

Correction ch9 : Energie stockée dans la matière organique

Exercice 17 : Déterminer un pouvoir calorifique massique

$$\begin{cases} E_{\text{méthane}} = m_{\text{méthane}} PC_{\text{méthane}} \\ E_{\text{bois}} = m_{\text{bois}} PC_{\text{bois}} \end{cases} \Rightarrow E_{\text{méthane}} = E_{\text{bois}} \Leftrightarrow m_{\text{méthane}} PC_{\text{méthane}} = m_{\text{bois}} PC_{\text{bois}} \\ \Rightarrow PC_{\text{bois}} = \frac{m_{\text{méthane}} PC_{\text{méthane}}}{m_{\text{bois}}} = \frac{5,0 \times 50}{15,6} = 16 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

Exercice 19 : Lire un graphique

- Par lecture graphique, on a : $PC_{45\%} = 8 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$; $PC_{20\%} = 13 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.
- $E_{45\%} = m_{45\%} PC_{45\%} = 8 \text{ MJ}$; $E_{20\%} = m_{20\%} PC_{20\%} = 13 \text{ MJ}$.
Plus le bois est sec, plus l'énergie libérée par la combustion d'un kilogramme de ce bois est élevée.
- Par lecture graphique, on peut en déduire que le taux d'humidité des granulés de bois est de 8 %.
- Les granulés de bois ont un taux d'humidité plus faible qu'une bûche traditionnelle. Or plus le taux d'humidité est faible, plus le pouvoir calorifique massique d'un bois est important. Les granulés ont donc un meilleur pouvoir calorifique massique que les bûches traditionnelles. Il est donc recommandé de remplacer sa cheminée classique par un poêle à granulés de bois.

Exercice 26 : Analyser un schéma

- Les coefficients stoechiométriques manquants sont **2H** et **1O**.
- Réaction 1 : 1 liaison H-H et 1 demi liaison O=O ont été rompues.
- Réaction 2 : 2 liaisons O-H ont été formées.
- $E_3 = E_{H-H} + \frac{1}{2} E_{O=O} - 2E_{O-H} = 436 + \frac{1}{2} \times 497 - 2 \times 463 = -242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 32 : Cuisson au propane

1. Combustion du propane : $C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(g)$ (R).

2. La quantité de propane consommée est égale à $n_{\text{propane}} = m/M$.

A. N. : $n_{\text{propane}} = 13 \times 10^3 / 44 = 3,0 \times 10^2 \text{ mol}$.

Construisons le tableau d'avancement correspondant à la combustion de cette quantité de propane.

Équation de réaction		$C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(g)$			
État	Avancement	Quantité			
initial	0	n_{propane}	Beaucoup	0	0
final	x_f	$n_{\text{propane}} - x_f$	Beaucoup	$3x_f$	$4x_f$

À l'état final, $n_{\text{propane}} - x_f = 0$, soit $x_f = n_{\text{propane}}$.

La quantité de dioxyde de carbone formé est : $n' = 3 n_{\text{propane}} = 3 \times m/M$.

La masse de dioxyde de carbone formé est donc :

$$m' = n' \times M' = 3 \times (m/M) \times M'$$

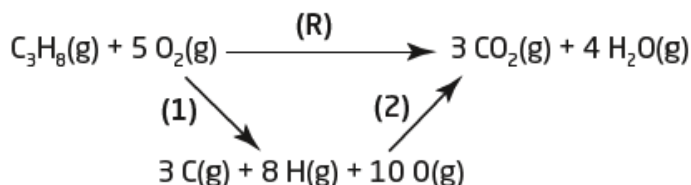
A. N. : $n' = 3 \times (13 \times 10^3 / 44) = 8,9 \times 10^2 \text{ mol}$.

$$m' = 3 \times (13 \times 10^3 / 44) \times 44 = 39 \times 10^3 \text{ g} = 39 \text{ kg}.$$

Exercice 34 : Camping gaz

1. Combustion du propane : $C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(g)$ (R).

2. Pour s'aider, il est possible de construire un cycle faisant apparaître les liaisons rompues et les liaisons formées.



Lors de la transformation (1), les liaisons rompues sont : 2 liaisons C-C, 8 liaisons C-H et 5 liaisons O=O.

