

**I Définition de l'énergie chimique (p276)**

- Reprendre les paragraphes et le schéma.

**II Équation d'une combustion**

- Reprendre les paragraphes et les équations.

**III Ordre de grandeur de l'énergie libérée lors d'une combustion**

- Reprendre les paragraphes et le tableau.

**IV Liste d'exercices conseillés**

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

**V Correction détaillée des exercices conseillés**

**ex. 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.

**ex. 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.

**ex. 9 p. 280**

- a)  $CH_4 + 2 O_2 \rightarrow CO_2 + 2 H_2O$
- b)  $2 C_{10}H_{22} + 31 O_2 \rightarrow 20 CO_2 + 22 H_2O$
- c)  $C_nH_{2n+2} + O_2 \rightarrow 9 CO_2 + 10 H_2O$  (on a  $n=9$ ) donc  $C_9H_{20} + 14 O_2 \rightarrow 9 CO_2 + 10 H_2O$
- d)  $C_2H_5OH + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$
- e)  $2 C_3H_7OH + 9 O_2 \rightarrow 6 CO_2 + 8 H_2O$
- f)  $C_nH_{2n+1}OH + O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 5 H_2O$  (on a  $n=4$ ) donc  $2 C_4H_9OH + 12 O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 10 H_2O$

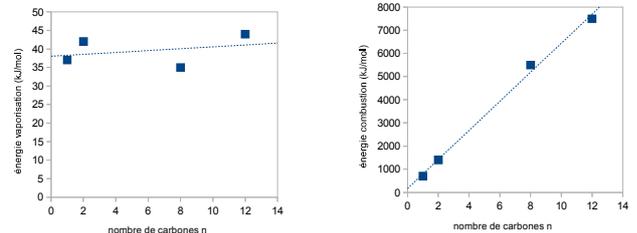
**ex. 11 p. 280**

1)

Espèce	Rapport des énergies Ec/Ev
Méthanol	18,7
Éthanol	32,8

Octane	157
Dodécane	170

2) Traçons les énergies en fonction de la longueur de la chaîne carbonée.



On observe 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.

**ex. 12 p. 280**

- 1) Voir p.276 : Paraffine  $C_{25}H_{52}$
- 2)  $C_{25}H_{52} + 38 O_2 \rightarrow 25 CO_2 + 26 H_2O$
- 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  $\text{kJ.kg}^{-1}$ . Donc  $P = 37\ 000 \text{ kJ.kg}^{-1}$ .  
 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  $n = 1,00/352 = 2,84 \times 10^{-3} \text{ mol}$  on libère  $37,8 \text{ kJ}$  pour  $1\text{g}$ .  
 Donc pour  $1 \text{ mol}$ , on libère  $37,8 / 2,84 \times 10^{-3} = 13305 \text{ kJ.mol}^{-1}$   
 5)  $13\ 000 \text{ kJ/mol} / 100 \text{ kJ/mol} = 133$ . Les énergies de liaison sont beaucoup plus grandes que les énergies d'interaction Van der Waals.

**ex. 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 de  $1 \text{ kg}$  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  $n = m/M$  et  $n = 22,7 \text{ mol}$ .  
 $P = n \times E_{\text{propane}} = 22,7 \times 2220 = 50450 \text{ kJ.kg}^{-1}$ .

Propane :  
 $M(CH_3-CH_2-CH_2-CH_3) = 58 \text{ g.mol}^{-1}$ . Si  $m = 1000 \text{ g}$  alors  $n = m/M$  et  $n = 17,2 \text{ mol}$ .  
 $P = n \times E_{\text{butane}} = 17,2 \times 2880 = 49700 \text{ kJ.kg}^{-1}$ .

