



Fiche de synthèse n° 1.c

Cohésion de la matière

1. Polarité des espèces chimiques.

1.1. Électronégativité d'un atome et liaison polarisée.

L'**électronégativité** d'un atome traduit sa capacité à attirer à lui le doublet d'électrons d'une liaison dans lequel il est engagé.

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

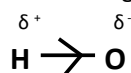
H 2,1							He
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar

*Echelle d'électronégativité de PAULING pour les premiers éléments chimiques
du tableau périodique
(en unité atomique de moment dipolaire : 1 u.a.m.d = 2,54 Debye)*

Si la **différence d'électronégativité** entre les deux atomes engagés dans la liaison est supérieure à 0,4 alors la liaison est polarisée. Le doublet d'électrons de la liaison est alors plus proche de l'atome le plus électronégatif ce qui induit des charges électriques partielles :

- l'atome le plus électronégatif porte une charge électrique partielle négative notée δ^- .
- l'autre atome présente une lacune électronique traduite par une charge électrique partielle positive notée δ^+ .

Exemple : La différence d'électronégativité entre les atomes d'oxygène O et d'hydrogène H vaut: $(3,5 - 2,1) = 0,6 > 0,4$
L'atome d'oxygène O étant le plus électronégatif, il attire vers lui le doublet d'électrons de la liaison et porte la charge électrique partielle δ^- . L'atome d'hydrogène H porte alors la charge électrique δ^+ ce que l'on note:



Si la différence d'électronégativité entre les deux atomes engagés dans la liaison est inférieure à 0,4 ou si les deux atomes engagés dans la liaison sont identiques alors la liaison est non polarisée.



1.2. Polarité d'une molécule à partir de sa géométrie.

Lorsque dans une molécule, le centre géométrique des charges partielles positives (δ^+) noté G^+ n'est pas confondu avec celui des charges partielles négatives (δ^-) noté G^- , la molécule est dite **polaire**.

Lorsque dans une molécule, le centre géométrique des charges partielles positives (δ^+) noté G^+ est confondu avec celui des charges partielles négatives (δ^-) noté G^- , la molécule est dite **apolaire**.

Remarque : La présence d'atomes d'électronégativités différentes est une condition nécessaire mais non suffisante pour qu'une molécule soit polaire.

Exemple :

<p>G^+ et G^- ne sont pas confondus: La molécule d'eau est POLAIRE</p>	<p>G^+ et G^- sont confondus: La molécule de tétrachlorométhane est APOLAIRE</p>	<p>Pas de liaison polarisée: La molécule de méthane est APOLAIRE</p>

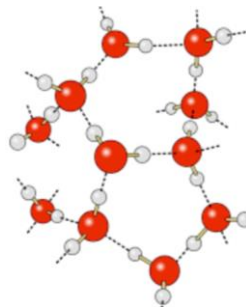
2. Cohésion de la matière.

2.1. Différents types d'interaction intermoléculaire.

La cohésion des solides moléculaires est assurée par **les interactions de Van der Waals** : ce sont des interactions intermoléculaires attractives de courte distance et dont l'intensité est faible.

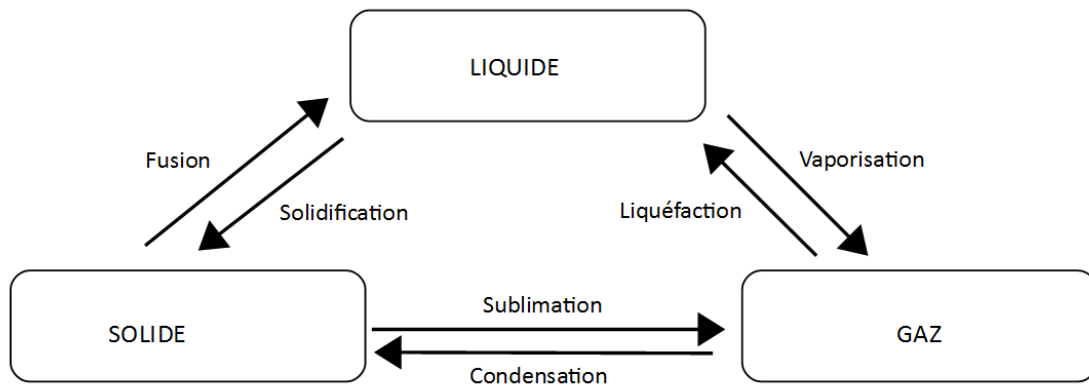
Dans certains cas, la cohésion peut être renforcée par la présence de **les liaisons hydrogène** : ce sont des liaisons intermoléculaires entre un atome d'hydrogène H portant une charge électrique partielle δ^+ et un atome très électronégatif porteur d'un doublet non liant (F, O, N, Cl) d'une autre molécule. Elles sont représentées par des traits en pointillés entre les atomes.

Exemple : liaisons hydrogène entre molécules d'eau





2.2. Température et énergie de changement d'état.



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

Les températures et énergies de changements d'état d'un corps pur sont d'autant plus élevées que :

- les molécules possèdent **une longue chaîne carbonée** (plus difficile de mettre en mouvement).
- les molécules peuvent établir **des liaisons hydrogène** entre elles (augmente le nombre de liaisons intermoléculaires).