

TD 4

Forces intermoléculaires

Exercice 1 : Application directe du cours (QCM)

- Entre le méthane CH_4 et le bromométhane CH_3Br , quelle interaction de VAN DER WAALS ne se développe pas ?
 - Interaction de Keesom
 - Interaction de Debye
 - Interaction de London
- Quel est l'ordre de grandeur de l'énergie d'une interaction de VAN DER WAALS ?
 - Quelques kJ/mol
 - Quelques 10 kJ/mol
 - Quelques 100 kJ/mol
- Il peut se développer une liaison hydrogène entre le méthane CH_4 et l'eau H_2O .
 - Vrai
 - Faux
- Il peut se développer une liaison hydrogène entre l'ammoniac NH_3 et l'eau H_2O .
 - Vrai
 - Faux
- Dans la série HCl , HBr , HI , quelle est a priori la molécule la plus polarisable ?
 - HCl
 - HBr
 - HI
- La cyclohexanone est un solvant :
 - Polaire, protique
 - Polaire, aprotique
 - Apolaire
- L'eau est un solvant :
 - Polaire, protique
 - Polaire, aprotique
 - Apolaire
- Le benzène est un solvant :
 - Polaire, protique
 - Polaire, aprotique
 - Apolaire

Exercice 2 : forces intermoléculaires et point d'ébullition

- Parmi les molécules suivantes, lesquelles sont polaires ?
 H_2O CO_2 CH_4 N_2 CO NH_3
Quelle molécule aura le point d'ébullition le plus élevé : Br_2 ou ICl ?
- On donne les points d'ébullition des gaz nobles :

Gaz noble	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Point d'ébullition (°C)	-269	-246	-186	-153	-108	-62

Quel type d'interaction existe-t-il entre des atomes de gaz nobles ?
Commenter l'évolution des points d'ébullition.

3. L'évolution de la température d'ébullition des alcanes est la suivante :

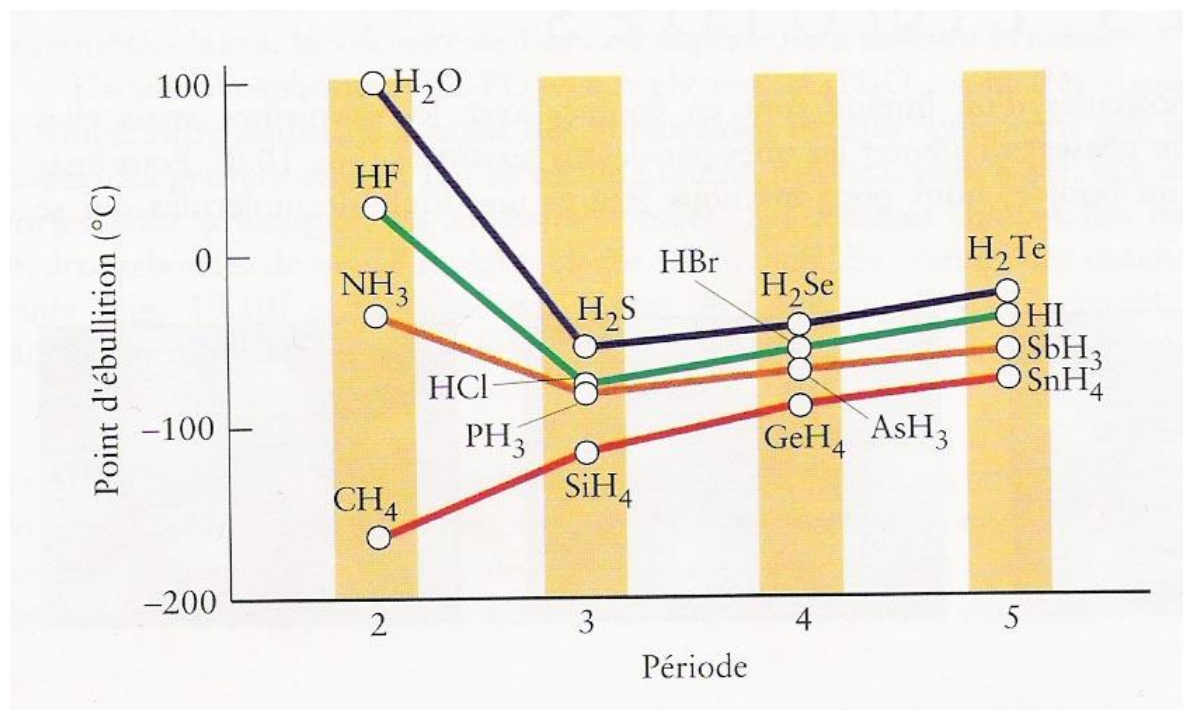
Alcanes	méthane	éthane	propane	Butane
Point d'ébullition (°C)	-161.4	-88.6	-42.2	-0.4

Interpréter cette évolution.

