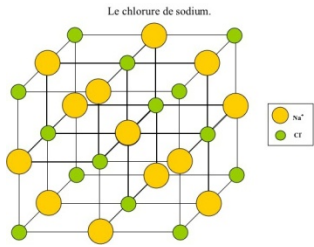




Chapitre 9 : Cohésion de la matière

I- La cohésion dans un solide

1- Description à l'échelle microscopique



☑ Un **solide ionique** est un **empilement régulier dans l'espace d'anions et de cations**. Il est **électriquement neutre**.

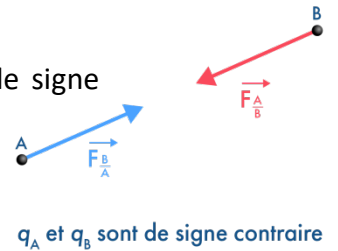
☑ Un **solide moléculaire** est un **empilement régulier** dans l'espace de **molécules**. Il est **électriquement neutre**.

Des interactions attractives assurent la cohésion de l'état solide, c'est-à-dire le maintient entre elles des entités constituant le solide.

2- Cohésion d'un solide ionique

Dans un solide ionique, chaque ion de charge q_A est entouré d'ions de charges q_B de signe opposé. **L'interaction électrostatique attractive entre ces ions assure la cohésion du solide ionique.**

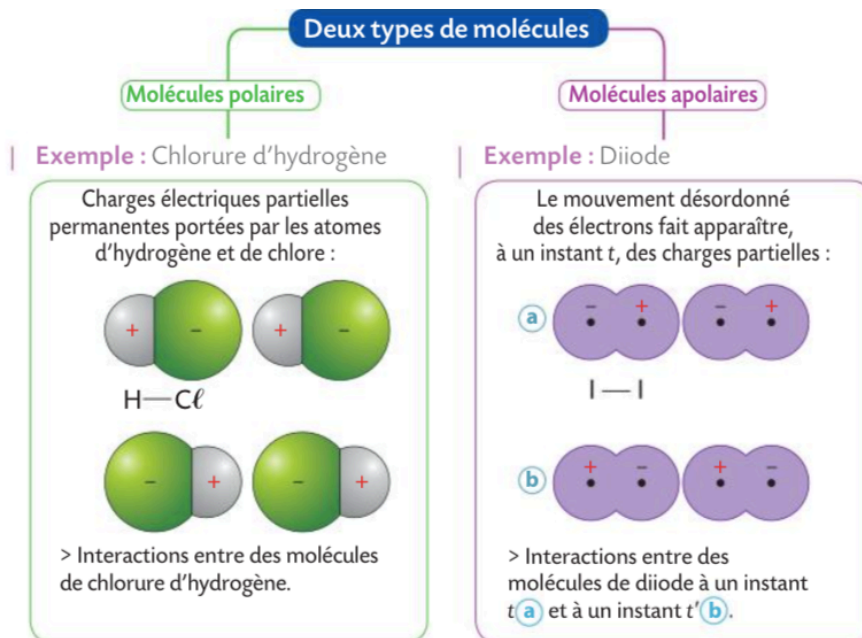
Exemple : Le chlorure de sodium NaCl(s) (représenté ci-dessus) est constitué d'autant de cations Na^+ que d'anions Cl^- pour assurer la neutralité électrique.



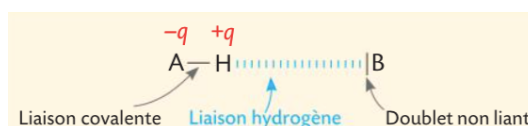
3- Cohésion d'un solide moléculaire

La cohésion d'un solide moléculaire est assurée par deux types d'interactions :

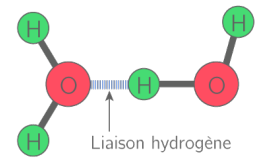
- Les **interactions de van der Waals** qui sont toujours présentes. Ce sont des **interactions électrostatiques attractives entre les molécules**.



- Les **liaisons hydrogène**, lorsqu'elles existent. En général, les liaisons hydrogènes sont **plus fortes que les interactions de van der Waals**. Il s'agit d'une **interaction attractive entre un atome d'hydrogène, lié à un atome A très électronégatif, et un atome B très électronégatif et porteur d'un doublet d'électrons non liant**.



Remarque : Les atomes A et B sont souvent les atomes de Fluor F, oxygène O et azote N.



