

Thème 1 : Constitution et transformation de la matière

Chapitre 11 : Cohésion de la matière

I. Cohésion d'un solide ionique ou moléculaire

Cohésion : force qui unit (maintient) les parties d'une substance.

1. Solide ionique

- ▶ Un solide ionique est un assemblage neutre régulier et compact de cations et d'anions.
- ▶ Dans le solide, chaque ion de charge q_A est entouré d'ions de charge q_B opposée. La cohésion est assurée par les interactions attractives électrostatiques entre les cations et les anions.
- ▶ La formule statistique d'un solide ionique rend compte des proportions de cations et d'anions. On indique d'abord la formule du cation puis celle de l'anion (collée, sans charge)

Exemples :

$NaCl$: un ion Na^+ pour un ion chlorure Cl^-

$CuSO_4$: un ion Cu^{2+} pour un ion sulfate SO_4^{2-}

$CaCl_2$: un ion Ca^{2+} pour 2 ions chlorure Cl^-

Pas de malentendu



- ▶ La formule statistique traduit la proportion des ions, mais non leur nombre. Un cristal ionique contient des milliards de milliards d'ions.

Remarque : Si c'est un ion polyatomique, on met des parenthèses.

Sulfate de fer III :

Sulfate : SO_4^{2-}

Fer III : Fe^{3+}

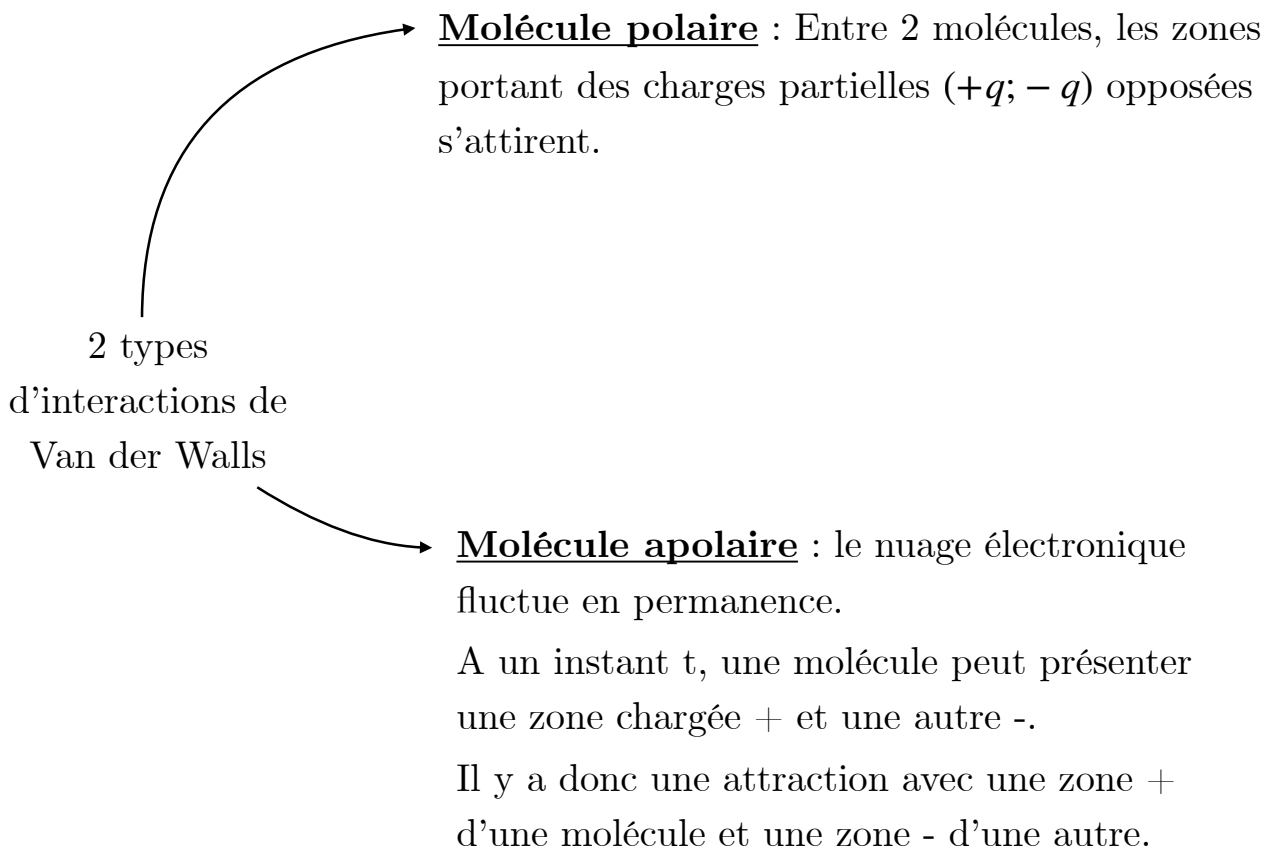
Formule : $Fe_2(SO_4)_3$

2. Solide moléculaire

- ▶ Un solide moléculaire est un assemblage de molécules (neutres).
- ▶ La cohésion du solide est assurée par :
 - Les interactions de Van der Walls (quelques $kJ \cdot mol^{-1}$)
 - Les liaisons hydrogène (quelques dizaines $kJ \cdot mol^{-1}$)

