

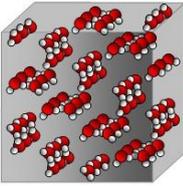
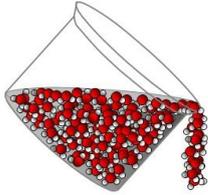
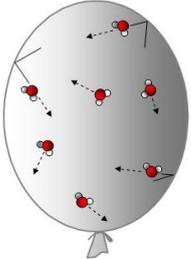


Chapitre 09 : Comment expliquer au niveau énergétique les transformations de la matière ?

I. Variation de température et transformation physique d'un système par transfert thermique.

- Interpréter à l'échelle microscopique les aspects énergétiques d'une variation de température et d'un changement d'état.
- Pratiquer une démarche expérimentale pour mesurer une énergie de changement d'état.

1. Les changements d'état de l'eau.

	<p>L'état solide est aussi un état condensé. Les entités chimiques sont en contact les unes avec les autres. On est en présence d'un assemblage compact et ordonné. Les entités chimiques sont en vibration constante autour d'une position d'équilibre. Les interactions (liaisons hydrogène) sont importantes.</p>		<p>L'état liquide est un état condensé. Les entités chimiques sont les unes contre les autres et peuvent glisser les unes sur les autres ; elles sont en mouvement constant.</p>		<p>L'état gazeux est un état dispersé. Les molécules et les ions sont éloignés les uns des autres et se déplacent dans toutes les directions de façon désordonnée. Les interactions entre les entités chimiques sont quasi nulles.</p>
---	---	---	---	---	---

Lors d'un changement d'état, la température d'un corps pur reste constante.

En recevant de l'énergie par transfert thermique (chaleur), ce corps pur passe à un état moins ordonné (solide → liquide → gazeux). Cet état moins ordonné se traduit par **des molécules en mouvement plus important**. La température est la grandeur qui mesure cette agitation des molécules.

La quantité de chaleur absorbée par un corps de masse M au cours de sa fusion est donnée par la relation :

$$Q = M \cdot L_f \quad Q \text{ en J, } M \text{ en g et } L_f \text{ en J/kg}$$

Le coefficient de proportionnalité L_f s'appelle la chaleur latente de fusion du corps.

Exemple pour l'eau pure, sous la pression atmosphérique normale : $L_f = 330 \text{ kJ/kg}$

2. Changement de température.

Si un système solide ou liquide, de masse m (en kg), échange de l'énergie que par transfert thermique et ne change pas d'état physique lors de cet échange, sa variation de température lors de cet échange est notée ΔT .

La variation de son énergie est $\Delta E = m \cdot c \cdot \Delta T$
avec c la capacité thermique massique du solide ou du liquide en question.

Remarques.

- La variation de température ΔT peut s'exprimer en °C ou en °K.
On rappelle la relation: $T(^{\circ}\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$
- La capacité thermique massique est l'énergie qu'il faut fournir pour augmenter de 1 °K (ou de 1 °C) la température d'un corps de 1 kg.

Calculer la variation d'énergie interne de :

- a) 150 L d'eau chauffés de 15 °C à 60 °C
- b) 10 kg de fonte dont la température passe de 130 °C à 20 °C.

Données : capacité massique de l'eau de de la fonte :
 $c_{\text{eau}} = 4,18 \cdot 10^3 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ et $c_{\text{fonte}} = 4,70 \cdot 10^2 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

a) Comme la température de l'eau augmente, l'énergie interne augmente. On convertit le volume d'eau en masse soit 150 kg. On a alors :

$$\begin{aligned} \Delta U_{\text{eau}} &= mc(T_f - T_i) \\ &= 150 \times 4,18 \cdot 10^3 (60 - 15) \\ &= 2,8 \cdot 10^7 \text{ J} \end{aligned}$$

b) Comme la température de la fonte diminue l'énergie interne de la fonte diminue. On a alors :

$$\begin{aligned} \Delta U_{\text{fonte}} &= mc(T_f - T_i) \\ &= 10 \times 4,70 \cdot 10^2 (20 - 130) \\ &= -5,1 \cdot 10^5 \text{ J} \end{aligned}$$



Cas du calorimètre :

Le calorimètre absorbe également de la chaleur.

