

Spé Physique 1^{ère} - Chapitre 6 : Cohésion et dissolution des solides

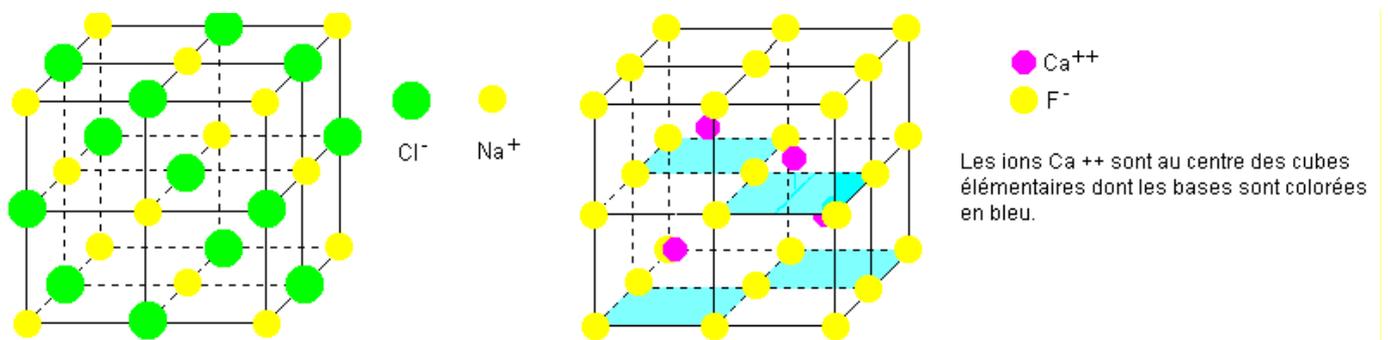
Thème : constitution et transformations de la matière

I) Structure et cohésion d'un solide ionique

Un **solide ionique** ou cristal ionique est constitué de cations et d'anions disposés de **façon ordonnée dans l'espace**.

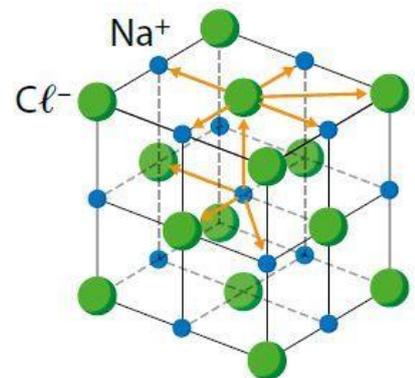
Il est **électriquement neutre** : les charges positives des cations sont compensées par les charges négatives des anions.

Sa formule, dite **formule statistique**, indique la nature et la proportion des ions présents sans en mentionner les charges. La proportion d'anions et de cations est telle que la neutralité électrique soit respectée :



1 ion Na⁺ pour 1 ion Cl⁻ donne un solide cristallin de formule statistique NaCl (chlorure de sodium).
1 ion Ca²⁺ pour 2 ions F⁻ donne un solide cristallin de formule statistique CaF₂ (fluorure de calcium).
2 ions Al³⁺ pour 3 ions SO₄²⁻ donne un solide cristallin de formule statistique Al₂(SO₄)₃ (sulfate d'aluminium).

Dans un cristal ionique, les ions exercent les uns sur les autres des **forces d'interaction électrostatique** soit attractives (entre deux ions de charge de signes opposés), soit répulsives (entre deux ions de charge de même signe). Cependant, chaque ion s'entoure d'ions de charges de signes contraires afin que les attractions l'emportent sur les répulsions.



