



Fiche de synthèse n° 1.b

Cohésion de la matière

I. Polarité des molécules

1. Électronégativité d'un atome

L'**électronégativité** d'un atome, notée χ , est une grandeur physique sans dimension qui traduit la capacité de cet atome à attirer à lui le doublet d'électrons d'une liaison dans laquelle il est engagé.

L'échelle de Pauling permet de classer les éléments chimiques selon leur électronégativité.

| | | | | | | | |
|------------|------------|------------|------------|-----------|-----------|------------|----|
| H 2,20 | | | | | | | He |
| Li 0,98 | Be 1,57 | B 2,04 | C 2,55 | N 3,04 | O 3,44 | F 3,98 | Ne |
| Na 0,93 | Mg 1,31 | Al 1,61 | Si 1,90 | P 2,19 | S 2,58 | Cl 3,16 | Ar |

Électronégativité selon PAULING des éléments des trois premières périodes du tableau périodique

Remarque : L'hélium, le néon et l'argon n'étant jamais engagés dans une liaison chimique du fait de leur stabilité, aucune électronégativité n'est définie pour ces éléments.

2. Liaison polarisée

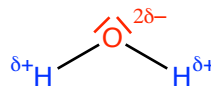
Dans une liaison entre un atome A et un atome B, si A est plus électronégatif que B ($\chi(A) > \chi(B)$) alors A attire davantage à lui les électrons de la liaison A–B. A est alors porteur d'une charge partielle négative δ^- et B porteur d'une charge partielle positive δ^+ . La liaison A–B est dite **polarisée**, on la note $A^{\delta^-}-B^{\delta^+}$.

Exemple :

Dans la liaison O–H, O est plus électronégatif que H ($\chi(O) > \chi(H)$).

O est donc porteur d'une charge partielle négative δ^- et H d'une charge partielle positive δ^+ . La liaison O–H est polarisée et notée $O^{\delta^-}-H^{\delta^+}$.

La molécule d'eau comportant deux liaisons O–H, les charges partielles sont réparties comme ceci :



Remarque : Si la différence d'électronégativité entre les deux atomes d'une liaison est inférieure ou égale à 0,35, alors la liaison est considérée comme non polarisée.

Exemple :

Dans la liaison C–H, la différence d'électronégativité entre l'atome de carbone et l'atome d'hydrogène est très faible :

$$\chi(C) - \chi(H) = 2,55 - 2,20 = 0,35$$

La liaison C–H est donc considérée comme non polarisée.

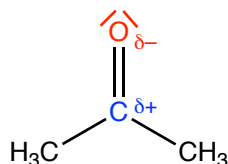


3. Polarité d'une molécule

Une molécule qui comporte une unique liaison polarisée est **polaire**.
Une molécule qui ne comporte aucune liaison polarisée est **apolaire**.

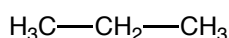
Exemples :

- L'acétone possède une unique liaison polarisée : la liaison double C=O.



L'acétone est donc une molécule polaire.

- Le propane ne possède que des liaisons C-C et des liaisons C-H :



Le propane est donc considéré comme apolaire.

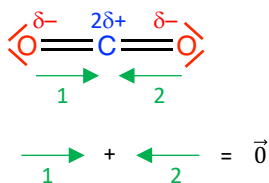
Si une molécule comporte plusieurs liaisons polarisées, elle peut être polaire ou apolaire. Pour le savoir, on peut appliquer la méthode décrite ci-dessous :

- 1 : on représente la molécule en respectant sa géométrie ;
- 2 : on trace, pour chaque liaison polarisée, un vecteur partant de l'atome le plus électronégatif de la liaison vers l'atome le moins électronégatif, autrement dit de l'atome porteur d'une charge partielle négative δ^- vers l'atome porteur d'une charge partielle positive δ^+ .
- 3 : on somme ces vecteurs. Si leur somme est égale au vecteur nul, autrement dit s'ils se compensent, la molécule est apolaire. Si leur somme est différente du vecteur nul, la molécule est polaire.

Exemples :

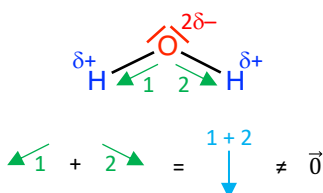
- Le dioxyde de carbone possède deux liaisons polarisées.

