



**COHESION DANS UN SOLIDE**

**1) SOLIDE IONIQUE**

Un solide ionique est un empilement régulier et ordonné dans l'espace

→ d'**anions**

→ de **cations**.

La cohésion est assurée par des interactions **attractives électrostatiques** modélisées par la loi de **Coulomb**.

Comme la distance cation/anion est **inférieure** à la distance anion/anion et cation/cation, l'intensité de l'interaction attractive entre cations et anions est **supérieure** à l'interaction répulsive entre cations et entre anions :

→ **il y a une cohésion au sein d'un solide ionique.**



**2) SOLIDE MOLECULAIRE**

Un solide moléculaire est un empilement régulier et ordonné dans l'espace de **molécules**.

Une molécule étant électriquement **neutre**, on peut se demander quelles interactions permettent la cohésion d'un solide moléculaire.

**a) Les interactions de Van der Waals**

**Deux types de molécules**

Molécules polaires

**Exemple : Chlorure d'hydrogène**

Charges électriques partielles permanentes portées par les atomes d'hydrogène et de chlore :

H—Cl

> Interactions entre des molécules de chlorure d'hydrogène.

Molécules apolaires

**Exemple : Diiode**

Le mouvement désordonné des électrons fait apparaître, à un instant t, des charges partielles :

I—I

> Interactions entre des molécules de diiode à un instant t (a) et à un instant t' (b).

- Dans les molécules **polaires** : les interactions **électrostatiques attractives** assurent la cohésion au sein d'un solide moléculaire.
- Dans les molécules **apolaires** : le doublet d'électrons est équitablement partagé, cependant à un instant donné ces électrons peuvent être plus proches d'un atome que de l'autre, ce qui provoque l'apparition de **charges dites partielles**.  
De proches en proches ces charges partielles **induisent** des charges chez les molécules voisines. Les interactions électrostatiques attractives entre charges partielles induites de signes opposés assurent ainsi la cohésion au sein d'un solide moléculaire

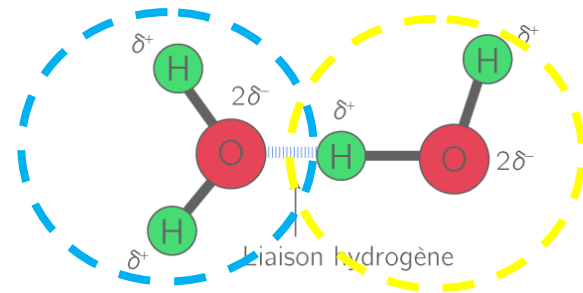
Ces interactions attractives électrostatiques qui permettent la cohésion d'un solide moléculaire sont appelées : **interactions de Van der Waals**

## b) Les liaisons (ponts) hydrogène

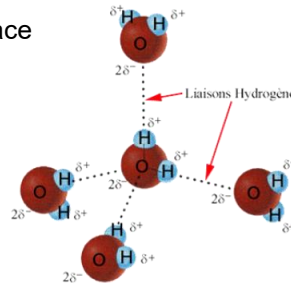
Dans certaines molécules polaires il peut se former également des interactions attractives électrostatiques entre certains atomes ce qui augmente la cohésion du solide moléculaire : **les liaisons (ponts) hydrogène**

Ces interactions ont lieu entre :

- ✓ **Une molécule A** avec un atome H lié à un atome très électronégatif donc qui porte une charge partielle  $\delta^-$
- ✓ **Une molécule B** avec un atome très électronégatif portant une charge partielle  $\delta^-$



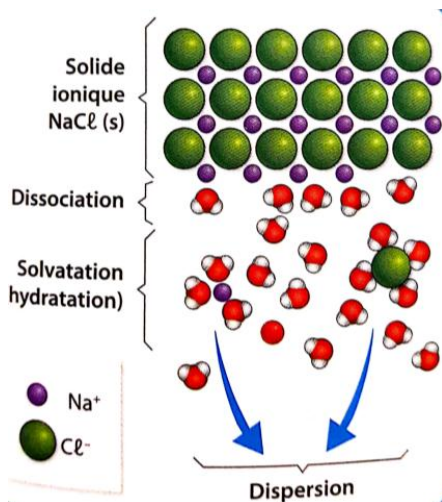
**Exemple** : la cohésion au sein de la glace



## DISSOLUTION SOLIDE

### 1) LES ETAPES

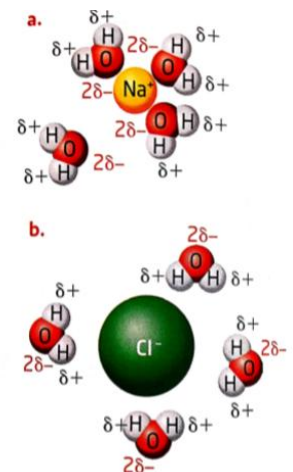
La **dissolution** d'un solide ionique se fait en **3** étapes.



