

# TP16 : Liaisons intermoléculaires

## Doc 1 Des solvants apolaires

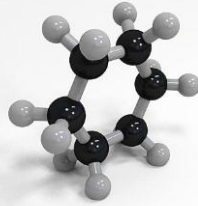
### CYCLOHEXANE

Formule :  $C_6H_{12}$

$\theta_{\text{fusion}} = 6,5^\circ C$

$\theta_{\text{ébullition}} = 81^\circ C$

$d = 0,78^\circ C$



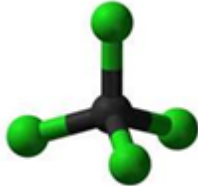
### TETRACHLOROMETHANE

Formule :  $CCl_4$

$\theta_{\text{fusion}} = -23^\circ C$

$\theta_{\text{ébullition}} = 76,7^\circ C$

$d = 1,59^\circ C$



## Doc 2 Dissolution de solides

Dans chacune de ces deux éprouvettes (sous la hotte) ont été placés trois solvants : cyclohexane, eau, tetrachlorométhane.

Du diiode  $I_2$  a été ajouté dans l'éprouvette de gauche, du sulfate de cuivre  $CuSO_4$  dans celle de droite.



## Doc 3 Van der Waals' forces

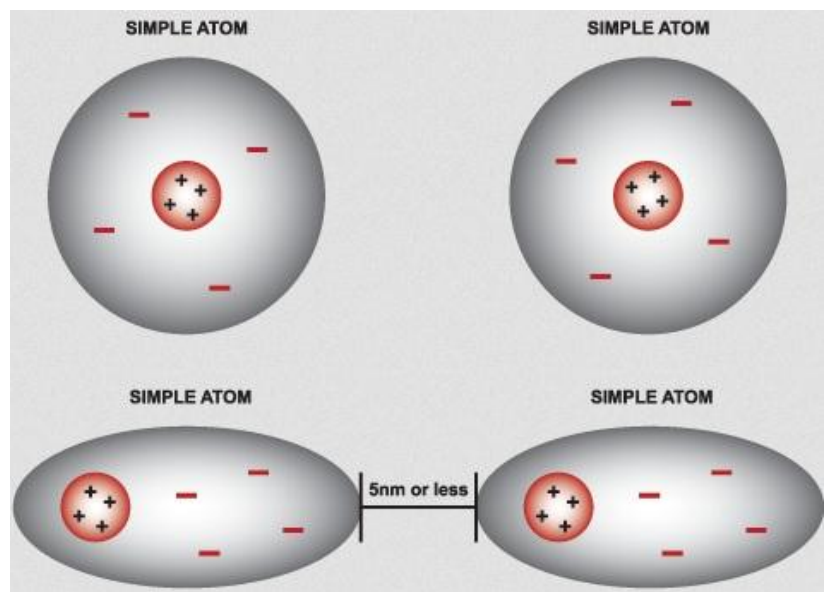
La cohésion des solides moléculaire est due à des interactions, appelées forces de Van der Waals.

"L'interaction de Van der Waals est une interaction électrique de faible intensité entre des atomes, des molécules. Elle est associée à des forces attractives, généralement en  $1/r^7$ , de très courte portée.

Les forces de Van der Waals sont d'autant plus grandes que les électrons sont nombreux et la molécule étendue."

"When two atoms come within 5 nanometers of each other, there will be a slight interaction between them, thus causing polarity and a slight attraction."

(slight: adjectif signifiant léger)

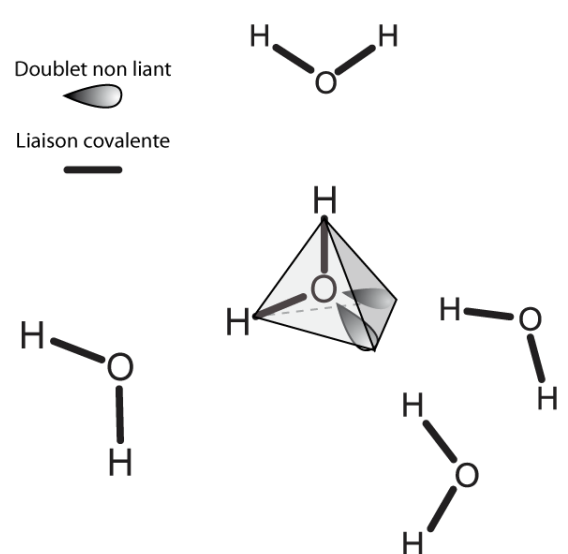


## Doc 4 La liaison hydrogène

La liaison hydrogène est un cas particulier des interactions de Van der Waals. Elle a une énergie dix fois plus grande que celle-ci, mais vingt fois plus faible qu'une liaison covalente classique.

