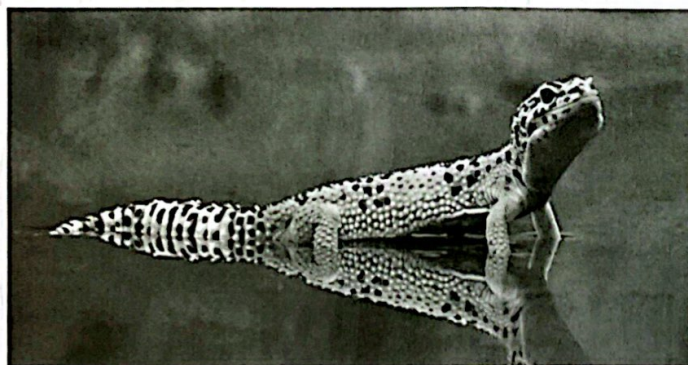


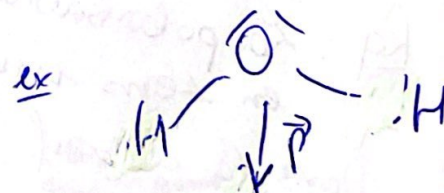
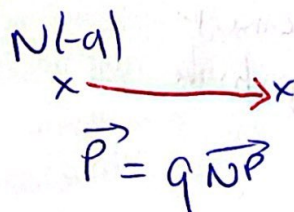
Introduction : Polarisabilité d'un atome ou d'une molécule	2
I Forces intermoléculaires.....	3
1.) Liaisons de Van Der Waals (liaison faible).....	3
2.) Liaison hydrogène (ou interaction par pont hydrogène) (liaison faible).....	4
II Les solvants moléculaires.....	5
1.) Exemple : Effets du solvant Eau.....	5
2.) Classification des solvants.....	6
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 gecko approchent la surface à une échelle nanométrique, condition nécessaire pour les forces de Van der Waals significatives qu'à courtes distances.



Rappel CM1

Molécule Polaire : Molécule possédant un moment dipolaire permanent.



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

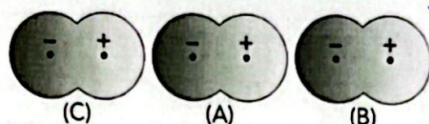
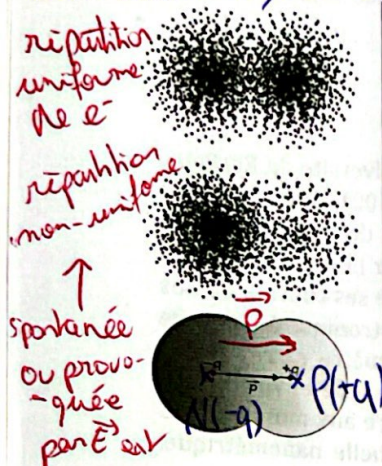
Un atome ou une molécule est polarisable s'il apparaît dans l'atome ou la molécule un moment dipolaire (dit induit) $\vec{p}$, en présence d'un champ électrique extérieur $\vec{E}$:

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

Champ électrique créé par des charges fixes $\oplus \quad \ominus$

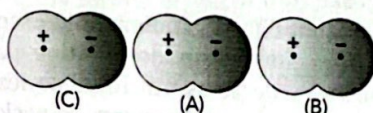
$\Rightarrow$ forces électriques $\vec{f} = q\vec{E}$

En chimie, $\vec{E}$ est créé par 1 molécule polaire, des ions ou par une répartition des électrons non uniforme à un instant donné.

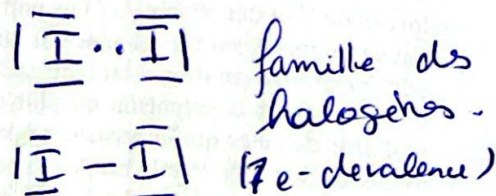


Polarisation des molécules de diiode dans le cristal de diiode à l'instant t

ou $Z=53$ $53e^-$



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



I_2 est apolaire, elle ne possède pas de moment dipolaire permanent. Si il y a apparition d'un champ électrique, la molécule se polarise, elle acquiert un moment dipolaire induit. Cette polarisation s'étend à l'ensemble des molécules. I_2 est polarisable.

