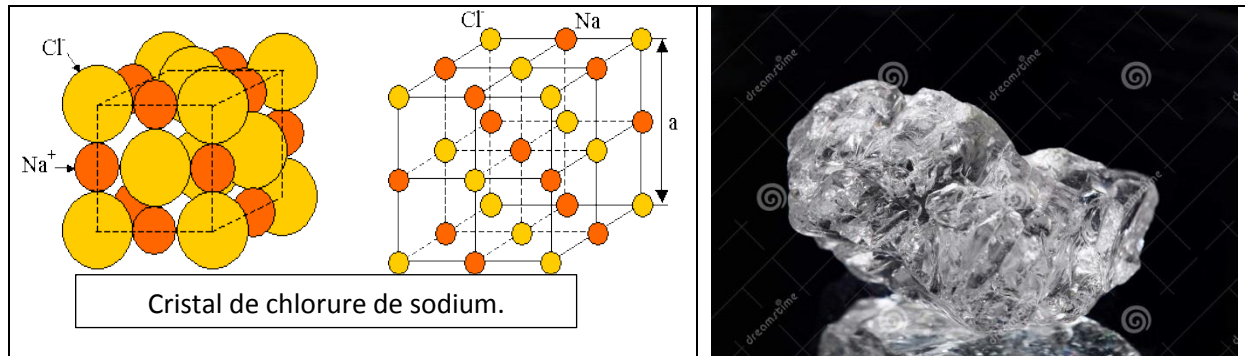


I Cohésion des solides ioniques.

Les solides ioniques sont composés de cations(+) et d'anions (-), que l'on peut assimiler à des sphères durées et régulièrement disposées dans l'espace.

Le solide ionique est électriquement neutre. La formule statistique du solide traduit cette électro neutralité.



Exemple :

FeCl_2 (s) car l'ion Fe^{2+} possède deux charges positives et l'ion Cl^- une seule charge, il faut donc deux ions Cl^- pour un seul ion Fe^{2+} pour assurer l'électroneutralité du cristal.

La cohésion du cristal est assurée par les liaisons électrostatiques existant entre les différents ions qui le composent, les forces d'attraction l'emportant sur les forces de répulsion.

II Polarité des molécules.

Electronégativité et polarisation des liaisons.

Les atomes des éléments forment des molécules en partageant certains de leurs électrons périphériques, pour respecter la règle de l'octet et du duet, et forment ainsi des liaisons covalentes.

L'électronégativité χ est la tendance qu'à un élément à attirer les électrons du doublet qu'il engage dans une liaison covalente avec un autre élément.

Au plus l'électronégativité de l'élément est grande au plus le doublet se retrouve attiré par l'élément en question.

Polarisation d'une liaison.

Quand il existe une différence d'électronégativité entre les deux éléments la liaison est dite polarisée.

Ex : $\text{H} - \text{O}$ ($\chi_{\text{H}} = 2,1$ et $\chi_{\text{O}} = 3,5$), l'atome d'oxygène attire les électrons du doublet, il se crée sur celui-ci une charge négative partielle $-\delta$ et sur H une charge positive partielle $+\delta$

+ δ - δ

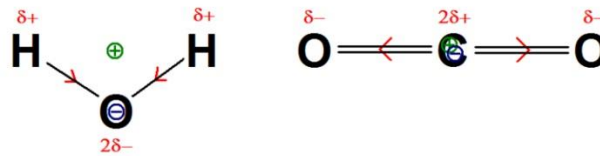
H - O

Quand la différence d'électronégativité est importante ($\Delta\chi > 1,9$) le caractère ionique peut l'emporter sur la covalence (le doublet se retrouve alors attribué à l'élément le plus électronégatif)

Caractère polaire d'un solvant.

Pour qu'un solvant soit polaire, il ne suffit pas que les liaisons entre ses atomes soient polarisées, il faut encore que les barycentres des charges + et - ne soient pas confondus (ou que la somme des moments dipolaires ne soit pas nulle)

Ex : CO₂ et H₂O



En général les solvants polaires dissolvent mieux les solutés polaires, et les solvants apolaires dissolvent mieux les solutés apolaires

Cohésion des solides moléculaires.

Un solide moléculaire est un solide qui est composé de molécules.

