

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

### Mise en situation

Nous avons vu, depuis le collège et même en primaire, que la matière se présente essentiellement sous trois états physiques : solide, liquide et gazeux. Après un retour sur la manière dont la matière passe d'un état physique à un autre, nous allons nous intéresser à ce qui permet à un solide de maintenir sa cohésion. C'est principalement l'interaction électromagnétique qui va être évoquée ici car c'est elle qui explique la structure des solides ioniques, pourquoi la glace prend plus de place que l'eau liquide ou pourquoi on peut faire « voler » un morceau de sac plastique au-dessus d'une baguette.

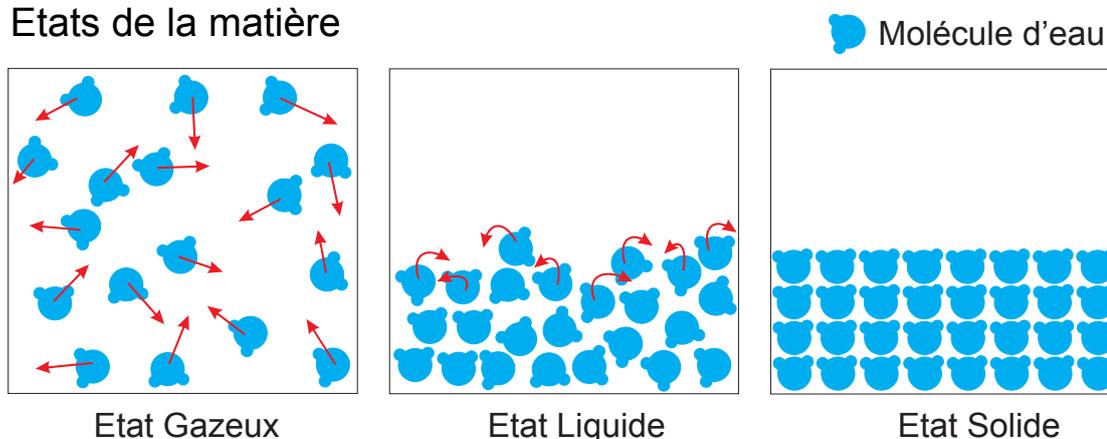
Avant que le physicien anglais James Maxwell unifie les forces électriques et magnétiques en 1864, on considérait qu'il s'agissait de concepts qui n'étaient pas reliés. Les phénomènes électrostatiques sont connus depuis l'antiquité quand les Grecs avaient découvert que l'ambre (résine d'arbre cristallisée) frottée permettait d'attirer des corps légers, à la manière d'un ballon de baudruche frotté qui soulève les cheveux. Cette 'force' sera plus tard reliée à l'électricité.

C'est aussi dans l'antiquité que fut découverte la force magnétique de la magnétite, aussi nommée 'pierre d'aimant', qui sera utilisée à partir de l'an mille, en Chine, pour la conception des premières boussoles. Mais il faudra attendre 1820 pour que le physicien danois Hans Christian Ørsted se rende compte qu'un fil parcouru par un courant électrique était capable de dévier l'aiguille d'un aimant. C'est ensuite le physicien anglais Michael Faraday qui est parvenu à démontrer que l'application inverse était possible et qu'on pouvait générer un courant électrique à partir d'un champ magnétique.

Mais avant de montrer comment ces deux phénomènes liés expliquent la cohésion des solides, revenons sur les états de la matière et les changements d'état.

### États de la matière

#### Etats de la matière



La matière existe principalement sous trois états physiques :

- **Solide** : les particules ne se déplacent pas mais vibrent autour d'une position moyenne.

- **Liquide** : l'apport d'énergie permet aux particules de se déplacer les unes par rapport aux autres sans pouvoir véritablement s'éloigner de leurs voisins.
- **Gazeux** : les particules ont suffisamment d'énergie pour se déplacer librement dans toutes les directions dans un mouvement désordonné.

L'énergie apportée aux particules est liée à la température, ce qui explique la notion de « zéro absolu », correspondant à 0°K (Kelvin) : à cette température la matière ne possède plus aucune énergie et toutes les particules sont donc à l'état solide. Il n'est pas possible de trouver une température plus basse car il est impossible d'enlever de l'énergie à une particule qui n'en possède plus aucune.

Si, à l'état gazeux, les particules se déplacent librement et n'interagissent pratiquement plus entre elles, les structures des états liquides et solides s'expliquent par les interactions entre les particules qui assurent une certaine **cohésion à la matière. Cette cohésion est due à des interactions électromagnétiques attractives.**

### **Solides moléculaires et ioniques**

On remarque que les solides ioniques, sel et fluorure de magnésium, ont une température de fusion plus élevée que les solides moléculaires. **Cela signifie qu'il faut apporter une énergie plus importante pour rompre les interactions entre particules et donc que ces interactions sont plus fortes.**

Substance	Température de fusion (°C)	Type
Ethanol	-114	Solide moléculaire
Eau	0	
Diiodure	113,7	
Sel (NaCl)	801	Solide ionique
Fluorure de magnésium (MgF <sub>2</sub> )	1263	

Un solide moléculaire est formé de molécules, électriquement neutres, disposées de façon régulières.

Un solide ionique est composé **d'anions** et de **cations** disposés de façon régulière et il est **électriquement neutre** car les charges des anions doivent compenser celles des cations.

