

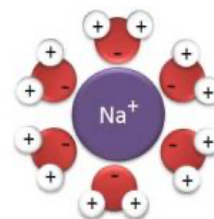
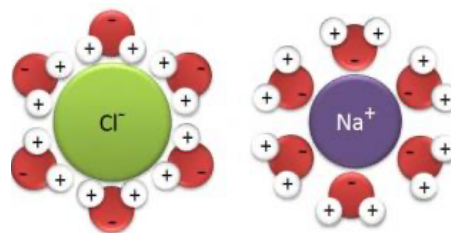
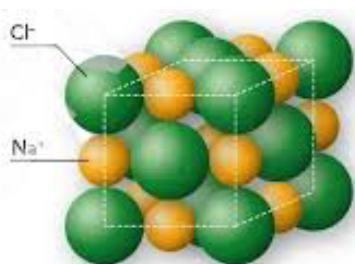


Spécialité 1ère

## C5

# De la structure à la cohésion et à la solubilité d'espèces chimiques

- I. Cohésion dans un solide
- II. Dissolution d'un solide ionique
- III. Solubilité d'une espèce dans un solvant



# C5 - DE LA STRUCTURE A LA COHESION ET A LA SOLUBILITE D'ESPECES CHIMIQUES

## I. Cohésion dans les solides

### 1. Solide ionique

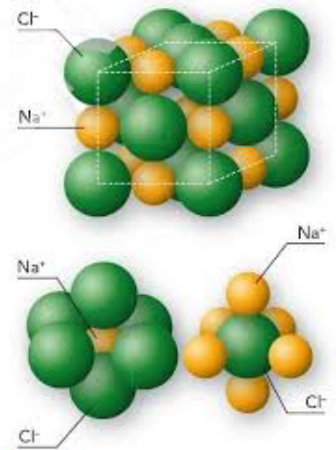
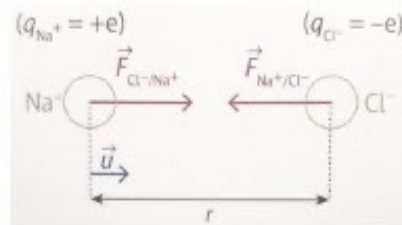
Un **solide ionique** (ou **crystal ionique**) est une structure régulière de cations et d'anions.

Il est électriquement neutre.

C'est l'**interaction électrostatique** entre cations et anions qui assure sa cohésion. (Il n'y a pas de liaison covalente entre ces ions !!!!)

**Rappel** : La valeur de la force de Coulomb est donnée par la relation :

$$F = k \times \frac{|q_A \times q_B|}{d^2}$$



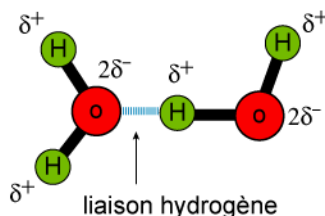
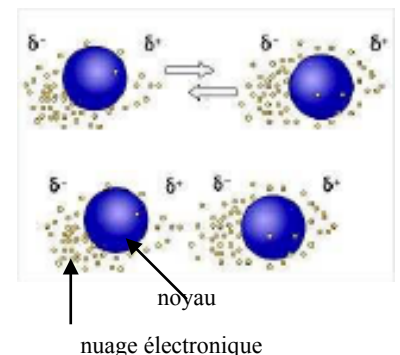
Application :

- Comment nomme-t-on un ion positif ? Même question pour un ion négatif.
- Dans le cristal ionique proposé, quel type d'ions (positifs ou négatifs) est le plus représenté ?
- En déduire la charge électrique totale d'un cristal ionique, quelle que soit sa taille.

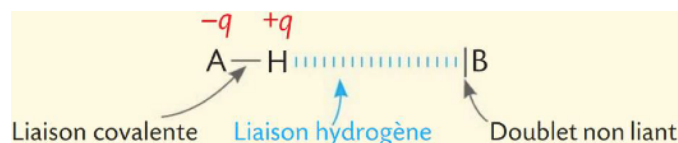
### 2. Solide moléculaire

Un solide moléculaire est constitué de molécules régulièrement disposées dans l'espace. La cohésion des solides moléculaires est assurée par des **interactions intermoléculaires**. (Ces dernières sont beaucoup plus faibles que celles s'exerçant dans un cristal ionique).

❖ **L'interaction de Van Der Waals, toujours présente, s'établit entre les nuages électroniques des molécules polaires et apolaires.**



❖ **La liaison (ou pont) hydrogène** : elle se manifeste uniquement entre une molécule qui comporte un atome d'hydrogène lié à un atome A très électronégatif (N, O ou F) et un autre atome, B, possédant un doublet non liant (F, O ou N).



Remarque : Les interactions électrostatiques au sein d'un cristal ionique sont beaucoup plus fortes que les liaisons hydrogènes qui sont elles-mêmes beaucoup plus fortes que les liaisons de Van Der Waals.