a. Interactions de Van der Walls

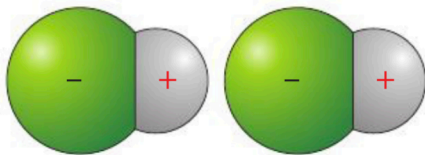
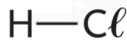
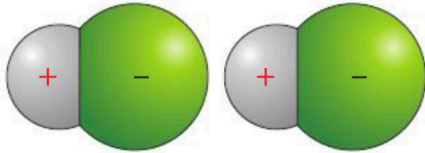
Définition : Ce sont des interactions électrostatiques de faible intensité, de courte portée et attractives entre des atomes ou des molécules.



Molécules polaires

Exemple : Chlorure d'hydrogène

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

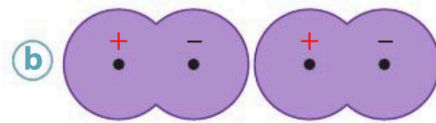
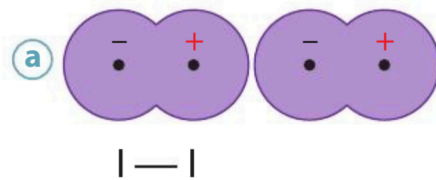


> Interactions entre des molécules de chlorure d'hydrogène.

Molécules apolaires

Exemple : Diode

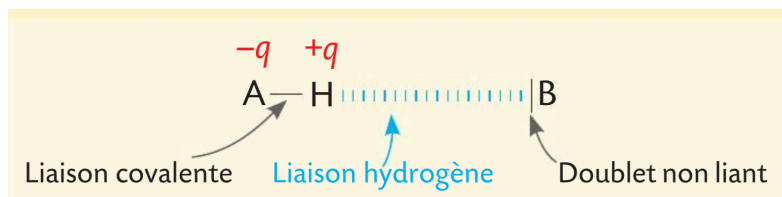
Le mouvement désordonné des électrons fait apparaître, à un instant t , des charges partielles :



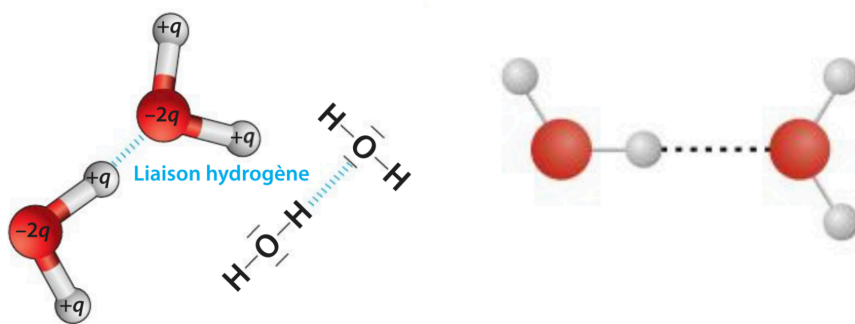
> Interactions entre des molécules de diiode à un instant t (a) et à un instant t' (b).

b. Liaisons hydrogène (ou pont hydrogène)

- **Définition** : Ce sont des interactions électrostatiques faibles entre un atome H, lié à un atome très électronégatif A, et un atome B très électronégatif (autre molécule) possédant un doublet non liant.



- A et B sont souvent des atomes de la 2ème période (N, O ou Cl)
- Cas de l'eau :



Remarque : Les interactions de Van der Waals et les liaisons hydrogène sont relativement de faibles intensités.

L'énergie mise en jeu dans les solides moléculaires est très inférieure que dans les solides ioniques.

Il est plus facile de séparer les particules dans un solide moléculaire que dans un solide ionique (la cohésion y est plus forte).

II. Solubilité d'une espèce chimique

1. Vocabulaire

- ▶ Un solvant polaire est constitué de molécules polaires (eau, éthanol - faiblement polaire)
- ▶ Un solvant apolaire est constitué de molécules apolaires (Cyclohexane).
- ▶ La solubilité, notée s , est la masse maximale qui peut se dissoudre par litre de solvant. Elle est exprimée en $g \cdot L^{-1}$. Elle dépend du solvant et de la température. ($s_{sel,eau,20^{\circ}C} = 358,5 g \cdot L^{-1}$, $s_{sel,eau,80^{\circ}C} = 380,5 g \cdot L^{-1}$)