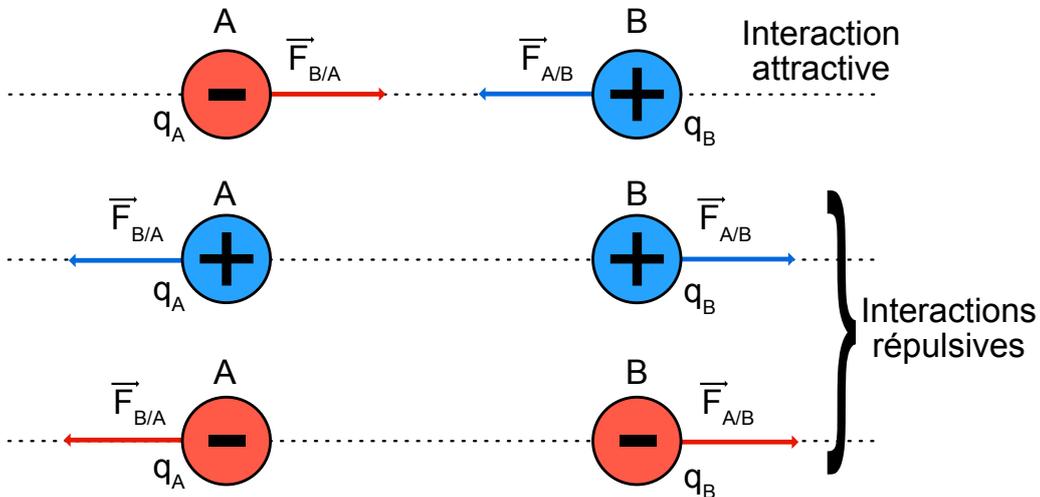
C'est cette dernière propriété qui nous permet de prévoir la formule chimique d'un solide ionique si l'on connaît les formules des anions et des cations qui le composent :

**Exemple** : Le chlorure de fer III est constitué d'ions chlorure Cl<sup>-</sup> (1 charge négative) et d'ions fer III Fe<sup>3+</sup> (3 charges positives). Il faut donc 3 ions chlorure pour chaque ion fer III afin que l'ensemble soit électriquement neutre ( $3 \times (-1) + 1 \times (+3) = 0$ ). Sa formule chimique est donc FeCl<sub>3</sub>.

### **Cohésion des solides**

Nous avons parlé à plusieurs reprises des interactions électrostatiques. Celles-ci sont dues aux phénomènes d'attraction ou de répulsion entre charges électriques positives et négatives :

### Interactions électrostatiques

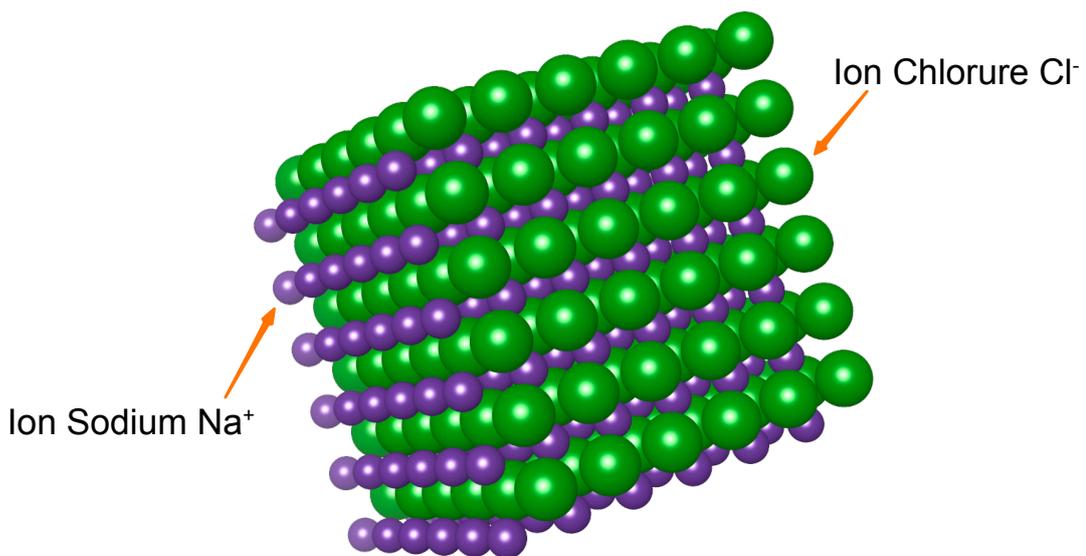


Comme on peut le voir dans le schéma ci-dessus, **deux charges de même signe se repoussent alors que deux charges de signe opposé s'attirent.**

Dans un solide ionique, ce sont les interactions électrostatiques attractives qui assurent la cohésion de l'ensemble alors que les cations s'entourent d'anions, et inversement, donnant naissance à une structure très ordonnée où les forces attractives dominent les forces répulsives de part la distance entre les particules.