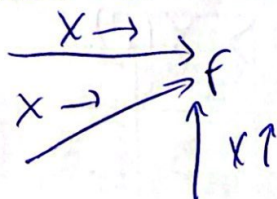
Élément chimique		Z
F	Fluor	9
Cl	Chlore	17
Br	Brome	35
I	Iode	53

27
polarisabilité ↑

Plus le nuage électronique est gros, plus il est déformable, plus la molécule sera polarisable.

Rq : La polarisabilité varie approximativement en sens inverse de l'électronégativité.

Dans la classif



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.

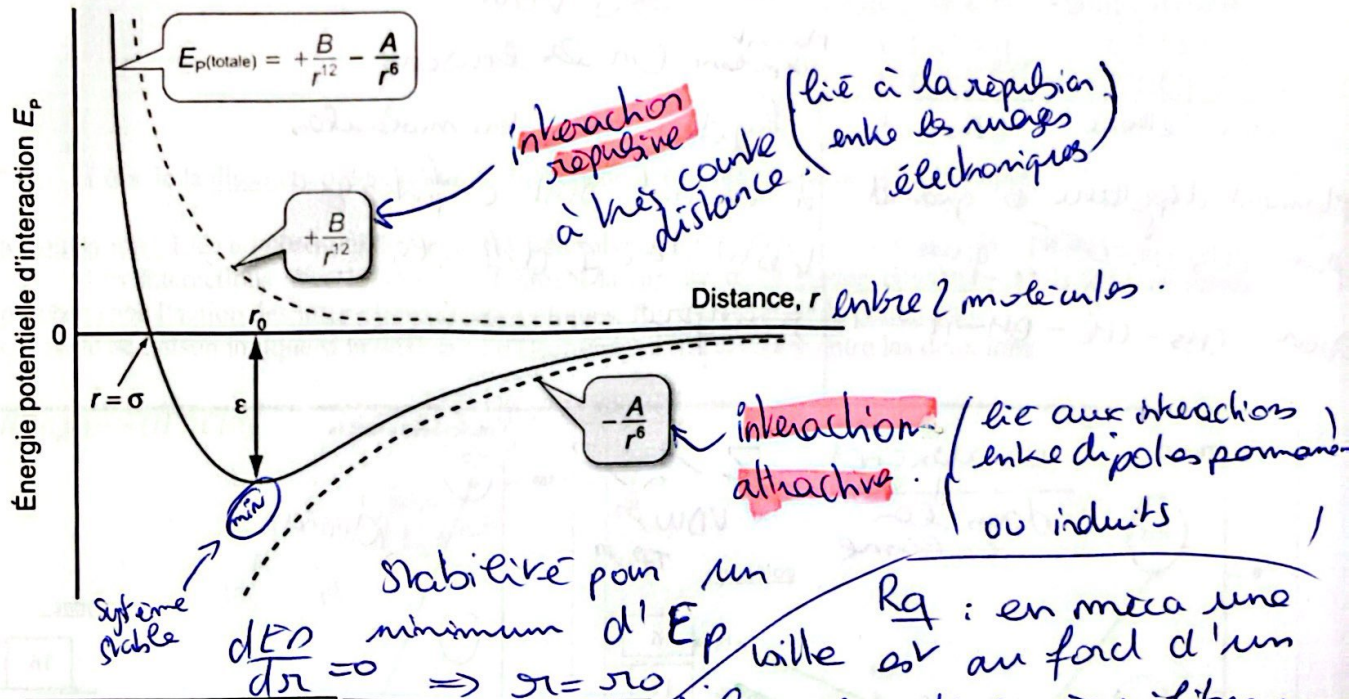
Au sein des molécules, les liaisons covalentes sont peu affectées par l'assemblage du cristal.

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 $E_{\text{liaison}} \approx 500 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad d \approx 150 \text{ pm}$

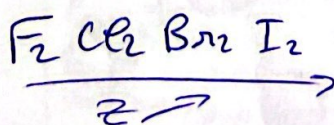
L'énergie globale d'interaction entre deux molécules est la somme des contributions attractives et répulsive.