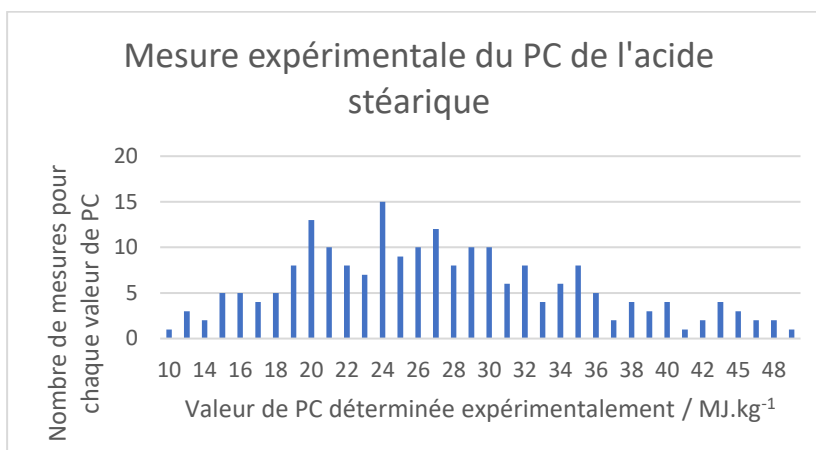
Lors de la transformation (2), les liaisons formées sont : 3 fois 2 liaisons C=O et 4 fois 2 liaisons O-H.

$$\epsilon_{m,(R)} = \epsilon_{m,(1)} + \epsilon_{m,(2)} = (1 \times 2 \times \epsilon_{m,C-C} + 1 \times 8 \times \epsilon_{m,C-H} + 5 \times 1 \times \epsilon_{m,O=O}) - (3 \times 2 \times \epsilon_{m,C=O} + 4 \times 2 \times \epsilon_{m,O-H}).$$

$$\text{A. N. : } \epsilon_{m,(R)} = (2 \times 346 + 8 \times 415 + 5 \times 497) - (6 \times 804 + 8 \times 463) = -2,03 \times 10^3 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

Exercice 36 : Résultat collectif

a.



b. $\overline{PC} = 27,3 \text{ MJ.kg}^{-1}$; $s = 8,1 \text{ MJ.kg}^{-1}$.

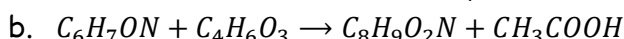
c. $U(PC) = \frac{s}{\sqrt{n}} = \frac{8,1}{\sqrt{210}} = 0,6 \text{ MJ.kg}^{-1} \Rightarrow PC = \overline{PC} \pm U(PC) = 27,3 \pm 0,6 \text{ MJ.kg}^{-1}$.

Exercice 35 : Apprendre à rédiger

a. Les réactifs sont le paraaminophénol et l'anhydride éthanóique.

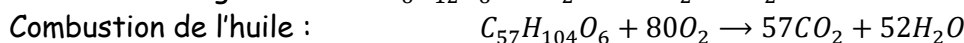
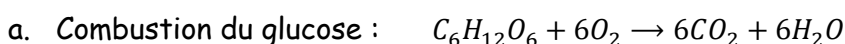
Le produit d'intérêt obtenu lors de cette synthèse est le paracétamol.

Au cours de la transformation, il se forme également de l'acide éthanóique.



c. Le paraaminophénol est bien plus coûteux que l'anhydride éthanóique. La réaction est équimolaire, et les masses molaires des réactifs voisines. Lors de la réaction, des masses voisines des deux réactifs sont consommées. Par conséquent, il est donc préférable de le choisir comme réactif limitant.