**Exemple :** dans le chlorure de sodium (sel de table), les anions chlorure  $\text{Cl}^-$  s'entourent de cations sodium  $\text{Na}^+$  (plus petits) et forment la structure suivante :

### Structure du chlorure de sodium à l'état solide

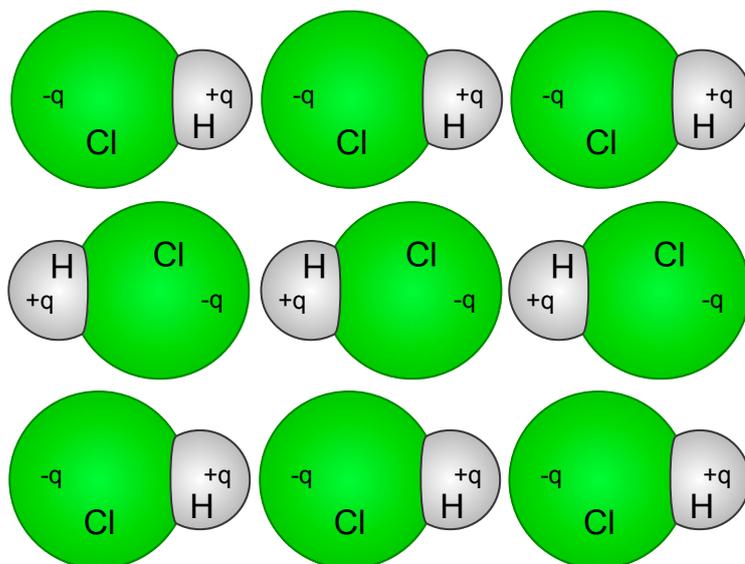


### Interactions de Van Des Waals

En 1873, le physicien néerlandais Johannes Diderick Van der Waals explique les interactions entre molécules par l'existence d'interactions électrostatiques, nommées désormais interactions de Van der Waals.

**Ce sont les charges partielles créées par les liaisons covalentes polarisées qui expliquent que les molécules s'attirent à l'état solide et liquide** (lorsqu'elles sont assez proches les unes des autres).

Liaison polarisée : exemple du Chlorure d'hydrogène



Dans l'exemple ci-dessus, les charges partielles du chlorure d'hydrogène, dues au fait que  $\chi_{\text{Cl}} > \chi_{\text{H}}$ , permettent l'établissement de liaisons de Van der Waals entre les molécules pour assurer leur cohésion.

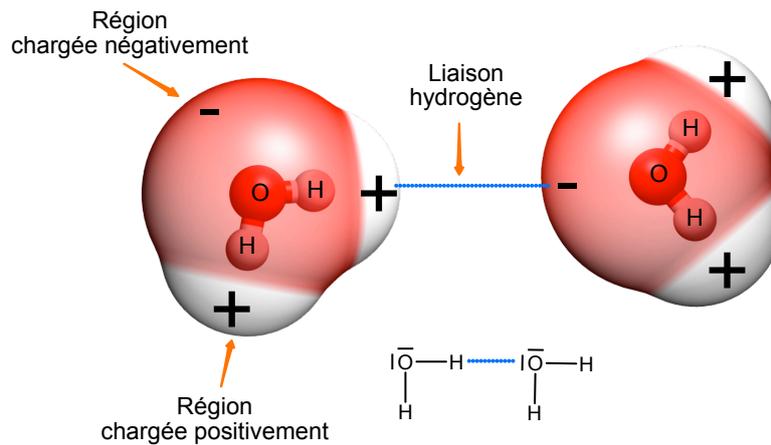
Dans le cas particulier d'une molécule diatomique constituée du même type d'atomes, comme le diiode  $\text{I}_2$ , le dioxygène  $\text{O}_2$  ou le diazote  $\text{N}_2$ , les liaisons covalentes ne sont pas polarisées en permanence, mais le mouvement des électrons de valence induit l'apparition de charges partielles qui permet d'établir des liaisons de Van der Waals entre les molécules. Ces liaisons sont toutefois plus faibles, surtout pour les petits atomes, comme l'oxygène et l'azote, ce qui explique qu'elles sont très faciles à rompre pour le dioxygène et le diazote que l'on va donc principalement trouver à l'état gazeux et dont les températures de fusion et de vaporisations sont très basses (peu d'énergie thermique nécessaire pour passer à l'état gazeux).

### ***Ponts hydrogène***

Les ponts hydrogène sont un cas particulier de l'interaction de Van der Waals. **Ils impliquent des atomes d'hydrogène liés à un atome très électronégatif qui vont être attirés par le doublet non liant d'un autre des atomes très électronégatifs, comme l'oxygène O, l'azote N ou le fluor F.**

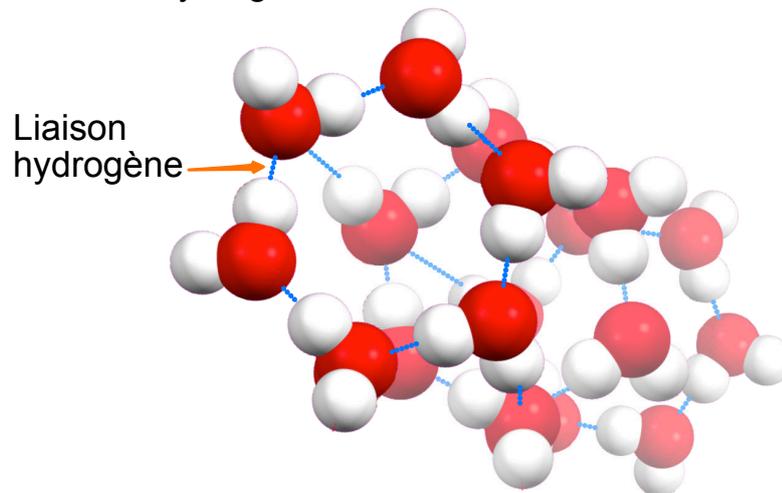
Ces ponts hydrogène expliquent la forte attraction entre les molécules d'eau :