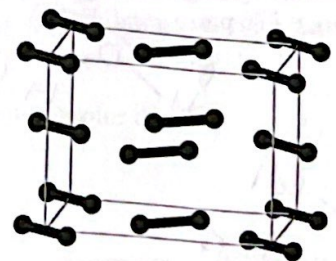
solide	température de fusion en K
neon	24 $Z=10$
argon	84 $Z=18$
krypton	117 $Z=36$
xenon	161 $Z=54$
dihydrogène	14
dioxygène	54
dichlore	172

$\Rightarrow$ nuage électronique $\Rightarrow$ interaction de polarisabilité $\Rightarrow$ VDW $\Rightarrow$ difficile à casser.

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



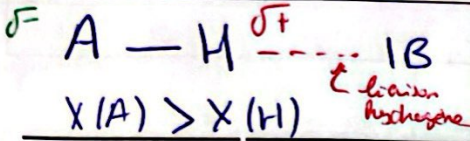
quand on descend dans la colonne des halogènes ($17^{\text{e}} \text{ col}$) $\Rightarrow$ interactions $\Rightarrow T_f \nearrow$



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 $E_l \approx 100 \text{ kJ.mol}^{-1}$).



$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-Cl}$	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$
$M = 46 \text{ g.mol}^{-1}$	$M = 46 \text{ g.mol}^{-1}$
$\mu = 2,06 \text{ D}$	$\mu = 1,71 \text{ D}$
$T_{\text{éb}} = 12^\circ\text{C}$	$T_{\text{éb}} = 78^\circ\text{C}$

chloroéthane

éthanol

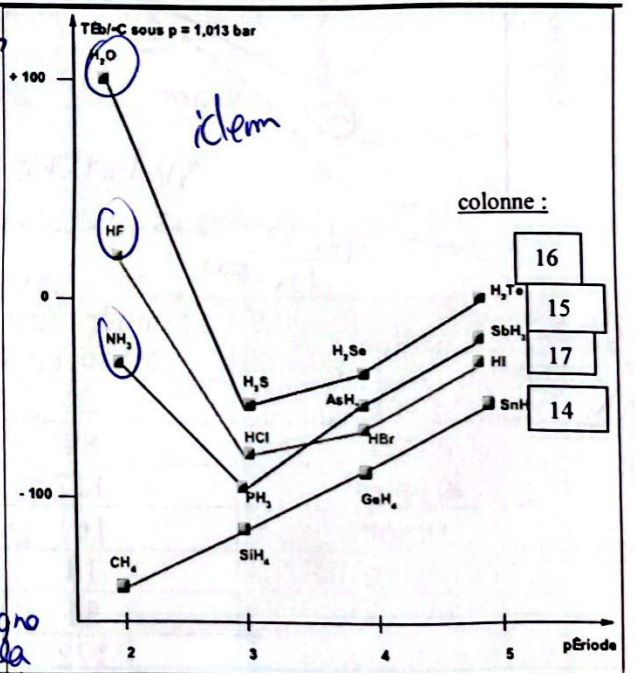
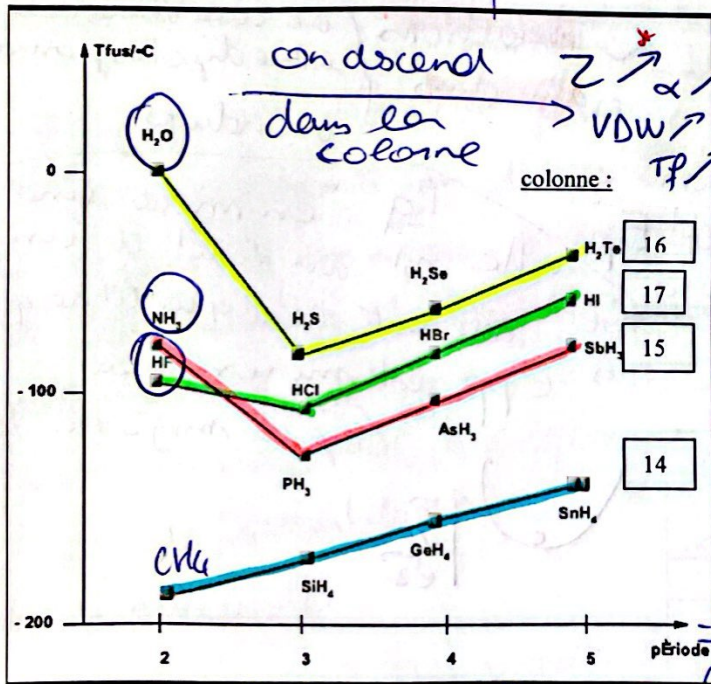
Par contre, les
sont inversées (L → V)

