

Introduction : Polarisabilité d'un atome ou d'une molécule	2
I Forces intermoléculaires.....	3
1.) Liaisons de Van Der Waals (liaison faible)	3
2.) Liaison hydrogène (ou interaction par pont hydrogène) (liaison faible).....	4
II Les solvants moléculaires.....	5
1.) Exemple : Effets du solvant Eau.....	5
2.) Classification des solvants	6
Cyclohexane.....	7
Conclusion : Composés organiques volatiles.....	7

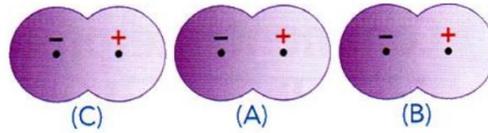
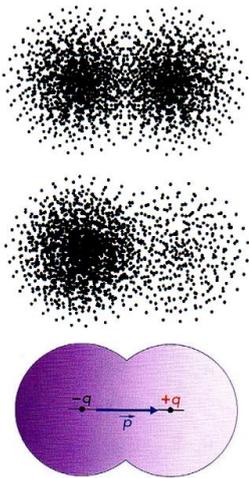
Une étude récente entreprise aux USA, entreprise par Autumn et ses collègues de l'Université de Berkeley [K. Autumn *et al.*, «Adhesive force of a single gecko foot-hair» *Nature*, 405 (2000) 681-685.], fait apparaître que le gecko, un lézard qui vit dans les régions tropicales, est capable de se mouvoir sur n'importe quelle surface lisse verticale ou sous un plan horizontal tout aussi lisse, par la seule action des forces de Van der Waals. [...] Les pattes du gecko (qui ne porte pas de griffes comme ses cousins de nos pays tempérés) sont terminées par cinq doigts dont l'observation au microscope électronique à balayage fait apparaître qu'ils présentent chacun environ 5000 poils de kératine par millimètre carré, qui se divisent à leur terminaison en plusieurs centaines de soies. Au total, ce lézard possède environ deux milliards de soies qui lui assurent à la fois suspension et progression...le gecko adhère aux murs par des forces de Van der Waals car les spatules du gekco approchent la surface à une échelle nanométrique, condition nécessaire pour les forces de Van der Waals significatives qu'à courtes distances.



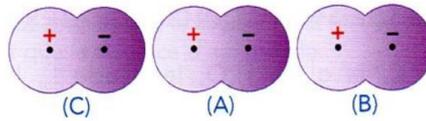
Introduction : Polarisabilité d'un atome ou d'une molécule

Un atome ou une molécule est polarisable s'il apparaît dans l'atome ou la molécule un moment dipolaire (dit induit) \vec{p} , en présence d'un champ électrique extérieur \vec{E} :

$\vec{p} = \alpha \vec{E}$ où $\alpha > 0$ est appelée polarisabilité de l'atome ou de la molécule.



Polarisation des molécules de diiode dans le cristal de diiode à l'instant t



Polarisation des molécules de diiode dans le cristal de diiode à l'instant t'

Élément chimique		Z
F	Fluor	9
Cl	Chlore	17
Br	Brome	35
I	Iode	53

I Forces intermoléculaires

1.) Liaisons de Van Der Waals (liaison faible)

Résultent de l'interaction attractive entre dipôles électrostatiques permanents (molécules polaires) ou induits (molécules polarisables). Sont plus fortes entre molécules polaires qu'entre molécules polarisables.

Cristaux moléculaires : Assemblage de molécules identiques (neutres) gardant leur identité dans le cristal.

