

I/ L'interaction prédominante dans les solides

À l'échelle des atomes, des ions et des molécules, l'interaction prédominante est l'interaction électromagnétique.

loi de Coulomb:

$$F = k \frac{|q_A| \times |q_B|}{d_{AB}^2}$$

II/ Les solides ioniques (également nommés cristaux ioniques)

charge électrique totale	→ toujours nulle : un cristal ionique est toujours neutre
composition	→ autant de charges positives que de charges négatives exemple: le chlorure d'aluminium contient les anions Cl^- et les cations Al^{3+} chaque ion Cl^- apporte 1 charge $-e$ et chaque ion Al^{3+} apporte 3 charges $+e$ → le cristal ionique contient 3 fois plus d'ions Cl^- que d'ions Al^{3+}
formule statistique	Elle présente le nombre minimal de cations et d'anions permettant d'exprimer l'électroneutralité (= neutralité électrique) du cristal → la formule statistique commence par la formule du cation puis celle de l'anion
structure fig 5 page 164	→ Chaque ion est entouré d'ions de charge électrique opposée → La cohésion des ions entre eux est due aux forces électrostatiques attractives entre les charges opposées des cations et des anions → Les cristaux ioniques sont isolants car les ions sont immobiles
nom	→ nom de l'anion + « de » + nom du cation exemple: AlCl_3 : (tri)chlorure d'aluminium

III/ Les solides moléculaires1/ L'électronégativité

C'est la capacité d'un atome à attirer vers son noyau le doublet électronique d'une liaison

- Dans une liaison covalente entre l'atome A et l'atome B, si A est plus électronégatif que B, alors le doublet liant est plus proche de A que de B.
- L'électronégativité dépend de la nature des atomes: dans la classification périodique, elle augmente de gauche à droite dans une ligne (= période) et elle augmente de bas en haut dans une colonne (= famille) **Fig 1 page 163**
- L'atome A porte alors un excès de charge négative qu'on note δ^-
- Les charges δ^+ et δ^- ne sont pas des charges entières (= multiples de e) mais des charges partielles (= fractions de e) alors que l'atome B porte un défaut de charge négative noté δ^+

Fig 2 page 163

2/ La polarité des liaisons covalentes (fig 3 p163) : « 1S polarité liaison »

→ Une liaison covalente est polaire quand elle relie 2 atomes d'électronégativité différente.

Les électrons du doublet liant sont plus proches de l'atome le plus électronégatif

exemple:



→ Une liaison covalente est apolaire quand elle relie 2 atomes identiques ou d'électronégativité proche.

Les électrons du doublet liant sont équitablement répartis :

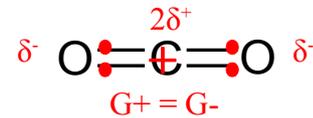
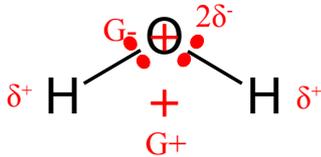


3/ La polarité des molécules

Une molécule est polaire si elle contient des liaisons polaires et que le barycentre des charges positives est différent du barycentre des charges négatives : *fig 1 et 2 p 177*

exemples: molécule d'eau : polaire

molécule de dioxyde de carbone : apolaire

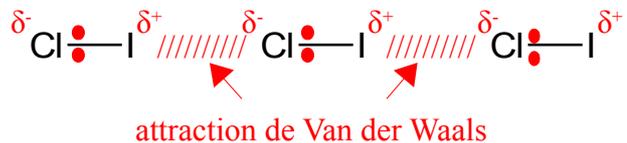


4/ Les interactions de Van der Waals: des interactions électrostatiques

cas des molécules polaires (appelées dipôles permanents) :

Les forces électrostatiques s'exercent entre les molécules polaires

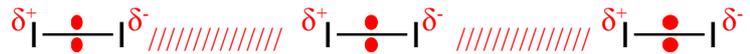
exemple: dans le chlorure d'iode solide, l'atome de chlore est plus électronégatif que l'atome d'iode



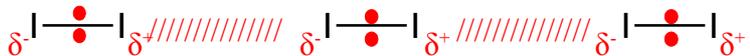
cas des molécules apolaires (appelées dipôles instantanés) : « 1S Van der Waals dipôle instantané »

Globalement, les électrons du doublet liant sont à égale distance des 2 noyaux mais à un instant donné, ces électrons peuvent être plus proches d'un des 2 noyaux: on dit que la molécule devient alors un dipôle instantané. Cela provoque la polarisation d'autres molécules, qui s'organisent comme les molécules polaires. Ces interactions varient à tout instant: elles sont instantanées mais leurs effets de cohésion du solide sont permanents.

exemple: dans le diiode solide à l'instant t_1 :