### Liaison hydrogène pour l'eau



Les interactions de Van der Waals et en particulier les ponts hydrogène (aussi appelés liaisons hydrogène) expliquent la formation de la glace d'eau : les molécules d'eau vont se disposer en un solide où les molécules sont liées par les ponts hydrogène et pour cela elles ont besoin de plus de place que lorsqu'elles sont à l'état liquide où la cohésion est moins forte. Il s'en suit que l'eau à l'état solide prend plus de place qu'à l'état liquide :

### Liaisons hydrogène entre molécules d'eau à l'état solide



Comme l'eau solide prend plus de place que l'eau à l'état liquide, sa masse volumique à l'état solide est donc moins forte, ce qui implique que sa densité est également plus faible et qu'elle flotte sur l'eau liquide. C'est un des rares corps à se comporter de cette façon !

### *Cohésion des solides moléculaires*

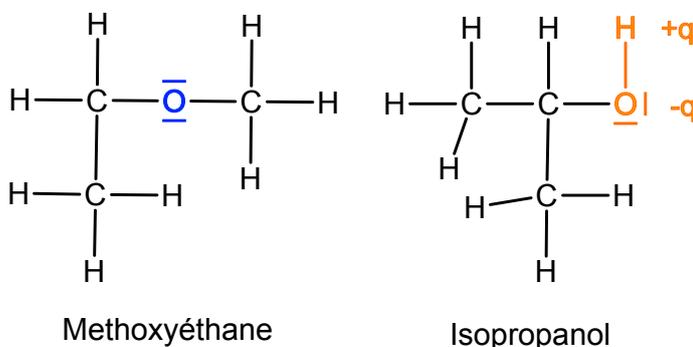
**Le fait que les molécules se lient entre elles dans un solide est donc du aux interactions de Van der Waals, toujours présentes, et parfois aux liaisons hydrogène, lorsque celles-ci sont possibles.** C'est également vrai pour les liquides moléculaires.

Les interactions de Van der Waals sont d'autant plus fortes que la taille des molécules augmente. Pour des espèces dont les molécules ont un volume presque identique, les liaisons hydrogène, si elles existent, sont plus fortes que les interactions de Van der Waals.

Les liaisons hydrogène, aussi appelées « pont hydrogène » sont particulièrement importantes pour la biochimie du vivant car elles interviennent dans la cohésion de l'ADN et leur faible force permet un réagencement facile des molécules (sans apport d'énergie trop important) qui facilite les processus biologiques.

L'étude de l'agencement des atomes au sein d'une molécule permet de prévoir celles qui vont avoir une température de fusion plus ou moins importante : si l'on prend deux isomères (même formule brute mais disposition différente des atomes) de même formule brute  $C_3H_8O$ , l'isopropanol et le méthoxyéthane, on note que :

- l'isopropanol à une température de fusion  $\theta_{\text{fus}} = -88,5\text{ }^\circ\text{C}$
- Le méthoxyéthane à une température de fusion  $\theta_{\text{fus}} = -139,2\text{ }^\circ\text{C}$



On voit que la charge partielle créée par le groupement alcool OH de l'isopropanol permet des ponts hydrogène qui expliquent que sa température de fusion soit très supérieure à celle du méthoxyéthane qui n'en possède pas.

Il y a de très nombreuses applications de ces interactions de Van der Waals et des ponts hydrogène. Citons-en deux spectaculaires :

- Le Gecko, un lézard capable de s'accrocher à n'importe quelle surface, possède au bout des pattes des filaments de taille nanométrique qui s'accrochent aux surfaces grâce aux interactions de Van der Waals qu'ils créent en s'approchant au plus près des particules constituant ces surfaces.
- Le kévlar est un polymère (Poly-para-phénylène téréphtalamide) qui doit sa très forte cohésion aux ponts hydrogène entre ses molécules.

### ***Dissolution des composés ioniques et moléculaires***

Au cours de nos expériences de chimie nous avons vu que certaines substances pouvaient être solubles dans certains solvants ou que certaines molécules étaient plus solubles dans certains solvants que dans d'autres. D'où vient ce comportement en fonction des solvants ?

De la même façon que dans le chapitre précédent, nous allons voir l'importance des **interactions de Van der Waals** et des **ponts hydrogène** dans le comportement des solutions aqueuses. Nous allons essayer de comprendre comment se passe la

dissolution d'un composé ionique dissout dans l'eau, mais également essayer d'expliquer les comportements étranges des polymères super-absorbants que l'on trouve dans les couches pour bébé, des alginates, qui sont de plus en plus utilisés pour la « cuisine moléculaire » moderne ou encore des composés tensioactifs que l'on trouve dans de très nombreux produits de la vie courante : cosmétiques, savons, lessives et même produits alimentaires.