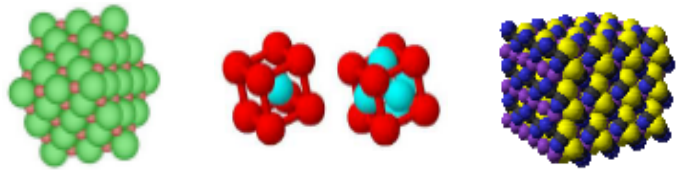
## A Retenir :

### Pour un solide ionique :

- Un solide ionique est **toujours électriquement neutre**.
- Un solide ionique est un isolant électrique car les ions qui le composent sont fixes.
- La cohésion d'un solide ionique est assurée par des **interactions électriques**. Ces forces étant **relativement fortes**, il est souvent nécessaire de fortement chauffer pour réussir à faire fondre le cristal ionique (*fusion de sel : 801°C - fusion du sucre : 186°C*).
- La **formule statistique** d'un composé ionique donne la proportion du cation et de l'anion. Le cation est toujours écrit en premier dans la formule.
- L'agencement des ions du cristal va dépendre de nombreux paramètres dont la formule statistique du composé ionique.

### Exemples :

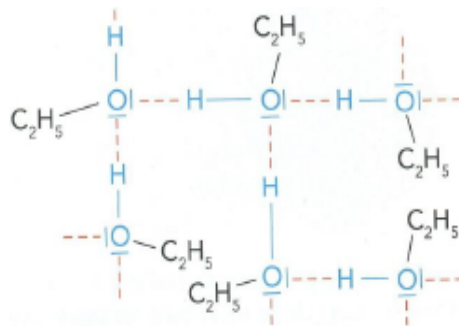
- $\text{NaCl}$  : 1 ion  $\text{Na}^+$  pour 1 ion  $\text{Cl}^-$
- $\text{FeCl}_3$  : 1 ion  $\text{Fe}^{3+}$  pour 3 ions  $\text{Cl}^-$



### Pour un solide moléculaire :

- **Les interactions de Van der Waals ont une courte portée**.
- Elles agissent sur les molécules polaires et apolaires.
- **Leur intensité est faible** (5 à 100 fois plus faible que la liaison covalente).
- Les molécules restent **électriquement neutres**.
- **Les ponts hydrogène sont aussi des interactions de type électrostatique**.
- Leur intensité est 5 à 10 fois supérieure à celle des liaisons de Van der Waals, mais reste bien inférieure à celle des liaisons covalentes.

### Exemple de l'éthanol solide (obtenue à une température basse) :



- Lorsqu'on chauffe de la matière, on augmente l'agitation des atomes (et donc des molécules) ou des ions qui la composent. Si l'on chauffe suffisamment, les liaisons intermoléculaires ne suffisent plus à maintenir les molécules en place et ces dernières se déplacent alors les unes par rapport aux autres : c'est la fusion. Il en va de même pour les ions dans les composés ioniques.
- En chauffant trop fort, l'agitation thermique peut devenir suffisante pour détruire la structure moléculaire (pyrolyse).

## II. Dissolution d'un solide ionique

### 1. Nature du solvant

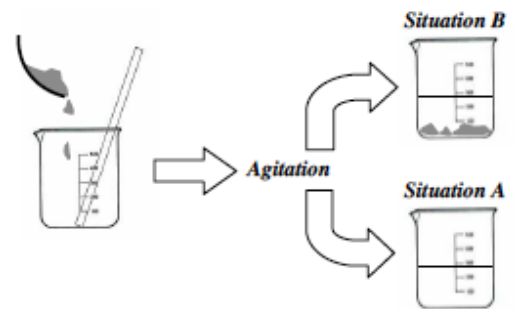
Lorsqu'on introduit un composé **solide** dans un liquide, il peut se passer deux choses :

*Situation A :*

Le composé solide se dissout dans le liquide. Ce composé est alors appelé **soluté** et le liquide solvant. L'ensemble formé est appelé **solution**.

*Situation B :*

Le composé solide ne se dissout pas dans le liquide malgré l'agitation intense. Le composé est alors insoluble dans le solvant choisi.



### 2. Dissolution et concentration

#### a. Composés moléculaires

La concentration en quantité de matière d'une solution est la quantité de soluté par litre de solution :

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad \left| \begin{array}{l} C \text{ en mol.L}^{-1} \\ n \text{ en mol} \\ V \text{ en L} \end{array} \right.$$

La concentration en masse (ou titre massique) d'une solution est la masse de soluté par litre de solution :

$$t = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad \left| \begin{array}{l} t \text{ en g.L}^{-1} \\ m \text{ en g} \\ V \text{ en L} \end{array} \right.$$

#### b. Composés ioniques

La dissolution d'un solide ionique dans un solvant se fait en trois étapes :

##### 1. **Dissociation du solide ionique :**

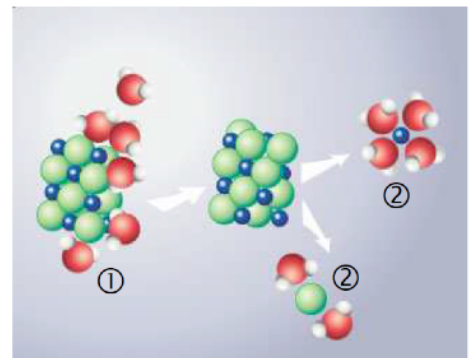
Les interactions qui apparaissent entre le solvant et les ions diminuent fortement les forces de Coulomb entre les ions : le composé ionique se dissocie progressivement.

