

Constitution et cohésion de la matière – Chapitre 7 : Interactions « intermoléculaires » et propriétés physiques macroscopiques



Exercices d'application

1

Polarisabilité

1. Classer par ordre de polarisabilité croissante les dihalogènes suivant : Br_2 , I_2 , F_2 , Cl_2 .
2. Qui du benzène ou du cyclohexane possède la polarisabilité la plus grande.
3. Qui du butane ou de l'éthane possède la polarisabilité la plus grande.

2

Liaisons hydrogène

1. Représenter la cohésion des molécules de fluorure d'hydrogène (HF) à l'état liquide grâce à des liaisons hydrogène.
2. Faire de même avec les molécules d'eau.
3. Montrer que l'acide acétique à l'état liquide peut faire apparaître des dimères (deux molécules liés par interaction intermoléculaire) grâce à des liaisons hydrogène.
4. La molécule de (Z)-acide butènedioïque peut effectuer une liaison hydrogène intramoléculaire, la représenter.

3

Comparaison des températures d'ébullition de deux alcènes

Expliquer la différence de température d'ébullition des alcènes suivants :

alcène		
	(Z)-1,2-dichloroéthène	(E)-1,2-dichloroéthène
$\theta_{\text{éb}} / ^\circ\text{C}$	60,1	48,7

4

Évolution des températures d'ébullition des gaz rares

Justifier l'évolution des températures d'ébullition des gaz nobles.

	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
$T_{\text{éb}} / \text{K}$	4,2	27,1	87,3	119,7	165	211

5

Évolution des températures d'ébullition d'alcane linéaires

Expliquer l'évolution des températures d'ébullition des alcanes suivants.

Alcane	$\theta_{\text{éb}} / ^\circ\text{C}$
	-0,5
	36,1
	68,7
	98,4

6

Et si la liaison hydrogène n'existait pas ?

Le diagramme présenté figure 1 présente l'évolution de la température d'ébullition sous une atmosphère de certains composés hydrogénés. Les traits lient les molécules dont les atomes centraux sont dans une même colonne de la classification périodique.

1. Expliquer l'évolution des températures d'ébullition des composés dans la colonne du carbone.
2. Expliquer l'évolution des températures d'ébullition pour les composés de la colonne de l'azote, puis de l'oxygène.
3. Évaluer la température d'ébullition qu'aurait l'eau si ce composé n'avait pas un comportement « anormal ». Justifier cette valeur anormale.

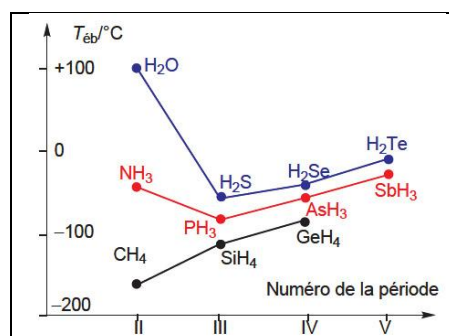


Figure 1 : Températures d'ébullition de quelques composés hydrogénés

7**Température d'ébullition de molécules oxygénées**

On donne dans le tableau 1 les températures d'alcools et d'étheroxydes isomères.

Formule brute et nom	$\theta_{\text{éb}}$ /°C
C ₂ H ₅ OH éthanol	78
CH ₃ OCH ₃ méthoxyméthane	-24
C ₆ H ₁₃ OH hexan-1-ol	157
C ₃ H ₇ OC ₃ H ₇	90

Tableau 1 : Température d'ébullition en °C sous 1 atm de quelques molécules oxygénées

1. Expliquer l'évolution de la température d'ébullition des deux alcools. Peut-on invoquer le même raisonnement pour expliquer l'évolution de la température d'ébullition des deux étheroxydes ?
2. Expliquer l'évolution de la température d'ébullition de l'éthanol et du méthoxyméthane. Même question pour l'hexan-1-ol et le propoxypropane.

8**Solubilité du diiode dans l'eau**

Le diiode est très peu soluble dans l'eau, sa solubilité (quantité de matière ou masse maximale que l'on peut dissoudre dans un litre) vaut 0,34 g.L⁻¹ (ce qui est relativement faible mais non nulle).