La quantité d'énergie échangée est donnée par : $Q = C_{\text{calo}} \times \Delta T$
avec C_{calo} est appelé capacité calorifique en $J/^\circ C$

II. Etude de deux familles de composés : les alcanes et les alcools.

- Reconnaître une chaîne carbonée linéaire, ramifiée ou cyclique. Nommer un alcane et un alcool.
- Donner les formules semi-développées correspondant à une formule brute donnée dans le cas de molécules simples.

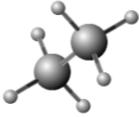
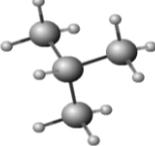
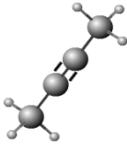
1. Nomenclature des alcanes.

Un hydrocarbure est un composé organique en comportant que des atomes de carbone et d'hydrogène.

Il existe 3 types d'hydrocarbures : les alcanes, les alcènes et les alcynes.

Nous étudierons les alcanes : C_nH_{2n+2}

Exemples : C_2H_6 , C_5H_{12}

		
Chaîne linéaire saturée	Chaîne ramifiée saturée	Chaîne linéaire insaturé

- Le cas le plus simple correspond à un alcane linéaire : sa chaîne carbonée identifie l'alcane :

**Nom
des 6 premiers
alcanes
linéaires**

n	nom
1	Méthane
2	Ethane
3	Propane
4	Butane
5	Pentane
6	Hexane
7	Heptane
8	Octane
9	Nonane

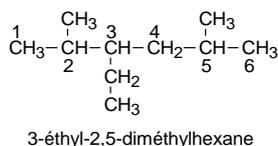
- Pour un alcane ramifié :
 - ✓ Chercher la chaîne carbonée la plus longue et le nom de l'alcane à chaîne linéaire comportant le même nombre de carbone. L'alcane (terminaison ane) ramifié est considéré comme un dérivé de cet alcane à chaîne droite.
 - ✓ Identifier les groupements substituant sur cette chaîne.

Nom de groupes alkyle

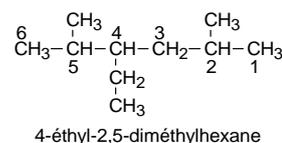
Groupe	Substituant
CH_3-	méthyl-
CH_3-CH_2-	éthyl-
$CH_3-CH_2-CH_2-$	propyl-
$\begin{array}{c} CH_3-CH- \\ \\ CH_3 \end{array}$	1-méthyléthyl-

- ✓ Déterminer la place des groupements par un indice de position. On numérote à partir d'un des deux bouts de cette chaîne. Déterminer le sens de numérotation en retenant celui qui correspond au nombre le plus petit

Soit sur cet exemple (2,3,5)
au lieu de (2,4,5)



et non



S'il existe plusieurs groupements substituant identiques, on utilise les préfixes di, tri, tétra ...

Les indices de position sont placés immédiatement avant la partie du nom à laquelle ils se réfèrent. Ils sont reliés par des tirets placés de part et d'autre mais séparés entre eux par des virgules lorsqu'ils sont devant un terme multiplicatif.