### **Solvants polaires ou apolaires**

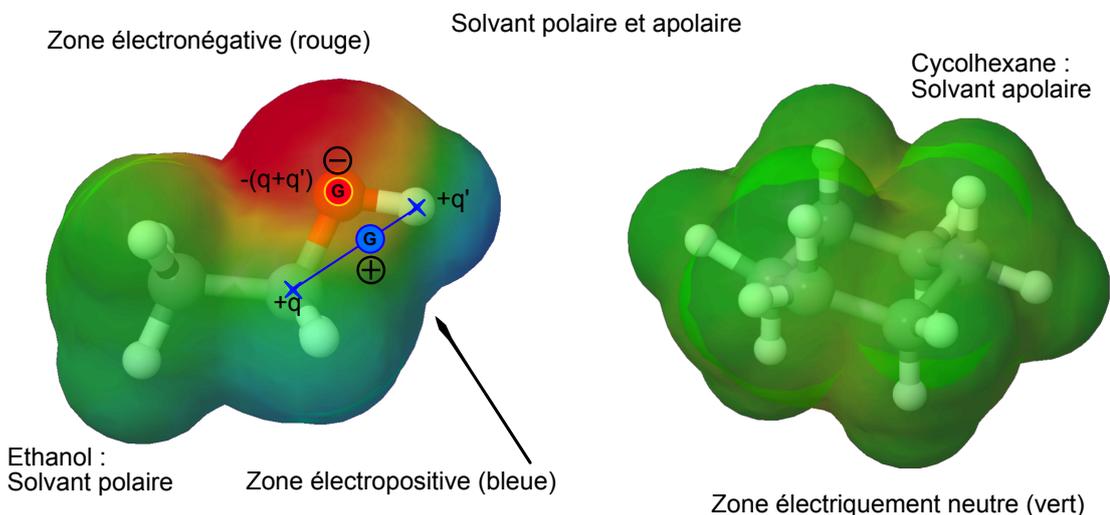
Nous avons vu précédemment qu'une **solution** est le résultat de la dissolution d'un **soluté** dans un **solvant**. Toute solution est globalement électriquement neutre.

Une solution peut être le résultat de la dissolution d'un composé moléculaire, comme un sucre ou une autre molécule, ou de la dissolution d'un composé ionique, comme le sel. Dans ce second cas on parlera de solution ionique, mais la présence de particules, les ions, électriquement chargés, ne change pas le fait que l'ensemble de la solution est électriquement neutre.

Pourquoi peut-on dissoudre certaines substances dans certains solvants et d'autres pas ou moins bien ?

Gardons d'abord à l'esprit que **le solvant est l'espèce majoritaire de la solution**, et que si le solvant est l'eau (le solvant le plus courant, autant dans nos vies quotidiennes qu'en chimie), on parlera de solutions aqueuses.

Les propriétés du solvant vont dépendre de la géométrie de la molécule et des atomes qu'il contient. Deux catégories de solvant pourront dès lors être distinguées : les solvants **polaires** et les solvants **apolaires**.



Ainsi **l'éthanol** possède deux liaisons fortement polarisées : C-O et O-H au niveau de la fonction alcool. La molécule étant coudée à ce niveau, la moyenne des charges n'est pas confondue et la molécule **est donc polaire** avec des charges partielles bien visibles sur sa surface électrostatique (ci-dessus). On dit que **l'éthanol est donc un solvant polaire** (comme l'eau).

En revanche, le **cyclohexane** ne possède que des liaisons C-H et C-C, très peu polarisées. **Comme tous les solvants dont les molécules ne contiennent que des atomes de carbone et d'hydrogène, c'est un solvant apolaire.**

### ***Interactions moléculaires dans un solvant : Dissolution de composés moléculaires***

Les espèces de même nature se « marient » bien entre elles. En conséquence, **les molécules polaires sont plus solubles dans les solvants polaires** que dans des solvants apolaires.

En effet, **les molécules polaires vont réaliser facilement des liaisons de Van der Waals** entre les molécules du solvant et du soluté et parfois même **des liaisons hydrogène** (voir chapitre précédent) lorsque c'est possible.

Ces liaisons hydrogène expliquent la forte solubilité du sucre (saccharose ou glucose) dans l'eau, car les sucres sont des solides moléculaires polaires qui vont se lier aux molécules d'eau de cette façon.

Ce sont également les formations de liaison hydrogène qui expliquent les propriétés des polymères super absorbants comme les polyacrylates présents dans les couches pour bébé. Ces macromolécules (très grandes molécules formées par la répétition d'un même motif élémentaire. On les nomme aussi polymères), forment un réseau en trois dimension dans lequel de très nombreux ponts hydrogène (liaison hydrogène) vont se former avec les molécules d'eau. Ces molécules d'eau seront alors « piégés » dans l'enchevêtrement du polymère et ne pourront plus se déplacer librement, formant ainsi un « gel ».