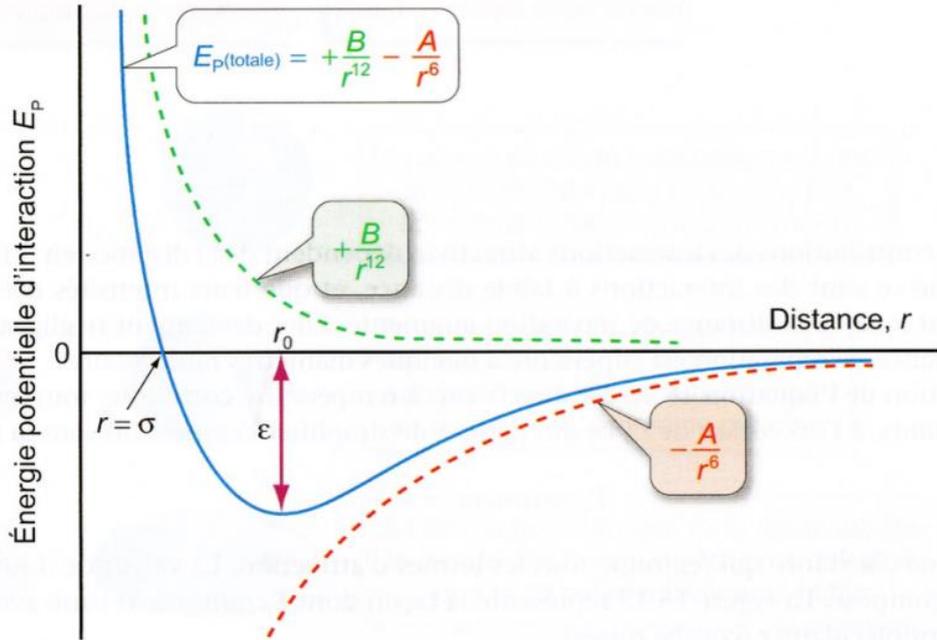
Au sein des molécules, les liaisons covalentes sont peu affectées par l'assemblage du cristal.

Entre molécules, les liaisons sont dix à cent fois plus faibles.

$$E_{\text{liaison}} \approx 1 \text{ à } 10 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad d \approx 300 \text{ à } 500 \text{ pm}$$

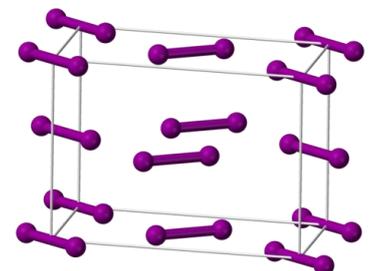
Remarque : Liaison covalente $E_{\text{liaison}} \approx 500 \text{ kJ.mol}^{-1}$ $d \approx 150 \text{ pm}$

L'énergie globale d'interaction entre deux molécules est la somme des contributions attractives et répulsive.



solide	température de fusion en K
neon	24
argon	84
krypton	117
xenon	161
dihydrogène	14
dioxygène	54
dichlore	172

Ex : Diiode. $d_{I-I} = 268 \text{ pm}$. Entre deux molécules, $d_{\text{min}} = 356 \text{ pm}$.
 $T_{\text{fusion}} = 113 \text{ °C}$ $T_{\text{ébullition}} = 184 \text{ °C}$