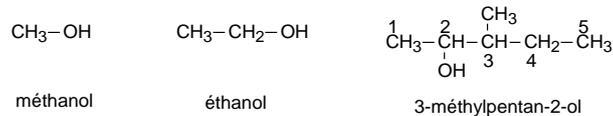


2. Nomenclature des alcools.

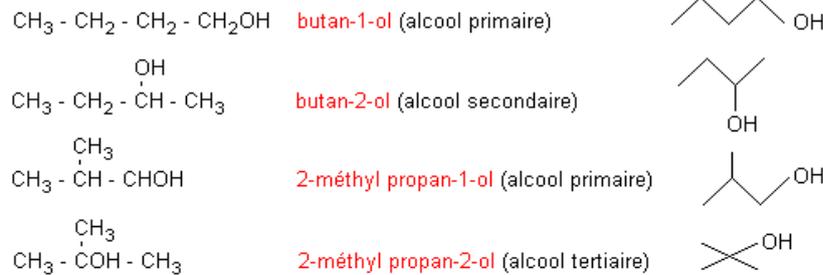
- groupe -OH fixé sur un atome de carbone tétraédrique : **alcool**.

Les règles de nomenclature pour un alcool sont les mêmes que pour un alcane

La terminaison « ane » de l'alcane est remplacé par la terminaison « ol ». On précise la position de la fonction « ol ».



Nommons et classons les alcools de formule brute $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.



3. Comment lier les températures de changement d'état et la structure moléculaire dans le cas des alcools et des alcanes ?

- Réaliser une distillation fractionnée.
- Interpréter :
 - l'évolution des températures de changement d'état au sein d'une famille de composés ;
 - les différences de température de changement d'état entre les alcanes et les alcools ;

La présence du groupe hydroxyle -OH rend les molécules polaires. De plus, le groupement -OH est à l'origine de la création de liaisons hydrogène entre les molécules d'alcool.

Ces interactions sont plus fortes que les seules interactions de Van der Waals qui assurent la cohésion entre les molécules d'alcanes. Ainsi, il sera d'autant plus difficile de rompre ces liaisons hydrogène et la température de changement d'état des alcools sera d'autant plus élevée.

On en déduit deux propriétés pour les alcools :

Les températures d'ébullition des alcools augmentent avec la longueur de leur chaîne carbonée.

Les températures d'ébullition des alcools sont supérieures à celles des alcanes de mêmes chaînes carbonées.

Les alcools sont plus volatils que les alcanes.

4. Miscibilité des alcools avec l'eau.

- Interpréter la plus ou moins grande miscibilité des alcools avec l'eau.

Toute molécule d'alcool R-OH comporte deux groupes :

- Un groupe hydroxyle -OH : ce groupe est hydrophile (aime l'eau) car il peut établir des liaisons hydrogène avec les molécules d'eau.
- Un groupe alkyle -R : ce groupe est hydrophobe comme les alcanes sont hydrophobes. Lorsque le groupe R a une chaîne carbonée courte, les molécules d'alcool peuvent s'entourer facilement de molécules d'eau et il y a une miscibilité totale de l'alcool avec l'eau.

Si la chaîne carbonée de R est longue, les interactions entre molécules d'alcool et d'eau sont limitées et la miscibilité devient partielle, voire nulle si la chaîne est très longue.

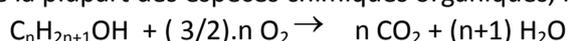
La miscibilité des alcools avec l'eau diminue lorsque la longueur de la chaîne carbonée croît.

III. Exemple d'une transformation d'un alcool ou d'un alcane : la combustion.

1. Énergie libérée lors de la combustion d'un alcool.

- Écrire une équation de combustion.
- Mettre en œuvre un protocole pour estimer la valeur de l'énergie libérée lors d'une combustion.

Comme la plupart des espèces chimiques organiques, les alcools peuvent brûler dans l'air.





Lors d'une réaction chimique, des liaisons se cassent et d'autres se reforment. Casser des liaisons demande un apport d'énergie mais la formation de nouvelles liaisons en libère. Globalement, les réactions de combustion libèrent de l'énergie.

On appelle « énergie molaire de combustion » l'énergie libérée par une mole de combustible consommée lors d'une combustion complète.

