

Cohésion de la matière

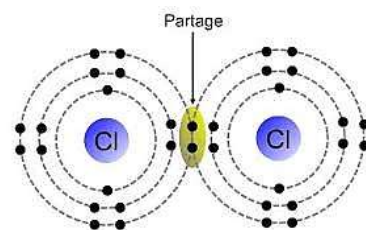
I. Liaisons intra-édifice chimique – liaisons « chimiques »

1. Dans les molécules :

Dans les molécules, la cohésion entre les atomes est assurée par des liaisons covalentes.

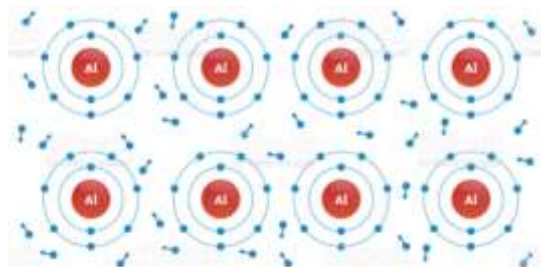
La liaison covalente est une mise en commun d'électrons entre 2 atomes.

Chaque atome de la liaisons satisfait la règle de l'octet.



2. Dans les métaux :

La cohésion entre atomes de même nature est assurée par une mise en commun globale d'électrons. Chaque atome du métal met en commun 1 ou 2 électrons avec les autres atomes.

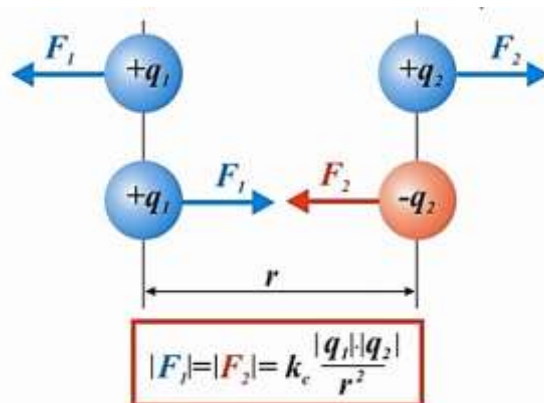


3. Dans les composés ioniques :

Dans les composés ioniques, la cohésion entre ions est assurée par l'interaction électrostatiques entre les ions.

Application : Calculer la valeur de la force électrostatique qui existe entre :

- un ion chlorure et ion sodium dans le cristal de chlorure de sodium
- deux ions chlorure



Données :

Composés	$\theta_{\text{fusion}} \text{ (t}^\circ\text{C)}$	Rayon de l'ion X^- (pm)	Rayon de l'ion sodium (pm)
NaCl	801	$r_{Cl^-} = 180$	$r_{Na^+} = 102$

Charge élémentaire correspondant à « 1+ » : $e = +1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$

$1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$

$K_e = 9,0 \times 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$

Maille du chlorure de sodium	Rappel mathématique :
Seuls les ions Na^+ et Cl^- adjacents sont en contact	

II. Liaisons intermoléculaires – liaisons « physiques »

Les liaisons physiques sont les liaisons qui existent entre molécules. Elles assurent la cohésion de cristaux moléculaires comme la glace assurée par des liaisons entre molécules d'eau, les morceaux de sucre (liaisons entre molécules de saccharose), ...

1. 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

2. 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 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 : $C - C$

- 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

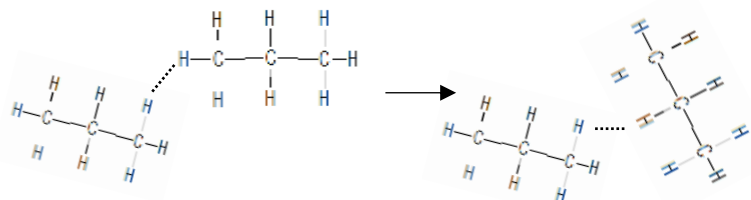
Exemple : liaison Oxygène – Hydrogène : $\delta^- O - H^{\delta+}$

- 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

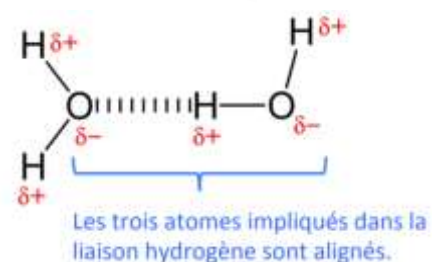
Exemple : liaison Sodium – Chlorure : $Na^+ Cl^-$

3. Liaisons de Van der Waals et liaison hydrogène

- La liaison de Van der Waals est une **liaison intermoléculaire** : elle se manifeste entre 2 molécules qui possèdent des liaisons covalentes pures ou covalentes polarisées. Elle est souvent éphémère car elle n'apparaît que lorsque des liaisons se polarisent brièvement.