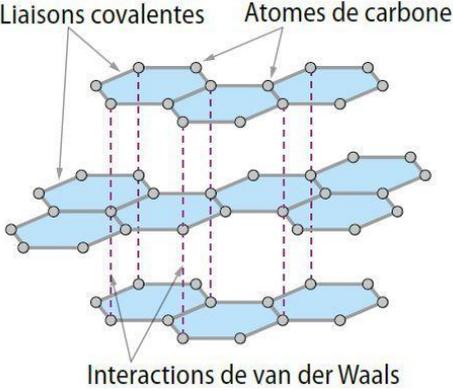
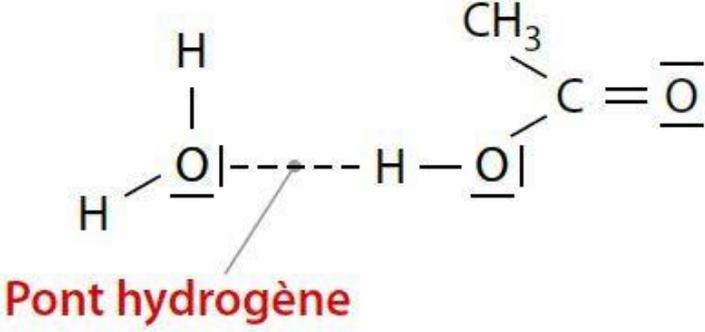
La **cohésion d'un cristal ionique** est assurée par des **interactions ioniques** ou **coulombiennes**, c'est-à-dire par des **interactions électrostatiques** entre les ions de charges contraires du cristal. L'interaction ionique est une interaction **forte**. Rappel : $F = k \frac{q_A \times q_B}{r^2}$ (voir chapitre 11 interactions)

II) Cohésion d'un solide moléculaire

Un solide moléculaire est constitué de **molécules**. Il est **cristallin** si elles sont **arrangées de façon ordonnée**, sinon il est **amorphe**. (Voir cours Enseignement scientifique)

Les molécules étant électriquement neutres, l'interaction coulombienne est inexistante entre deux molécules.

Dans les solides moléculaires comme la glace (eau), le saccharose (sucre de table) etc... Ce sont les interactions de Van der Waals et les liaisons hydrogènes ou ponts hydrogène qui constituent les forces intermoléculaires.

	
<p>Dans le graphite, les atomes de carbone sont regroupés en plans ou feuillets, uniquement liés entre eux par des interactions de van der Waals.</p>	<p>Pont hydrogène entre l'atome d'hydrogène de la molécule d'acide acétique (ou éthanoïque) et l'atome d'oxygène de la molécule d'eau.</p>

1. Les interactions de van der Waals

Ces interactions entre molécules sont de type :

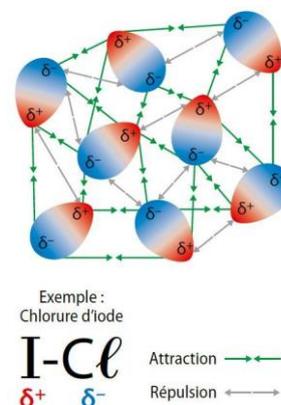
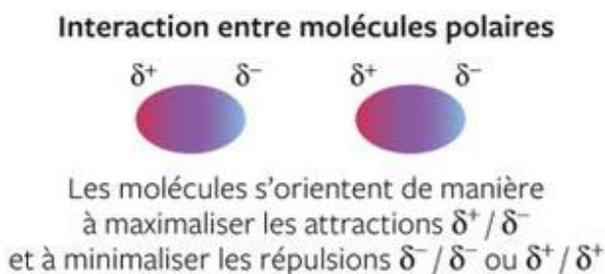
- électrostatique
- attractives
- de courte portée ($< 10^{-9}$ m)

Elles sont de **faible intensité** par rapport aux liaisons covalentes et ioniques.

Les interactions de van der Waals sont classées en trois types :

- **Interaction entre les charges partielles de deux molécules polaires**

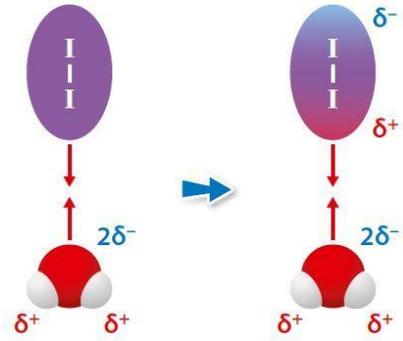
Les molécules **polaires s'orientent** de telle sorte que l'atome portant une charge partielle δ^+ soit attiré par l'atome portant une charge partielle δ^- .