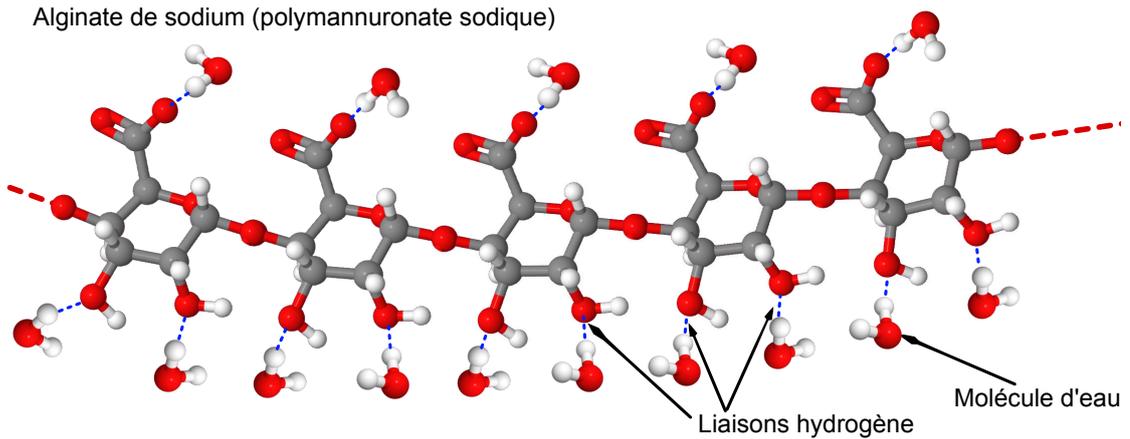
On utilise aussi ces polymères pour la formation de neige artificielle ou encore la croissance des végétaux dans des milieux difficiles, car le « gel » formé limite fortement l'évaporation de l'eau.

Les alginates, dont le nom provient de leur présence naturelle dans les algues brunes dont elles peuvent être extraites, sont des cousins de l'agar agar (également extrait d'une algue). On les utilise en cuisine pour fabriquer des « gels » alimentaires, très prisés en « cuisine moléculaire » par des cuisiniers avant-gardistes. Ils sont également des additifs largement utilisés dans l'industrie comme épaississant, gélifiant, émulsifiant ou stabilisant, que ce soit dans l'alimentation (crèmes dessert par exemple), la fabrication de cosmétiques ou d'encre d'imprimerie.



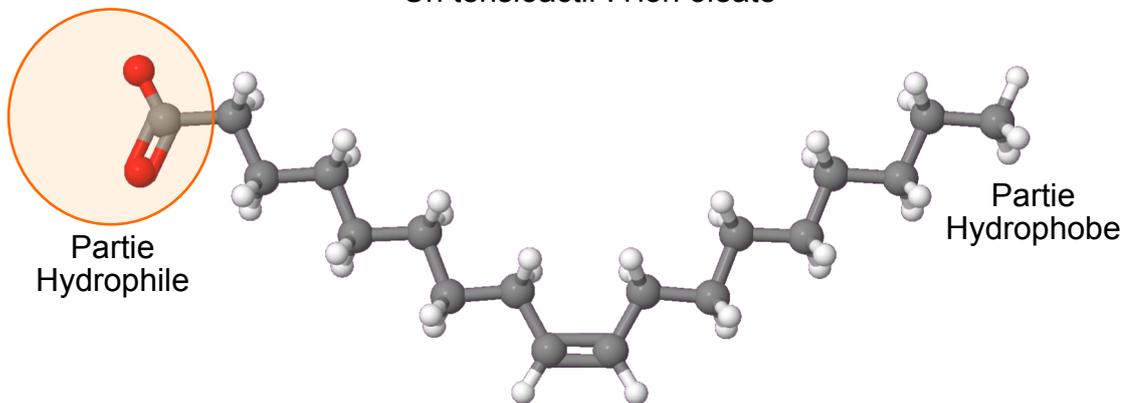
L'alginate de propane-1,2-diol (ci-dessous), connue sous le code E405, est utilisée pour stabiliser les mousses de bières ou pour fabriquer des microcapsules d'aliments gélifiés.

*Photo : Un exemple de microcapsule de thé au miel réalisé avec de l'alginate de sodium et du chlorure de calcium (Photo libre de droit (c) Tim Brauhn sur Flickr)*



Les tensioactifs sont une autre famille de molécule dont les propriétés sont liées à la polarité. Ces molécules ont des chaînes longues et ont la particularité d'avoir une partie polaire, et donc hydrophile, et une partie apolaire, et donc hydrophobe :

#### Un tensioactif : l'ion oléate



Dissout dans l'eau, un tensioactif va donc avoir sa tête hydrophile qui va se lier avec le solvant alors que sa partie hydrophobe va le « fuir », créant ainsi un film à la surface de l'eau (très visible avec un savon, qui est un tensioactif). Au contact d'un composé apolaire présent dans l'eau, comme l'huile, le tensioactif va se lier à l'huile avec sa partie hydrophobe (apolaire) et former une couche autour d'une goutte d'huile, permettant à celle-ci de se « déplacer » dans l'eau : on obtient alors un émulsion.

Les tensioactifs sont utilisés comme émulsifiants mais aussi comme détergents en piégeant les graisses (apolaires) qui sont alors facile à rincer à l'eau (polaire).

**Une molécule apolaire est généralement plus soluble dans un solvant apolaire que dans un solvant polaire.**

Cette propriété permet donc , par exemple, d'extraire un composé apolaire (comme le diiode), qui serait dilué dans de l'eau (polaire), en utilisant un solvant apolaire comme le cyclohexane (apolaire).

