

## Les liaisons intermoléculaires

Nous avons vu que la température de changement d'état dépendait de la force des liaisons qui existaient entre les particules.

Nous savons par ailleurs qu'à température ambiante (20°C), certains corps purs formés de molécules sont liquides (cas de l'eau) alors que d'autres corps purs sont gazeux (cas du méthane). Ces différences sont dues à la nature des liaisons qui existent entre les molécules...

### I. Electronégativité de quelques atomes :

On a défini la liaison covalente comme une mise en commun équitable d'un doublet d'électrons. En réalité, certains atomes ont davantage tendance à attirer les électrons. La grandeur physique qui quantifie cette capacité à attirer les électrons est nommée l'électronégativité. C'est une grandeur qui n'a pas d'unité.

H 2,2							He 0
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne 0
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,9	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar 0

### II. Polarisation d'une liaison et électronégativité :

En fonction de la différence d'électronégativité entre les atomes, la liaison interatomique varie entre deux extrêmes :

- quand la différence d'électronégativité est supérieure à 1,7 la liaison devient ionique pure : les atomes ne partagent plus un doublet, mais s'ionisent : le moins électronégatif cédant un ou plusieurs électrons au plus électronégatif

Exemple : liaison Sodium – Chlorure :

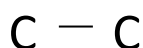


- quand la différence d'électronégativité est intermédiaire (entre 0,4 et 1,7), la liaison est qualifiée de covalente polarisée : chacun des atomes porte une charge partielle positive ou négative



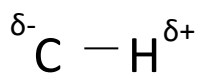
Exemple : liaison Oxygène – Hydrogène :

- quand la différence d'électronégativité est inférieure à 0,4, les charges partielles sont nulles : le doublet électronique est réparti équitablement entre les atomes, la liaison est dite covalente pure

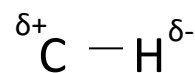


exemple liaison carbone – carbone :

Cependant, du fait de la mobilité des électrons autour des noyaux des deux atomes, la liaison peut être polarisée de façon intermittente, soit dans un sens, soit dans l'autre. Cette polarisation n'est toutefois pas « durable ».



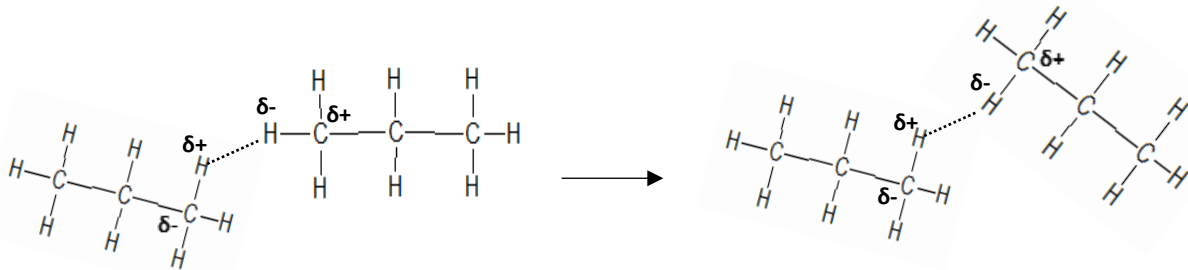
ou



### III. Liaisons de Van der Waals

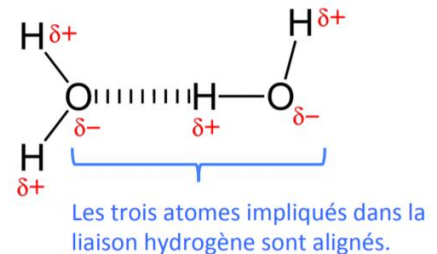
- La liaison de Van der Waals est une **liaison intermoléculaire faible** : elle se manifeste entre 2 molécules qui possèdent des liaisons covalentes pures ou covalentes polarisées. C'est une liaison éphémère qui se crée et se rompt en fonction des changements de polarisation des liaisons intramoléculaires.

