

## Chapitre 7 : Interpréter les propriétés d'une espèce chimique.

### I. Cohésion dans un solide

#### I.1 Les solides ioniques

Lorsque des ions sont en solution dans de l'eau et que cette dernière s'évapore, les ions positifs vont, grâce à la force de Coulomb, s'entourer d'ions négatifs, et inversement (figure 1 et 2).

Lorsque toute l'eau se sera évaporée, les ions se seront alors agencés de sorte à former un cristal ionique solide (figure 3), dont la cohésion est directement due à la force électrique attractive qui existe entre charges électriques de signe opposé.

Figure 1 ⇒

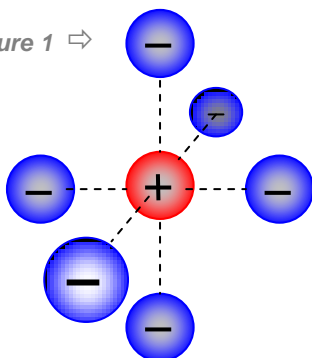


Figure 2 ⇒

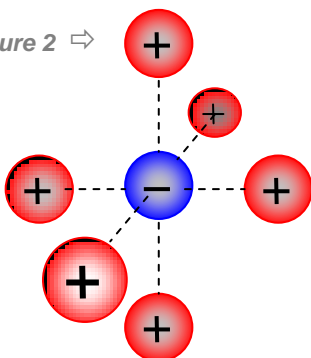


Figure 3 ⇒

Questions :

- Comment nomme-t-on un ion positif ? Même question pour un ion négatif.
- Dans le cristal ionique de la figure 3, quel type d'ions (positifs ou négatifs) est le plus représenté ?
- En déduire la charge électrique totale d'un cristal ionique, quel que soit sa taille.

A noter :

- **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 :  $801^{\circ}\text{C}$  - fusion du sucre :  $186^{\circ}\text{C}$ ).
- **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  $\text{Cl}^{-}$

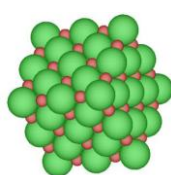
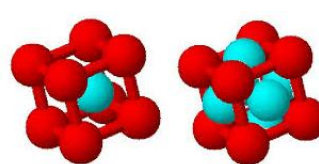
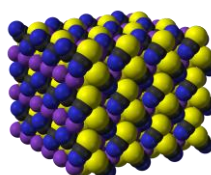


Figure 4 ↑



#### I.2 Les solides moléculaires

##### a. Les interactions de Van der Waals

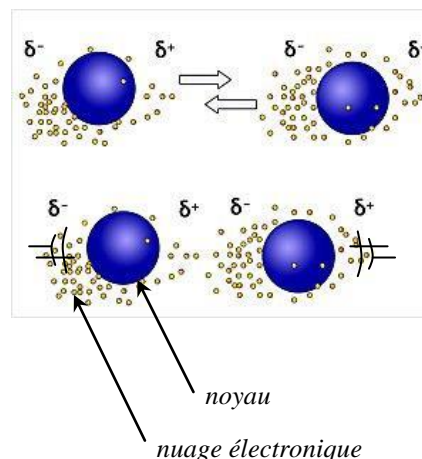
Le nuage électronique est l'ensemble des électrons périphériques des atomes constituant la molécule. Lorsqu'un nuage électronique n'est pas uniformément réparti, on observe une polarisation constante ou temporaire de la molécule.

De telles polarisations créent des interactions électrostatiques (loi de Coulomb), le plus souvent attractives, responsables de liaisons intermoléculaires de faible intensité. Ce sont les **interactions de Van der Waals**.