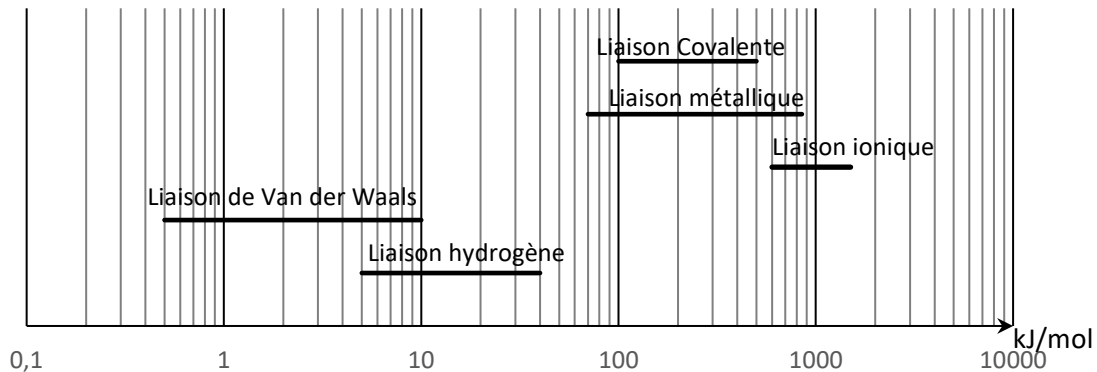
- La liaison Hydrogène est une **liaison intermoléculaire** : elle se manifeste entre un atome d'hydrogène H lié à un atome X très électronégatif (N, O ou F), et un atome Y possédant un doublet non liant (F, O ou N) :



III. Nature des liaisons et cohésion

La cohésion s'un édifice chimique est déterminée par l'énergie de liaison des particules qui constituent cet édifice.

L'énergie de la liaison correspond à l'énergie qu'il faut apportée pour casser 1 mole de liaison entre 2 particules. Elle se mesure en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.



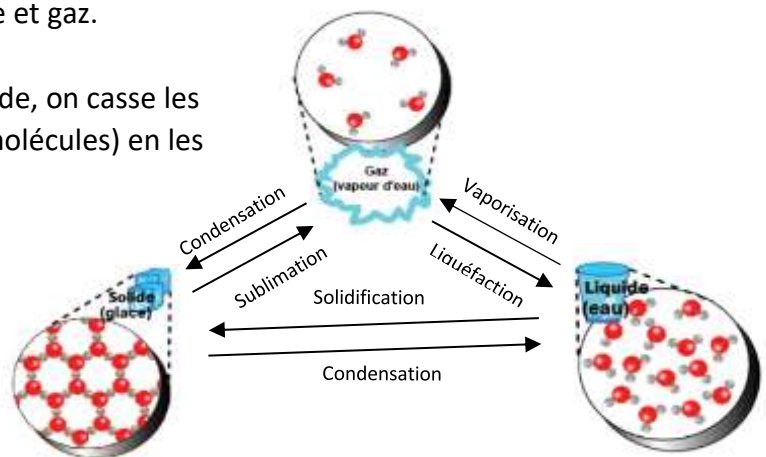
- Entourer les liaisons chimiques dans une couleur et les liaisons physiques dans une autre couleur.
- Classer les différents types de liaisons par ordre de cohésion décroissante.
- Comparer
 - la plus forte liaison ionique et la plus forte liaison covalente
 - la plus forte liaison physique et la moins forte liaison chimique (préciser leur nature)
 - la liaison hydrogène moyenne et la liaison de Van der Waals moyenne

IV. Cohésion d'un solide et température de fusion :

Il existe 3 états de la matière : solide, liquide et gaz.

Lorsqu'on passe de l'état solide à l'état liquide, on casse les liaisons qui existent entre particules (ions/molécules) en les agitant.

Plus la température de fusion d'un solide est élevée, plus les liaisons qui existent entre particules (ions/molécules) sont fortes.



- Attribuer les températures de fusion aux composés chimiques du tableau suivant. Expliquer dans chaque cas ce qui arrive au composé lors de sa fusion.