II- La dissolution des solides ioniques dans l'eau

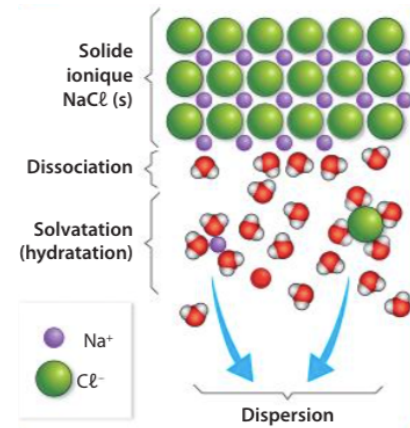
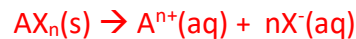
1- Description de la dissolution à l'échelle microscopique

Les trois étapes de la dissolution d'un solide ionique dans l'eau sont :

- La dissociation des ions du solide
- La solvatation, c'est-à-dire l'hydratation des ions
- La dispersion des ions dans la solution.

2- Equation de la dissolution

L'équation de la dissolution dans l'eau d'un solide ionique de formule $AX_n(s)$ constitué de cations $A^{n+}(aq)$ et d'anions $X^{n-}(aq)$ s'écrit :



Exemples : $NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$ ou $Na_2SO_4(s) \rightarrow 2Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

3- Concentration en quantité des ions en solution

Si un volume V de solution contient une quantité n_X d'ion X , alors la concentration en quantité de cet ion, notée $[X]$ vaut :

$$[X] = \frac{n_X}{V}$$

Exemple : La conservation de la quantité de matière lors de la dissolution du sulfate de sodium $Na_2SO_4(s)$ dans un volume V d'eau peut se traduire par le tableau d'avancement suivant :

Equation de dissolution		$Na_2SO_4(s) \xrightarrow{eau} 2Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$		
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	$\chi = \chi_{max}$	$n(Na_2SO_4)_f - \chi_{max} = 0$	$2\chi_{max}$	χ_{max}

A l'état final, si le solide ionique a été entièrement dissout, alors :

$$n(Na_2SO_4)_f - \chi_{max} = 0 \rightarrow \chi_{max} = n(Na_2SO_4)_i$$

$$\text{Donc } [Na^+] = \frac{2 \chi_{max}}{V} = \frac{2 n(Na_2SO_4)_i}{V} \text{ et } [SO_4^{2-}] = \frac{\chi_{max}}{V} = \frac{n(Na_2SO_4)_i}{V}$$

III- Miscibilité et solubilité

1- Compatibilité soluté-solvant

Un solide ionique est soluble dans un solvant polaire.

Un solide moléculaire est soluble dans un solvant de même polarité que lui.

Deux liquides de même polarité sont miscibles.

Exemples :

Solubilité du.... Dans...	L'eau (polaire)	Le cyclohexane (apolaire)
Chlorure de sodium (solide ionique)	Soluble	Insoluble
Diiodure (solide moléculaire apolaire)	Insoluble	Soluble

2- Application à l'extraction liquide-liquide

L'extraction liquide-liquide permet de séparer les constituants d'un mélange en exploitant les différentes solubilités.



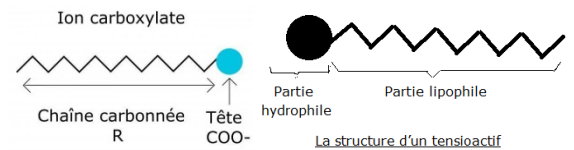
Comment choisir le solvant ?

- L'espèce à extraire doit être plus soluble dans le solvant d'extraction que dans le solvant initial.
- Les deux solvants doivent être non miscibles.
- Le choix se portera sur le solvant le moins toxique.

IV- Les propriétés du savon

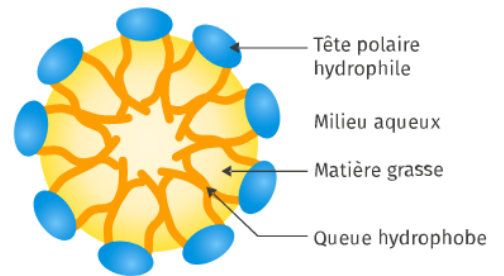
Le savon est un oléate de sodium ou de potassium. L'espèce active est l'oléate. Cet ion, de la famille des carboxylates est amphiphile et possède deux parties antagonistes :

- Une longue chaîne carbonée, apolaire et lipophile
- Une tête chargée négativement, donc polaire et hydrophile.



Le savon a de bonnes propriétés lavantes. Sa partie lipophile se fixe sur la graisse et sa partie hydrophile reste dans l'eau. L'ensemble ion-graisse formé est entraîné dans l'eau de lavage. Il est éliminé.

Le caractère amphiphile de l'ion oléate et des ions carboxylate en général, lui confère ses propriétés lavantes.



Les composés amphiphiles sont de tensioactifs. Ils permettent de réaliser des émulsions entre des espèces non-miscibles : en prenant plus facilement la forme de gouttelettes, une espèce organique peut alors se mélanger à une espèce aqueuse.



Exemple : Mayonnaise : Emulsion d'huile et de vinaigre. La lécithine présente dans le jaune d'œuf joue le rôle de tensioactif.