

## Complément

### Liaisons interatomiques dans une molécule

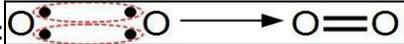
#### Les liaisons covalentes

Elles correspondent à la mise en commun par deux atomes de deux électrons, **chaque atome fournissant un électron**. Elle est schématisée par un trait :

Exemple : Deux atomes d'hydrogène vont mettre en commun leur électron pour créer une liaison covalente

et former ainsi une molécule de dihydrogène  $H_2$  : 

De même deux atomes d'oxygène mettront chacun deux électrons en commun pour former du dioxygène

$O_2$  : 

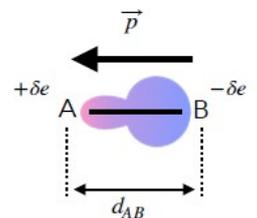
#### Liaison polarisée

Si deux atomes ayant des électronégativités différentes forment une liaison covalente (comme par exemple le chlore et l'hydrogène pour la molécule de chlorure d'hydrogène), **l'atome le plus électronégatif aura tendance à attirer à lui plus fortement le couple d'électrons de la liaison**.

#### Moment dipolaire

La séparation des charges engendre un moment dipolaire, vecteur colinéaire à la liaison A — B, orienté du pôle - vers le pôle + du dipôle : , avec  $\vec{p} = q * \vec{BA}$   $q = |q_A| = |q_B| = \delta e$

La norme du moment dipolaire,  $\|\vec{p}\| = q d_{AB}$ , s'exprime usuellement en debye (symbole D) :  $1,00D = 3,33.10^{-30} C.m$

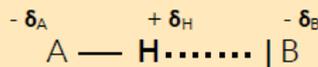


### Liaisons intermoléculaires dans un gaz, liquide ou solide moléculaire

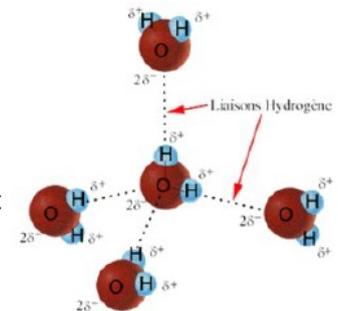
#### Les liaisons hydrogène

On appelle liaison hydrogène (ou liaison H, ou pont hydrogène) l'interaction **attractive** entre les espèces **A — H** et **B**, où **A** et **B** sont des éléments (éventuellement identiques) **très électronégatifs** et où **B** possède un doublet d'électrons non liant. On la représente en pointillés :

glace



Elle se manifeste uniquement entre une molécule qui comporte un atome d'hydrogène lié à un atome A petit et très électronégatif (**N, O ou F**) et un autre atome B possédant un doublet non liant (F, O ou N).



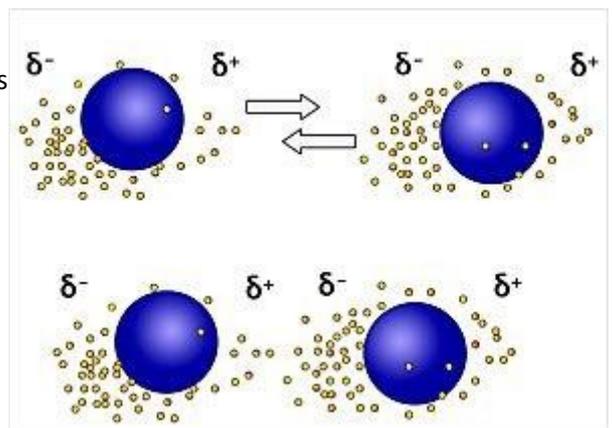
*liaison hydrogène dans l'eau*

#### Les liaisons de Van der Waals

**L'ensemble des interactions entre dipôles, de nature électrostatique et attractive**, porte le nom d'**interactions (ou forces) de Van der Waals**. Elles s'exercent à courte distance : leur énergie est proportionnelle à  $1/r^6$  où  $r$  est la distance entre les centres d'inertie des entités en interaction.

