

# CHAPITRE 13 : COHÉSION DES SOLIDES IONIQUES ET MOLÉCULAIRES

Pierre-André LABOLLE

Lycée International des Pontonniers

Mai 2017

## I. Les états de la matière

### 1. L'état solide

- À l'état solide, les molécules, les atomes ou les ions sont rangés dans l'espace de manière ordonnée, à des distances moyennes constantes et faibles.

### 2. L'état liquide

- À l'état liquide, les molécules ou les ions sont en contact mais en mouvement permanent sous l'effet de l'agitation thermique. Les distances qui les séparent sont plus grandes que dans l'état solide.

### 3. L'état gazeux

- À l'état gazeux, les molécules ou les ions sont très éloignés les uns des autres et en mouvement permanent.

## I. Les états de la matière

### 4. Solide ionique, solide moléculaire

- Un solide ionique est constitué d'un empilement tridimensionnel régulier d'anions et de cations.
- Un solide moléculaire est constitué d'un empilement tridimensionnel régulier de molécules.

## II. Transferts thermiques

### 1. Température et agitation thermique

- La température est la mesure indirecte de l'énergie cinétique moyenne des particules constituant un matériau.
- Si la température  $T$  augmente, les particules s'agitent à des vitesses plus grandes ; on dit que l'agitation thermique augmente.

### 2. Mécanisme du transfert thermique

- Lorsque deux corps de température différente sont en contact, le corps le plus froid reçoit de l'énergie du corps le plus chaud par transfert thermique.
- La température du corps chaud diminue tandis que la température du corps froid augmente.
- Lorsque  $T_{\text{chaud}} = T_{\text{froid}}$ , on dit que les deux corps sont à l'équilibre thermique.

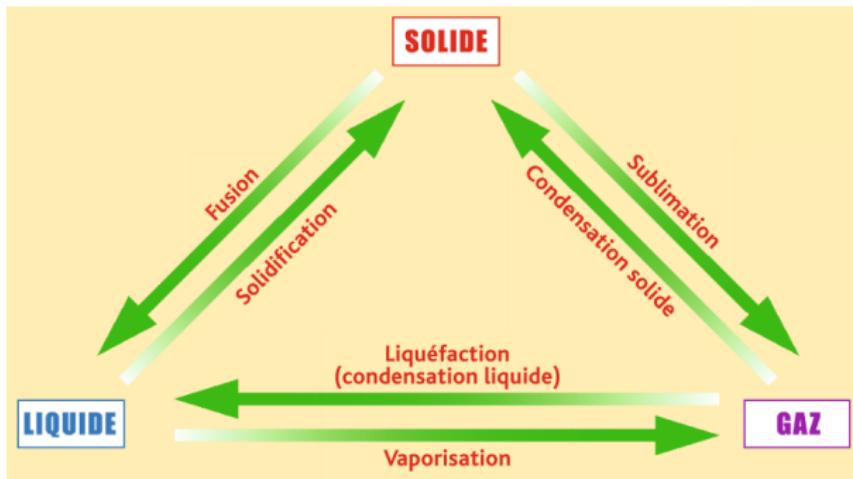
## II. Transferts thermiques

### 3. Transfert thermique et changement d'état

- Pour un corps pur, un changement d'état physique se déroule à température constante. Cette température demeure constante aussi longtemps que les deux états physique existent simultanément.
- Si un corps pur reçoit de l'énergie par transfert thermique, alors il passe d'un état plus ordonné à un état moins ordonné. Dans le cas contraire, le corps pur cède de l'énergie.
- **Définition** : l'énergie molaire de changement d'état est l'énergie reçue ou cédée par une mole de corps transformé d'un état physique à un autre.

## II. Transferts thermiques

### 3. Transfert thermique et changement d'état



### III. Cohésion des solides ioniques

#### 1. Structure d'un cristal ionique

- Un solide ionique cristallin est un solide constitué d'ions de charge positive (cations) et d'ions de charge négative (anions) disposés de façon ordonnée.
- Un solide ionique est électriquement neutre : il contient donc globalement autant de cations que d'anions.
- **Exemple** : le fluorure de calcium de formule  $\text{CaF}_2$  contient un ion calcium  $\text{Ca}^{2+}$  pour deux ions fluorure  $\text{F}^-$ .

