Forces intermoléculaires

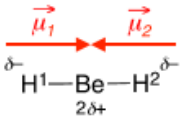
Moment dipolaire permanent d'une molécule

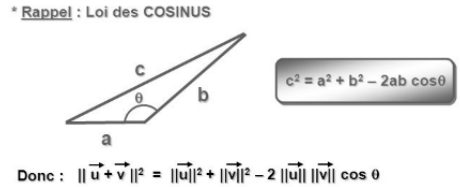
Le moment dipolaire d'une molécule est la somme vectorielle des moments dipolaires permanents des liaisons composant cette molécule.

$$\vec{\mu}_{molécule} = \sum_{i=1}^{nb\ liaisons} \vec{\mu}_i$$

Une molécule est dite polaire quand elle possède de moment dipolaire permanent et sinon elle est appelée apolaire. Connaissant sa géométrie par la méthode VSEPR, on peut rapidement estimer la présence d'un moment dipolaire permanent.

Ex : BeH_2 ; AX_2 linéaire





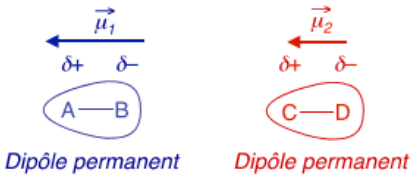
Compte tenu de la linéarité de la molécule, les moments dipolaires des liaisons Be – H^1 et Be – H^2 sont opposés et de même norme, car les deux liaisons sont identiques (mêmes différences d'électronégativité). Leur somme vectorielle est donc nulle.

Forces de Van der Waals

Toutes les molécules peuvent acquérir occasionnellement un moment dipolaire induit non permanent. Cela peut se produire chaque fois qu'un édifice covalent se trouve placé dans un champ électrique créé simplement par l'approche d'une espèce chargée ou d'un dipôle permanent.

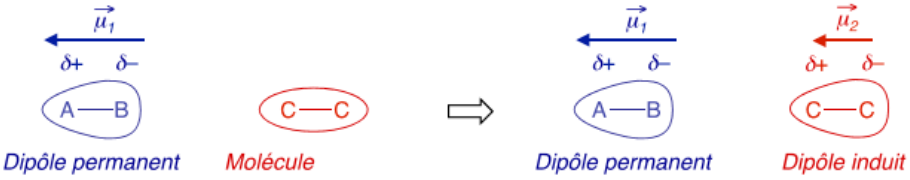
*Interactions entre deux dipôles permanents – forces de **Keesom***

Il existe entre deux molécules polaires des forces d'attraction électrostatiques, le pôle (+) de l'une attirant le pôle (-) de l'autre. Forces d'autant plus fortes que les moments dipolaires sont élevés.



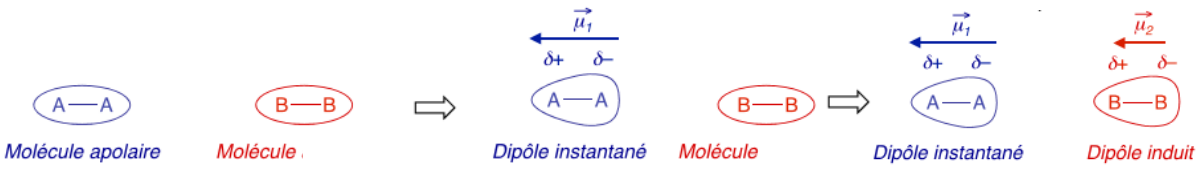
*Interactions entre un dipôle permanent et un dipôle induit – forces de **Debye***

Une molécule polaire crée autour d'elle un champ électrique et si une molécule vient dans son voisinage, elle subit l'influence de ce champ.