Pour savoir si le dioxyde de carbone est polaire ou apolaire, on le représente en respectant sa géométrie linéaire. On trace ensuite, pour chacune des deux liaisons C=O, un vecteur partant de l'atome d'oxygène vers l'atome de carbone.



Puisque les deux vecteurs se compensent, le dioxyde de carbone est apolaire.

- La molécule d'eau possède également deux liaisons polarisées. Cependant, sa géométrie n'est pas linéaire mais coudée. Les vecteurs, tracés pour chacune des deux liaisons depuis l'atome d'oxygène vers l'atome d'hydrogène, ne se compensent pas. La molécule d'eau est donc polaire.



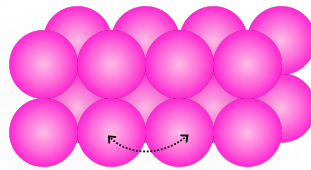


1 Cohésion de la matière

1. Liaisons intermoléculaires

La cohésion des solides moléculaires et des liquides est assurée par les **interactions de van der Waals** : il s'agit d'interactions attractives qui existent entre les molécules (interactions attractives intermoléculaires). Ces interactions s'exercent sur de courtes distances et sont de faible intensité.

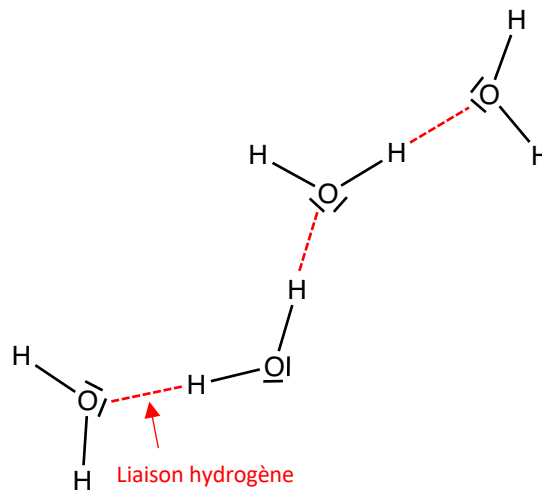
Dans certains cas, la cohésion peut être renforcée par la présence de **liaisons hydrogène**. Une liaison hydrogène est une interaction entre un atome d'hydrogène lié à un atome très électronégatif (donc un atome d'hydrogène porteur d'une charge partielle δ^+) et un autre atome très électronégatif et porteur d'un doublet non liant (en particulier les atomes N, O et F).



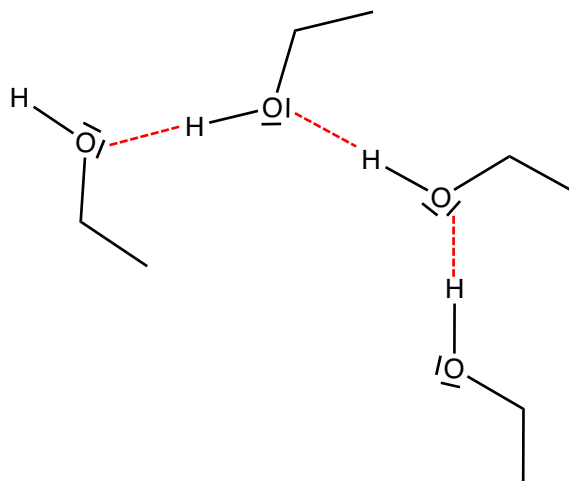
Cohésion assurée par des forces intermoléculaires

Exemples :

- Dans l'eau, à l'état solide ou à l'état liquide, la cohésion entre les molécules résulte notamment de la présence de nombreuses liaisons hydrogène.



- Il en est de même dans l'éthanol.





