Corrigé : Interrogation de cours

Relations entre structure des entités et propriétés physiques macroscopiques

Exercice 1 : Restitution et analyse de cours (5 points)

1. Définition et représentation de la liaison hydrogène (1,75 point)

La **liaison hydrogène** (ou pont hydrogène) est une interaction électrostatique attractive qui s'établit entre un atome d'hydrogène (H) lié de manière covalente à un atome très électronégatif A (portant ainsi une charge partielle positive δ^+) et un autre atome très électronégatif B (éventuellement identique à A) porteur d'au moins un doublet d'électrons non liant. Elle se représente en pointillés entre l'atome d'hydrogène et le doublet non liant de l'atome B :

$$A^{\delta-} - H^{\delta+} \cdots B^{\delta-}$$

2. Classement énergétique et justification (1,5 point)

Par ordre croissant d'énergie de liaison, on obtient le classement suivant :

Interaction de Keesom < Interaction de London < Liaison hydrogène < Liaison covalente

Les interactions de Keesom et de London sont des interactions intermoléculaires de Van der Waals de **faible intensité** (quelques $kJ \cdot mol^{-1}$, bien que les forces de dispersion de London puissent atteindre 30 $kJ \cdot mol^{-1}$ entre de très grosses molécules très polarisables). La liaison hydrogène est une interaction intermoléculaire d'intensité **modérée** (10 à 40 $kJ \cdot mol^{-1}$), nettement plus énergétique que les forces de Van der Waals classiques. Enfin, la liaison covalente est une liaison interatomique **forte** (50 à 1000 $kJ \cdot mol^{-1}$) qui assure la cohésion interne des molécules.

3. Température d'ébullition de l'eau et du sulfure d'hydrogène (1,75 point)

Pour vaporiser un corps pur moléculaire, il faut fournir de l'énergie thermique afin de rompre les interactions intermoléculaires qui maintiennent la cohésion du liquide. Bien que l'atome de soufre soit plus volumineux et plus polarisable que l'atome d'oxygène (induisant des forces de London plus intenses dans H_2S), la molécule d'eau (H_2O) possède des atomes d'hydrogène liés à un atome d'oxygène très électronégatif et porteur de doublets non liants.

Les molécules d'eau forment ainsi un vaste réseau de **liaisons hydrogène** en plus des interactions de Van der Waals. Comme la rupture des liaisons hydrogène nécessite un apport énergétique bien supérieur à celui requis pour rompre les seules interactions de Van der Waals dans H_2S, la température d'ébullition de l'eau est anormalement élevée (100 °C contre −60,2 °C).

Exercice 2 : Application et résolution de problèmes (5 points)

1. Interactions intermoléculaires majoritaires à l'état condensé (1,5 point)

- **Dichlore (Cl_2) :** La molécule est symétrique et apolaire (moment dipolaire nul). Les seules interactions présentes sont les interactions de Van der Waals de type **London** (interactions de dispersion entre dipôles instantanés et dipôles induits).
- **Chlorure d'hydrogène (HCl) :** Le chlore étant plus électronégatif que l'hydrogène, la molécule est polaire. Les interactions majoritaires sont les interactions de Van der Waals (cumul des interactions dipôle-dipôle de **Keesom**, de **Debye** et de **London**).
- **Eau (H_2O) :** La molécule est coudée et polaire, avec des liaisons O–H fortement polarisées et des doublets non liants sur l'oxygène. Les interactions majoritaires sont les **liaisons hydrogène** (auxquelles s'ajoutent les interactions de Van der Waals).

2. Différence de solubilité dans l'eau entre HCl et Cl_2 (1,75 point)

L'eau est un solvant **polaire** (grand moment dipolaire permanent) et **protique** (capable d'établir des liaisons hydrogène et de céder des protons). Selon le principe « qui se ressemble s'assemble », un composé est d'autant plus soluble dans un solvant qu'il présente des propriétés similaires et établit avec lui des interactions attractives énergétiquement favorables.

Le chlorure d'hydrogène (HCl) est une molécule fortement polaire : elle interagit intensément avec les molécules d'eau (interactions dipôle-dipôle puis ion-dipôle après ionisation), ce qui explique sa très grande solubilité. À l'inverse, le dichlore (Cl_2) est apolaire et ne peut établir que de faibles interactions de Debye avec les molécules d'eau, insuffisantes pour compenser la rupture des liaisons hydrogène du réseau aqueux : il est donc très peu soluble.

3. Les trois étapes de la mise en solution aqueuse de HCl (1,75 point)

1. **L'ionisation :** Sous l'action des molécules d'eau polaires, la liaison covalente fortement polarisée H–Cl se rompt et donne naissance à une paire d'ions (H^+ et Cl^-) encore proches spatialement.
2. **La dissociation :** Les ions de charges opposées se séparent et s'éloignent l'un de l'autre au sein du solvant.
3. **La solvatation (ou hydratation) :** Les molécules d'eau s'orientent autour de chaque ion (pôle négatif δ^- vers le cation, pôle positif δ^+ vers l'anion) et établissent des interactions attractives stabilisantes de type **ion-dipôle**, empêchant leur recombinaison.