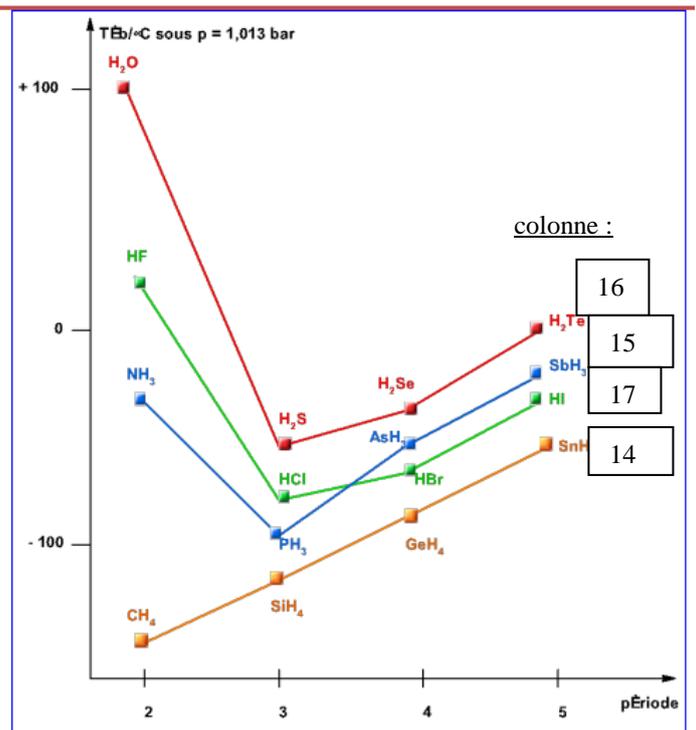
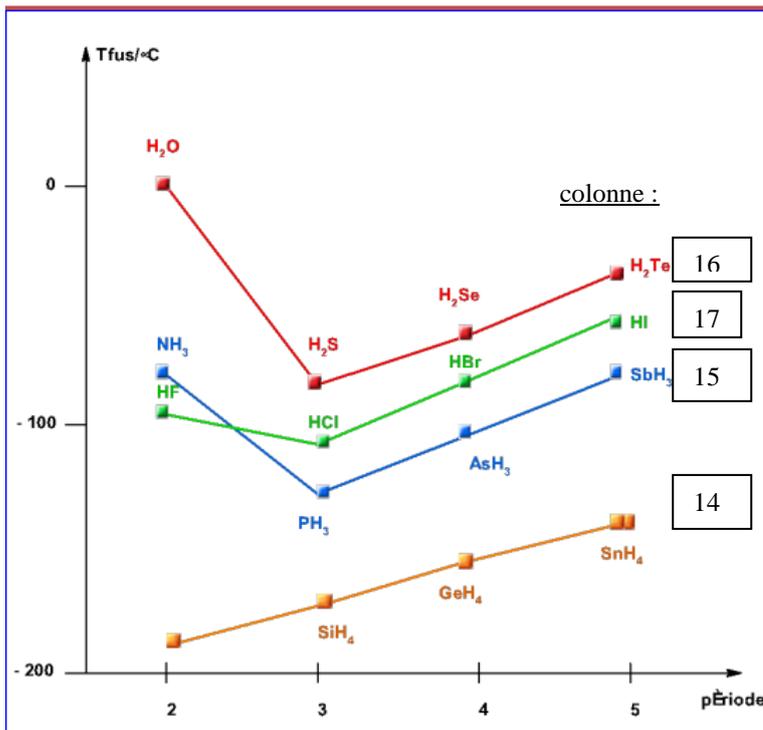


2.) Liaison hydrogène (ou interaction par pont hydrogène) (liaison faible)

Liaison hydrogène : Liaison de nature électrostatique s'exerçant entre l'hydrogène d'une liaison A-H fortement polarisée et d'un atome B d'une molécule possédant un doublet libre (A et B très électronégatifs : N, O, F, Cl).
Energie de liaison $E_l \approx 10 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

Elle est due à une interaction dipôle-dipôle. Elle est plus forte qu'une liaison de Van Der Waals, mais beaucoup moins qu'une liaison covalente ou qu'une liaison ionique (liaisons fortes : Energie de liaison $E_l \approx 100 \text{ kJ.mol}^{-1}$).

CH₃-CH₂-Cl	CH₃-CH₂-OH
M = 46 g.mol⁻¹	M = 46 g.mol⁻¹
$\mu = 2,06 \text{ D}$	$\mu = 1,71 \text{ D}$
T_{éb} = 12°C	T_{éb} = 78°C

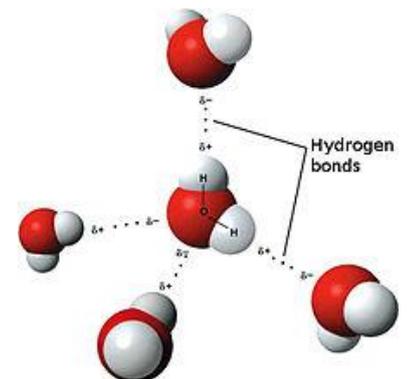


Exemple : Glace I (glace ordinaire, il en existe 6 variétés).

Liaisons covalentes 99 pm

Liaisons hydrogène 177 pm

D_{O-O} = 276 pm.