- Le 1-chloropropane a une température d'ébullition de 46°C. Comparer avec le propane, et interpréter.
- Le propan-1-ol a une température d'ébullition de 97.4° C. Interpréter.
- L'éthanol, C_2H_5OH et l'éther méthylique CH_3OCH_3 ont la même masse molaire. Cela signifie-t-il qu'ils ont le même point d'ébullition ? Expliquer.
- Le pentane et le 2,2-diméthyle propane ont tous deux la même formule brute C_5H_{12} , cependant ils ont des points d'ébullition différents : respectivement 36°C et 10°C. Pourquoi ?

Exercice 3 : Evolution des températures d'ébullition dans la classification périodique

Le graphique ci-dessous présente les points d'ébullition des composés hydrogénés de la plupart des éléments du bloc p de la classification périodique :



- Interpréter l'évolution dans une colonne.
- Interpréter l'évolution dans une ligne. On peut distinguer 3 anomalies. Lesquelles ? Comment les expliquer ?

Exercice 4 : Rôle des liaisons hydrogène dans les interactions eau-soluté

La solubilité d'une espèce chimique dans un solvant peut être définie comme la masse maximale de soluté pouvant être dissoute par litre de solution. Elle s'exprime en $g \cdot L^{-1}$. On s'intéresse à la solubilité dans l'eau d'une série de composés présentant un squelette carboné en C5 :

Espèce	acide pentanoïque	pentanal	pentan-1-ol	pentane
Solubilité dans l'eau ($g \cdot L^{-1}$)	40,0	11,7	22,0	$38,0 \cdot 10^{-3}$

- Représenter les composés présentés dans le tableau de données.
- Expliquer cette série de données expérimentales.

Exercice 5 : Solubilité de quelques gaz dans l'eau

Le tableau ci-dessous indique la solubilité de différents gaz dans l'eau à 20 °C à la pression atmosphérique :

Gaz	H_2	CH_4	C_2H_6
Solubilité ($g \cdot L^{-1}$)	$8,0 \cdot 10^{-4}$	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$2,0 \cdot 10^{-3}$

1. Interpréter ces résultats.

On considère deux autres gaz : le dioxyde de carbone CO_2 et le dioxyde de soufre SO_2 :

Gaz	CO_2	SO_2
Solubilité ($g \cdot L^{-1}$)	$3,8 \cdot 10^{-2}$	1,8

2. Interpréter ces résultats.

La solubilité du gaz ammoniac NH_3 dans l'eau est de $529 g \cdot L^{-1}$.

3. Justifier cette valeur extrêmement élevée par rapport à la solubilité des autres gaz mentionnés précédemment.

À 0 °C, la solubilité du dioxygène O_2 dans l'eau est de $1,5 \cdot 10^{-2} g \cdot L^{-1}$ tandis que celle de l'ozone O_3 est de $1,0 g \cdot L^{-1}$.

4. Expliquer cette différence de solubilité.

Exercice 6 : Solubilité du diiode dans l'eau

Le tableau ci-dessous indique la solubilité du diiode I_2 dans différents solvants à 20 °C :

Solvant	eau H_2O	éther diéthylique CH_3OCH_3	tétrachlorométhane CCl_4
Solubilité ($g \cdot L^{-1}$)	0,3	180	41

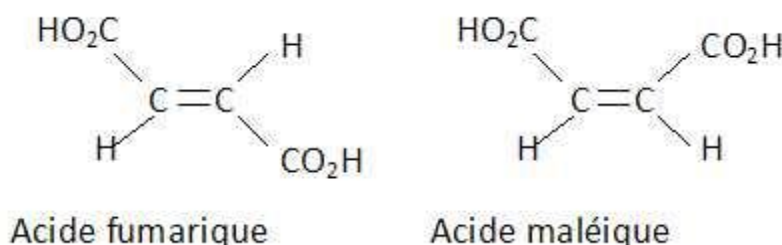
1. Pour chaque solvant, identifier les interactions pouvant avoir lieu avec le diiode.
2. Expliquer les différences de solubilité observées.

En présence d'ions iodure I^- , le diiode forme des ions triiodure I_3^- . La solubilité des ions triiodure dans l'eau est très largement supérieure à celle du diiode.

3. Proposer une représentation de Lewis pour l'ion triiodure, puis donner sa structure dans le modèle VSEPR.
4. Justifier la solubilité très importante des ions triiodure dans l'eau.

Exercice 7 : Résolution de problème : acide fumarique et maléique

L'acide fumarique et l'acide maléique sont deux **stéréoisomères** : ils ont la même formule brute mais également la même formule semi développée $HOOC-CH=CH-COOH$. La différence entre deux stéréoisomères vient de leur configuration dans l'espace :



Cette simple différence de configuration conduit à une différence importante de propriétés physiques. Notamment les températures de fusion de ces deux espèces sont les suivantes :

T_{fus} (acide fumarique) = 287 °C

T_{fus} (acide maléique) = 131 °C

Interpréter ce fait d'expérience.