##### 2. **Solvation (hydratation si le solvant est l'eau)**

Les ions s'entourent des molécules polaires du solvant.

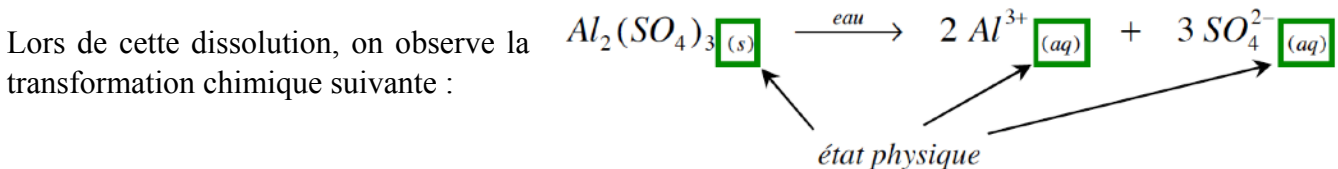
##### 3. **Dispersion des ions**

L'agitation thermique et le mouvement brownien dispersent les ions solvatés.



Exemple :

On dissout  $n = 0,15$  mol de sulfate d'aluminium  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  dans de l'eau distillée, pour obtenir  $V = 400$  mL de solution.



On distingue alors 2 types de concentrations molaires distinctes :

- **La concentration en soluté apporté  $C$**

Ici : la quantité de sulfate d'aluminium introduite pour un litre de solution.

- **La concentration réelle des ions présents notée  $[\text{Al}^{3+}]$  et  $[\text{SO}_4^{2-}]$ . Il est interdit de noter la concentration du soluté  $[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]$  car l'espèce  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  n'existe plus dans l'eau**

### Applications :

- Déterminer la concentration en soluté apporté de la solution de sulfate d'aluminium donnée en exemple.
- Déterminer la concentration en quantité de matière de chaque type d'ions présents dans cette solution.
- Déterminer le titre massique de la solution.

On dispose d'une solution de chlorure de fer III de concentration massique 3,27 g/L.

- Déterminer la concentration C en quantité de matière de soluté apporté.
- Ecrire l'équation de dissolution qui a eu lieu lors de la préparation de cette solution.
- En déduire la concentration des ions présents dans la solution en fonction de C, puis en mol/L.

### III. Solubilité d'une espèce dans un solvant

#### 1. Compatibilité soluté-solvant

- \* Un solide ionique est soluble dans un solvant polaire.
- \* Un solide moléculaire est soluble dans un solvant de même polarité.
- \* Deux liquides de même polarité sont miscibles.

#### 2. Application à l'extraction liquide-liquide

L'extraction liquide-liquide permet de séparer les constituants d'un mélange en exploitant les différences de solubilité.

#### Choix du solvant d'extraction

- \* L'espèce à extraire doit être plus soluble dans le solvant d'extraction que dans le solvant initial.
- \* Les deux solvants doivent être non miscibles et avec des densités très différentes.
- \* Le choix se portera sur le solvant le moins toxique.

#### 3. Propriétés lavandes d'un savon

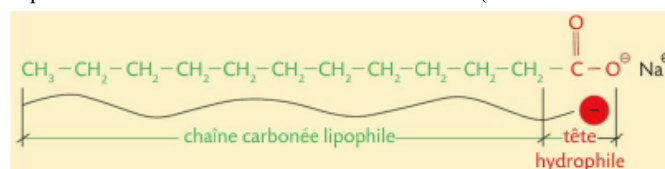
Le savon solide est composé de carboxylate de sodium  $R - CO_2Na$  ou de carboxylate de potassium  $R - CO_2K$  (R est une chaîne carbonée, possédant généralement plus de dix atomes de carbone).



Cette structure possède un groupe **hydrophile** (qui aime l'eau) et un groupe **lipophile** (qui aime les corps gras, lipides, huiles, graisses).

Ce caractère **amphiphile** (qui possède à la fois un groupe hydrophile et un groupe lipophile) donne au savon ses propriétés, principalement la formation de mousse utile pour le lavage \*.

\* mise en évidence expérimentale à partir d'une solution de savon et de deux eaux (l'une très calcaire (très dure) et l'autre très douce)



### Application :

- La partie ionique est-elle solvatée par l'eau ? Pourquoi ? Parle-t-on de partie hydrophile ou lipophile ?
- La partie carbonée est-elle solvatée par l'eau ? Pourquoi ? Parle-t-on de partie hydrophile ou lipophile ?

En présence d'une tache d'huile, les ions oléate vont s'accrocher autour de celle-ci sous forme de **micelles** (agrégat sphérique de molécules).

- Les ions oléate vont-ils s'accrocher à la tache d'huile par la tête ionique ou la chaîne carbonée ? Réaliser un schéma de la micelle ainsi obtenu.