- **Interaction entre une molécule polaire et une molécule apolaire**

Une **molécule polaire** peut induire une déformation du nuage électronique d'une molécule **apolaire** voisine et ainsi la **polariser temporairement** par influence.

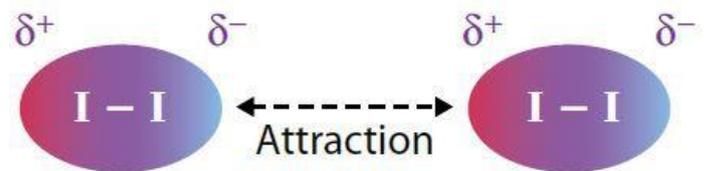
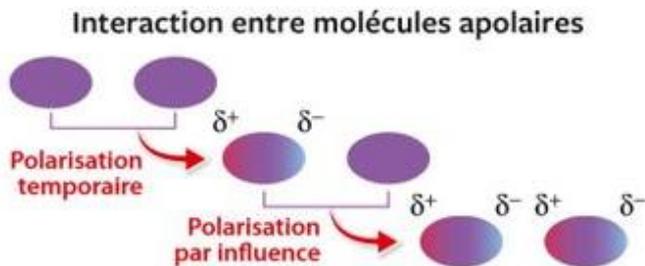
A droite : La molécule d'eau, polaire, polarise (déforme) par influence le nuage électronique de la molécule de diiode apolaire. La polarisation de la molécule de diiode est temporaire.



- **Interaction entre deux molécules apolaires**

En raison du mouvement incessant des électrons dans une molécule, celle-ci présente à chaque instant une **polarisation**, bien qu'elle soit nulle dans le temps. C'est pourquoi elle peut **polariser** par influence une molécule apolaire voisine.

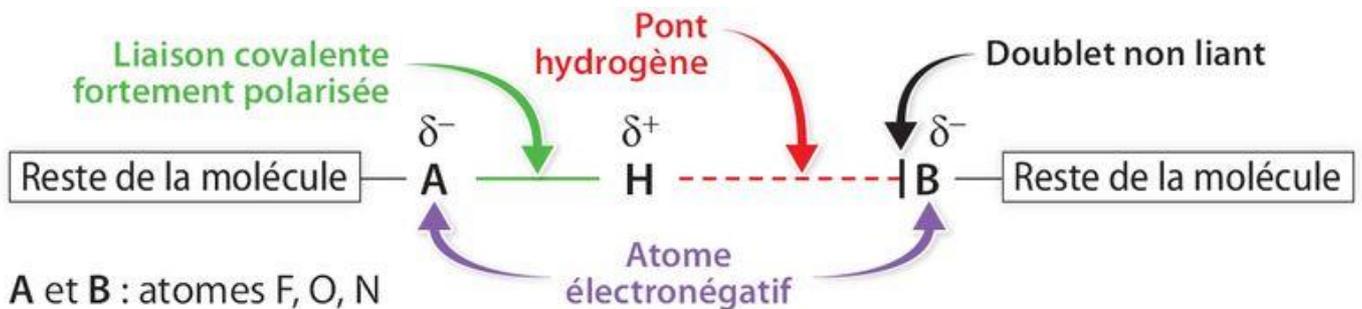
Une molécule de diiode apolaire peut se polariser un court instant car la répartition de ses électrons est fluctuante. Elle peut polariser une molécule de diiode voisine et l'attirer.



2. Pont hydrogène

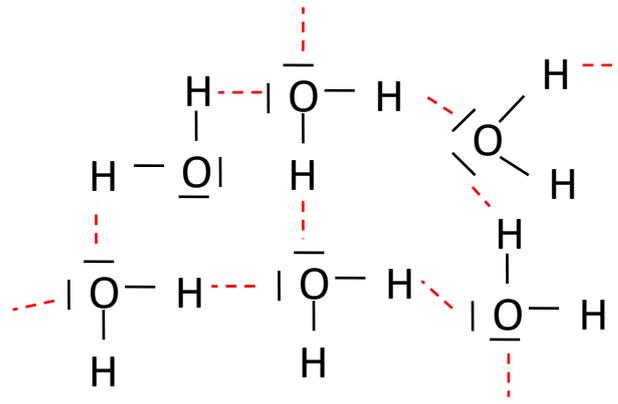
Un **pont hydrogène** peut s'établir entre des molécules identiques ou différentes (liaison intermoléculaire) ou entre atomes d'une même molécule (liaison intramoléculaire).