Chlorure de sodium	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	660 °C
Aluminium	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	0°C
dioxygène	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	-219 °C
Sucre	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	800 °C
Glace	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>	186 °C

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

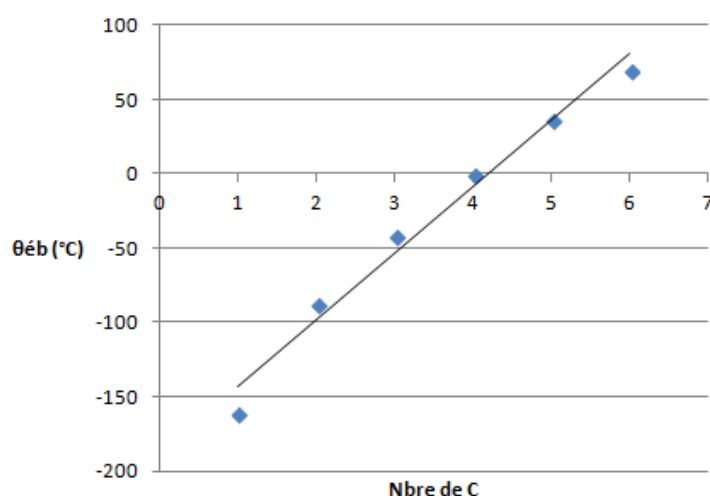
Espèce chimique	Méthane	Chlorure d'hydrogène	Ammoniac
Formule	CH ₄	HCl	NH ₃
Température de fusion (°C)	- 182	- 114	- 77

- Pourquoi la molécule de méthane a-t-elle la température de fusion la plus basse ?
 - Quel type de liaisons s'établissent entre 2 molécules de HCl ? entre 2 molécules de NH₃ ? Justifier. Faire un schéma de chaque situation.
 - Pourquoi l'ammoniac a-t-il la température de fusion la plus élevée ?
3. Les alcanes sont des hydrocarbures issus de la distillation du pétrole, formés d'atomes de carbone et d'hydrogène. Ils servent de carburant parce que leur combustion dégage beaucoup d'énergie.

Formule brute	Alcane
CH ₄	Méthane
C ₂ H ₆	Ethane
C ₃ H ₈	Propane

Formule brute	Alcane
C ₄ H ₁₀	Butane
C ₅ H ₁₂	Pentane
C ₆ H ₁₄	Hexane

Température d'ébullition en fonction du nombre d'atomes de carbone dans un alcane :



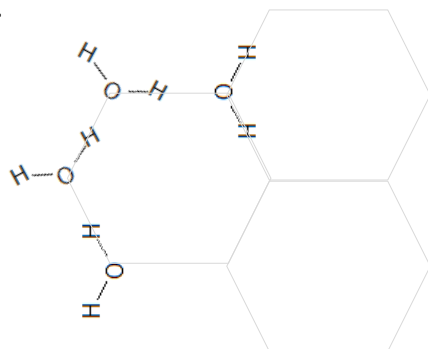
- Comment expliquer l'évolution de la température d'ébullition en fonction du nombre d'atomes de carbone ?
 - Le décane est un alcane linéaire de formule brute C₁₀H₂₂. Quelle hypothèse peut-on formuler à propos de son état physique à température ambiante ?
 - La paraffine de bougie est constituée de molécules d'alcanes à chaîne linéaire. Que pouvez-vous dire sur la longueur de la chaîne carbonée de la paraffine de bougie ? Argumenter.
4. Voici les températures d'ébullition de quelques alcools linéaires

Formule brute	Alcool	θ _{eb} (°C)
CH ₃ OH	Méthanol	65
C ₂ H ₅ OH	Ethanol	78
C ₃ H ₇ OH	Propanol	97

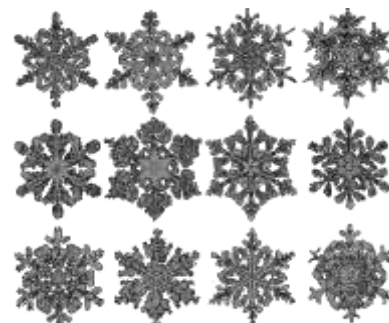
Formule brute	Alcool	θ _{eb} (°C)
C ₄ H ₉ OH	Butanol	117
C ₅ H ₁₁ OH	Pentanol	138
C ₆ H ₁₃ OH	Hexanol	157

- Justifier l'évolution de la température d'ébullition des alcools en fonction du nombre d'atomes de carbone de leur chaîne carbonée.
- 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

5. 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.



Photos de flocons de neige



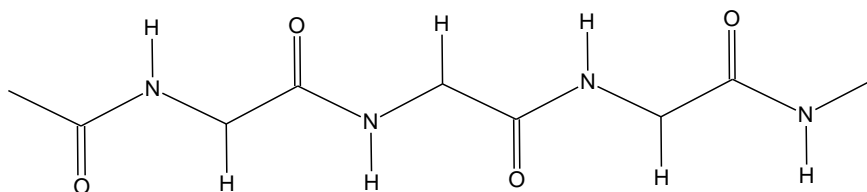
Les flocons de neige sont des cristaux dont la croissance se fait prioritairement suivant les axes les plus « solides ». Mettre en relation l'organisation des molécules et la forme des flocons.