#### 2. Cohésion d'un cristal ionique

- Les ions plus proches voisins portent des charges de signe contraire donc les interactions électriques attractives l'emportent sur les interactions électriques répulsives.
- L'ensemble des interactions coulombiennes existant entre les ions du cristal assurent ainsi sa cohésion.

## IV. Polarité des molécules

### 1. Électronégativité d'un élément chimique

- **Définition** : l'électronégativité d'un élément chimique est la tendance d'un atome de cet élément à attirer le doublet d'une liaison covalente dans laquelle il est engagé.
- L'électronégativité des éléments chimiques augmente de gauche à droite dans une période (ligne) du tableau périodique.
- L'électronégativité des éléments chimiques augmente de bas en haut dans une famille (colonne) du tableau périodique.

## IV. Polarité des molécules

### 2. Polarisation des liaisons

- Lorsqu'une liaison covalente implique deux atomes d'électronégativité différente, les électrons mis en commun dans la liaison sont attirés par l'atome le plus électronégatif.
- Les électrons sont plus souvent autour de l'atome le plus électronégatif qui voit donc un léger excès de charge négative noté  $\delta^-$ .
- Les électrons sont moins souvent autour de l'atome le moins électronégatif qui voit donc un léger excès de charge positive (défaut de charge négative) noté  $\delta^+$ .
- On dit alors que la liaison est polarisée.

## IV. Polarité des molécules

### 3. Caractère polaire d'un solvant

- La caractère polaire ou non d'une molécule dépend de la présence de liaisons polarisées et de la géométrie de la molécule.
- Lorsque les charges partielles créées par les liaisons polarisées d'une molécule ne s'annulent pas globalement dans l'espace du fait de la géométrie de la molécule, cette molécule est dite **polaire**.
- Une molécule qui n'est pas polaire est dite **apolaire**. Elle peut toutefois comporter des liaisons polarisées dont les effets s'annulent.
- En règle général, un solvant organique dont les molécules comportent un atome très électronégatif (N, O, F, Cl) est un solvant polaire.
- Les hydrocarbures, qui ne contiennent que des atomes de carbone et d'hydrogène d'électronégativité voisine, sont des solvants apolaires.

## V. Cohésion des solides moléculaires

*Les interactions qui assurent la cohésion des solides moléculaires sont plus faibles que celles qui assurent la cohésion des solides ioniques.*

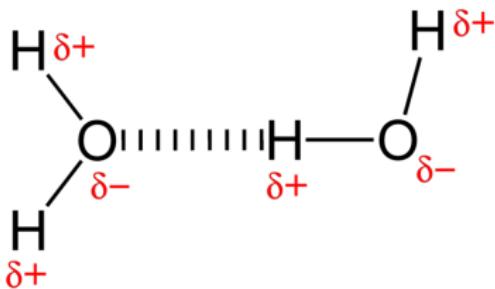
### 1. Interactions de Van der Waals

- La cohésion des solides moléculaires est assurée par des interactions entre molécules non chargées.
- Ces interactions sont appelées **interactions de Van der Waals** et sont d'autant plus intenses que les molécules sont volumineuses.
- Les interactions de Van der Waals sont des interactions de type électrostatique et se manifestent à courtes distances. L'intensité de ces interactions est relativement faible.
- Il s'agit, par exemple, d'interactions entre deux parties polaires de deux molécules différentes.