Il correspond à une **interaction électrostatique attractive** qui s'établit entre une molécule possédant un **atome d'hydrogène** lié à un **atome de forte électronégativité** (liaisons O - H, N - H, F - H), et une autre molécule comportant un **atome électronégatif** (O, N, F) possédant au moins un doublet non liant.



Cette force est particulièrement importante dans le cas de l'eau car chaque atome d'oxygène peut établir deux liaisons hydrogène avec ces voisins.

Liaisons hydrogène dans l'eau liquide



Un **pont hydrogène** est une interaction **plus forte qu'une interaction de van der Waals**.

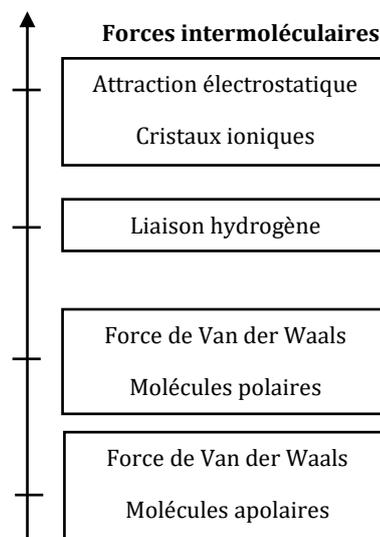
3. Interactions et propriétés physico-chimiques

Les interactions intramoléculaires lient les atomes dans une molécule et sont responsables de leur stabilité.

Les interactions intermoléculaires sont responsables des propriétés physico-chimiques.

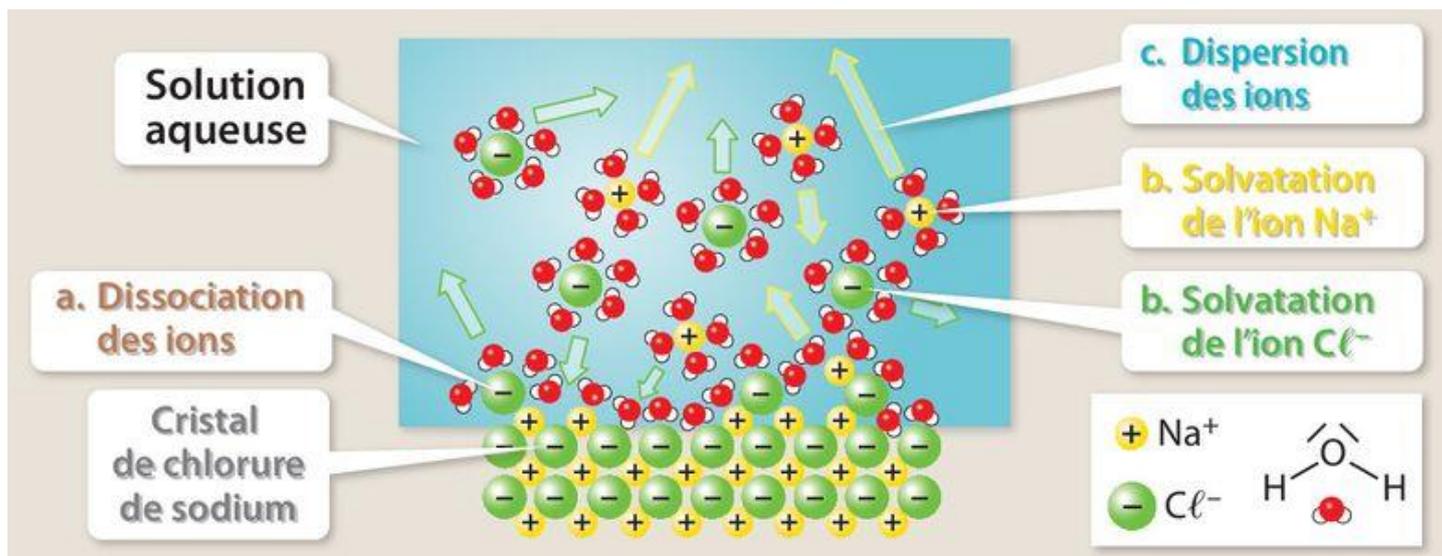
- Les **températures de fusion et d'ébullition** d'un corps pur sont élevées lorsque des interactions intermoléculaires nombreuses et intenses peuvent s'établir entre les molécules.
- Plus les molécules d'un soluté peuvent établir d'interactions avec les molécules d'un solvant, plus grande sera la **solubilité** de ce soluté dans ce solvant, pour une température donnée. Il en est de même pour la miscibilité entre deux liquides.
- Les interactions ioniques sont plus fortes que les interactions intermoléculaires, il est donc nécessaire de fournir aux solides ioniques davantage d'énergie thermique pour rompre ces interactions. **Les températures de changements d'état des composés ioniques sont en général plus élevées que celles des corps purs moléculaires.**

