogène lié à un atome très électronégatif (O, N ou F) et un doublet non liant porté par un O, N ou F d'une entité voisine.



La liaison hydrogène explique la température d'ébullition anormalement élevée de l'eau (100 °C au lieu de ≈ -80 °C).

Hiérarchie des interactions (de la plus forte à la plus faible) :

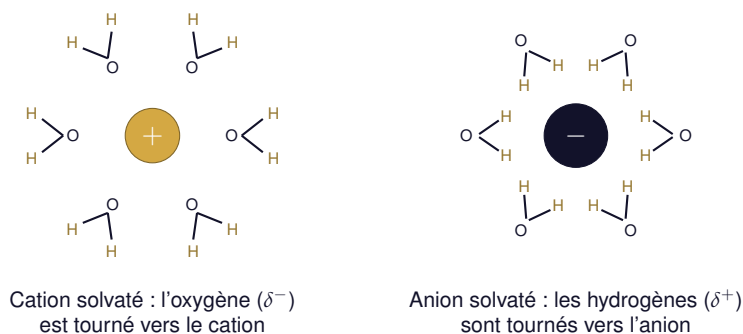
liaison covalente $\gg$ interaction ionique $>$ liaison hydrogène $>$ Van der Waals

Lors d'un changement d'état, on rompt les interactions **entre** entités, jamais les liaisons covalentes **dans** les entités : l'eau liquide qui bout reste constituée de molécules H_2O .

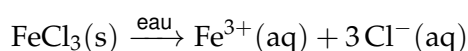
3. Dissolution d'un solide ionique

L'eau, molécule **polaire**, dissout les solides ioniques en trois étapes :

1. **dissociation** : les molécules d'eau s'intercalent et séparent les ions du cristal ;
2. **solvatation** : chaque ion est entouré de molécules d'eau, orientées selon le signe de sa charge ;
3. **dispersion** : les ions solvatés se répartissent dans toute la solution.



Exemple : Équation de dissolution du chlorure de fer(III) :



Pour $n = 0,10$ mol dissoutes dans $V = 500,0$ mL :

$$c(\text{Fe}^{3+}) = \frac{0,10}{0,5000} = 0,20 \text{ mol/L} \quad c(\text{Cl}^{-}) = \frac{3 \times 0,10}{0,5000} = 0,60 \text{ mol/L}$$

Les coefficients stœchiométriques de l'équation de dissolution donnent directement le rapport des concentrations.

4. Solubilité, extraction et espèces amphiphiles

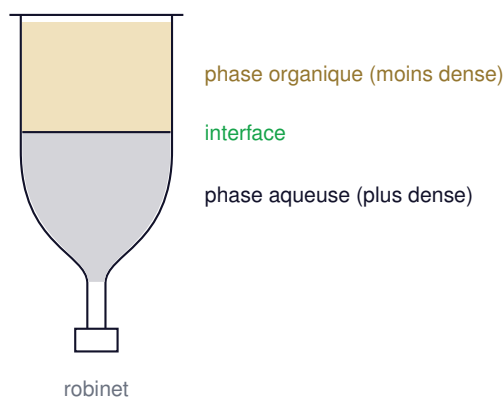
Règle générale : « qui se ressemble s'assemble ». Une espèce se dissout d'autant mieux dans un solvant que les interactions qu'elle peut établir avec lui sont **semblables** à celles qui existent en son sein.

- les espèces **polaires** ou **ioniques** se dissolvent bien dans les solvants **polaires** (eau, éthanol) ;
- les espèces **apolaires** se dissolvent bien dans les solvants **apolaires** (cyclohexane, huile).

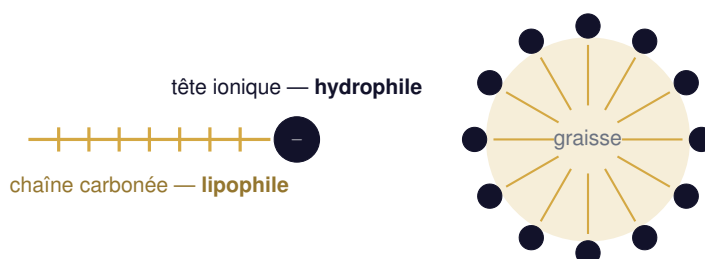
Extraction liquide-liquide. Pour extraire une espèce d'une solution aqueuse, on choisit un solvant extracteur qui doit être :

- **non miscible** à l'eau (sinon les phases ne se séparent pas) ;
- tel que l'espèce y soit **beaucoup plus soluble** que dans l'eau.

On agite les deux phases dans une ampoule à décanter, on laisse décanter, puis on sépare. La phase la plus **dense** se place en bas.



Une espèce **amphiphile** possède à la fois une partie **hydrophile** (polaire ou ionique, « qui aime l'eau ») et une partie **lipophile** (chaîne carbonée apolaire, « qui aime les graisses »). C'est le cas des **savons** et des tensioactifs.



Micelle : les têtes hydrophiles vers l'eau,
les chaînes lipophiles vers la graisse

Solide ionique : cohésion par interactions électrostatiques fortes $\Rightarrow$ fusion à haute température.

Solide moléculaire : cohésion par Van der Waals et liaisons hydrogène, bien plus faibles.

Dissolution : dissociation $\rightarrow$ solvatation $\rightarrow$ dispersion, grâce à la polarité de l'eau.

Solubilité : polaire avec polaire, apolaire avec apolaire.

Savon : tête hydrophile + chaîne lipophile $\Rightarrow$ formation de micelles, d'où le pouvoir lavant.