#### ***Dissolution d'un composé ionique***

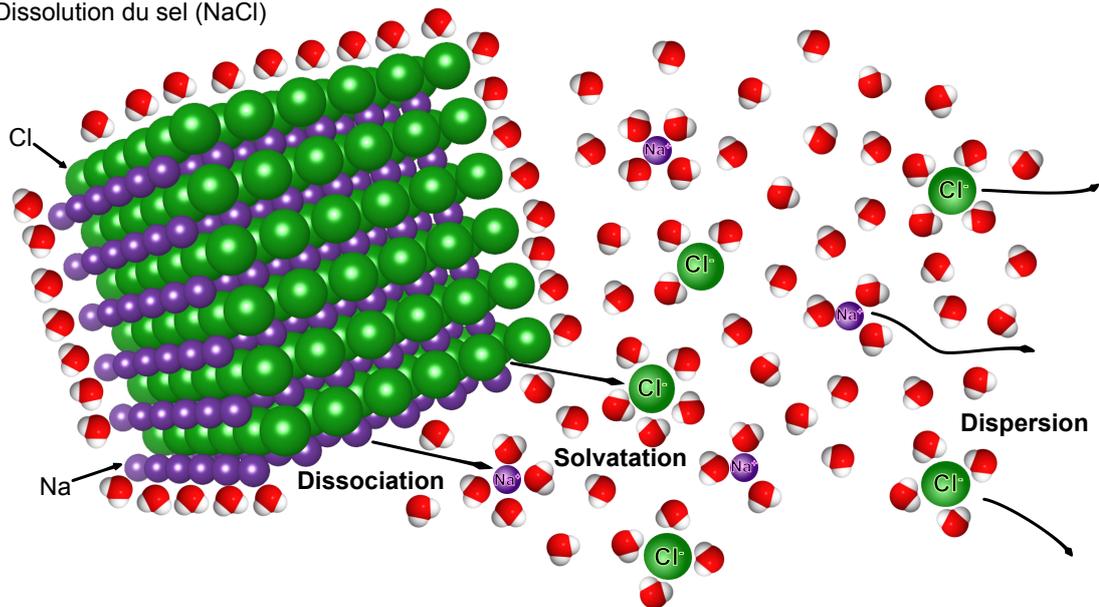
Lorsqu'un solide ionique, comme du sel de table (chlorure de sodium, NaCl), est placé dans un solvant polaire, sa dissolution va se faire en trois temps :

L'attraction des pôles des molécules de solvants va d'abord **dissocier** les ions positifs et négatifs du solide ionique. Cette dissociation est accélérée par les mouvements des molécules dans le liquide. Les ions positifs seront attirés par le pôle négatif des molécules d'eau et les ions négatifs par les pôles positifs.

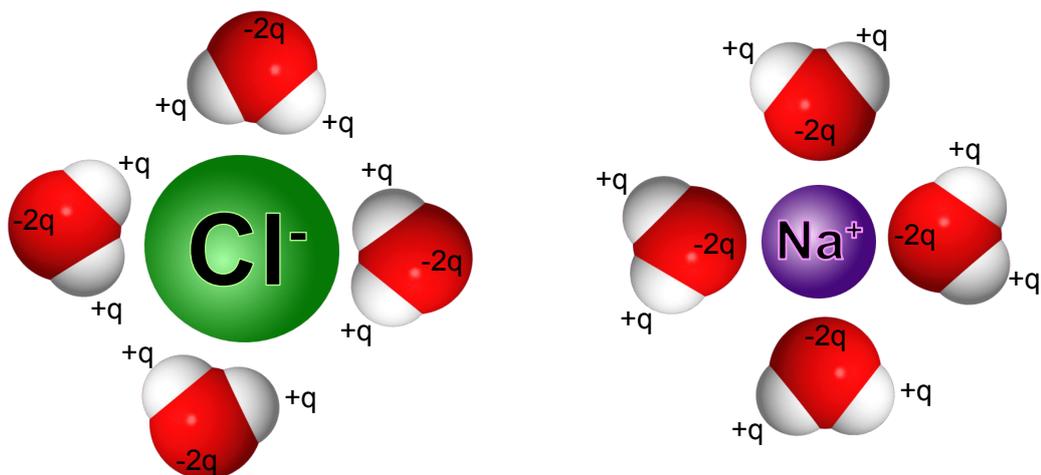
Une fois détachée du solide, les ions vont se retrouver entourés de molécules d'eau qui sont attirés par les forces de Van der Waals. C'est la **solvatation** (ou hydratation dans le cas où le solvant est de l'eau).

Enfin les ions vont se **dispenser** dans le solvant sous l'effet de l'agitation thermique des molécules à l'état liquide.

Dissolution du sel (NaCl)



Hydratation des ions

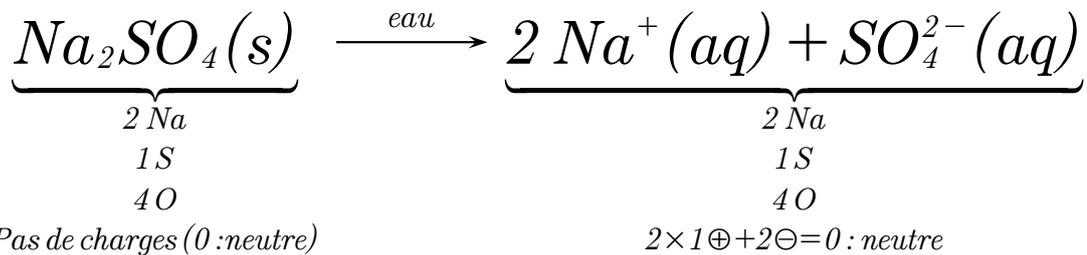


**Les solides ioniques sont donc facilement solubles dans les solvants polaires.**

La solution ainsi obtenue contient autant d'ions positifs que d'ions négatifs et est donc électriquement neutre. L'équation de la réaction de dissolution doit donc respecter à la fois la conservation de la matière (et donc des éléments chimiques) mais aussi la

conservation de la charge (puisque'un solide ionique est électriquement neutre comme nous l'avons vu dans le chapitre précédent).

