

Chapitre 10

Exercice I

Changements d'état

Le graphe ci-contre représente l'évolution de la température en fonction du temps lorsqu'on chauffe du cyclohexanol, un alcool polaire de formule $C_6H_{11}-OH$.

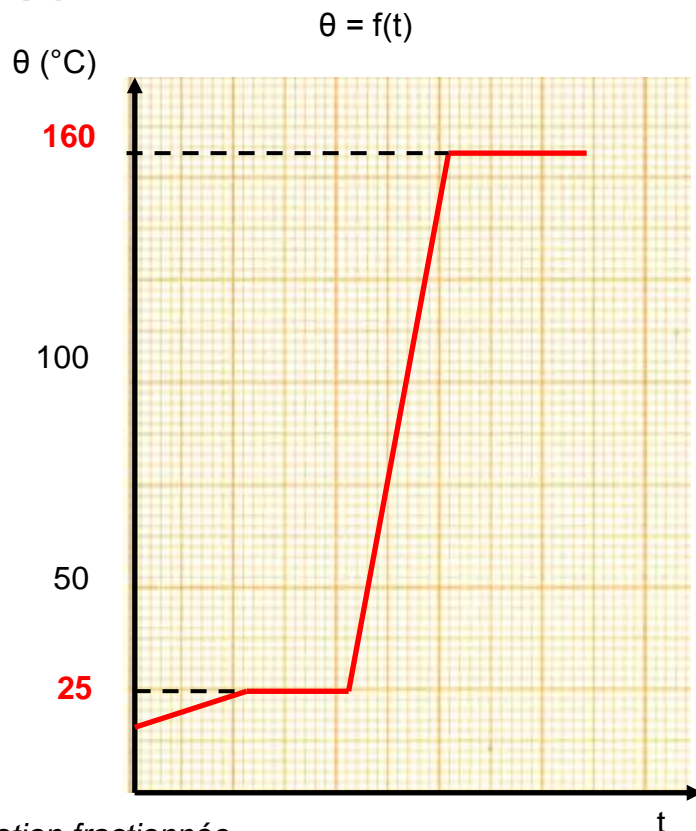
1) Interprétez le graphique en précisant l'état physique de cet alcool sur chacune des portions du graphe.

2) Quelles interactions assurent la cohésion du cyclohexanol à 20 °C ? Expliquez.

3) Les propositions suivantes sont-elles exactes ?

a. À la température de 25 °C, l'agitation des molécules croît pendant toute la durée de chauffage.

b. À la température de 170 °C, il n'existe plus de liaison hydrogène entre les molécules.



Exercice II

Alcools, solubilité, distillation fractionnée

L'hexan-1-ol est utilisé dans l'industrie de la parfumerie en raison de son odeur qui suggère l'herbe fraîchement coupée.

1) a. Donnez sa formule semi-développée ainsi que sa formule brute.

b. Cet alcool présente-t-il une chaîne carbonée linéaire ou ramifiée ?

2) a. Déterminez les formules de deux alcools à chaîne linéaire, isomères de l'hexan-1-ol. Nommez-les

b. Déterminez la formule d'un alcool de même formule brute mais présentant une ramification (il en existe plusieurs possible).

3) La solubilité du pentan-1-ol dans l'eau vaut 22 g.L^{-1} à 25 °C.

a. Pourquoi est-il nécessaire d'indiquer la température pour la solubilité ?

b. L'hexan-1-ol a-t-il une solubilité plus grande ou moins grande que celle du pentan-1-ol ? Justifiez.

4) On réalise la distillation fractionnée d'un mélange de pentan-1-ol et d'hexan-1-ol. Justifiez celle de ces deux espèces chimiques qui sera distillée en premier.

Exercice III

Combustion d'un alcane

Pour déterminer les propriétés énergétiques du gazole, on le modélise souvent par le dodécane, un alcane possédant 12 carbones. Sa combustion complète produit un gaz responsable de l'effet de serre favorisant le réchauffement climatique.

L'étude se fait sur un diesel consommant 5,0 L aux 100 km.

Données : masse volumique du dodécane : $\rho_d = 750 \text{ g.L}^{-1}$

Masse molaire du dodécane : $M_d = 170,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Masse molaire du dioxyde de carbone : $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Énergie de combustion du dodécane : $\Delta E_c = -7,6 \cdot 10^3 \text{ kJ.mol}^{-1}$

1) Donnez la formule brute des alcanes, puis celle du dodécane. Sont-ils des hydrocarbures ?

2) Écrivez l'équation de la réaction de combustion complète du dodécane. Attention, ce dernier brûle sous forme gazeuse. Construisez le tableau d'avancement.

3) Exprimez et calculez la quantité de matière de dodécane consommé par km.