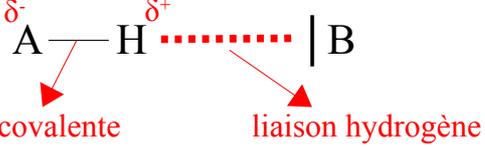
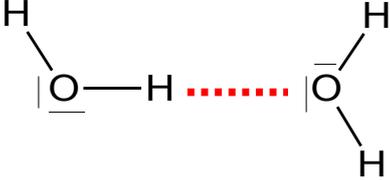
dans le diiode solide à l'instant t_2 :



Les interactions de Van der Waals sont :
 - proportionnelles à la polarité de la molécule
 - de faible portée

5/ Les liaisons hydrogène

- C'est l'interaction électromagnétique entre un atome d'hydrogène (lié à un atome très électronégatif par une liaison covalente) et un autre atome très électronégatif qui porte un doublet non liant.
- Une liaison hydrogène est notée en pointillés :

<p style="text-align: center;"><u>cas général:</u></p>  <p style="text-align: center;">liaison covalente liaison hydrogène</p>	<p style="text-align: center;"><u>exemple: les molécules d'eau dans la glace</u></p> 
<p style="text-align: center;"><u>Remarques:</u></p> <ul style="list-style-type: none">→ Les 3 atomes concernés sont généralement alignés→ Ordre de l'intensité des liaisons (de la plus faible à la plus forte): liaison de Van der Waals < liaison hydrogène < liaison covalente	

IV/ Les dissolutions

1/ La polarité du solvant

Plus les interactions sont intenses entre les molécules du soluté et celles du solvant,
plus ce soluté est soluble dans ce solvant

- un solvant polaire est approprié pour dissoudre les solutés polaires ou ioniques
- un solvant apolaire est approprié pour dissoudre les solutés apolaires

2/ Les étapes de la dissolution : « 15 étapes dissolution eau »

<p style="text-align: center;"><u>cas d'un soluté ionique:</u></p> <p style="text-align: center;">a/ dissociation du soluté ionique:</p> <p>les interactions électrostatiques avec les molécules du solvant fragilisent les interactions électrostatiques entre les ions qui finissent par se séparer</p> <p style="text-align: center;">b/ solvation des ions: <i>fig 3 page 178</i></p> <p>on dit que les ions sont solvatés (ou hydratés si le solvant est l'eau)</p> <p style="text-align: center;">c/ dispersion des ions:</p> <p>Les ions se dispersent dans la solution sous l'effet de l'agitation thermique</p>	<p style="text-align: center;"><u>cas d'un soluté moléculaire:</u></p> <ul style="list-style-type: none">→ un soluté apolaire est généralement soluble dans un solvant apolaire→ un soluté polaire est soluble dans un solvant polaire car ils établissent des interactions de Van der Waals entre leurs molécules considérées comme des dipôles→ un soluté polaire est encore plus soluble dans un solvant polaire quand ils sont capables d'établir des liaisons hydrogène
--	--

3/ Les équations de dissolution: conservation des éléments chimiques et des charges électriques

<p>dissolution d'un soluté ionique: exemple: le chlorure de cobalt CoCl_2</p> $\text{CoCl}_2 (s) \xrightarrow{\text{eau}} \text{Co}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{Cl}^{-}_{(aq)}$	<p>dissolution d'un soluté moléculaire: exemple: le saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$</p> $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} (s) \xrightarrow{\text{eau}} \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} (aq)$
<p>cas particuliers: avec de très fortes liaisons hydrogène</p> <p>→ cela entraîne la rupture de certaines liaisons covalentes du soluté</p> <p>exemple: l'acide sulfurique $\text{H}_2\text{SO}_4 (l)$</p> $\text{H}_2\text{SO}_4 (l) \xrightarrow{\text{eau}} 2\text{H}^{+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$	

4/ La concentration molaire réelle des ions en solution

Rappel de 2^{nde} la concentration molaire du soluté dissous s'exprime ainsi:

$$c_{\text{soluté}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

où $n_{\text{soluté}}$ est la quantité de matière du soluté dissous, en mol

→ La concentration réelle d'un ion prend en considération la proportion des ions dans la formule statistique.

→ **notation de la concentration:** [formule de l'ion]

→ **formule de la concentration de l'ion X:** $[X] = \frac{n_x}{V_{\text{solution}}}$

<p>exemple: la dissolution du chlorure d'aluminium</p> <p>équation: $\text{AlCl}_3 (s) \longrightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3 \text{Cl}^{-}_{(aq)}$</p> <p>avec: $c_{\text{soluté}} = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$</p> <p>donc: $[\text{Al}^{3+}] = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ $[\text{Cl}^{-}] = 3 \times 1,0 = 3,0 \text{ mol.L}^{-1}$</p>	<p>cas général:</p> <p>équation: $\text{X}_b\text{Y}_a (s) \longrightarrow b \text{X}^{a+}_{(aq)} + a \text{Y}^{b-}_{(aq)}$</p> $[\text{X}^{a+}] = \frac{b \times n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad [\text{Y}^{b-}] = \frac{a \times n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$
--	--

5/ L'extraction : « 1S extraction par solvant »

La solubilité du soluté:

C'est la masse maximale du soluté pouvant être dissoute par 1L du solvant.