## V. Cohésion des solides moléculaires

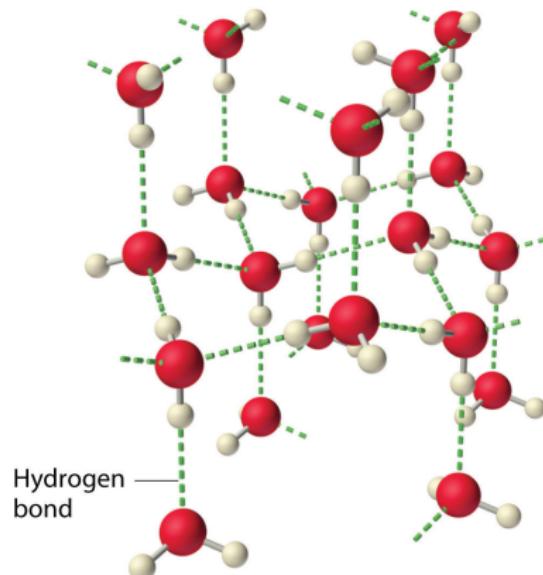
### 2. Liaison hydrogène

- Un atome d'hydrogène lié à un atome très électronégatif présente une charge partielle importante et concentrée et développe donc un champ électrique intense.
- Cet atome d'hydrogène peut donc interagir de façon assez intense avec un autre atome très électronégatif, portant une charge partielle négative.
- Ces interactions sont plus intenses que les interactions de Van der Waals et sont appelées liaison hydrogène.



## V. Cohésion des solides moléculaires

### 2. Liaison hydrogène

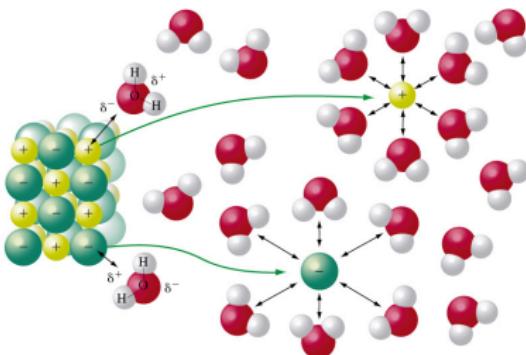


Liaisons hydrogène dans la glace

## VI. Dissolution d'un solide ionique

### 1. Rôle du solvant

- La dissolution d'un solide ionique s'effectue en deux étapes : dislocation du cristal et solvatation des ions.
- Sous l'action des forces électriques entre les ions et les molécules polaires du solvant, le cristal se disloque.
- Les ions ainsi détachés du cristal sont alors entourés d'un cortège de molécule d'eau, appelé sphère d'hydratation puis dispersés dans la solution.
- Exemple : Dissolution du sel (chlorure de sodium,  $\text{NaCl}$ )



## VI. Dissolution d'un solide ionique

### 2. Équation de dissolution

- Il s'agit d'une équation-bilan traduisant la mise en solution du solide ionique.
- Exemple ① :  $\text{NaCl(s)} \xrightarrow{\text{eau}} \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
- Exemple ② :  $\text{CaF}_2(\text{s}) \xrightarrow{\text{eau}} \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ F}^-(\text{aq})$

## VI. Dissolution d'un solide ionique

### 3. Concentration des ions en solution

- **Définition** : on appelle concentration molaire de l'espèce chimique  $X$

en solution la grandeur définie par

$$[X] = \frac{n(X)}{V} \quad \text{où}$$

- ⇒  $[X]$  : concentration de l'espèce  $X$  en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- ⇒  $n(X)$  : quantité de matière de l'espèce  $X$  en mol
- ⇒  $V$  : volume de la solution en L

- Soit le cas du fluorure de calcium :  $\text{CaF}_2(\text{s}) \xrightarrow{\text{eau}} \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^-(\text{aq})$

Soit  $c$  la concentration molaire en soluté apporté (nombre de mole de solide introduit par litre de solution)

Alors, on a :  $[\text{Ca}^{2+}] = c$  et  $[\text{F}^-] = 2 \cdot c$

## VII. Dissolution d'un solide moléculaire

- Les solides moléculaires (comme le sucre par exemple) peuvent aussi se dissoudre dans des solvants.
- Les interactions entre les molécules du solvant et celles du soluté sont alors des interactions de type Van der Waals ou liaison hydrogène.
- Si un solide moléculaire est formé de molécules polaires, il se dissout facilement dans un solvant polaire.
- Si un solide moléculaire est formé de molécules apolaires, il se dissout facilement dans un solvant apolaire.
- **Remarque** : les solides ioniques, quant à eux, ne sont solubles que dans les solvants polaires.
- **Exemple** : dissolution du sucre :  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s}) \xrightarrow{\text{eau}} \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{aq})$

## EXERCICES

COMPRÉHENSION DU COURS : P220

APPLICATIONS : PP221-229 n°14, 15, 18, 19, 22, 23

EXERCICES DE SYNTHÈSE : PP221-229 n°33, 40, 45