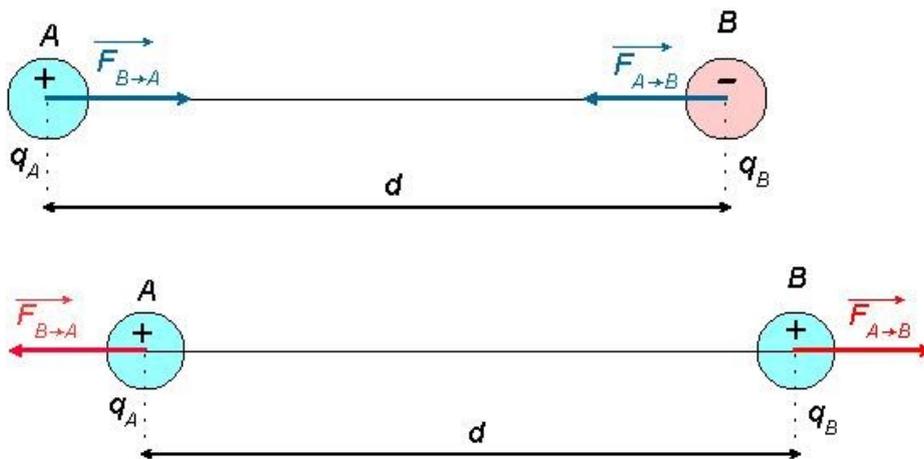


1. Solides ioniques :

a. La loi de Coulomb :

Des corps chargés électriquement subissent **l'interaction électromagnétique**. Pour des charges immobiles, on parle d'interaction **électrostatique**. Deux charges exercent l'une sur l'autre une force. Si les deux charges sont de **signes différents**, la force est **attractive**, si les deux charges sont de **même signes**, la force est **repulsive**.



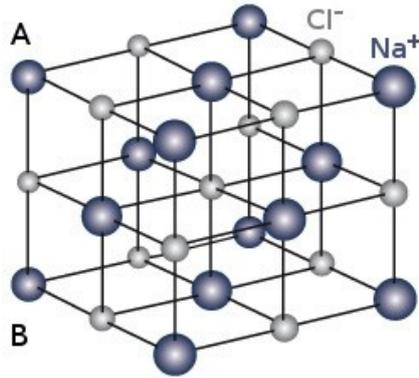
La valeur de la force est donnée par **la loi de Coulomb** :

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

Les charges électriques sont notées q_A et q_B et s'expriment en Coulomb. La distance d entre les charges est en mètre. La constante $k \approx 8,988 \cdot 10^9 \approx 9,0 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$ est la constante de Coulomb. La force F est bien entendu en Newton.

b. Le solide ionique :

Le chlorure de sodium NaCl, le sel de cuisine, est un **solide ionique**. Sa structure microscopique fait apparaître un arrangement particulier entre les ions chlorure Cl^- et les ions sodium Na^+ .



De manière générale, un solide ionique est constitué d'une disposition régulière entre des cations (ions positifs) et des anions (ions négatifs). Un des plus proches voisins d'un ion négatif sera un ion positif. Ces deux ions vont interagir par une force électrostatique attractive (loi de Coulomb). Cette interaction constitue une **liaison ionique**.

Pour le chlorure de sodium, chaque ion Cl^- a 6 ions Na^+ comme proche voisin. De part la symétrie du cristal, la résultante des forces que l'ion subit est nulle. **La structure cristalline est stable**. Les liaisons entre ions assurent ainsi la cohésion du solide. Bien entendu, les ions sont stables aux aussi car ils satisfont la règle de l'octet.

Un solide ionique comporte autant de charges négatives que de charges positives : **il est neutre électriquement**. Pour le fluorure de calcium CaF_2 (fluorite/fluorine), les ions sont l'ion fluor F^- et les ions calcium Ca^{2+} . En conséquence, il faut deux fois plus d'ions fluor que d'ion calcium pour garantir la neutralité.

Les liaisons ioniques sont des liaisons fortes. Ainsi, un solide ionique est en général dur et **sa température de fusion est élevée**. Elle est de $801\text{ }^\circ\text{C}$ pour le chlorure de sodium. Cependant, il est plus facile de dissoudre du sel de cuisine dans de l'eau que de le faire fondre...

2. Solides moléculaires :

a. Liaisons hydrogènes et liaisons de Van der Waals :

Dans une molécule d'eau H_2O , l'atome d'oxygène est plus **électronégatif** que les atomes d'hydrogènes. Les électrons participant aux liaisons covalentes sont plus souvent proches de l'oxygène que des hydrogènes. Il en résulte l'apparition de **charges électriques partielles** (fraction de la charge élémentaire). Chaque hydrogène porte une charge positive $+\delta$ et

l'oxygène porte une charge négative -2δ . L'eau est une **molécule polaire** : même si elle est neutre, elle présente des charges électriques. C'est un **dipôle** électrique.