Ce sont des interactions de faible intensité comparativement aux liaisons hydrogène et aux liaisons chimiques. Elles mettent en jeu des énergies de l'ordre de **quelques  $kJ.mol^{-1}$** .

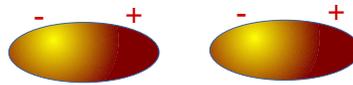
Chaque atome a tendance à attirer ou retenir les électrons. Ce phénomène s'appelle "**l'électronégativité**". Dans le cas des forces de Van der Waals cela concerne les molécules polaires comme apolaires. Donc lorsque deux atomes viennent à être liés le nuage électronique formant cette liaison est



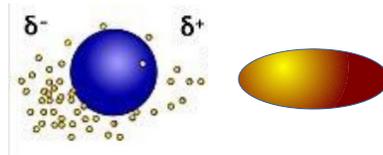
déformable : une polarisation temporaire peut apparaître sous l'influence d'une entité polaire. Il s'agit alors de **la polarisation par influence**.

Techniquement, les forces de Van der Waals représentent la combinaison de trois forces qui ont chacune un but bien précis :

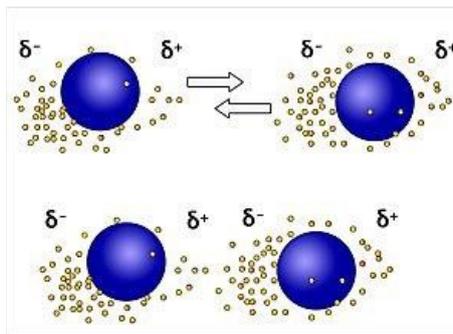
- L'effet d'orientation de **Keesom**. On observe cet effet à travers l'interaction entre les molécules polaires. Les dipôles s'orientent alors les uns par rapport aux autres afin d'aligner leurs dipôles électriquement opposés.



- L'effet d'induction de **Debye**. Il se caractérise par une intervention entre une molécule polaire et une molécule non polaire, qui alors se polarise sous l'effet de la molécule polaire.

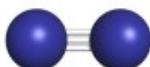


- L'effet de dispersion de **London**, qui intervient entre des molécules non polaires. En raison des déplacements continuelle des électrons dans la molécule, celle-ci présente à chaque instant un moment dipolaire instantané non nul.

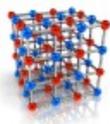


Intensité de l'interaction	Nature de l'interaction	Energie mise en jeu (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )
<b>FORTE</b> (interactions interatomiques)	Liaison covalente	200 à 1000
	Liaison métallique	50 à 1000
	Liaison ionique	200 à 1000
<b>MODEREE</b> (interactions intermoléculaires)	Liaison hydrogène	10 à 40
	Ion - dipôle	10 à 20
<b>FAIBLE</b> (interactions intermoléculaires de Van der Waals)	Dipôle - dipôle (interaction de KEESOM, attractive)	1 à 5
	Dipôle - dipôle induit (interaction de DEBYE, attractive)	0,05 à 2
	Dipôle instantané - dipôle instantané (interaction de dispersion ou interaction de LONDON, attractive)	1 à 5