Si l'on rajoute du soluté: **la solution est saturée et le soluté ne peut plus se dissoudre**

Le choix du solvant:

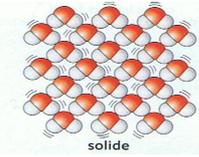
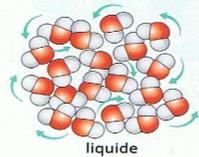
fig 5 page 179

a/ l'espèce à extraire doit être plus soluble dans le solvant que dans son milieu d'origine.

b/ le solvant et le mélange initial doivent être non miscibles, pour les séparer par décantation.

V/ La structure de la matière dans les 3 états physiques : « 15 3 états de l'eau »

1/ L'arrangement des particules (molécules ou ions) dans les 3 états physiques

état solide:	état liquide:	état gazeux:
<ul style="list-style-type: none"> particules en contact et en vibration arrangement organisé 	<ul style="list-style-type: none"> particules en contact et en mouvement arrangement désorganisé 	<ul style="list-style-type: none"> particules dispersées et en mouvement arrangement désorganisé 

2/ L'agitation thermique

Même à l'état solide, les particules sont agitées par un mouvement de vibration.

- Plus l'agitation des particules augmente, plus la température augmente
- La température est une grandeur macroscopique qui rend compte de cette agitation

3/ Les transferts thermiques

- Quand 2 corps ayant des températures différentes sont mis en contact, le plus chaud communique de l'énergie (notée Q) au plus froid, par transfert thermique.
- Le transfert cesse quand ces 2 corps atteignent la même température.

état	effet d'un transfert thermique reçu : on a $Q > 0$
solide	augmentation du mouvement de vibration des particules
liquide	augmentation du mouvement désordonné des particules
gazeux	augmentation de la vitesse des particules

4/ La capacité thermique massique c

Pour un corps de masse m, quand la température T varie alors le transfert thermique Q s'exprime ainsi:

formule: $Q = m \times c \times \Delta T$

avec: m en kg, ΔT en K ou en $^{\circ}C$, Q en J
donc: c est la capacité thermique exprimée en $J.kg^{-1}.K^{-1}$

- Pour calculer la capacité thermique d'un corps de masse m: $c = \frac{Q}{m \times \Delta T}$
- Plus la valeur de c est élevée, plus il faut apporter de l'énergie thermique pour élever la température de 1 K (ou $1^{\circ}C$).

VI/ L'énergie de changement d'état Q

1/ Les changements d'état d'un corps pur

- Un transfert thermique peut aussi provoquer un changement d'état physique. *fig 3 p 191*
- Au cours d'un changement d'état :

la température reste constante alors que le transfert d'énergie a encore lieu

l'énergie thermique reçue Q sert alors à modifier l'arrangement des particules en surmontant les interactions électromagnétiques entre les particules.

- Diagramme de changement d'état: ces changements d'état correspondent aux paliers. *(fig 2 p 191)*
- Plus les interactions attractives entre les particules sont intenses, plus il faut apporter de

l'énergie pour les dépasser et plus la température de changement d'état est élevée.

2/ L'énergie massique de changement d'état: L

→ Quand un corps a atteint sa température de changement d'état, c'est l'énergie à apporter ou à retirer par transfert thermique pour réaliser ce réarrangement.

formule:

$$L = \frac{Q}{m}$$

avec: Q en J et m en kg

donc: L est l'énergie massique de changement d'état, en J.kg⁻¹

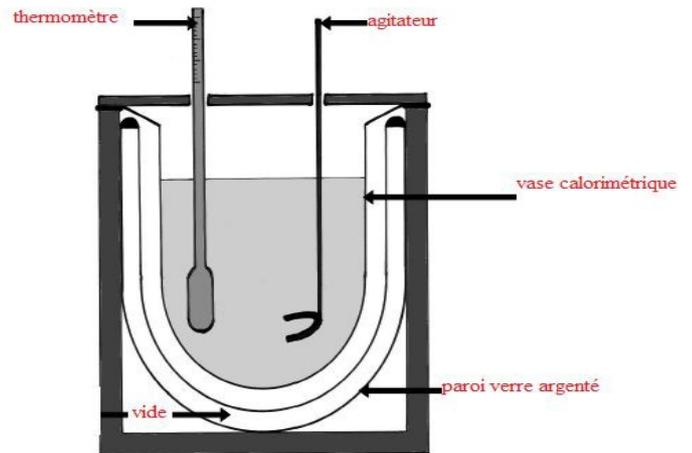
Pour calculer le transfert thermique à réaliser pour passer un corps de masse m d'un état à un autre:

$$\rightarrow Q = m \times L$$

fig 4 page 192

3/ Mesure de l'énergie de changement d'état

→ On utilise un calorimètre: c'est un appareil qui n'échange pas d'énergie thermique avec l'extérieur.



→ Les seuls transferts thermiques sont ceux qui ont lieu à l'intérieur du calorimètre