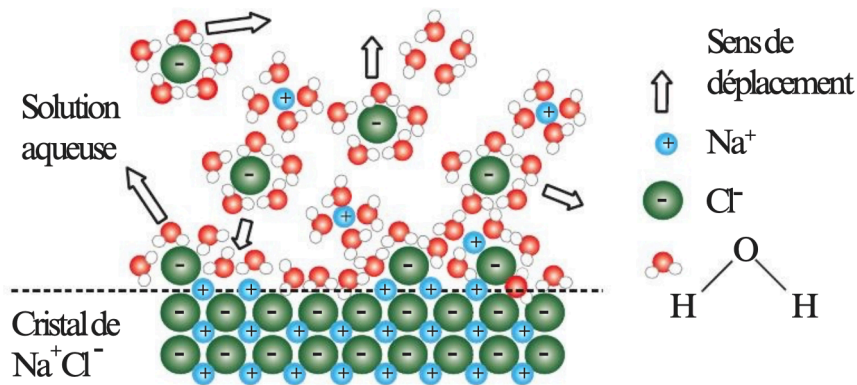
2. Solubilité

- ▶ La solubilité d'un solide (moléculaire ou ionique) dans un solvant est fonction des interactions électrostatiques établies entre ses entités constitutives et les molécules du solvant.
- ▶ Les solides ioniques et les solutés moléculaires polaires sont solubles dans les solvants polaires
- ▶ Les solutés moléculaires apolaires sont solubles dans les solvants apolaires.

3. Dissolution des solides ioniques

La dissolution se fait en **3** étapes :

- **dissociation** : les molécules d'eau exercent sur les ions du cristal des forces électriques qui détruisent le cristal ionique. Les ions se détachent du cristal.
- **solvatation** (hydratation si le solvant est l'eau) : les ions s'entourent de molécules du solvant.
- **dispersion** : les ions solvatés s'éparpillent dans le solvant.

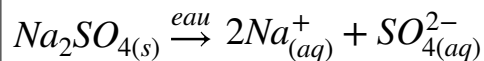


4. Equation de dissolution et concentration effective

- La dissolution d'un solide ionique dans l'eau est modélisée par une équation de réaction :

formule statistique du solide_(s) $\xrightarrow{\text{eau}}$ formule du cation_(aq) + formule de l'anion_(aq)

Exemple :



L'équation doit toujours respecter la conservation des éléments et de la charge

- On note entre crochet ([]) la concentration en quantité de matière des ions dans la solution (concentration effective). On a :

$$[X_{(aq)}] = \frac{n(X_{(aq)})}{V_{\text{solution}}}$$

$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (pointing to the concentration symbol)
 mol (pointing to the numerator)
 L (pointing to the denominator)

- Pour la déterminer on peut utiliser un tableau d'avancement

« aqueux » car l'ion est solvate

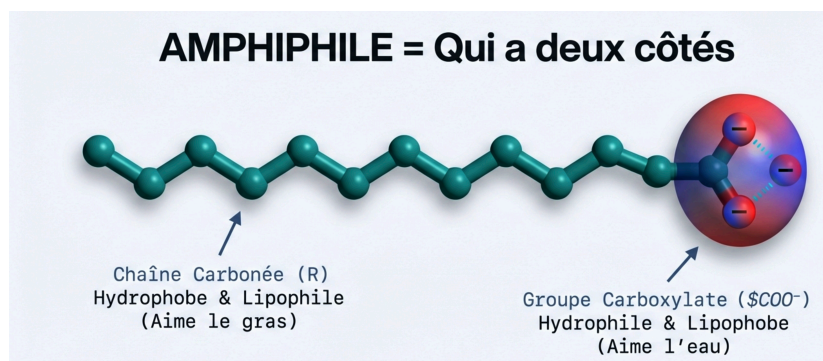
III. Extraction par solvant (liquide-liquide)

- ▶ Une extraction consiste à **retirer** (extraire) une espèce chimique d'un milieu solide ou liquide.
- ▶ L'extraction par **solvant**, consiste à faire passer une espèce du solvant dans lequel elle est solubilisée dans un **second solvant**.
- ▶ Le choix du solvant extracteur doit satisfaire 2 conditions :
 - ✓ l'espèce chimique à extraire y est **plus soluble** que dans le solvant de départ.
 - ✓ il doit être **non miscible** avec le solvant d'origine.
- ▶ Pour réaliser une extraction par solvant on utilise une **ampoule à décanter**.
- ▶ Deux liquides sont non miscibles si leur mélange conduit à un mélange hétérogène composé de deux phases, chaque phase étant constituée d'un des liquides. La phase la plus dense est en dessous.

Remarque : quand les 2 conditions sont remplies, on préférera toujours le solvant le moins dangereux pour l'être humain et l'environnement.

IV. Les savons

- ▶ Un savon est un mélange de **carboxylates** de sodium (ou de potassium), de formule $R - CO_2Na$ (ou $R - CO_2K$).
- ▶ R est une longue chaîne carbonée (généralement plus de dix C)
- ▶ Les ions carboxylates $R - CO_2^-$ possède deux parties :
 - ✓ une partie **hydrophile** et **lipophile**.
 - ✓ une partie **hydrophobe** et **lipophile**.
- ▶ Ce sont des espèces amphiphiles.



► Comment le savon lave-t-il ?

Les ions carboxylates interagissent avec les graisses par leur extrémité lipophile. Il se forme des **micelles**.