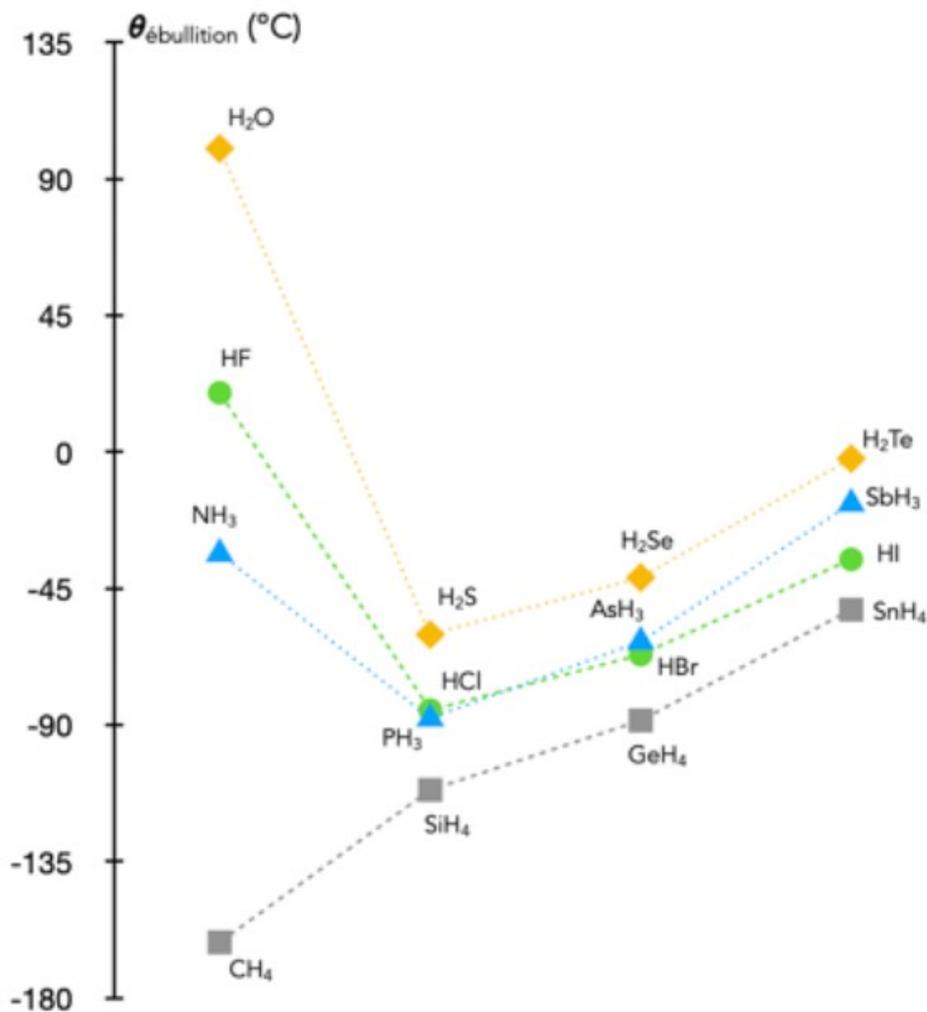
## Conséquences



*Casser la triple liaison NN de la molécule de diazote nécessite  $941 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  : c'est une liaison très forte.*



*La température de fusion de  $\text{NaCl}_{(s)}$ , chlorure de sodium, est relativement élevée ( $801^\circ\text{C}$ ) parce que la liaison ionique entre les anions  $\text{Cl}^-$  et les cations  $\text{Na}^+$  est forte.*



Pour faire fondre ou vaporiser une substance, il faut lui apporter de l'énergie en la chauffant. L'énergie apportée sert à rompre les interactions intermoléculaires. Ainsi, plus les interactions intermoléculaires sont fortes au sein d'une substance, plus les températures de changement d'état seront élevées. Un corps pur moléculaire est constitué d'un seul type de molécules..

On peut alors corréliser l'augmentation de la température d'ébullition avec la taille des molécules. En effet, les interactions de Van der Waals (London en particulier) augmentent avec la taille des molécules qui se trouvent davantage liées les unes aux autres et possèdent une énergie de plus en plus grande.

solide	energie de cohésion en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	température de fusion en K
neon	2.5	24
argon	8.5	84
krypton	12	117
xenon	16	161
dihydrogène	1	14
dioxygène	8.6	54
dichlore	31	172

de H<sub>2</sub> à Cl<sub>2</sub> ou de Ne à Xe : nuage électronique de plus en plus gros => polarisabilité de plus en plus forte => **interaction dipôle induit /dipôle induit** de plus en plus forte