Exemple : la liaison C – H à l'intérieur d'une molécule n'est polarisée que de façon intermittente et conduit à des liaisons intermoléculaires éphémères et faibles



### IV. La liaison hydrogène

La liaison Hydrogène est une **liaison intermoléculaire plus forte que la liaison de Van der Waals mais plus faible que des liaisons covalentes ou ioniques** : elle se manifeste entre un atome d'hydrogène H lié à un atome X très électronégatif (N, O ou F), et un atome Y possédant un doublet non liant (F, O ou N) :



### V. Tableau récapitulatif :

Nom de liaison	Nature	Description	Force la liaison
Liaison covalente	Intramoléculaire	Mise en commun d'électrons	++++++
Liaison ionique	Intra-édifice	Interaction électrostatique entre ions du cristal	+++
Liaison hydrogène	Inter-moléculaire	Interaction électrostatique entre charges partielles portées par des atomes impliqués dans une liaison covalente polarisée durablement	++
Liaison de Van der Waals	Inter-moléculaire	Interaction électrostatique entre charges partielles portées par des atomes impliqués dans une liaison covalente polarisée de façon intermittente.	+

## VI. Questions

1. On donne le tableau des températures de fusion de quelques espèces chimiques moléculaires :

Espèce chimique	Méthane	Chlorure d'hydrogène	Ammoniac
Formule	CH <sub>4</sub>	HCl	NH <sub>3</sub>
Température de fusion (°C)	- 182	- 114	- 77

- a. Pourquoi la molécule de méthane a-t-elle la température de fusion la plus basse ?  
b. Quel type de liaisons s'établissent entre 2 molécules de HCl ? entre 2 molécules de NH<sub>3</sub> ? Justifier. Faire un schéma de chaque situation.  
c. Pourquoi l'ammoniac a-t-il la température de fusion la plus élevée ?
2. On donne dans le tableau ci-dessous les températures d'ébullition de quelques alcanes linéaires (alcanes dont la chaîne carbonée ne comporte pas de ramification) :

Formule brute	Alcane	$\theta_{eb}$ (°C)
CH <sub>4</sub>	Méthane	- 161,7
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	Ethane	- 88,6
C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	Propane	- 42,1

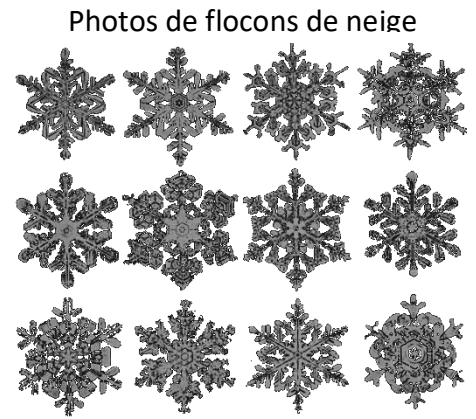
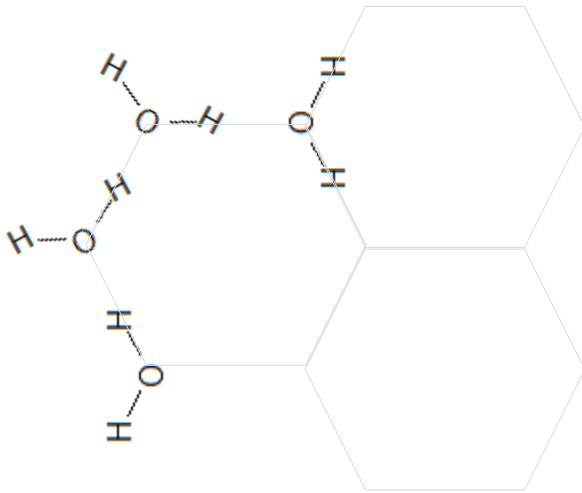
Formule brute	Alcane	$\theta_{eb}$ (°C)
C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	Butane	- 0,5
C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	Pentane	36,1
C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	Hexane	68,7