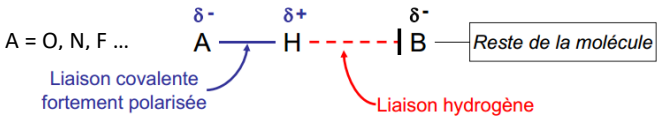
*Interactions entre un dipôle instantané et un dipôle induit – forces de **London** ou de dispersion*

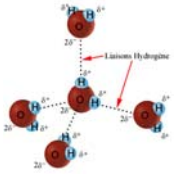
Les mouvements électroniques peuvent ponctuellement séparer les barycentres (+) et (-) d'une molécule. Dans ces conditions, le moment instantané de l'une des molécules crée un moment induit sur l'autre et réciproquement. Il s'établit ainsi une sorte de couplage, entre les mouvements de leurs électrons respectifs, qui diminue l'énergie du système formé.



Liaison hydrogène

Pour que cette liaison s'établisse, il faut être en présence d'un donneur de liaison hydrogène et d'un accepteur : le donneur est composé d'un composé à H acide, c'est-à-dire un hétéroatome (azote, oxygène, fluor) porteur d'un atome hydrogène (comme dans les amines, alcools, thiols) ; l'accepteur est composé d'un hétéroatome (uniquement azote, oxygène ou fluor) porteur de doublets libres.

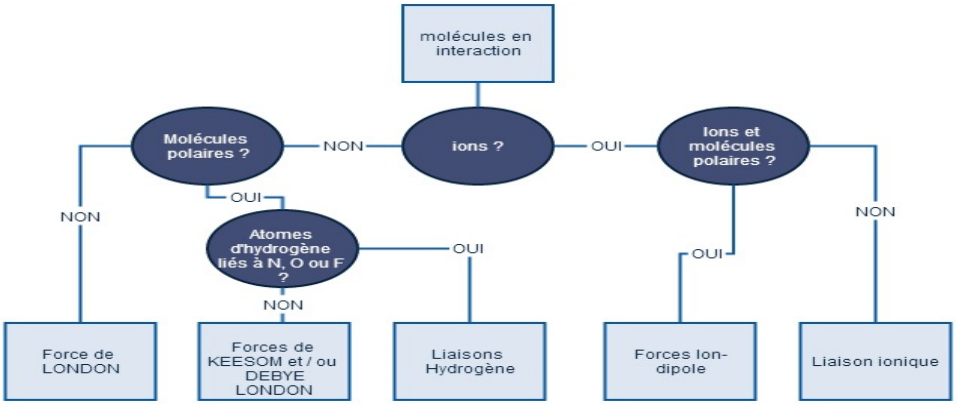




Énergies des forces intermoléculaires

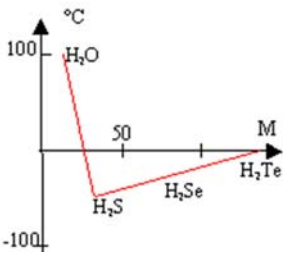
Force	type	Énergie (kJ/mol	exemple
ionique	cation-anion	400-4000	NaCl
Covalent	Partage d'électrons	150-1100	H-H
Métallique	Électrons délocalisés	75-1000	$Fe_{(s)}$
Ion-dipôle	Charge-dipôle	40-600	$Na^{+}...OH_2$
Dipôle-dipôle	Keesom	5-25	HCl…HCl
Ion-dipôle induit	Charge-dipôle induite	3-15	$Fe^{2+}...O_2$
Dipôle-dipôle induit	Debye	2-10	$HCl...Cl_2$
Dipôle instantané-dipôle induit (dispersion)	London	0.05-40	$F_2...F_2$

Les forces intramoléculaires attirent les atomes dans une molécule et sont responsables de la stabilité des molécules ($F_{intermoléculaire} < F_{intramoléculaire}$). Les forces intermoléculaires sont responsables des propriétés de la matière dans sa masse: points de fusion, d'ébullition.



Température d'ébullition

Pour passer de l'état liquide à l'état gazeux, il faut casser les interactions intermoléculaires. Plus ces interactions sont fortes et nombreuses, plus la température d'ébullition est élevée.



Solubilisation et miscibilité

Plus les molécules d'un soluté peuvent donner d'interactions avec celles d'un solvant et plus grande sera la solubilité dans ce solvant - il en est de même pour la miscibilité entre deux liquides.