Ainsi, lorsque n moles de combustible sont mises en jeu lors d'une combustion complète, l'énergie libérée est alors :

$$E_{lib} = n \times E_{m,comb} \quad \left| \begin{array}{l} n \text{ en mol} \\ E_{m,comb} \text{ en J.mol}^{-1} \\ E_{lib} \text{ en J.mol}^{-1} \end{array} \right.$$

2. Exemple de bilan thermique d'une combustion.

L'énergie libérée par la combustion d'une bougie est utilisée pour chauffer une boîte métallique, de masse m_b (une canette en aluminium), contenant une masse m_1 d'eau, de la température θ_i à la température θ_f .

L'énergie thermique reçue vaut : $\mathcal{E}_{th1} = (m_1 \cdot c_{eau} + m_b \cdot c_{alu}) (\theta_f - \theta_i)$

L'énergie libérée par la combustion permet aussi de faire fondre, puis de vaporiser, la masse m_2 de paraffine de la bougie qui aura brûlé.

L'énergie thermique nécessaire \mathcal{E}_{th2} vaut : $\mathcal{E}_{th2} = m_2 L$

On admet que l'ensemble est thermiquement isolé, l'énergie \mathcal{E}_{th3} libérée par la combustion s'exprime par : $\mathcal{E}_{th3} = \mathcal{E}_{th1} + \mathcal{E}_{th2}$

Masse m_2 de paraffine ayant brûlé : $m_2 = m_a - m_c = 12,34 - 11,83 = 0,51$ g

Energie E_{th3} libérée par cette combustion : $E_{th3} = (m_1 \cdot c_{eau} + m_b \cdot c_{alu}) (\theta_f - \theta_i) + m_2 L$

$E_{th3} = (150 \times 4,18 + 16,36 \times 0,90) (40 - 13) + (12,34 - 11,83) 1,42 \times 10^3 = 1,80 \times 10^4$ J

Energie thermique libérée par la combustion de 1,0 g de paraffine.

$E_{th} = E_{th3} / m_2 = 1,80 \times 10^4 / 0,51 = 3,53 \times 10^4$ J.g⁻¹

Le pouvoir calorifique P de la paraffine en kJ.kg⁻¹ : $P = 3,53 \times 10^4$ kJ.kg⁻¹

La paraffine est essentiellement constituée d'un alcane de formule brute C₂₅H₅₂.

L'énergie libérée par la combustion d'une mole de paraffine : $E = E_{th} \cdot M(C_{25}H_{52}) = 3,53 \times 10^4 \times 352$

$E = 1,24 \times 10^7$ J.mol⁻¹ = 1,24 × 10⁴ kJ.mol⁻¹

masse de la bougie $m_a = 12,34$ g
masse de la boîte métallique :
$m_b = 16,36$ g
V = 150 mL d'eau froide
Température initiale : $\theta_i = 13^\circ\text{C}$
Température maximale : $\theta_f = 40^\circ\text{C}$
masse de la bougie à la fin :
$m_c = 11,83$ g
Données : $L = 1,42 \times 10^3$ J.g ⁻¹ ;
$c_{eau} = 4,18$ J.g ⁻¹ .°C ⁻¹ ; $c_{Al} = 0,90$ J.g ⁻¹ .°C ⁻¹

Equation chimique		C ₂₅ H ₅₂ + 38 O ₂ → 25 CO ₂ + 26 H ₂ O			
Etat du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
Etat initial	x=0	$n_i = 1,0$	excès	0	0
Etat x	x	1,0 - x	excès	25 x	26 x
Etat final	$x_{max} = n_i = 1,0$	$n_i - x_{max} = 0$	excès	25 x_{max}	26 x_{max}

La masse m de dioxyde de carbone produite par la combustion complète d'une mole de paraffine.

D'après le tableau d'avancement : $n(\text{CO}_2) = 25 x_{max} = 25 n_i$

$m = n(\text{CO}_2) M(\text{CO}_2) = 25 n_i M(\text{CO}_2) = 25 \times 1,0 \times 44 = 1,1 \times 10^3$ g = 1,1 kg

