



## Chapitre 08 : Comment expliquer la cohésion de la matière sous forme solide ?

### I. Expliquons la cohésion des solides ioniques.

#### 1. Le solide ionique

Un solide (ou cristal) ionique est un assemblage compact et ordonné d'anions et de cations assimilables à des sphères dures. Un solide ionique est électriquement neutre.

Sa formule, dite **formule statistique**, indique la nature et la proportion des ions présents.

Ex : le chlorure de sodium

Le chlorure de sodium est constitué d'un assemblage compact et ordonné d'ions sodium et d'ions chlorure.

La formule statistique du cristal est NaCl.

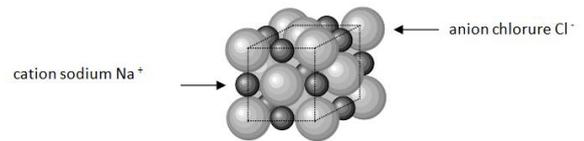
Le cristal est électriquement neutre : il contient autant d'ions sodium

Na<sup>+</sup> (qui chacun porte une charge « +e ») que d'ions chlorure Cl<sup>-</sup> (qui chacun porte une charge « -e »).

Hydroxyde de cuivre II : Cu(OH)<sub>2</sub> Nitrate d'argent : Ag(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> Carbonate de calcium: Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

Nitrate d'aluminium : NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> Sulfate de baryum : BaSO<sub>4</sub> Sulfate d'ammonium: (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Chlorure de cuivre II : CuCl<sub>2</sub> Carbonate d'ammonium : (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> Phosphate d'argent : Ag<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>



#### 2. Interaction électrostatique et loi de Coulomb.

Dans un cristal ionique, chaque ion s'entoure d'ions de charges opposées.

**L'interaction électrostatique (interaction de Coulomb) existant entre ces ions de charges contraires assure la cohésion du solide ionique.**

La force électrique modélise l'interaction électrique entre deux corps ponctuels chargés : la loi de coulomb.

• direction : la direction de la droite (AB)

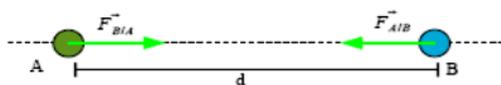
• sens : répulsion si q<sub>A</sub> et q<sub>B</sub> sont de même signe / attraction si q<sub>A</sub> et q<sub>B</sub> sont de signe contraire

• valeur ( en newton, N) :

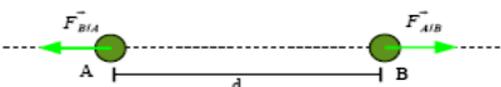
$$\|\vec{F}_{A \rightarrow B}\| = \|\vec{F}_{B \rightarrow A}\| = k \frac{q_A q_B}{AB^2}$$

avec forces en N  
charges en C (Coulomb)  
distance en m  
k = 9,0.10<sup>9</sup> N.C<sup>-2</sup>.m<sup>2</sup>

Comment représenter le sens de la force en fonction du signe de la charge ?



Charges électriques différentes



Charges électriques de même signe

### II. Le solide moléculaire.

Comme son nom peut le laisser deviner un solide moléculaire est un solide constitué uniquement de molécules.

**Par définition une molécule est un ensemble neutre** qui ne porte pas de charge électrique donc la force électrostatique ne peut s'exercer directement entre deux molécules: c'est donc un autre type d'interaction qui assure la cohésion de ce type de solide.

#### 1. Polarité d'une liaison dans une molécule.

a) Électronégativité d'un élément chimique

La paire d'électron qui forme une **liaison covalente** entre 2 atomes A et B se **répartissent de manière symétrique** entre les 2 atomes. Il y a **électronégativité** si **un atome attire ces électrons à lui**.

**Un atome A est plus électronégatif qu'un atome B si il attire à lui les électrons de la liaison covalente A-B**

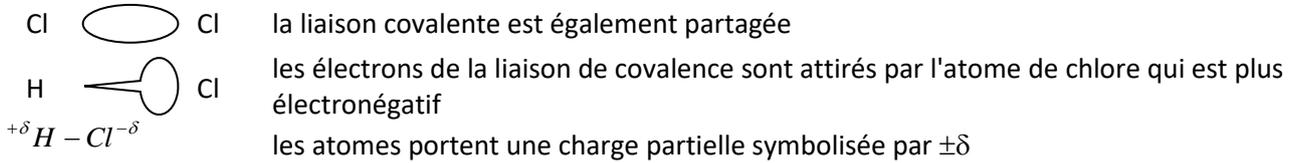


L'électronégativité change selon la position des éléments dans le tableau périodique :

- Elle augmente de gauche à droite dans une ligne (période)
- Elle augmente de bas en haut dans une colonne (famille)

H 2,1							He 0
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne 0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar 0

Exemple :

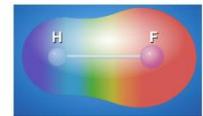


### b) Liaison polaire

**Une liaison est polaire si une liaison covalente relie un atome plus électro-négatif qu'un autre. Le doublet est plus proche de l'atome le plus électro-négatif.**

Exemple : fluorure d'hydrogène HF. Le fluor est plus électro-négatif que l'hydrogène, le doublet est plus proche du fluor qui est donc plus négatif que l'hydrogène.