1. Expliquer pourquoi le diiode est très peu soluble dans l'eau
2. Expliquer ce qui est responsable de la dissolution (même faible) du diiode.

9**Solubilité dans l'eau de molécules oxygénées**

On donne dans le tableau 2 les températures d'alcools et d'étheroxydes isomères.

Formule brute et nom	Solubilité (en g pour 100 mL d'eau)
C ₂ H ₅ OH éthanol	infinie
CH ₃ OCH ₃ méthoxyméthane	très soluble
C ₆ H ₁₃ OH hexan-1-ol	0,6
C ₃ H ₇ OC ₃ H ₇	peu soluble (<0,6)

Tableau 2 : Solubilité dans l'eau de quelques molécules oxygénées

1. Expliquer l'évolution de la solubilité des deux alcools. Peut-on invoquer le même raisonnement pour expliquer l'évolution de la solubilité des deux étheroxydes ?
2. Expliquer l'évolution de la solubilité de l'éthanol et du méthoxyméthane. Même question pour l'hexan-1-ol et le propoxypropane.
3. Peut-on comparer intelligemment les grandeurs physiques de l'éthanol et du propoxypropane ?



Exercices d'entraînement

10

Acide maléique et fumarique

Les acides maléique et fumarique sont les deux stéréoisomères de configuration de l'acide butènedioïque. Ils ont pour formule semi-développée $\text{HOOC}-\text{CH}=\text{CH}-\text{COOH}$. L'acide maléique est le stéréoisomère de descripteur stéréochimique (*Z*), tandis que l'acide fumarique est le stéréoisomère de descripteur stéréochimique (*E*). Quelques propriétés physicochimiques de ces deux composés sont données dans le tableau suivant.

	Acide maléique	Acide fumarique
Température de fusion $\theta_{\text{fus}} / ^\circ\text{C}$	140 – 142	299 – 300
Solubilité dans l'eau	grande	faible

1. Proposer une justification à la différence de solubilité dans l'eau des deux acides.
2. Proposer une justification à la différence de température de fusion des deux acides.

11

Analyse conformationnelle du 2-fluoroéthan-1-ol

Pour la molécule de 2-fluoroéthan-1-ol, on donne le diagramme d'énergie potentielle en fonction de l'angle dièdre ω (exprimé en degrés, figure 2) entre le plan contenant les atomes OC^1C^2 et le plan contenant les atomes FC^1C^2 . Attribuer les valeurs minimales d'énergie potentielle molaires aux différentes conformations (éclipsées ou décalées) du 2-fluoroéthan-1-ol, en utilisant des projections de Newman. Quelle interaction stabilisante peut expliquer que le conformère de plus basse énergie est celui pour lequel l'angle dièdre vaut 60° , alors que dans le cas du butane, c'est celui pour lequel il vaut 180° ?

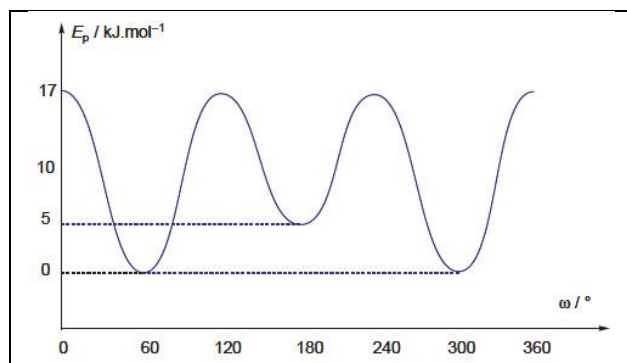


Figure 2 : Analyse conformationnelle du 2-fluoroéthan-1-ol

Le diagramme correspondant à l'éthanoate de 2-fluoroéthyle (figure 3) est tout à fait analogue à celui du butane, mais avec des valeurs d'énergies quelques peu différentes. Montrer que l'interaction stabilisante évoquée à la première question n'intervient plus.



Figure 3 : formule topologique de l'éthanoate de 2-fluoroéthyle et notation abrégée