3.a) On isole  $m_{\text{eau}}$  dans la formule proposée :

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

$$\frac{1}{(\theta_f - \theta_i)} \cdot m_{\text{gaz}} \cdot E_{Th} = (m_{\text{eau}} \cdot c_{\text{eau}}) \cdot (\theta_f - \theta_i) \cdot \frac{1}{(\theta_f - \theta_i)}$$

$$\frac{1}{c_{\text{eau}}} \cdot \frac{1}{(\theta_f - \theta_i)} \cdot m_{\text{gaz}} \cdot E_{Th} = m_{\text{eau}} \cdot c_{\text{eau}} \cdot \frac{1}{e_{\text{eau}}}$$

$$\frac{1}{c_{\text{eau}}} \cdot \frac{1}{(\theta_f - \theta_i)} \cdot m_{\text{gaz}} \cdot E_{Th} = m_{\text{eau}}$$

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

$$m_{\text{eau}} = \frac{1}{c_{\text{eau}}} \cdot \frac{1}{(\theta_f - \theta_i)} \cdot m_{\text{gaz}} \cdot E_{Th} \cdot 0,80 = 2,07 \text{ t d'eau}$$

**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)** ??? comprend pas ...

**ex. 14 p. 281**

**1)** On fait l'inventaire des éléments de chaque coté de l'équation

Équation 1

Réactifs : 7.9 C ; 14,8H 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 ; 22.2H et 35.7 O

Produits : 12.3C, 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<sub>2</sub>.

Pour m = 1g 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<sub>2</sub>. Comme  $M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \times 16$

$\text{g.mol}^{-1}$ , on a produit une masse de 3.17 g de CO<sub>2</sub>.

Gasoil :

Pour 1 mol de gasoil on obtient 12.3 mol de CO<sub>2</sub>.

Pour m = 1g 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<sub>2</sub>. Comme

$M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \times 16 \text{ g.mol}^{-1}$ , on a produit une masse de 3.19 g

de CO<sub>2</sub>.

**3)**

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M(\text{CO}_2) \quad m_{\text{essence}} = n_{\text{essence}} \times M(\text{essence}).$$

$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g.mol}^{-1}$ .

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

Pour 1 mol essence, on a 7.9 mol de CO

Pour  $n_{\text{essence}}$  mol d'essence on a  $n_{\text{CO}_2}$  moles de CO<sub>2</sub>.

On a donc la proportionnalité  $n_{\text{essence}} / 1 = n_{\text{CO}_2} / 7.9$

On reprend les deux formules de départ en remplaçant

$$n_{\text{essence}} \quad m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M(\text{CO}_2) \quad m_{\text{essence}} = n_{\text{CO}_2} / 7.9 \times M(\text{essence}).$$

On isole  $n_{\text{CO}_2}$  dans les deux formules

$$n_{\text{CO}_2} = m_{\text{CO}_2} / M(\text{CO}_2) = m_{\text{essence}} \times 7.9 / M(\text{essence})$$

On isole le rapport des masses.

$$m_{\text{CO}_2} / m_{\text{essence}} = 7.9 / M(\text{essence}) \times M(\text{CO}_2)$$

On obtient

$$m_{\text{CO}_2} / m_{\text{essence}} = 7.9 / 109.6 \times 44 = 3.17$$

Calcul identique avec le gasoil.

**ex. 15 p. 281**

**1)**  $\text{C}_{12}\text{H}_{26} + 18.5 \text{ O}_2 \rightarrow 12 \text{ CO}_2 + 13 \text{ H}_2\text{O}$

**2)** Pour 100km, le moteur consomme 6L, donc pour 1km, il consomme seulement 6/100 L soit 0.06 L.

La masse de carburant correspondante est  $m = 786 \times 0.06 = 44.76 \text{ g}$ .

Cela correspond à  $n = m/M = 44.76 / (12 \times 12 + 26 \times 1) = 0.263 \text{ mol}$  de carburant.

1 mol de carburant produit 12 mol de CO<sub>2</sub> donc

0.263 mol de carburant produit 3.16 mol de CO<sub>2</sub>, ce qui correspond à 139 g de CO<sub>2</sub>.