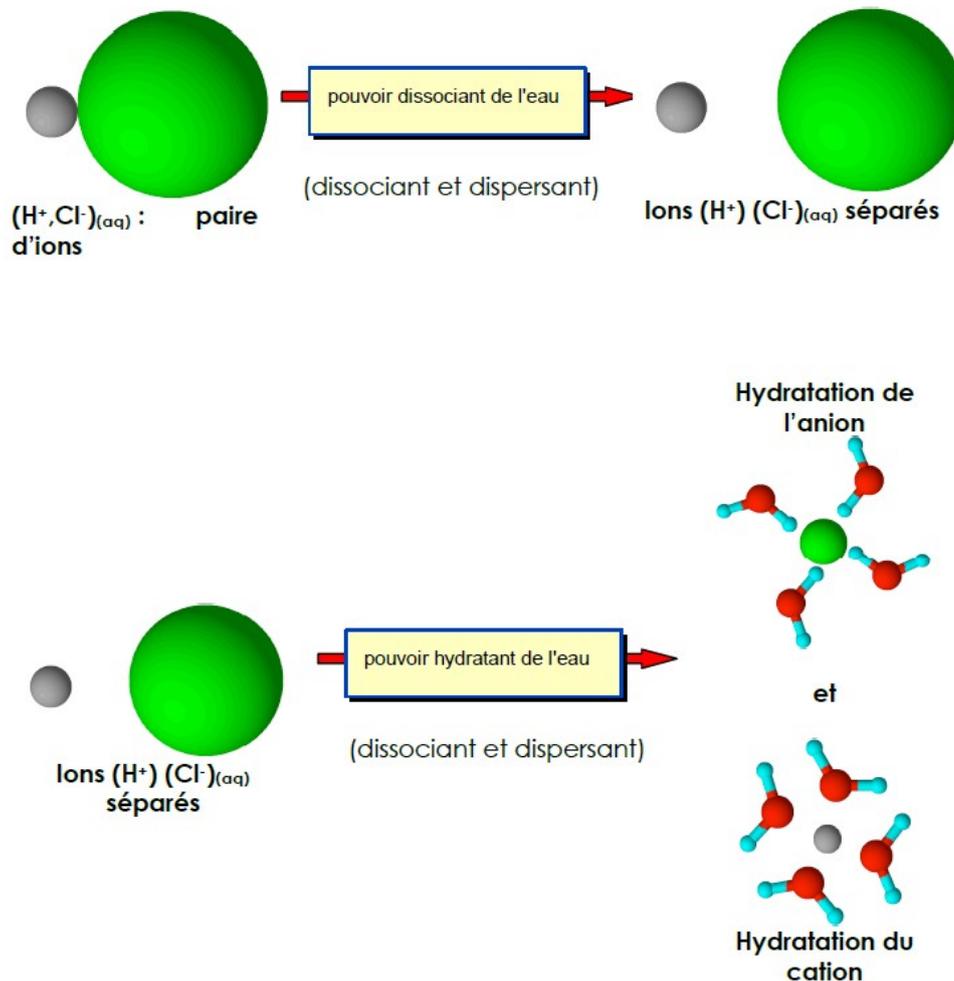
## Mise en solution

Un solvant composé de molécules très polaires (donc ayant un grand moment dipolaire, comme l'eau par exemple) est dit **polaire** ou **ionisant**.

Un solvant **protique** est constitué de molécules susceptibles de donner des protons  $H^+$  : ce sont des molécules contenant une liaison polarisée  $A - H$  où  $A$  est plus électronégatif que  $H$ . L'eau est un bon exemple de solvant protique

Du point de vue du soluté. Comme il est très minoritaire, après dissolution une molécule de soluté est entourée presque seulement de molécules de solvant. Ainsi, les interactions soluté-soluté sont remplacées par des interactions soluté-solvant.

**Pour que la mise en solution ait lieu, il faut (qualitativement) que les interactions soluté-solvant soient au moins aussi fortes que les interactions soluté-soluté.**



Les interactions intermoléculaires influencent la solubilité d'un constituant dans un solvant et la miscibilité entre deux solvants. Le principe de « qui se ressemble s'assemble » s'applique : **un composé tend à se mélanger avec un solvant présentant des propriétés similaires en termes de polarité et/ou de proticité. Les interactions intermoléculaires sont d'autant plus fortes que les molécules engagées ont les mêmes propriétés.**