

<b>Séquence 5</b>	<h2 style="margin: 0;">Cohésion de la matière</h2>
-------------------	--

**A. Polarité des molécules**

- A.1. *Electronégativité d'un atome* ..... P1
- A.2. *La liaison polarisée* ..... P1
- A.3. *Polarité d'une molécule* ..... P2
- A.4. *Pourquoi connaitre la polarité d'une molécule ?* ..... P2

**B. Cohésion de la matière**

- B.1. *Les différents types d'interactions intermoléculaires* ..... P3
- B.2. *Les températures de changement d'état* ..... P3

**A. Polarité des molécules**

**A.1. Electronégativité d'un atome**

♦ **L'électronégativité** d'un atome, notée  $\chi$  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 (voir figure ci-contre) permet de classer les éléments chimiques selon leur électronégativité.

H 2,1							He
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar

**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.*

**A.2. Liaison polarisée**

• Dans une liaison entre un atome A et un atome B, si A est plus électronégatif que B alors A attire davantage à lui les électrons de la liaison A-B : A est alors porteur d'une charge partielle négative  $\delta^-$  et B porteur d'une charge partielle positive  $\delta^+$ .

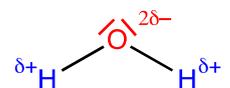
♦ **Une liaison A-B est dite polarisée** lorsqu'elle relie deux atomes ayant une différence d'électronégativité.

**Remarques :**

- Pour avoir une liaison polarisée, il faut que la différence d'électronégativité entre les deux atomes de la liaison soit comprise entre 0,4 et 1,7.
- Si la différence d'électronégativité est inférieure à 0,4, la liaison est non polarisée
- Si la différence d'électronégativité est supérieure à 1,7, la liaison sera ionique

**Exemples :**

(1) La différence d'électronégativité entre l'atome d'oxygène et l'atome d'hydrogène est supérieure à 0,4 :  $\chi(O) - \chi(H) = 3,5 - 2,1 = 1,4$  ↪ la liaison O-H est donc polarisée O est donc porteur d'une charge partielle négative  $\delta^-$  et H d'une charge partielle positive  $\delta^+$ .



(2) La différence d'électronégativité entre l'atome de carbone et l'atome d'hydrogène est très faible :  $\chi(C) - \chi(H) = 2,5 - 2,1 = 0,4$  ↪ La liaison C-H est donc considérée comme non polarisée.

(3) La différence d'électronégativité entre l'atome de sodium et l'atome de chlore est supérieure à 1,7 :  $\chi(Cl) - \chi(Na) = 3,0 - 0,9 = 2,1$  ↪ La liaison Na-Cl est donc une liaison ionique dans le chlorure de sodium NaCl

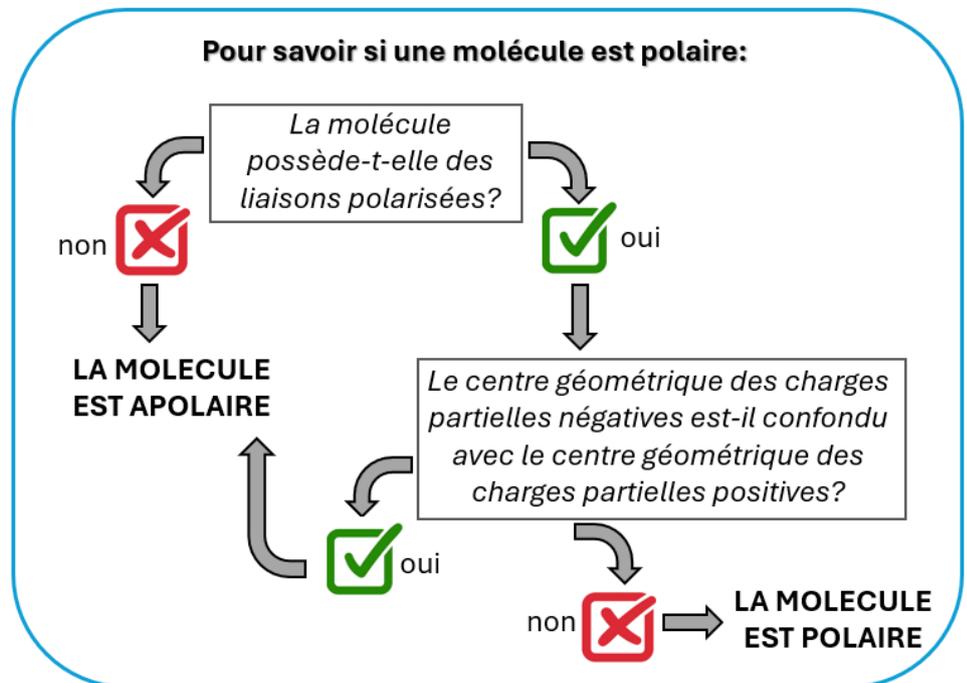
### A.3. Polarité d'une molécule

• La polarité d'une molécule indique comment les charges électriques négatives et positives sont réparties dans la molécule. Cette répartition dépend de l'électronégativité des atomes composant la molécule et de sa géométrie.