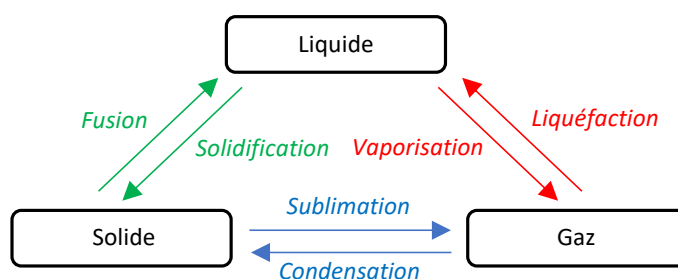
Remarque : Les liaisons hydrogène sont généralement dirigées. Ici dans l'eau ou l'éthanol, les atomes O, H et O sont alignés.

D'un point de vue énergétique, les liaisons hydrogène sont intermédiaires entre les liaisons covalentes et les interactions de van der Waals.

L'énergie d'une liaison covalente est de quelques centaines de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, l'énergie d'une liaison hydrogène de quelques dizaines de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ et celle des interactions de van der Waals de quelques $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ uniquement.

2. Changements d'état

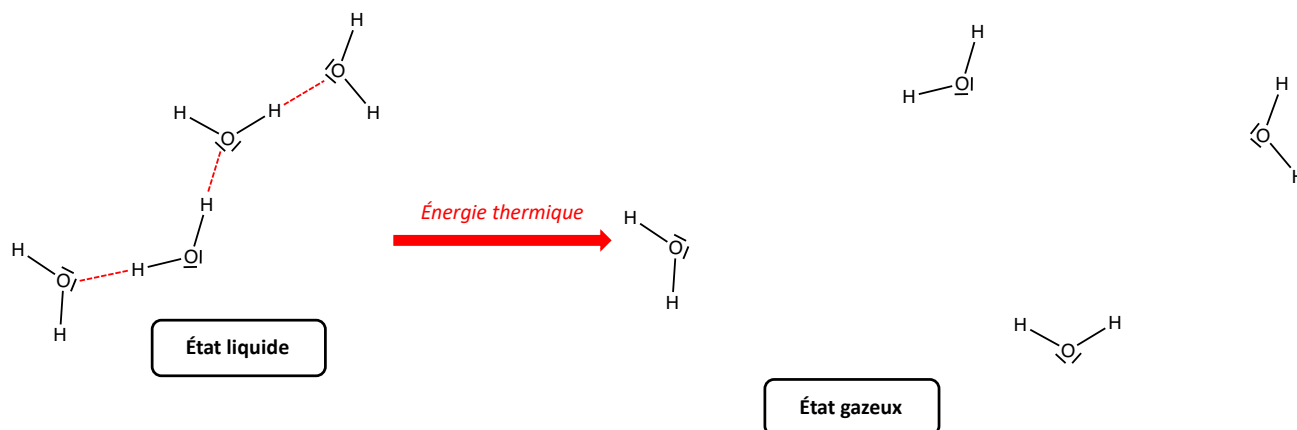
Rappel des différents changements d'état :



Pour faire passer un corps pur d'un état vers un autre état moins ordonné, il faut lui fournir l'énergie nécessaire pour rompre les interactions entre les molécules qui le constituent.

Exemple :

Pour passer de l'eau à l'état liquide à l'eau à l'état gazeux, il faut fournir suffisamment d'énergie pour rompre les liaisons hydrogène entre les molécules.



Plus les interactions intermoléculaires au sein d'un corps sont importantes, plus il faudra fournir d'énergie pour rompre ces interactions et plus les **températures de changement d'état** seront élevées.

Exemple :

La température d'ébullition du propane est de $-42\text{ }^\circ\text{C}$ alors que celle de l'éthanol est de $79\text{ }^\circ\text{C}$.

Seules les interactions de van der Waals assurent la cohésion du propane à l'état liquide, alors que dans le cas de l'éthanol on observe en plus des liaisons hydrogène. Les interactions intermoléculaires au sein de l'éthanol à l'état liquide sont donc bien plus importantes qu'au sein du propane, d'où une température d'ébullition bien plus élevée pour l'éthanol.



Remarque : La masse molaire des molécules tend généralement à augmenter les températures de changement d'état. Ici, le propane et l'éthanol ont des masses molaires assez proches ($44 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ pour le propane et $46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ pour l'éthanol), mais des températures de changement d'état très différentes. Ceci montre bien l'influence des interactions intermoléculaires sur les températures de changement d'état.