Des molécules d'eau peuvent interagir entre elles : un hydrogène d'une molécule est attiré par un oxygène d'une autre molécule. La liaison établie consiste en une attraction **électrostatique**, mais sans transfert d'électron. C'est une liaison dipôle/dipôle **intermoléculaire** nommée **liaison hydrogène**. Ces liaisons sont plus faibles que les liaisons covalentes d'un facteur de 20. Dans l'eau liquide, elles se font et se défont sans cesse, mais en assurent la cohésion. Elles disparaissent lorsqu'il y a chauffage, l'eau se vaporise alors.

D'une manière générale, une liaison intermoléculaire faisant intervenir l'hydrogène sera qualifiée à juste titre de liaison hydrogène. Les autres liaisons intermoléculaires sont nommées **liaisons de van der Waals**. La littérature qualifie d'ailleurs les liaisons hydrogène de cas particulier de liaisons de van der Waals, car elles sont de même nature. Cependant, les liaisons hydrogène sont environ dix fois plus forte que les van der Waals.

b. Les solides moléculaires :

Les **solides moléculaires** sont des solides dont la **cohésion repose sur des liaisons intermoléculaires**, donc sur des liaisons hydrogène ou des liaisons de van der Waals. Certains peuvent être de structure cristalline.

La glace formée par l'eau est un bon exemple de solide moléculaire. En se refroidissant, les molécules d'eau prennent une disposition particulière pour former un cristal de structure hexagonale. Chaque molécule est reliée à quatre autres par des liaisons hydrogène. Ces dernières ne se cassent plus comme dans l'eau liquide du fait de l'**agitation thermique**. Elles assurent alors la cohésion et la rigidité du solide.

Les liaisons hydrogènes et van der Waals ne sont pas des liaisons fortes, comme les liaisons ioniques ou covalentes. Les solides moléculaires sont ainsi dans l'ensemble plus fragiles que les solides ioniques. Cela se manifeste par une **température de fusion plus basse**. A pression atmosphérique ordinaire, la glace fond à $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Le sucre de cuisine est un autre exemple de solide moléculaire. Il est constitué d'un assemblage de molécules de saccharose. L'ensemble est rigidifié par liaisons hydrogènes.

Les liaisons de van der Waals sont responsables de la cohésion de gaz liquéfiés à basses températures, comme l'azote liquide, ou de solides comme la neige carbonique.

Tous les solides moléculaires ne sont pas de structure cristalline. Les liaisons intermoléculaires permettent aussi la cohésion des matières synthétiques (plastiques, kevlar, nylon ...). Les macromolécules obtenues par polymérisation sont alors collées les unes aux autres par ces liaisons.

3. Autres structures possibles

a. Solide covalent

Un solide covalent est formé d'atomes neutres, qui établissent entre eux des liaisons covalentes. Le carbone donne des assemblages comme le graphite ou le diamant qui sont des solides covalents. La seule différence entre les deux est l'arrangement des atomes (la structure cristalline), ce qui rend le diamant nettement plus résistant que le graphite.

b. Solide métallique :

Comme son nom l'indique, un solide métallique consiste en un assemblage rigide d'éléments chimiques appartenant à la catégorie des métaux. Les liaisons métalliques peuvent être vues comme un cas très particulier de liaison, car certains électrons sont mis en commun avec le solide entier, ce qui en fait un conducteur électrique.

L'essentiel

Les **solides ioniques** sont constitués d'anions et de cations qui forment un édifice stable, rigide et neutre **électriquement**. En effet, les ions interagissent entre eux par **liaisons ioniques**, qui résultent d'une **interaction électrostatique**, décrite par la **loi de Coulomb**. Les solides ioniques sont dans l'ensemble dur et **ne fondent qu'à de hautes températures**. Cependant, ils peuvent être dissous dans l'eau. Le sel de cuisine est un exemple de solide ionique.

Les **solides moléculaires** sont un assemblage de molécules. Celles-ci sont liées entre elles par des **liaisons de basses énergies intermoléculaires**. Ces liaisons sont de nature électrostatiques dipôle/dipôle. Si celles-ci font intervenir un atome d'hydrogène, ce sont des **liaisons hydrogène**, sinon des **liaisons de van der Waals**. Les liaisons hydrogène sont moins fortes que les liaisons ioniques, mais plus fortes que les liaisons de van der Waals. Les solides moléculaires sont potentiellement plus fragiles que les solides ioniques et **fondent à des températures plus basses**. La glace formée par l'eau est un exemple de solide moléculaire.

Aller plus loin :

Les liaisons de van der Waals, même si elles sont qualifiées de liaisons faibles, trouvent des applications assez surprenantes. Elles sont en effet responsable de l'adhérence exceptionnelle des pattes de certains petits lézards, les geckos.