- a. Comment expliquer l'évolution de la température d'ébullition en fonction du nombre d'atomes de carbone ?  
b. Le décane est un alcane linéaire de formule brute C<sub>10</sub>H<sub>22</sub>. Quelle hypothèse peut-on formuler à propos de son état physique à température ambiante ?
3. Voici les températures d'ébullition de quelques alcools linéaires

Formule brute	Alcool	$\theta_{eb}$ (°C)
CH <sub>3</sub> OH	Méthanol	65
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	Ethanol	78
C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> OH	Propanol	97

Formule brute	Alcool	$\theta_{eb}$ (°C)
C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> OH	Butanol	117
C <sub>5</sub> H <sub>11</sub> OH	Pentanol	138
C <sub>6</sub> H <sub>13</sub> OH	Hexanol	157

- a. Justifier l'évolution de la température d'ébullition des alcools en fonction du nombre d'atomes de carbone de leur chaîne carbonée.  
b. Quelle différence constate-t-on entre la température d'ébullition de l'alcane et celle de l'alcool ayant la même longueur de chaîne carbonée ? Expliquer cette différence
4. Quel type de liaisons existent entre les molécules d'eau dans la glace ?  
Indiquer en pointillé sur le schéma les liaisons hydrogène qui se forment entre les molécules ; compléter le schéma en dessinant d'autres molécules d'eau qui montre une organisation en un véritable réseau cristallin.



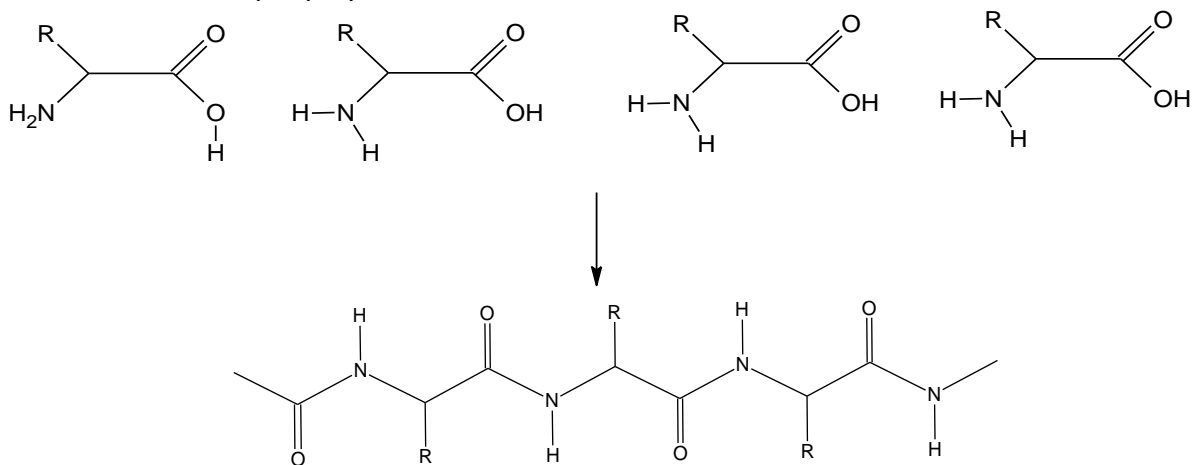
Les flocons de neige sont des cristaux dont la croissance se fait prioritairement suivant les axes les plus « solides ». Mettre en relation l'organisation des molécules et la forme des flocons.

### 5. Le fil de soie

Avec une densité de seulement 1,36, la soie compte parmi les fibres naturelles les plus légères. L'élasticité de la soie est due à ses propriétés hygrométriques : elle peut absorber de l'eau (jusqu'à 30 % de son propre poids).