6. 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.

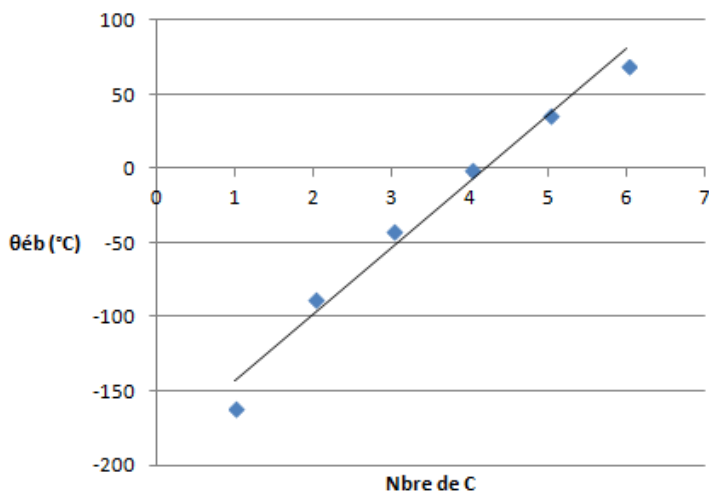
La soie est formée de molécules très longues :



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.

Malachite			
	La formule rend compte de la neutralité du composé : Formule de l'ion hydroxyde : OH ⁻ Formule de l'ion carbonate : CO ₃ ²⁻ (+2) × n + (-2) × 1 + (-1) × 2 = 0 d'où $n = \frac{4}{2} = 2$	** **	
Liaison ionique et température de fusion			
1.	$d_{Na-cl} = r_{Na^+} + r_{Cl^-}$ A.N. $d_{Na-cl} = 282 \text{ pm}$	**	
2.	$d_{Cl-Cl} = \frac{a}{\sqrt{2}}$ or $a = 2 \cdot d_{Na-cl}$ donc $d_{Cl-Cl} = \sqrt{2} \cdot d_{Na-cl}$ A.N. $d_{Na-cl} = 399 \text{ pm}$	**	
3.	$F_{Cl-Cl} = K \cdot \frac{e^2}{d_{Cl-Cl}^2}$ A.N. $F_{Cl-Cl} = 9,00 \times 10^9 \times \frac{(1,60 \times 10^{-19})^2}{(399 \times 10^{-12})^2} = 1,44 \times 10^{-9} \text{ C}$	**	
4.	- entre 1 ion Na ⁺ et 1 ion Cl ⁻ : Interaction attractive car charges opposées - entre 2 ions Cl ⁻ : interaction répulsive car charges identiques L'interaction attractive entre les Na ⁺ et Cl ⁻ est deux fois plus forte que l'interaction répulsive entre 2 ions Cl ⁻ . C'est donc l'attraction entre les ions Na ⁺ et Cl ⁻ qui assure la cohésion du cristal.	**	
5.	Au cours de la fusion, le cristal se disloque et les forces qui assurent la cohésion du cristal sont rompues. Comme ces forces sont plus faibles pour l'iodure de sodium, il est plus facile de faire fondre ce composé ionique que le chlorure de sodium. La température de fusion de l'iodure de sodium est donc plus basse que celle du chlorure de sodium.	**	
Liaison intermoléculaire et température de fusion			
1.	Les liaisons entre N et H dans la molécule d'ammoniac sont polarisées car la différence d'électronégativité est $\Delta X = 3,04 - 2,2 = 0,84$ supérieure à 0,4. Il s'établit des liaisons hydrogène entre les molécules : Les liaisons entre H et Cl dans la molécule de chlorure d'hydrogène sont également polarisées car $\Delta X = 3,16 - 2,2 = 0,96$ supérieure à 0,4. Il s'établit des liaisons hydrogène entre les molécules.		** **
2.	La différence d'électronégativité entre C et H est $\Delta X = 0,35$ 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.	**	
3.	La molécule d'ammoniac peut établir 3 liaisons H avec 3 autres molécules. Les liaisons intermoléculaires sont donc beaucoup plus nombreuses entre molécules NH ₃ qu'entre molécules HCl. La température de fusion de l'ammoniac est donc plus élevée que celle de HCl.	**	



- 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.
- Le décane est liquide à température ambiante car il contient 10 atomes de carbone ($T_{eb} = 174^{\circ}\text{C}$).
- La paraffine est solide à température ambiante. Sa température d'ébullition est donc très supérieure à 100°C .
La paraffine contient plus de 10 atomes de carbone ($\text{C}_{25}\text{H}_{52}$).

- 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 $-\text{OH}$ de 2 molécules voisines. Ces liaisons hydrogène sont beaucoup plus fortes que les liaisons de Van der Waals existant entre les alcanes.

