

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) $C_n H_{2n+2} + O_2 \rightarrow 9 CO_2 + 10 H_2O$ (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) $C_n H_{2n+1}OH + O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 5 H_2O$ (on a $n=4$) donc $2 C_4H_9OH + 12 O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 10 H_2O$

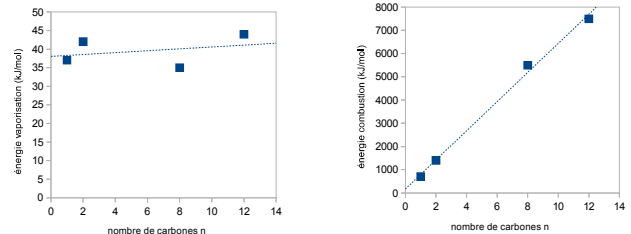
ex. 11 p. 280

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 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 1g .
 Donc pour 1 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 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_{eau} dans la formule proposée :

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

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

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

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

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 CO₂.

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 CO₂. Comme $M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \times 16$

g.mol^{-1} , on a produit une masse de 3.17 g de CO₂.

Gasoil :

Pour 1 mol de gasoil on obtient 12.3 mol de CO₂.

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 CO₂. Comme

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

de CO₂.

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_{essence} mol d'essence on a n_{CO_2} moles de CO₂.

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_{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 CO₂ donc

0.263 mol de carburant produit 3.16 mol de CO₂, ce qui

correspond à 139 g de CO₂.