Bilan :



III) Dissolution d'un solide ionique

1. Processus de dissolution



Exemple de la dissolution du chlorure de sodium dans l'eau.

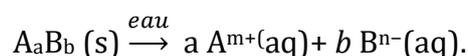
La dissolution d'un solide ionique s'effectue en trois étapes :

- Dissociation** : Sous l'effet des interactions électrostatiques s'exerçant entre l'eau (solvant) et les ions à la surface du cristal, celui-ci finit par se **dissocier**.
- Solvation des ions libérés** : Les ions s'entourent de molécules d'eau et s'isolent les uns des autres. Les ions sont **solvatés** ou hydratés (dans le cas où le solvant est l'eau) et sont notés avec le symbole (aq).
- Dispersion** : Sous l'effet de l'agitation thermique et selon la nature du solvant, les ions solvatés se **dispersent** dans le solvant.

2. Équation de la réaction de dissolution

Les solides ioniques sont **très solubles** dans les solvants polaires comme l'eau.

La dissolution d'un solide ionique A_aB_b se modélise, au niveau macroscopique, par une équation de réaction :



Le symbole (s) signifie que le solide ionique est à l'état solide.

Le cation A^{m+} et l'anion B^{n-} sont solvatés, on l'indique en écrivant (aq).

L'équation traduit la **conservation des éléments** et **des charges électriques**.

Une solution ionique est **électriquement neutre**.

Exemple : $\text{MgBr}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Br}^{-}(\text{aq})$

3. Concentration en quantité de matière des ions en solution

La **concentration** en quantité de matière **en soluté apporté** c (en mol.L⁻¹) d'une solution est définie par :

$$c = \frac{n}{V}$$

avec n : quantité de soluté (mol) ; c : concentration en soluté apporté (mol.L⁻¹) ;
 V : volume de la solution (L).

La **concentration effective** des ions A⁺ dans la solution est notée [A⁺] :

$$[A^+] = \frac{n(A^+)}{V} = a \times c$$

a correspondant au nombre stœchiométrique dans l'équation de réaction de dissolution.

Exemple :

Équation de la réaction	FeI ₂ (s)	→	Fe ²⁺ (aq)	+	2 I ⁻ (aq)
État initial	n		0		0
État final	$n - x_{\max} = 0$		x_{\max}		$2x_{\max}$

Dans la solution d'iodure de fer (II) de concentration en soluté apporté c :

$$[Fe^{2+}] = c \text{ et } [I^-] = 2c.$$

Le tableau d'évolution du système permet de le vérifier :

$$\text{Car } [Fe^{2+}] = \frac{n(Fe^{2+})}{V} = \frac{x_{\max}}{V} = c \quad \text{et} \quad [I^-] = \frac{n(I^-)}{V} = \frac{2x_{\max}}{V} = 2c.$$