4) Exprimez et calculez la quantité de matière puis la masse de dioxyde de carbone produit par km parcouru.

5) Exprimez et calculez l'énergie libérée par la combustion du gazole par km parcouru.

Exercice IV

Changement d'état et chaleur de réaction

Pour réaliser une fondue savoyarde, vous chauffez une masse $m_v = 0,82$ kg de vin blanc dans un caquelon en fonte grâce à un brûleur à alcool, ici de l'éthanol.

On considère que l'énergie libérée par l'éthanol sert unique à chauffer le caquelon + le vin blanc et à vaporiser l'éthanol.

Données :

Énergie de combustion de l'éthanol $\Delta E_c = 29,7$ kJ.g⁻¹

Énergie massique de changement d'état de l'éthanol : $L_{éb} = 926$ J.g⁻¹

Capacité thermique du caquelon : $C_q = 2,0$ kJ.°C⁻¹

Capacité thermique massique du vin : $c_v = 4,18$ J.g⁻¹.°C⁻¹

Formules à utiliser selon les unités des capacités massiques thermiques ou non :

$$\Delta E = C \times \Delta\theta \quad (1)$$

$$\Delta E = m \times c \times \Delta\theta \quad (2)$$

1) Que représente $\Delta\theta$ dans les expressions (1) et (2) ?

2) Justifiez le choix de l'expression (1) pour calculer l'énergie reçue par le caquelon à partir des unités.

3) Justifiez le choix de l'expression (2) pour calculer l'énergie reçue par le vin à partir des unités.

4) Exprimez (pas de calcul) l'énergie utilisée pour vaporiser la masse m_{ol} de l'éthanol.

5) Exprimez (pas de calcul) la conservation d'énergie dans cette situation.

6) Justifiez l'égalité de ces deux expressions : ΔE_c (J.g⁻¹) = ΔE_c (J.mol⁻¹) / M

M étant la masse molaire de l'éthanol.

7) L'énergie de combustion est exprimée par la relation $\Delta E(\text{combustion}) = m_{ol} \times \Delta E_c$ (J.g⁻¹), exprimez et calculez la masse minimale d'éthanol nécessaire.

Données : températures initiale et finale $\theta_i = 20$ °C $\theta_f = 90$ °C

8) Pourquoi le terme « minimale » est-il employé dans la question précédente ?

Compétences exigibles :

- connaître les trois états physiques et les noms des changements d'état
- savoir que le caractère désordonné augmente de l'état solide à l'état gazeux
- connaître les effets d'un transfert thermique
- connaître la définition de l'énergie de changement d'état et l'expression de calcul
- savoir identifier un équilibre thermique et sa signification
- connaître le principe de conservation d'énergie
- savoir ce qu'est un hydrocarbure
- connaître la définition des alcanes et leur formule générale
- savoir identifier une chaîne linéaire, cyclique ou ramifiée
- savoir nommer un alcane
- connaître la formule générale des alcools
- savoir nommer un alcool
- savoir comment évolue les températures de changement d'état des alcanes et des alcools en fonction de la longueur de la chaîne, de la présence de ramification, du groupe hydroxyle pour les alcools
- savoir comment évolue la miscibilité des alcools dans l'eau en fonction de la longueur de la chaîne
- savoir identifier une réaction endothermique ou exothermique
- savoir exprimer l'énergie libérée par une réaction (ou captée)
- savoir écrire et ajuster une réaction de combustion

Correction

Exercice I

1) Ce graphique présente deux paliers correspondant au changement d'état : fusion et vaporisation. Donc on part du cyclohexanol solide (25 °C) dont la température augmente jusqu'à 25 °C et il fond à température constante. Dès qu'il est fondu et sous forme liquide, sa température augmente jusqu'à la température de vaporisation 160 °C où il passe sous forme gazeuse à température constante.

2) Le cyclohexanol possède une chaîne carbonée et un groupe d'hydroxyle. Les interactions de van der Waals sont responsables des interactions au niveau de la chaîne carbonée tandis que les liaisons hydrogène existent grâce à la présence du groupe – OH.

3) a. Faux. Toute la durée de changement d'état, la température est constante donc, comme elle est la seule responsable de l'agitation dite thermique, il n'existe pas d'agitation plus importante.

b. Vrai. Pour que les liaisons hydrogène existent, les molécules doivent être assez proches les unes des autres or elles deviennent distantes à l'état gazeux, trop pour que les liaisons hydrogène perdurent.