Elle se manifeste uniquement entre une molécule qui comporte un atome d'hydrogène lié à un atome X petit et très électronégatif (N, O ou F) et un autre atome Y possédant un doublet non liant (F, O ou N).

## Doc 5 Liaisons entre molécules d'eau



## Doc 6 Densité des corps

La densité des liquides et solides ainsi que leur cohésion dépend entre autres du volume des molécules elles-mêmes, et en particulier des espaces intermoléculaires. Or ces espaces entre molécules sont d'autant plus faibles que les interactions qui lient les molécules entre elles sont fortes.

## I) Choix d'un solvant

Lire les documents 1 et 2.

1. A partir de vos observations, dire avec quel type de solvant le diiode et le sulfate de cuivre ont des respectivement des affinités.
2. Justifier la polarité de la molécule de diiode.
3. Le sulfate de cuivre est un solide ionique : expliquer ce que cela veut dire.
4. Proposer une conclusion quant à la dissolution d'une espèce chimique en fonction de sa polarité et de la polarité du solvant.

## II) Liaisons de Van der Waals

Lire le document 3

1. A quelle interaction (forte, faible, électromagnétique, gravitationnelle) sont dues les forces de Van der Waals ?
2. Quelle est la portée des forces de Van der Waals ?
3. Justifier pourquoi les forces de Van der Waals s'atténuent très rapidement avec la distance séparant les molécules.

## III) Liaisons hydrogène

Lire les documents 4, 5 et 6.

### III1) Liaison intermoléculaires dans l'eau

1. Placer sur les 5 molécules d'eau les charges partielles  $\delta^-$  et  $\delta^+$ .
2. Quelle interaction permet d'expliquer la présence des liaisons hydrogène ?
3. Dessiner 4 liaisons hydrogènes (une liaison hydrogène se dessine en pointillés).

### III2) Mélange de deux liquides miscibles

Dans une fiole jaugée de 50mL, introduire environ 35mL d'eau (mesurés à l'aide d'une éprouvette graduée). Puis, en vous aidant d'une pipette plastique, compléter la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge avec de l'éthanol à 96% en faisant couler très délicatement le liquide sur les parois de la fiole. Attention !! Il ne faut surtout pas agiter la fiole au cours de cette opération au risque de fausser l'expérience.

Une fois la fiole complétée au trait de jauge, bouchez-la et agitez. Notez alors vos observations. Expliquez ce phénomène à l'aide des différents documents.

## IV) Détermination d'une énergie de changement d'état

On cherche à déterminer l'énergie nécessaire pour faire passer 1g d'eau de l'état liquide à l'état solide. Pour cela on peut utiliser un thermoplongeur, qui est en fait une résistance chauffante qui a une puissance connue et constante.

On rappelle que la puissance (en W) est l'énergie (en J) libérée par seconde (s).

1. Proposer un protocole, le plus simple possible, permettant de savoir quelle énergie est nécessaire pour faire évaporer une masse donnée d'eau.
2. Lorsque ce protocole est validé par le professeur, le réaliser et déterminer l'énergie nécessaire pour faire évaporer 1g d'eau ; cette énergie s'appelle la chaleur latente de vaporisation de l'eau. Préciser son unité.
3. Réaliser un diagramme énergétique montrant les différents échanges énergétiques lors de cette expérience.
4. Comment faire pour améliorer la précision du résultat ?
5. Calculer l'erreur relative de détermination de la chaleur latente de vaporisation de l'eau sachant que sa valeur théorique est de  $2260\text{kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$ .
6. La chaleur latente de fusion de la glace vaut  $333\text{kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$ . Expliquer pourquoi l'évaporation est un moyen très efficace pour refroidir un corps. Proposer une application dans la vie de tous les jours.



Thermoplongeur