A noter :

- Ces interactions 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

Figure 5 ⇒

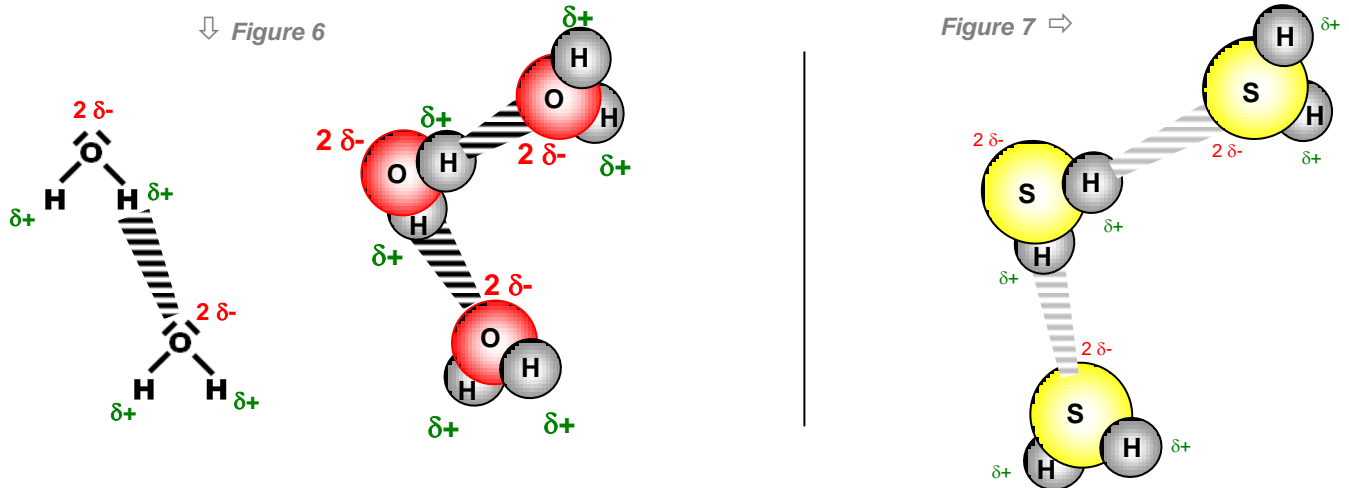


## b. La liaison hydrogène

On considère trois molécules de structure identique (coudées) :  $H_2O$  (eau),  $H_2S$  (sulfure d'hydrogène),  $H_2Se$  (Sélénure d'hydrogène). On notera au passage que l'oxygène, le soufre et le sélénium font partie de la même famille d'éléments. Les températures d'ébullition de  $H_2S$  et de  $H_2Se$  sont respectivement de  $-86^\circ C$  et de  $-66^\circ C$  à température et pression normales.

Questions :

- Quelle est, en  $^\circ C$ , la température d'ébullition de l'eau à température et pression normales ?
- Convertir ces températures de changement d'état dans l'unité du système international.
- Pourquoi peut-on s'étonner de telles températures ?
- On a représenté, figure 6, trois molécules d'eau en phase liquide et, figure 7, trois molécules de sulfure d'hydrogène liquides. A l'aide de ces figures et de la figure 5, proposer une explication à la question c.



A retenir :

Si un atome d'hydrogène est fixé à un atome très électronégatif, alors il peut établir une liaison nommée **liaison hydrogène** avec un atome très électronégatif possédant au moins un doublet non liant (généralement O, F ou Cl).

A noter :

- Ces interactions sont aussi 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.
- 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. Nature du solvant

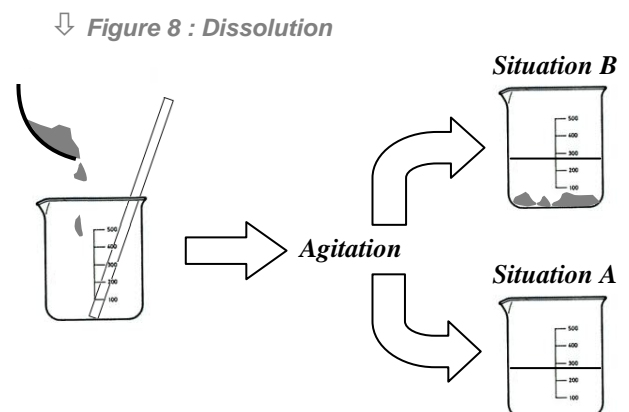
Lorsqu'on introduit un composé solide dans un liquide, il peut se passer deux choses :

**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.

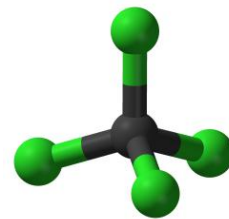


A noter :

- Un solvant polaire peut dissoudre des espèces chimiques polaires ou ioniques.
- Un solvant apolaire peut dissoudre des espèces chimiques apolaires.

