



Différents types de solides

Ex 1-1. Forces de London et leurs effets

En appliquant les compétences acquises dans le chapitre sur la liaison chimique et la géométrie moléculaire, (1^{ère} année) tous ces composés devraient être **non polaires**, de sorte qu'ils ne peuvent contenir que **des forces de dispersion**. Plus la molécule est grande, plus les forces de dispersion sont importantes.

Les masses molaires de CH_4 , SiH_4 , GeH_4 et SnH_4 sont d'environ 16 g.mol^{-1} , 32 g.mol^{-1} , 77 g.mol^{-1} , et 123 g.mol^{-1} , respectivement. Par conséquent, le CH_4 devrait avoir le plus bas point d'ébullition et SnH_4 le plus haut point d'ébullition. Le classement du point d'ébullition le plus bas au plus élevé devrait être :



Ex 1-2 : Forces dipôle-dipôle et leurs effets

CO et N_2 sont tous deux des molécules diatomiques avec des masses d'environ 28 uma, ils subissent donc des forces de dispersion londoniennes similaires.

Parce que le CO est une molécule **polaire**, il présente l'attraction dipôle-dipôle.

Parce que N_2 est **non polaire**, ses molécules ne peuvent pas présenter d'attraction dipôle-dipôle.

L'attraction dipôle-dipôle entre les molécules de CO est comparativement plus forte que les forces de dispersion entre les molécules N_2 **non polaires**, de sorte que le CO devrait avoir un point d'ébullition plus élevé.

Ex 1-3 : Effet de la liaison hydrogène sur les points d'ébullition

Les formes de CH_3OCH_3 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ et $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ prédites par VSEPR sont similaires, de même que leurs masses molaires (46 g/mol , 46 g/mol et 44 g/mol , respectivement), ils présenteront des forces de dispersion similaires. Puisque $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ est non polaire, il ne peut présenter que des forces de dispersion. Comme le CH_3OCH_3 est polaire, il connaîtra également des attractions dipolaires-dipolaires. Enfin, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ a un groupe $-\text{OH}$, et donc il présente l'attraction particulièrement forte connue sous le nom de liaison hydrogène. Ainsi, l'ordre en termes de résistance des FMI, et donc des points d'ébullition, est $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 < \text{CH}_3\text{OCH}_3 < \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. Le point d'ébullition du propane est $-42,1^\circ \text{C}$, le point d'ébullition de l'éther diméthylé est $-24,8^\circ \text{C}$, et le point d'ébullition est de l'éthanol à $78,5^\circ \text{C}$.

Ex 1-4. Températures de fusion

La substance possédant la température de fusion la plus basse correspond à la molécule qui établit les interactions attractives les moins intenses avec les molécules voisines. La substance possédant la température de fusion la plus haute correspond à la molécule qui établit les interactions attractives les plus intenses avec les molécules voisines. Ainsi, l'hélium qui est une substance monoatomique (de **faible volume** et donc **faiblement polarisable**), apolaire, établit de faibles interactions avec les atomes d'hélium voisins. La température de fusion sera la plus basse. L'acide éthanóïque est **une molécule volumineuse** (donc **fortement polarisable**), **polaire**, et pour laquelle on peut observer l'établissement de **liaisons hydrogène**. Les interactions entre molécules d'acide éthanóïque semblent les plus intenses : il s'agit que la substance qui possède la température de fusion la plus élevée.

Ex 1-5. Les forces de Van Der Waals et la solubilité

1) Il faut commencer par déterminer si les composés en question sont polaires ou non polaires. On applique ensuite la règle du "**qui se ressemble s'assemble**".

- $\text{I}_2(\text{sd})$: non polaire, facilement polarisable.
- $\text{H}_2\text{O}(\text{liq})$: polaire.
- $\text{CCl}_4(\text{liq})$: non polaire.

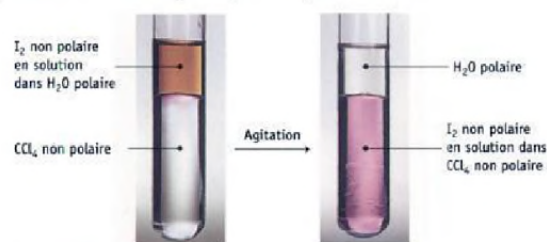
$\text{I}_2(\text{sd})$ et $\text{H}_2\text{O}(\text{liq})$: l'eau peut induire un dipôle dans l'iode : **interactions dipôle permanent -dipôle induit**.

$\text{I}_2(\text{sd})$ et $\text{CCl}_4(\text{liq})$: seules des **forces de dispersion de London** (FDL) peuvent être présentes entre l'iode et le tétrachlorure de carbone.

$\text{H}_2\text{O}(\text{liq})$ et $\text{CCl}_4(\text{liq})$: des interactions **dipôle permanent -dipôle induit** peuvent se manifester entre l'eau et le tétrachlorure de carbone. Cependant, on peut s'attendre à une interaction faible, à cause de la faible **polarisabilité** du tétrachlorure de carbone.



2) Les photographies ci-contre illustrent les solubilités relatives. L'iode se dissout jusqu'à un certain point dans l'eau, la solution est brunâtre. Si l'on ajoute lentement cette solution dans un tube à essai contenant du tétrachlorure de carbone, les deux liquides, l'un polaire, l'autre non polaire, ne se mélange pas (CCl_4 plus dense que l'eau, reste dans le fond du tube). Après agitation énergétiqu, les deux couches de liquide réapparaissent, mais l'iode est passé de l'eau au CCl_4 comme l'attestent les changements de coloration. L'iode non polaire, est nettement plus soluble dans CCl_4 , non polaire, que dans l'eau.



Ex 1-6. Extrait du concours 2016-2017

1) Br ($Z = 35$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ ou $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$

L'ion Br^- a la configuration du Krypton : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.

2) La couche de valence s'écrit $ns^2 np^5$. Le brome appartient à la famille des halogènes

3) Deux entités (atomes, ions, molécules) sont isoélectroniques si elles ont le même nombre d'électrons. L'ion Br^- est isoélectronique de l'ion Rb^+ car ils ont le même nombre d'électrons = 36.

4-a)

Cristal	Br_2	Rb	RbBr
$\theta_{\text{fus}}^\ominus (^\circ\text{C})$	-7,20	39,30	694,00
La cohésion du cristal est assurée par	Les interactions de Van Der Waals (Vdw) (FDL)	Les interactions électrostatiques entre le gaz d'électrons (formé par les électrons libres) et les cations fixes.	Les interactions électrostatiques entre les ions de charges opposées qui le constituent
Le cristal est du type	moléculaire	métallique	ionique

4-b) RbBr est un solide ionique et sa fusion consiste à séparer des ions fortement liés par la force de Coulomb, alors que Br_2 est un composé moléculaire sa fusion consiste à séparer des molécules faiblement liées.