

Stockage et conversion de l'énergie chimique

16.1 Énergie chimique

L'énergie chimique est stockée dans les liaisons entre atomes dans les molécules, et elle peut être libérée lors de réactions chimiques exothermiques.

L'énergie chimique peut être convertie en

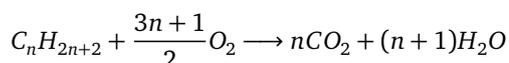
- énergie de rayonnement (chimiluminescence)
- énergie électrique (oxydoréduction, piles et accumulateurs)
- énergie mécanique (muscles, biochimie)
- énergie thermique (combustions)

Les principales sources d'énergies chimiques utilisées par l'Homme sont destinées à la production d'énergie thermique (chauffage, cuisson, production d'électricité, propulsion de véhicules) par combustion de bois, charbon, gaz et pétrole.

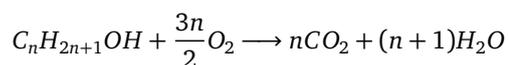
16.2 Équation de combustion

La combustion complète d'une espèce organique qui contient essentiellement du carbone et de l'hydrogène produit du dioxyde de carbone et de l'eau.

pour un alcane



pour un alcool



Si la chaîne carbonée est très longue, la combustion est imparfaite, et il se forme d'autres composés que le dioxyde de carbone et l'eau

- du carbone pur C (poudre noire)
- du monoxyde de carbone CO extrêmement toxique, il bloque le fonctionnement de l'hémoglobine du sang
- d'autres résidus de combustions pouvant être toxiques

16.3 Ordre de grandeur de l'énergie libérée

Les réactions de combustion sont exothermiques, elles dégagent beaucoup d'énergies car ce sont des liaisons covalentes qui sont rompues.

L'ordre de grandeur des énergies de combustion est de 1000 à 10000 $kJ \cdot mol^{-1}$.

16.4 Exercices

Ex.6 p.280	Ex.8 p.280	Ex.9 p.280
Ex.11 p.280	Ex.12 p.280	Ex.13 p.281
Ex.14 p.281	Ex.15 p.281	

16.5 Corrections

Exercice 6 p.280 L'énergie chimique est contenue dans des liaisons de molécules que l'on va rompre lors de réactions chimiques. **a.** non, c'est de l'énergie mécanique (potentiel + cinétique). **b.** non, c'est le noyau d'un atome, c'est de l'énergie de liaison nucléaire. **c.** oui, c'est une réaction chimique entre deux espèces qui s'échangent des électrons. **d.** oui, lors de la combustion des hydrocarbures, la formation des molécules d'eau et de dioxyde de carbone s'accompagne de libération d'énergie, stockée dans des liaisons chimiques. **e.** oui, l'oxydation du glucose par les cellules vivantes dégage de l'énergie qui était stockée dans des liaisons chimiques.

Exercice 8 p.280 **a.** la chlorophylle dans les feuilles d'une plante transforme des espèces chimiques grâce à l'action de la lumière. **b.** une chaudière à gaz ou au fioul **c.** une pile ou un accumulateur électrique **d.** un moteur à explosion (essence, diesel ou gaz) transforme l'énergie libérée lors de la combustion en mouvement.

Exercice 9 p.280



- b. $2C_{10}H_{22} + 31O_2 \longrightarrow 20CO_2 + 22H_2O$
 c. $C_nH_{2n+2} + \dots O_2 \longrightarrow 9CO_2 + 10H_2O$ (on a $n=9$)
 donc $C_9H_{20} + 14O_2 \longrightarrow 9CO_2 + 10H_2O$
 d. $C_2H_5OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$
 e. $2C_3H_7OH + 9O_2 \longrightarrow 6CO_2 + 8H_2O$
 f. $C_nH_{2n+1}OH + \dots O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 5H_2O$ (on a $n=4$)
 donc $C_4H_9OH + 6O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 5H_2O$.