**Exemple** : dissolution du sulfate de sodium ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ )



On constate bien dans cet exemple la conservation des éléments chimiques et des charges.

### Concentration en ions d'une solution

Comment déterminer la quantité d'ions présents dans une solution ionique ?

Nous avons vu que la concentration molaire d'une solution pouvait s'exprimer avec la relation :

*Concentration molaire : nombre de moles de soluté par volume de solvant*

$$\underbrace{c}_{\substack{\text{Concentration molaire} \\ \text{en mole par litre (mol.L}^{-1}\text{)}}} = \frac{\underbrace{n}_{\substack{\text{Nombre de moles} \\ \text{en mole (mol)}}}}{\underbrace{V_{\text{solution}}}_{\substack{\text{Volume de la solution} \\ \text{en litre (L)}}}} \text{ donc } n = c \times V_{\text{solution}} \text{ ou } V_{\text{solution}} = \frac{n}{c}$$

**Par exemple** : Une masse de 5,0 g de sulfate de sodium ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) est dissoute dans 250 mL d'eau. La masse molaire du sulfate de sodium est de 142,04 g.mol<sup>-1</sup>. Quelle est la concentration molaire de la solution ?

*Données :*

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 5,0\text{g} \mid \text{Masse de sulfate de sodium}$$

$$V = 250\text{ mL} = 0,250\text{ L} \mid \text{Volume du solvant}$$

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 142,02\text{ g.mol}^{-1} \mid \text{Masse molaire du sulfate de sodium}$$

$$\text{Concentration molaire : } c = \frac{n_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{eau}}}$$

$$\text{Nombre de moles : } n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}$$

$$\text{donc : } c = \frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} \times V_{\text{eau}}} = \frac{5,0}{142,02 \times 0,250} = 0,14 = 1,4 \cdot 10^{-1}\text{ mol.L}^{-1}$$

Cette concentration n'est évidemment valable que si le solide ionique s'est entièrement dissout. **Dans les calculs il faut donc éventuellement vérifier si la solution est saturée !**

Il peut être intéressant de savoir quelle est la quantité de matière de chaque espèce ionique en solution après une dissolution d'un solide ionique.

**La concentration molaire d'un ion sera notée avec la formule de cet ion placé entre crochet :  $[X_{ion}]$  et calculée avec la même relation que précédemment.** ( $X_{ion}$  est la formule chimique de l'ion.

Pour déterminer la quantité de matière de chaque ion présent en solution à partir de la quantité de matière du solide ionique dissout, on peut simplement utiliser un tableau d'avancement :

Equation de dissolution		$Na_2SO_4(s) \xrightarrow{eau} 2 Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$		
Etat du système	Avancement (en mol)	Quantités de matières en mol		
		$n(Na_2SO_4)$	$n(Na^+)$	$n(SO_4^{2-})$
Etat initial	$\chi = 0$	$n(Na_2SO_4)_i$	0	0
Etat final	$\chi = \chi_{max}$	$n(Na_2SO_4) - \chi_{max} = 0$	$2\chi_{max}$	$\chi_{max}$

On peut alors en déduire la concentration molaire des ions présents en solution :

Pour l'ion sulfate : 
$$[SO_4^{2-}] = \frac{n_{SO_4^{2-}}}{V_{solution}} = \frac{n_{Na_2SO_4}}{V_{solution}} = c$$

Pour l'ion sodium : 
$$[Na^+] = \frac{n_{Na^+}}{V_{solution}} = \frac{2 \times n_{Na_2SO_4}}{V_{solution}} = 2c$$

**Exemple :** On veut préparer 500 mL d'une solution de concentration 0,50 mol.L<sup>-1</sup> en ion sodium. Quelle masse de sulfate de sodium doit-on utiliser ?

*Données :*

$[Na^+] = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$  | Concentration molaire souhaitée en ion sodium

$V = 500 \text{ mL} = 0,500 \text{ L}$  | Volume du solvant

$M_{Na_2SO_4} = 142,02 \text{ g.mol}^{-1}$  | Masse molaire du sulfate de sodium

On cherche  $m_{Na_2SO_4}$  et on a vu que :

$$c = \frac{m_{Na_2SO_4}}{M_{Na_2SO_4} \times V_{eau}} \text{ donc } m_{Na_2SO_4} = c \times M_{Na_2SO_4} \times V_{eau}$$

Si  $[Na^+] = 2c$  alors  $c = \frac{[Na^+]}{2}$

Par conséquent :  $m_{Na_2SO_4} = \frac{[Na^+]}{2} \times M_{Na_2SO_4} \times V_{eau} = \frac{0,50}{2} \times 142,02 \times 0,500$

donc  $m_{Na_2SO_4} = 17,8 \text{ g}$

Il faut donc peser 17,8 g de sulfate de sodium