II Les solvants moléculaires

Une solution est obtenue par dissolution d'un composé chimique (le soluté) dans un liquide (le solvant).

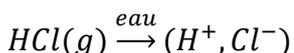
1.) Exemple : Effets du solvant Eau

Le chlorure d'hydrogène $HCl(g)$ est une molécule polaire.

Lors de la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau, on observe trois étapes.

a) Ionisation : Liée à la polarité des molécules de solvant et de soluté.

Les interactions avec le solvant entraînent la rupture de la liaison covalente. Mais les ions restent proches sous l'action des interactions électrostatiques. Il y a formation de paires d'ions. On parle de liaison ionique si la différence d'électronégativité est forte entre les deux ions.



Il y a solvololyse, c'est-à-dire rupture de liaison covalente.

Remarque : Pour un cristal ionique, il y a ionisation simple : $NaCl(s) \xrightarrow{eau} (Na^+, Cl^-)$

C'est un cristal ionique, il n'y a donc pas de liaisons covalentes, mais uniquement une liaison ionique (liaison forte).

b) Dissociation (ou dispersion) : La paire d'ions est dissociée sous l'action de la permittivité relative ϵ_r de l'eau. $(H^+, Cl^-) \xrightarrow{eau} H^+ + Cl^-$

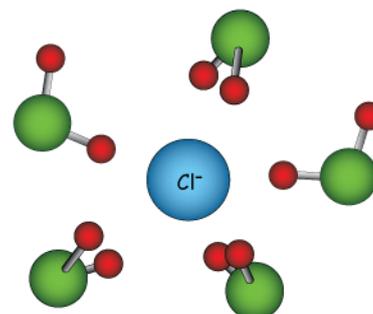
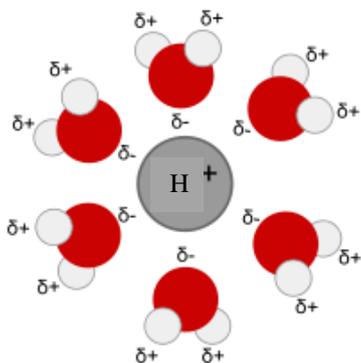
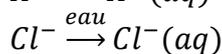
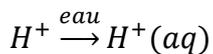
Loi de Coulomb : Deux points matériels immobiles M_1 et M_2 de charge électrostatique q_1 et q_2 , et distants de r dans le vide, exercent l'un sur l'autre une force, appelée force d'interaction électrostatique qui est attractive entre deux charges de signes opposés et de norme :

$$F_{q_1 \rightarrow q_2} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{|q_1||q_2|}{r^2} \quad \epsilon_0 = 8,854 \cdot 10^{-12} \text{ F.m}^{-1} \quad \text{est la permittivité absolue du vide}$$

Dans l'eau, $F_{q_1 \rightarrow q_2} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r} \frac{|q_1||q_2|}{r^2}$ où $\epsilon_r \approx 80$

c) Solvation (ou hydratation, lorsque le solvant est l'eau): Les ions s'entourent de molécules d'eau, à cause des interactions électrostatiques.

La solvation est liée à la proticité (existence d'un $-H^{\delta+}$ susceptible de former une liaison hydrogène, ou des liaisons de Van der Waals).



2.) Classification des solvants

Polaire ?
On regarde le moment dipolaire \vec{p}

Polaire

Apolaire

Dispersant ?
On regarde ϵ_r

Donc non dispersant

Protique ?
On regarde $-H^{\delta+}$ capable de former une liaison hydrogène

Aprotique ou non

Les interactions soluté-soluté sont remplacées par des interactions soluté-solvant lors de la dissolution.

Les composés polaires, associés par liaisons hydrogènes et les ions sont très solubles dans l'eau : ils sont dits hydrophiles.

Exemple : HCl

Les composés apolaires associés par liaisons de Van der Waals sont peu solubles dans l'eau. Ils sont dits hydrophobes.
Exemples : chaînes carbonées des hydrocarbures, I_2 apolaire, donc peu soluble dans l'eau.