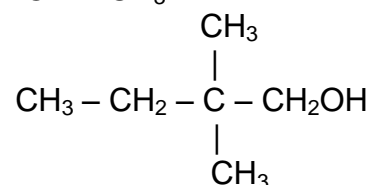
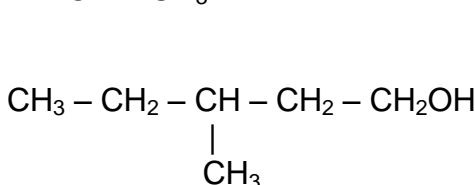
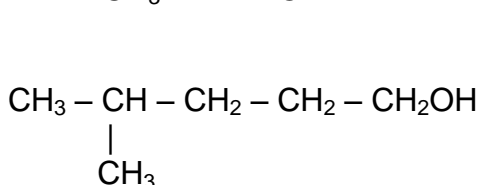
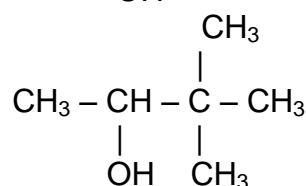
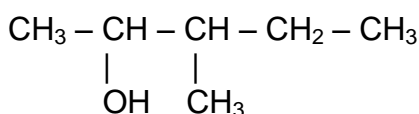
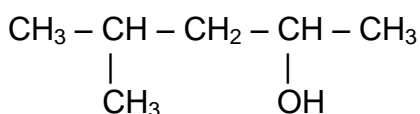
Exercice II

1) a. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}$

b. Aucun atome de carbone n'est relié à plus de deux autres atomes de carbone, la chaîne est donc linéaire.

2) a. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$ $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
Hexan-2-ol Hexan-3-ol

b. Quelques exemples :



Attention ! Le carbone portant le groupe hydroxyle crée obligatoirement 4 liaisons simples. Ce groupe peut être porté par un carbone substitué.

3) a. La solubilité augmente avec la température d'où la nécessité de préciser la température.

b. L'hexan-1-ol a une chaîne plus longue que le pentan-1-ol. Comme la solubilité diminue au fur et à mesure que la longueur de la chaîne carbonée augmente donc L'hexan-1-ol a une solubilité plus faible que le pentan-1-ol.

4) L'hexan-1-ol a une chaîne plus longue que le pentan-1-ol. Comme la température de changement d'état augmente au fur et à mesure que la longueur de la chaîne carbonée augmente donc L'hexan-1-ol a une température de vaporisation plus élevée que le pentan-1-ol et sera donc récupéré après lui.

Exercice III

1) Formule générale des alcanes : $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

Formule du dodécane, alcane à 12 C : $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$

Les alcanes dont le dodécane sont des hydrocarbures car constitués uniquement d'atomes de carbone et d'hydrogène.

2) $2 \text{C}_{12}\text{H}_{26} (\text{g}) + 37 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 24 \text{CO}_2 (\text{g}) + 26 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

Je vais rapporter cette équation à une mole de dodécane :

$\text{C}_{12}\text{H}_{26} (\text{g}) + 37/2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 12 \text{CO}_2 (\text{g}) + 13 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

Tableau d'avancement :

Équation		$C_{12}H_{26} (g)$	$+ 37/2 O_2 (g) \rightarrow$	$12 CO_2 (g) +$	$13 H_2O (g)$
Quantité de matière		$n(C_{12}H_{26})$	$n(O_2)$	$n(CO_2)$	$n(H_2O)$
E.I.	$x =$	$n_i(C_{12}H_{26})$	$n_i(O_2)$	$n_i(CO_2) = 0$	$n_i(H_2O) = 0$
E.C.T.	x	$n_i(C_{12}H_{26}) - x$	$n_i(O_2) - 37/2 x$	$n_i(CO_2) + 12 x = 12 x$	$n_i(H_2O) + 13 x = 13 x$
E.F.	$x_{max} = 2,2 \cdot 10^{-1}$	$n_f(C_{12}H_{26}) = n_i(C_{12}H_{26}) - x_{max}$	$n_f(O_2) = n_i(O_2) - 37/2 x_{max}$	$n_f(CO_2) = 12 x_{max}$	$n_f(H_2O) = 13 x_{max}$

3) 5,0 L aux 100 km correspond à $V = 5,0 / 100$ pour un km soit $5,0 \cdot 10^{-2}$ L

$$n_d = n_i(C_{12}H_{26}) = m_i(C_{12}H_{26}) / M_d = \rho_d \times V / M_d = 750 \times 5,0 \cdot 10^{-2} / 170,0 = 2,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

4) Le dodécane est le réactif limitant donc $n_f(C_{12}H_{26}) = n_i(C_{12}H_{26}) - x_{max} = 0$ avec

$$x_{max} = n_i(C_{12}H_{26}) = 2,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \quad n_f(CO_2) = 12 x_{max} = 12 \times 2,2 \cdot 10^{-1} = 2,6 \text{ mol}$$

$$m(CO_2) = n_f(CO_2) \times M(CO_2) = 2,6 \times 44,0 = 1,2 \cdot 10^2 \text{ g}$$

$$5) \Delta E = x_{max} \Delta E_c$$

$$\Delta E = n_i(C_{12}H_{26}) \Delta E_c = 2,2 \cdot 10^{-1} \times 7,6 \cdot 10^3 = 1,7 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

Exercice IV

Pour réaliser une fondue savoyarde, vous chauffez une masse $m_v = 0,82$ kg de vin blanc dans un caquelon en fonte grâce à un brûleur à alcool, ici de l'éthanol.

