

# TD Relation structure propriétés

## Exercice 1 : Transition de phase (164)

1. Les composés hydrogénés sont apolaires se part leur géométrie tétraédrique. Les halogénures d'hydrogène sont polaires à cause de la différence d'électronégativité.

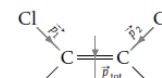
Les molécules de la colonne 14 sont les seules à être apolaires ; elles ne font donc entre elles que des forces de van der Waals de type London (moment dipolaire instantané / moment dipolaire induit). Les molécules des autres colonnes étant polaires, elles s'attirent davantage, car elles réalisent des interactions de type Debye et surtout Keesom, entre moments dipolaires permanents. Ceci explique leur température de fusion plus élevée.

2. En descendant dans une colonne du tableau périodique, les atomes sont de plus grande taille ; les électrons de valence sont donc plus loin de leur noyau, plus sensibles à l'action d'un champ extérieur ; les molécules sont donc de plus en plus polarisables. Or on sait que les forces de van der Waals, de type Debye et surtout London, ont une intensité d'autant plus forte que les nuages électroniques sont polarisables. Ceci explique l'augmentation de la température de fusion observée de haut en bas dans chaque colonne.
3. La molécule  $HF$  possède des atomes d'hydrogène suffisamment polarisés  $+\delta$  pour donner lieu à des liaisons hydrogène. Or on sait que les liaisons hydrogène ( $E_{LH} \sim 10 - 50 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) sont des interactions particulièrement fortes par rapport aux liaisons de Van der Waals ( $E_{vdw} \sim 1 - 10 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ). Ceci explique la température de fusion remarquablement élevée.

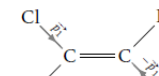
## Exercice 2 : Isomères Z et E (163, 164)

1. Les deux molécules ont le même volume, leurs polarisabilités sont donc proches et les interactions de London entre dipôles instantanés seront comparables.

2. Ces deux molécules sont aprotiques car elles ne comportent pas d'éléments O, N ou F. Dans les deux isomères, les liaisons polaires sont les liaisons  $C - Cl$ , car la différence d'électronégativité entre C et H est trop faible. Puisque Cl ( $\chi = 3,20$ ) est plus électronégatif que C ( $\chi = 2,20$ ), le moment dipolaire pointe vers H.



Dans le Z-dichloroéthène ( $\text{H} \text{---} \text{C} = \text{C} \text{---} \text{H}$ ), les dipôles des deux liaisons ont une somme non-nulle et la molécule sera donc polaire. En revanche,

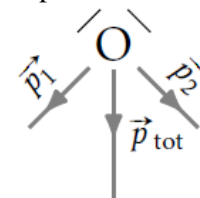


le E-dichloroéthène ( $\text{H} \text{---} \text{C} = \text{C} \text{---} \text{Cl}$ ) sera apolaire car les deux dipôles y sont rigoureusement opposés.

3. Il n'est pas surprenant que la température d'ébullition de l'isomère Z soit supérieure puisque ses molécules interagissent plus fortement par interactions de Keesom entre ses dipôles permanents.

## Exercice 3 : Alcools et éthers (165, 167)

Parmi ces espèces chimiques, les deux alcools sont polaires et protiques grâce aux doublets non-liants portés par O et à la liaison O-H. Pour les éthers, la forme coudée du groupement éther assure que la molécule possédera un moment dipolaire, comme illustré ci-après



Ces molécules seront donc polaires. En revanche, elles ne seront pas protiques car leur oxygène n'est pas lié à un H.

$T_{vap}$  : Cette caractéristique dépend des interactions au sein du liquide lui-même. Elle sera d'autant plus élevée que les interactions sont importantes. Entre deux molécules présentant la même fonction la moins volatile (ie de plus grande température de vaporisation) sera celle de plus grand volume, la plus polarisable.

On observe bien que :

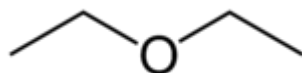
- Méthoxyméthane est plus volatil que 1-Propoxypropane
- Éthanol est plus volatil que Hexan-1-ol

Entre deux groupes différents, la comparaison est plus délicate mais de manière générale les liaisons hydrogène traduisent une interaction plus importante que les interactions dipolaires : on constate bien qu'à nombre de C égal, l'alcool a une température de vaporisation supérieure à celle de l'éther.

Solubilité dans  $H_2O$  : Une espèce sera soluble dans  $H_2O$  si elle peut former des liaisons de même nature que celles existant au sein de  $H_2O$ , ie des liaisons hydrogène et des interactions dipolaires. Cependant seule la partie polaire et protique de la molécule pourra bien se dissoudre. Si la molécule possède une grande chaîne carbonée apolaire et aprotique (on dira «hydrophobe»), sa solubilité sera moindre. On observe bien qu'à nombre de C égal, l'alcool est toujours mieux soluble que l'éther, et que pour une même fonction, la molécule la plus longue est moins soluble que la plus courte.

## Exercice 4 : Choix du solvant (165, 166)

1. Eau, éthanol : Polaire et protique. Cyclohexane, ether : Apolaire et aprotique. Chloroforme : Polaire et aprotique.



2. Selon la règle qualitative : "les semblables dissolvent les semblables". L'eau et l'éthanol sont polaire et protique donc miscibles.
3. On utilise le solvant dans lequel le diiode a la plus grande solubilité soit l'éther.

4. On réalise une extraction liquide liquide : On joue sur la non miscibilité de l'eau et de l'éther.