Questions :

- Comment appelle-t-on une solution dont le solvant majoritaire est l'eau ?
- Le tétrachlorure de méthane  $CCl_4$  (figure 9) est un solvant souvent utilisé en chimie organique. Les liaisons dans cette molécule sont-elles polarisées ? Est-il judicieux d'utiliser un tel solvant pour dissoudre du chlorure de fer II ( $FeCl_2$ ) ?



↑ Figure 9 :  $CCl_4$

### III. Dissolution et concentrations

#### III.1 Composés moléculaires

Exercice :

On dissout  $n = 0,20 \text{ mol}$  de saccharose  $C_{12}H_{22}O_{11}$  dans de l'eau distillée de manière à obtenir un volume  $V = 2,0 \text{ L}$  de solution.

- Quelle verrerie doit-on utiliser pour préparer cette solution ?
- Quelle quantité de saccharose retrouve-t-on alors dans un litre de cette solution ?
- En déduire la concentration molaire notée  $C$  de cette solution aqueuse.

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

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

Exercice :

On dissout  $m = 68,4 \text{ g}$  de saccharose  $C_{12}H_{22}O_{11}$  dans de l'eau distillée de manière à obtenir un volume  $V = 2,0 \text{ L}$  de solution.

- Quelle masse de saccharose retrouve-t-on dans un litre de cette solution ?
- En déduire la concentration massique  $t$  de cette solution aqueuse.

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

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

Questions :

- A partir de la relation donnant le titre massique, déterminer la relation entre  $t$  et  $C$ .
- Déterminer la concentration molaire de la solution de l'exercice précédent.

#### II.2 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.

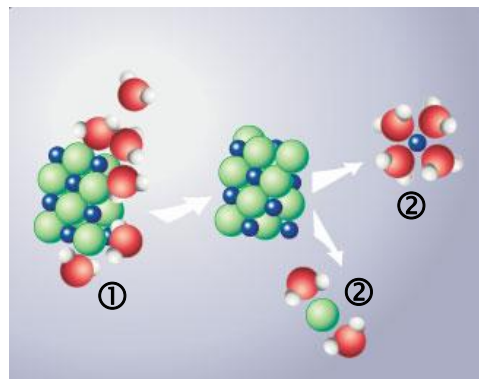
##### 2. Solvatation (hydratation si le solvant est l'eau)

Les ions s'entourent des molécules polaires du solvant.

##### 3. Dispersion des ions

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

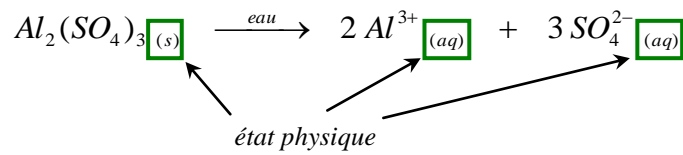
↓ Figure 10 : Dissolution



Exemple :

On dissout  $n = 0,15 \text{ mol}$  de sulfate d'aluminium  $Al_2(SO_4)_3$  dans de l'eau distillée pour obtenir  $V = 400 \text{ mL}$  de solution.

Lors de cette dissolution, on observe la transformation chimique suivante :



On distingue alors 2 types de concentrations molaires distinctes :

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

C'est une concentration théorique qui indique la quantité de soluté introduite pour un litre de solution. C'est donc ici la quantité de sulfate d'aluminium introduite pour un litre de solution. Néanmoins, il est interdit de la noter  $[Al_2(SO_4)_3]$  car l'espèce  $Al_2(SO_4)_3$  n'existe plus dans l'eau.

- **La concentration réelle des ions présents :  $[Al^{3+}]$  et  $[SO_4^{2-}]$ .**

Questions :

- Déterminer la concentration en soluté apporté de cette solution.
- Déterminer la concentration molaire de chaque type d'ions présents dans la solution.
- Déterminer le titre massique de la solution.

Exercices :

On dispose d'une solution de chlorure de fer III de concentration massique  $3,27 \text{ g/L}$ .

- Déterminer la concentration molaire  $C$  en 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  $\text{mol/L}$ .