↳ Lorsque les charges sont réparties de façon asymétrique, **la molécule sera dite polaire.**

↳ Lorsque les charges sont réparties de façon symétrique, **la molécule sera dite non polaire ou apolaire.**

La polarité influe sur un certain nombre de caractéristiques physiques (*tension superficielle, températures de changement d'état, solubilité.....*) ou chimiques (*réactivité des molécules, affinité entre molécules...*)



### A.4. Pourquoi connaître la polarité d'une molécule ?

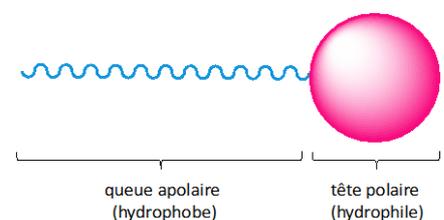
- Pourquoi le sucre se dissout-il dans l'eau et pas dans le cyclohexane ?
- Pourquoi certains détachants sont-ils efficaces sur certaines tâches et pas sur d'autres ?
- Pourquoi lors d'une chromatographie, certaines espèces montent plus rapidement que d'autres ?
- Pourquoi l'huile ne se mélange-t-elle pas avec l'eau ? .....

**Toute une histoire de polarité....**

- ♦ La solubilité d'une espèce chimique dépend de l'affinité avec le solvant dans lequel elle est dissoute.
- **Les espèces polaires** (espèces dites **hydrophiles**-ou **lipophobes**-) sont généralement solubles dans un solvant polaire.
- **Les espèces apolaires** (espèces dites **hydrophobes**-ou **lipophiles**-) ont peu d'interactions avec les solvants polaires et sont plus solubles dans les solvants organiques apolaires.

#### Remarque :

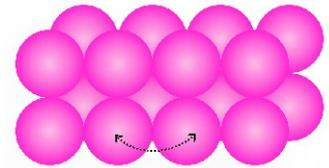
- Une espèce **amphiphile** (illustrée ci-contre) possède à la fois une partie hydrophile (tête polaire) et une partie hydrophobe (queue apolaire). Elle pourra donc être soluble dans les solvants polaires et dans les solvants apolaires



## B. Cohésion de la matière

### B.1. Différents types d'interactions intermoléculaires

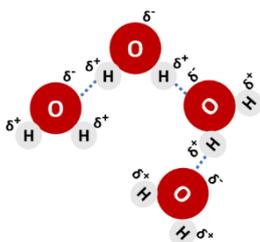
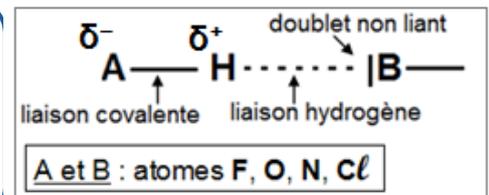
♦ La cohésion des solides moléculaires et des liquides est assurée par **les interactions de van der Waals** : il s'agit d'interactions attractives qui existent entre les molécules (interactions attractives intermoléculaires). Ces interactions s'exercent sur de courtes distances et sont de faible intensité.



Cohésion assurée par des forces intermoléculaires

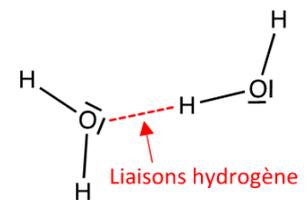
• Dans certains cas, la cohésion peut être renforcée par la présence de **liaisons hydrogène** :

♦ 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  $\delta^+$ ) et un autre atome très électronégatif et porteur d'un doublet non liant (en particulier les atomes N, O et F).



**Exemple :**

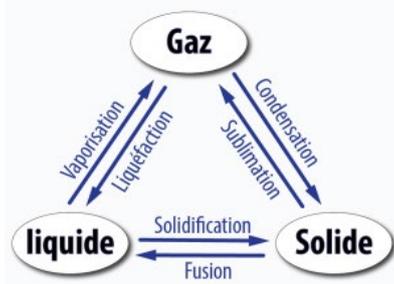
Dans l'eau, à l'état solide ou à l'état liquide, la cohésion entre les molécules résulte notamment de la présence de nombreuses liaisons hydrogène.



.....: liaison hydrogène

• Les liaisons covalentes sont les plus résistantes et les interactions de Van Der Waals sont les interactions les plus faciles à détruire

Energie d'une liaison covalente	quelques centaines de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Energie d'une liaison hydrogène	quelques dizaines de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Energie des interactions de van der Waals	quelques $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ uniquement

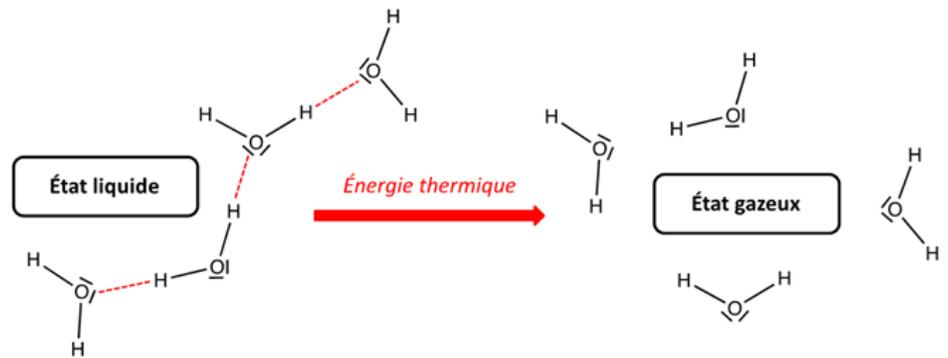


### B.2. Température et énergie de changements d'état

• Pour faire passer un corps pur d'un état ordonné, vers un état moins ordonné, il faut lui fournir l'énergie nécessaire pour casser toutes 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  $-42\text{ °C}$  alors que celle de l'éthanol est de  $79\text{ °C}$ .

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 : il faut fournir donc plus d'énergie pour les rompre, 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.