On considère que l'énergie libérée par l'éthanol sert unique à chauffer le caquelon + le vin blanc et à vaporiser l'éthanol.

Données :

Énergie de combustion de l'éthanol $\Delta E_c = 29,7 \text{ kJ.g}^{-1}$

Énergie massique de changement d'état de l'éthanol : $L_{éb} = 926 \text{ J.g}^{-1}$

Capacité massique du caquelon : $C_q = 2,0 \text{ kJ.}^\circ\text{C}^{-1}$

Capacité thermique massique du vin : $c_v = 4,18 \text{ J.g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$

Formules à utiliser selon les unités des capacités massiques thermiques ou non :

$$\Delta E = C \times \Delta\theta \quad (1)$$

$$\Delta E = m \times c \times \Delta\theta \quad (2)$$

1) $\Delta\theta$ représente la différence entre les températures finale et initiale des éléments du système : vin blanc et caquelon : $\Delta\theta = \theta_f - \theta_i$

2) La capacité thermique du caquelon est en $\text{J.}^\circ\text{C}^{-1}$, il suffit donc de multiplier cette capacité par une grandeur en $^\circ\text{C}$ pour obtenir des joules, ce qui est le cas de la relation (1) : $\Delta E = C \times \Delta\theta$

3) La capacité thermique massique du vin blanc est en $\text{J.g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$, il faut donc de multiplier cette capacité par deux grandeurs, une en g et une en $^\circ\text{C}$ pour obtenir des joules, ce qui est le cas de la relation (2) : $\Delta E = m \times c \times \Delta\theta$

$$4) \Delta E = m_{ol} \times L_{éb}$$

5) Toute l'énergie cédée par la combustion de l'éthanol est récupérée par sa vaporisation, l'augmentation de température du caquelon et du vin blanc donc

$$\Delta E(\text{combustion}) = m_{ol} \times L_{éb} + C_q \times \Delta\theta + m_v \times c_v \times \Delta\theta = m_{ol} \times L_{éb} + (C_q + m_v \times c_v) \times \Delta\theta$$

6) $\Delta E_c (\text{J.g}^{-1})$ est l'énergie rapportée à l'unité de masse $\Delta E_c (\text{J.g}^{-1}) = \Delta E / m$

$\Delta E_c (\text{J.mol}^{-1})$ est l'énergie rapportée à l'unité de quantité de matière $\Delta E_c (\text{J.mol}^{-1}) = \Delta E / n$

Dans le cas où nous considérons une quantité de matière et sa masse correspondante, les énergies libérées sont les mêmes :

$$\Delta E = \Delta E_c (\text{J.g}^{-1}) \times m = \Delta E_c (\text{J.mol}^{-1}) \times n$$

je remplace n par m / M

$$\Delta E_c (\text{J.g}^{-1}) \times m = \Delta E_c (\text{J.mol}^{-1}) \times m / M$$

j'élimine les m

$$\Delta E_c (\text{J.g}^{-1}) = \Delta E_c (\text{J.mol}^{-1}) / M$$

$$7) m_{ol} \times \Delta E_c (\text{J.g}^{-1}) = m_{ol} \times L_{éb} + C_q \times \Delta\theta + m_v \times c_v \times \Delta\theta = m_{ol} \times L_{éb} + (C_q + m_v \times c_v) \times (\theta_f - \theta_i)$$

$$m_{ol} \times (\Delta E_c (\text{J.g}^{-1}) - L_{éb}) = (C_q + m_v \times c_v) \times (\theta_f - \theta_i)$$

$$m_{ol} = (C_q + m_v \times c_v) \times (\theta_f - \theta_i) / (\Delta E_c (\text{J.g}^{-1}) - L_{éb})$$

$$m_{ol} = (2,0 \cdot 10^3 + 8,20 \cdot 10^2 \times 4,18) \times (90 - 20) / (29,7 \cdot 10^3 - 926) = 1,3 \cdot 10^1 \text{ g}$$

8) De fait, une partie de l'énergie de combustion est dissipée dans l'environnement et il faudra brûler plus de 13 g d'éthanol pour obtenir cette augmentation de température.