Exercice 39 : Énergie dans les aliments



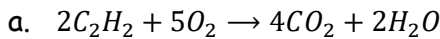
b. $E_{\text{glucose}} = n_{\text{glucose}} E_{m,\text{comb},\text{glucose}} = \frac{m_{\text{glucose}}}{M_{\text{glucose}}} E_{m,\text{comb},\text{glucose}} = \frac{1}{180} \times (-2,7) = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ MJ} = 15 \text{ kJ}$.

$E_{\text{huile}} = n_{\text{huile}} E_{m,\text{comb},\text{huile}} = \frac{m_{\text{huile}}}{M_{\text{huile}}} E_{m,\text{comb},\text{huile}} = \frac{1}{884} \times (-32) = 3,6 \cdot 10^{-2} \text{ MJ} = 36 \text{ kJ}$.

c. Valeurs théoriques : $E_{\text{huile}} = \frac{900 \times 4,18}{100} = 37 \text{ kJ}$; $E_{\text{glucose}} = \frac{400 \times 4,18}{100} = 17 \text{ kJ}$.

On retrouve sensiblement les mêmes valeurs que dans la question précédente.

Exercice 43 : Soudures



b. $E_{comb,mol} = 2E_{C=C} + 4E_{C-H} + 5E_{O=O} - 8E_{C=O} - 4E_{O-H}$
 $\Rightarrow E_{comb,mol} = 2 \times 835 + 4 \times 415 + 5 \times 497 - 8 \times 804 - 4 \times 463 = -2,47 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

c. **Détermination des quantités de matière initiales :**

$$n_{C_2H_2} = \frac{m_{C_2H_2}}{M_{C_2H_2}} = \frac{3,2 \cdot 10^3}{26} = 1,2 \cdot 10^2 \text{ mol}; n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{5,6 \cdot 10^3}{32} = 1,8 \cdot 10^2 \text{ mol}.$$

Détermination du réactif limitant :

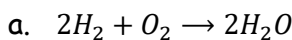
D'après l'équation de la réaction, $\frac{n_{C_2H_2}}{2} = 60 \text{ mol}$ et $\frac{n_{O_2}}{5} = 35 \text{ mol}$.

Le réactif limitant est donc le dioxygène, et $x_{max} = 35 \text{ mol}$.

Détermination de l'énergie libérée :

$$E_{poste} = x_{max} E_{comb,mol} = 35 \times (-2,47 \cdot 10^3) = -8,6 \cdot 10^4 \text{ kJ}.$$

Exercice 46 : Moteur Vulcain de la fusée Ariane V



b. Le combustible est le dioxygène.

Détermination des quantités de matière initiales :

$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{M_{H_2}} = \frac{25 \cdot 10^6}{2} = 1,3 \cdot 10^7 \text{ mol}; n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{130 \cdot 10^6}{32} = 4,0 \cdot 10^6 \text{ mol}.$$

Détermination du réactif limitant :

D'après l'équation de la réaction, $\frac{n_{H_2}}{2} = 6,5 \cdot 10^6 \text{ mol}$ et $\frac{n_{O_2}}{1} = 4,0 \cdot 10^6 \text{ mol}$.

Le réactif limitant est donc le dioxygène, et $x_{max} = 4,0 \cdot 10^6 \text{ mol}$.

c. Dans l'état final, le gaz résiduel est le dihydrogène, avec une quantité $n_{H_2f} = n_{H_2} - 2x_{max} = 5,0 \cdot 10^6 \text{ mol}$.

d. $E_{comb,mol} = 2E_{H-H} + E_{O=O} - 4E_{O-H} = 2 \times 436 + 497 - 4 \times 463 = -483 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

e. $E_{fusée} = x_{max} E_{comb,mol} = 4,0 \cdot 10^6 \times (-483) = -1,9 \cdot 10^9 \text{ kJ}$.

f. $P = \frac{E_{fusée}}{\Delta t} = \frac{1,9 \cdot 10^9}{570} = 3,4 \cdot 10^6 \text{ kW} = 3,4 \text{ GW}$.