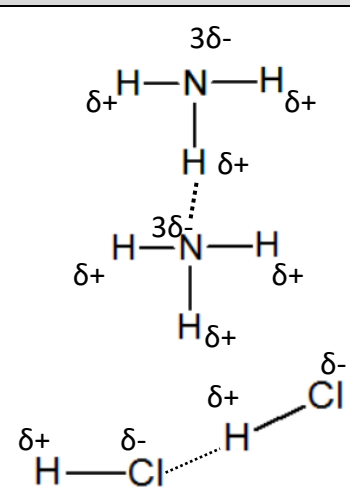
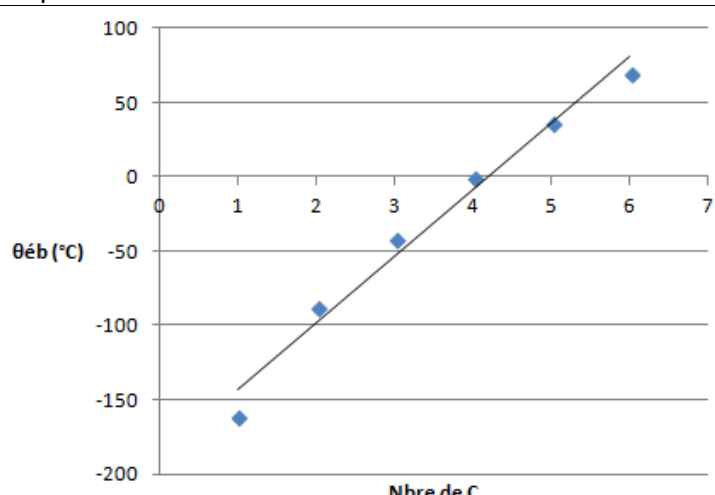
A section égale, la ténacité de la soie, particulièrement impressionnante, avoisine celle de l'acier ; un fil de 1 mm de diamètre peut ainsi supporter sans rompre un poids de 45 kg.

La soie est obtenue par polymérisation d'un acide aminé, selon la réaction modélisée ci-contre :



Expliquer :

- Les propriétés absorbantes de la soie
- La façon dont se combinent les différentes molécules pour former des fils de soie. Justifier la solidité d'un tel fil.

Liaison intermoléculaire et température de fusion		
1.	<p>Les liaisons entre N et H dans la molécule d'ammoniac sont polarisées car la différence d'électronégativité est <math>\Delta X = 3,04 - 2,2 = 0,84</math> supérieure à 0,4. Il s'établit des liaisons hydrogène entre les molécules :</p> <p>Les liaisons entre H et Cl dans la molécule de chlorure d'hydrogène sont également polarisées car <math>\Delta X = 3,16 - 2,2 = 0,96</math> supérieure à 0,4. Il s'établit des liaisons hydrogène entre les molécules.</p>	 <p style="text-align: right;">* *</p> <p style="text-align: right;">* *</p>
	<p>La différence d'électronégativité entre C et H est <math>\Delta X = 0,35</math> inférieure à 0,4. Les liaisons ne sont pas polarisées et les liaisons de qui s'établissent entre molécules sont très faibles. La température de fusion est très faible.</p>	* *
	<p>La molécule d'ammoniac peut établir 3 liaisons H avec 3 autres molécules. Les liaisons intermoléculaires sont donc beaucoup plus nombreuses entre molécules <math>\text{NH}_3</math> qu'entre molécules HCl. La température de fusion de l'ammoniac est donc plus élevée que celle de HCl.</p>	* *
2.	 <p>a. La température d'ébullition augmente de manière quasi-linéaire avec le nombre d'atomes de carbone linéaires L'intensité des forces d'interaction de Van der Waals augmentent avec la longueur de la chaîne carbonée : plus la chaîne de carbone est longue, plus de liaisons de Van der Waals peuvent s'établir.</p> <p>b. Le décane est liquide à température ambiante car il contient 10 atomes de carbone (<math>T_{\text{eb}} = 174^\circ\text{C}</math>).</p>	
3.	<p>a. Dans une même famille de composés organiques, la température d'ébullition augmente avec les longueurs de la chaîne carbonée. Celles des alcools sont (à longueur de chaîne équivalente) plus élevées que celles des alcanes. Cela s'explique par la présence de nombreuses liaisons hydrogène qui s'établissent entre les groupes <math>-\text{OH}</math> de 2 molécules voisines. Ces liaisons hydrogène sont beaucoup plus fortes que les liaisons de Van der Waals existant entre les alcanes.</p>	