Moment dipolaire $\oplus$
grand $\Rightarrow \oplus \text{VDW}$.

Moment
dipolaire Or les liaisons

hydrogène entre molécules.
d'éthanol sont $\oplus$ fortes que
VDW donc $\oplus$ difficiles à
rompre.

Moment dipolaire $\oplus$ grand
pour $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-Cl}$ que
pour $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-H}$



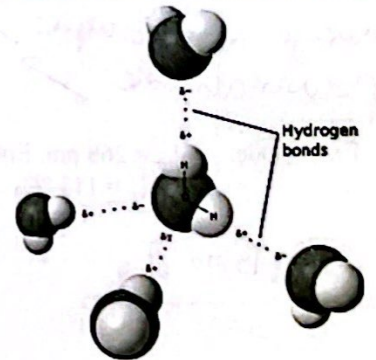
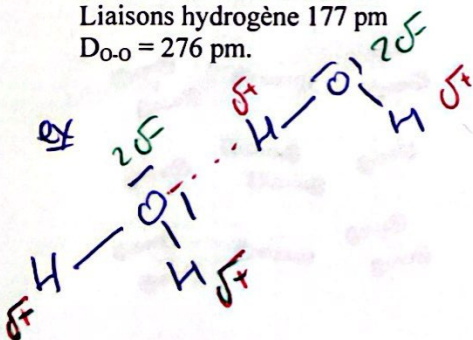
* Sauf H_2O , NH_3 , HF , qui ont des classif. élevées.

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

Liaisons covalentes 99 pm

Liaisons hydrogène 177 pm

$\text{D}_{\text{O-O}} = 276 \text{ pm}$.



- résumé, pour choisir la formule de Lewis, il faut :
- 1 Respect de l'octet : coin en haut à droite de la classification : C N O F Cl
 - 2 Hypervalence à partir de $n \geq 3$.
 - 3 Moins de charges formelles

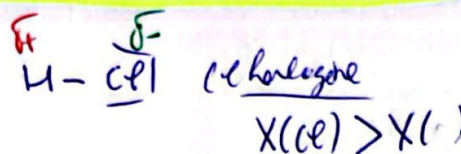
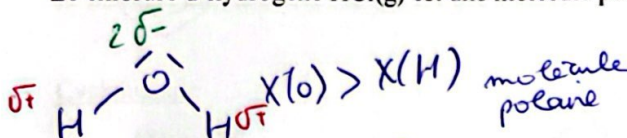
5

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

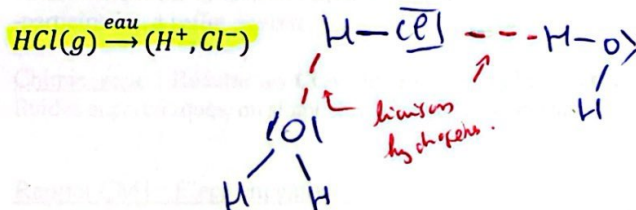
Le chlorure d'hydrogène HCl(g) est une molécule polaire.



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. (molécules polaires)

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 solvolyse, c'est-à-dire rupture de liaison covalente.

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

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.
 $(\text{H}^+, \text{Cl}^-) \xrightarrow{\text{eau}} \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

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 :

$$F_{q_1 \rightarrow q_2} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{|q_1||q_2|}{r^2}$$

$\epsilon_0 = 8,854 \cdot 10^{-12} \text{ F.m}^{-1}$ 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 $\epsilon_r \approx 80$