✓ **La dissociation**

✓ **La solvation**

✓ **La dispersion**



### Exemples d'équations de dissolution



## 2) CONCENTRATIONS DES IONS EN SOLUTION

S'il y a dissolution **complète** du solide ionique, un **tableau d'avancement** permet de déterminer la concentration molaire de chaque ion en solution que l'on note entre **crochets**

### Exemple

Dans un volume  $V_{sol}$  la concentration molaire apportée en fluorure de calcium est  $C_0 = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

BUT : Déterminer les concentrations molaires de chaque ion en solution  $\text{Ca}^{2+}_{(aq)}$  et  $\text{F}^{-}_{(aq)}$

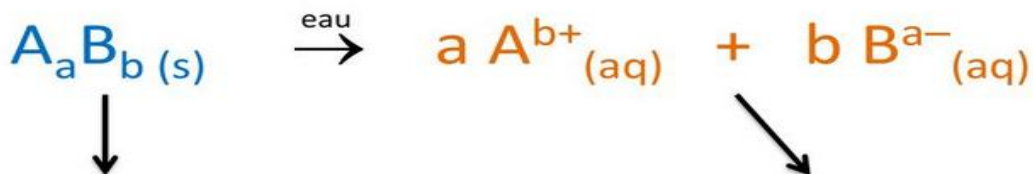
	$\text{CaF}_{2(s)}$	$\rightarrow$	$\text{Ca}^{2+}_{(aq)}$	+	$2\text{F}^{-}_{(aq)}$
$x=0 \text{ mol}$	$n_0 = C \times V_{sol}$		0		0
$x$	$n_0 - x$		$x$		$x$
$x = x_{max}$	$n_0 - x_{max}$		$x_{max}$		$2x_{max}$

La réaction étant totale  $n_0 - x_{max} = 0$  donc  $x_{max} = n_0$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n_0}{V_{sol}} = C = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = C_0$$

$$[\text{F}^{-}] = \frac{2n_0}{V_{sol}} = 2C = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = 2C_0$$

### BILAN



**Concentration en soluté apporté :**

$$c(\text{A}_a\text{B}_b) = \frac{n(\text{A}_a\text{B}_b)_0}{V_{sol}}$$

$$n(\text{A}_a\text{B}_b)_0 = \frac{m(\text{A}_a\text{B}_b)_0}{M(\text{A}_a\text{B}_b)}$$

$n(\text{A}_a\text{B}_b)_0$  en mol  
 $m(\text{A}_a\text{B}_b)_0$  en g  
 $V_{sol}$  en L  
 $M(\text{A}_a\text{B}_b)$  en  $\text{g.mol}^{-1}$   
 $c(\text{A}_a\text{B}_b)$  en  $\text{mol.L}^{-1}$

**Concentration des ions en solution :**

$$[\text{A}^{b+}] = \frac{n(\text{A}^{b+})}{V_{sol}} = \frac{a \times n(\text{A}_a\text{B}_b)_0}{V_{sol}} = a \times c(\text{A}_a\text{B}_b)$$

$$[\text{B}^{a-}] = \frac{n(\text{B}^{a-})}{V_{sol}} = \frac{b \times n(\text{A}_a\text{B}_b)_0}{V_{sol}} = b \times c(\text{A}_a\text{B}_b)$$

$n(\text{A}^{b+})$  et  $n(\text{B}^{a-})$  en mol  
 $V_{sol}$  en L  
 $[\text{A}^{b+}]$  et  $[\text{B}^{a-}]$  en  $\text{mol.L}^{-1}$

1) COMPATIBILITE SOLUTE / SOLVANT

- Un solide **ionique** est soluble dans un solvant **polaire**
- Un solide **moléculaire** est soluble dans un solvant **apolaire**
- 2 liquides de même **polarité** sont **miscibles**

Exemple

	Solvant = eau	Solvant = cyclohexane
Soluté = chlorure de sodium	<b>soluble</b>	<b>insoluble</b>
Soluté = diiode	<b>insoluble</b>	<b>soluble</b>

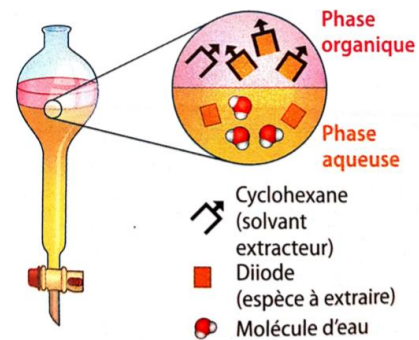
2) CHOIX DU SOLVANT D'EXTRACTION

Le choix du solvant extracteur doit respecter certains critères :

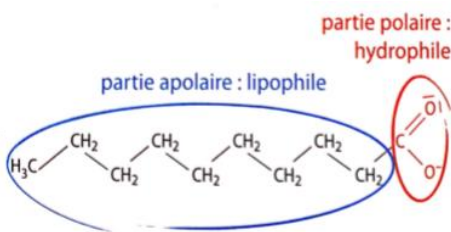
- L'espèce à extraire doit y être plus **soluble** que dans le solvant initial
- Les 2 solvants ne doivent pas être **miscibles**
- Etre le moins **toxique** possible

Exemple

Extraction du diiode dans l'eau par le cyclohexane



3) CAS PARTICULIER : LES MOLECULES AMPHIPHILES



- Une espèce est dite **hydrophile** si elle est soluble dans l'**eau**. Cette espèce est souvent **polaire**.
- Une espèce est dite **lipophile** si elle est soluble dans les **graisses**. Cette espèce est souvent **apolaire**.
- Certaines espèces chimiques sont **amphiphiles** c'est-à-dire qu'elles ont une partie **lipophile** et une partie **hydrophile**

C'est le cas des molécules de savon qui leur confère les propriétés lavantes ;

En effet, la partie hydrophile n'a aucune affinité avec les solvants apolaires notamment les graisses : elle est **lipophobe**.

La partie lipophile n'a aucune affinité avec les solvants polaires et notamment l'eau : elle est **hydrophobe**.