Exercice 11 p.280 1. Voir table 16.1. 2. Si nous traçons les énergies en fonction de la longueur de la chaîne carbonée, nous observons que l'énergie de combustion est proportionnel à la longueur de la chaîne carbonée car le nombre de liaisons est proportionnel à la longueur de la chaîne et donc l'énergie stockée dans les liaisons proportionnelles à la chaîne. Pour l'énergie de vaporisation il n'y a pas de nette corrélation entre l'énergie et la longueur de la chaîne.

Espèce	Rapport $\frac{E_c}{E_v}$
Méthanol	18.7
Éthanol	32.8
Octane	157
Dodécane	170

Table 16.1 – Exercice 11 p.280

- Exercice 12 p.280** 1. Voir p.276 Paraffine $C_{25}H_{52}$.
 2. $C_{25}H_{52} + 38O_2 \longrightarrow 25CO_2 + 26H_2O$.
 3. On utilise la formule donnée dans l'énoncé (en bas de page 280, à droite). $E_{th} = \frac{1}{0.44} \times (148 \times 4.18 + 26.6 \times 0.47) \times 25.4 + 1420 = 37.8 \text{ kJ.g}^{-1}$. P est exprimé en kJ.kg^{-1} . Donc $P = 37000 \text{ kJ.kg}^{-1}$.
 4. $M(C_{25}H_{52}) = 352 \text{ g.mol}^{-1}$. Si on brûle $m = 1.00 \text{ g}$ de paraffine ce qui correspond à $n = \frac{1.00}{352} = 2.84 \times 10^{-3} \text{ mol}$ on libère $37,8 \text{ kJ}$ pour 1 g . Donc pour 1 mol , on libère $\frac{37,8}{2.84 \times 10^{-3}} = 13305 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
 5. $\frac{13000 \text{ kJ/mol}}{100 \text{ kJ/mol}} = 133$. Les énergies de liaison sont beaucoup plus grandes que les énergies d'interaction Van der Waals.

Exercice 13 p.281 1. Propane $CH_3 - CH_2 - CH_3$
 Butane $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$.
 2. P = énergie libérée par la combustion d'1 kg de ce combustible. L'énoncé nous indique l'énergie libérée pour une mole de combustible, donc on va calculer le nombre de moles dans un kilogramme de combustible.

Propane

$M(CH_3 - CH_2 - CH_3) = 44 \text{ g.mol}^{-1}$. Si $m = 1000 \text{ g}$ alors $n = \frac{m}{M} = 22,7 \text{ mol}$.

$P = n \times E_{propane} = 22,7 \times 2220 = 50450 \text{ kJ.kg}^{-1}$

Butane

$M(CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3) = 58 \text{ g.mol}^{-1}$. Si $m = 1000 \text{ g}$ alors $n = \frac{m}{M} = 17,2 \text{ mol}$.

$P = n \times E_{butane} = 17,2 \times 2880 = 49700 \text{ kJ.kg}^{-1}$

3.a On isole m_{eau} dans la formule proposée

$$m_{gaz} \times E_{Th} = m_{eau} \times c_{eau} \times (\theta_f - \theta_i)$$

On divise l'égalité par $(\theta_f - \theta_i)$

$$\frac{m_{gaz} \times E_{Th}}{(\theta_f - \theta_i)} = \frac{m_{eau} \times c_{eau} \times (\theta_f - \theta_i)}{(\theta_f - \theta_i)}$$

Puis on simplifie

$$\frac{m_{gaz} \times E_{Th}}{(\theta_f - \theta_i)} = m_{eau} \times c_{eau}$$

On divise l'égalité par c_{eau} puis on simplifie

$$\frac{m_{gaz} \times E_{Th}}{c_{eau} \times (\theta_f - \theta_i)} = m_{eau}$$

On effectue le calcul en ne prenant que 80% de l'énergie libérée par la combustion, énergie en Joules (et pas kJ)

$$m_{eau} = \frac{m_{gaz} \times (0.80 \times E_{Th})}{c_{eau} \times (\theta_f - \theta_i)} = 2.07 \text{ tonnes}$$

- 3.b La masse est maximale car il faudrait encore plus d'énergie pour chauffer une masse plus importante d'eau or la bouteille de gaz sera vide.
 4. La question n'est pas claire ...