Exemple : La molécule de fluorure d'hydrogène HF:



## 2. Polarité d'une molécule.

- Prévoir si un solvant est polaire.

Nous avons vu précédemment qu'une liaison est polaire si une liaison covalente relie un atome plus électro-négatif qu'un autre.

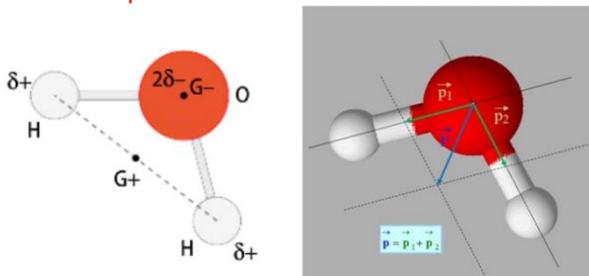
Le doublet est plus proche de l'atome le plus électro-négatif

Nous pouvons représenter symboliquement cette liaison covalente polaire par son moment dipolaire.

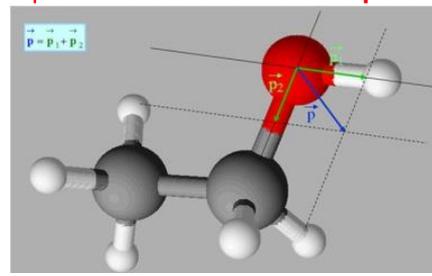
Le moment dipolaire est colinéaire à la liaison covalente, il est orienté du pôle - vers le pôle +.

La molécule étant composée de plusieurs liaisons polarisées, il en résulte une polarité de la molécule.

**Une molécule est polaire si les polarités de ses liaisons ne se compensent pas :** la somme vectorielle des moments dipolaire est différente de 0. Dans ce cas, on dit que la molécule forme un dipôle.

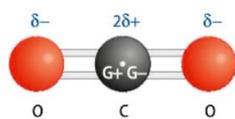


la molécule d'eau est polarisée.

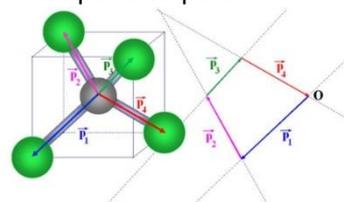


L'éthanol est une molécule polarisée.

Des molécules peuvent avoir des liaisons polarisées mais peuvent ne pas être polaire.



La molécule de dioxyde de carbone n'est pas polarisée : on a deux liaisons polarisées de part et d'autres du carbone qui s'annulent.



La molécule de tétrachlorure de carbone  $CCl_4$  n'est pas polarisée : le moment dipolaire est nul.

## 3. Les interactions qui permettent la cohésion du solide.



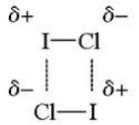
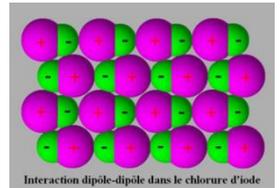
## Interaction de Van der Waals.

- Interpréter la cohésion des solides ioniques et moléculaires.

Les interactions de Van der Waals sont des interactions entre dipôles électriques. Ce sont des interactions électrostatiques entre les nuages électroniques des molécules (ensemble des électrons périphériques des atomes constituant la molécule).

Elles sont d'autant plus intenses que les liaisons internes aux molécules sont polaires et que les molécules qui interagissent sont proches.

Ces interactions assurent donc la cohésion des solides mais aussi des liquides (elles interviennent dans une moindre mesure dans les gaz car les molécules sont très éloignées les unes des autres).



## Liaisons hydrogènes.

Les liaisons hydrogènes s'ajoutent aux interactions de Van der Waals, elles se créent quand **un atome d'hydrogène lié à un atome A très électronégatif** interagit avec **un atome B très électronégatif et porteur d'un doublet non liant**. Les atomes A et B sont essentiellement des atomes de fluor (F), oxygène (O), azote (N).



Toutes molécules qui possèdent un groupe -O-H: a des liaisons hydrogènes qui participent à la cohésion du solide.

Les molécules qui ont des liaisons hydrogènes ont une cohésion plus forte, leur température d'ébullition est plus élevée.