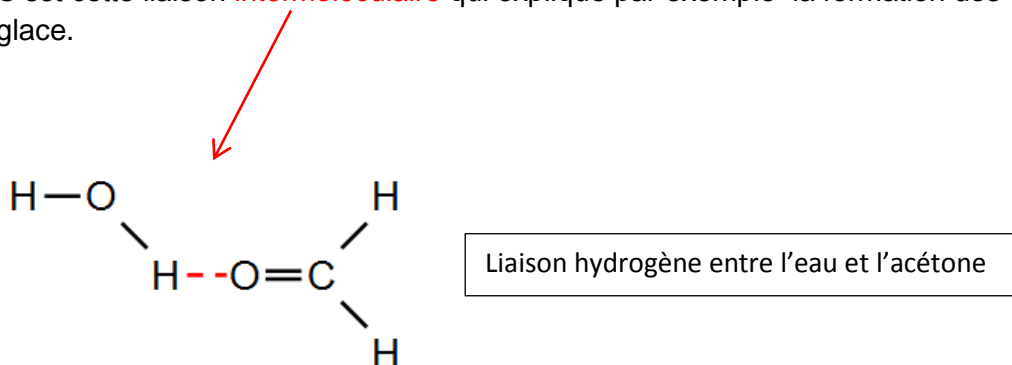
Si les molécules du solide moléculaire sont arrangées de façon ordonnée il est cristallin, sinon il est amorphe.

La cohésion entre les molécules est assurée par des interactions intermoléculaires, interactions de Van der Waals ou des liaisons hydrogènes.

Liaison de Van des Waals ; interactions le plus souvent attractives entre deux molécules, cette interaction est de très faible portée et en général moins résistante que les interactions électrostatiques entre les ions. Cette interaction est d'autant plus importante que les molécules sont volumineuses.

Liaison hydrogène : C'est une liaison électrostatique toujours attractive qui s'établit entre un atome d'hydrogène lié à un atome de forte électronégativité (O, Cl, F, N) et un autre atome de forte électronégativité. (O, Cl, F, N)

C'est cette liaison **intermoléculaire** qui explique par exemple la formation des cristaux de glace.

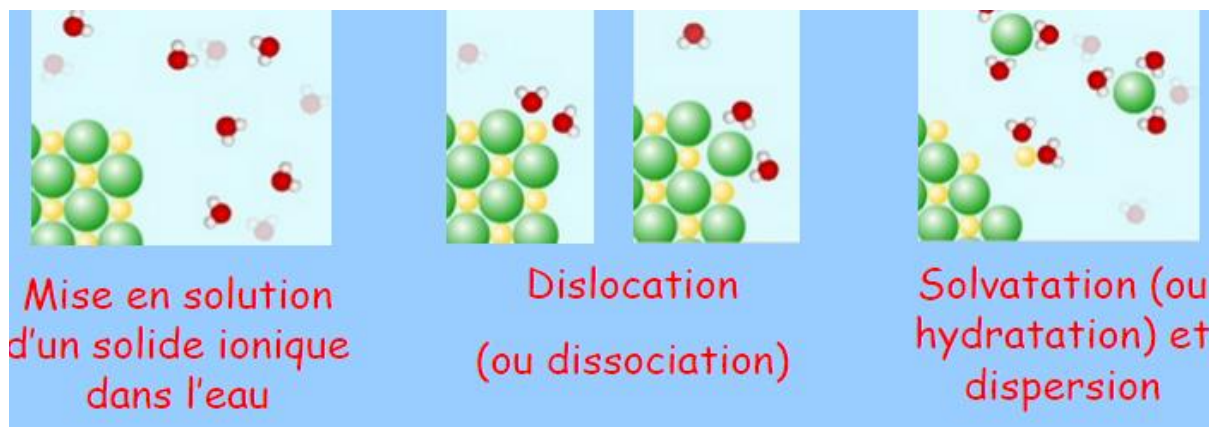


III Dissolution.

Principe :

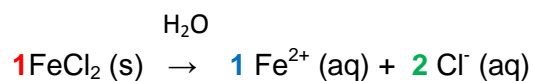
La dissolution d'un composé ionique se décompose en trois étapes.

La dissociation, la solvation et la dispersion des ions solvates. ([voir animation](#))



Equation de dissolution

Exemple



Les concentrations des ions en solution vérifient la relation suivante :

$$\frac{C(\text{FeCl}_2)}{1} = \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{1} = \frac{[\text{Cl}^-]}{2}$$