Exercice 14 p.281 1. On fait l'inventaire des éléments de chaque coté de l'équation

Équation 1

Réactifs : 7.9 C, 14, 8 H, et 23.2 O

Produits : 7.9C, 14, 8 H et 23.2 O

l'équation est bien équilibrée.

Équation 2

Réactifs : 12.3 C, 22.2 H et 35.7 O

Produits : 12.3 C, 22.2 H et 35.7 O

l'équation est bien équilibrée

2.a et 2.b

Essence

Pour 1 mol d'essence on obtient 7.9 mol de CO_2 .
 Pour $m = 1 \text{ g}$ d'essence de masse molaire moléculaire $M = 7.9 \times 12 + 14.8 \times 1.0 = 109.6 \text{ g.mol}^{-1}$, on a $n = 0.0091 \text{ mol}$ d'essence, soit 0.072 mol de CO_2 . Comme $M(CO_2) = 12 + 2 \times 16 \text{ g.mol}^{-1}$, on a produit une masse de 3.17 g de CO_2 .

Gasoil

Pour 1 mol de gasoil on obtient 12.3 mol de CO_2 .
 Pour $m = 1 \text{ g}$ de gasoil de masse molaire moléculaire $M = 12.3 \times 12 + 22.2 \times 1.0 = 169.8 \text{ g.mol}^{-1}$, on a $n = 0.00589 \text{ mol}$ de gasoil, soit 0.0724 mol de

CO_2 . Comme $M(CO_2) = 12 + 2 \times 16 \text{ g.mol}^{-1}$, on a produit une masse de 3.19 g de CO_2 .

3.

$$m_{CO_2} = n_{CO_2} \times M(CO_2)$$

$$m_{essence} = n_{essence} \times M(essence)$$

$$M(CO_2) = 44 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M(essence) = 109.6 \text{ g.mol}^{-1}$$

Pour 1 mol essence, on a 7.9 mol de CO. Pour $n_{essence}$ mol d'essence on a n_{CO_2} moles de CO_2 . On a donc la proportionnalité $\frac{n_{essence}}{1} = \frac{n_{CO_2}}{7.9}$. On reprend les deux formules de départ en remplaçant $n_{essence}$

$$m_{CO_2} = n_{CO_2} \times M(CO_2)$$

$$m_{essence} = \frac{n_{CO_2}}{7.9} \times M(essence)$$

On isole n_{CO_2} dans les deux formules

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M(CO_2)} = \frac{m_{essence} \times 7.9}{M(essence)}$$

On isole le rapport des masses.

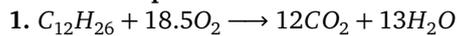
$$\frac{m_{CO_2}}{m_{essence}} = \frac{7.9 \times M(CO_2)}{M(essence)}$$

On obtient

$$\frac{m_{CO_2}}{m_{essence}} = \frac{7.9}{109.6} \times 44 = 3.17$$

Calcul identique avec le gasoil.

Exercice 15 p.281



2. Pour 100 km, le moteur consomme 6 L, donc pour 1 km, il consomme seulement $\frac{6}{100}$ L soit 0.06 L. La masse de carburant correspondante est $m = 786 \times 0.06 = 44.76$ g. Cela correspond à $n = \frac{m}{M} = \frac{44.76}{(12 \times 12 + 26 \times 1)} = 0.263$ mol de carburant. 1 mol de carburant produit 12 mol de CO_2 donc 0.263 mol de carburant produit 3.16 mol de CO_2 , ce qui correspond à 139 g de CO_2 .

