

Énergie stockée dans la matière organique

Corrigé de quelques exercices du livre – Chapitre 9

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

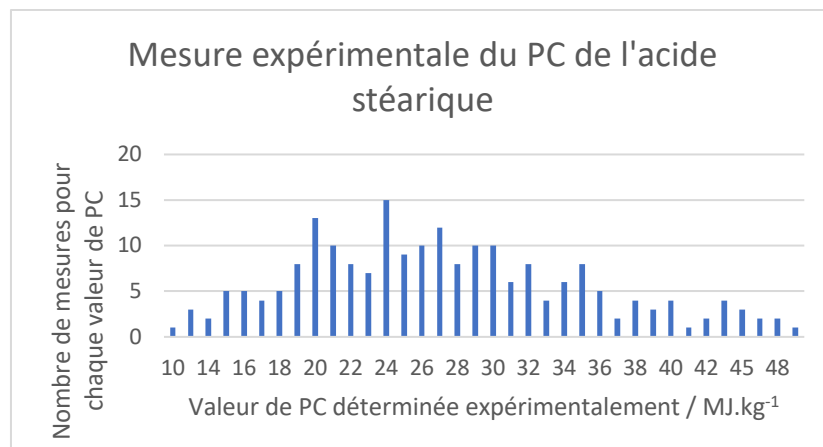
- Par lecture graphique, on a : $PC_{45\%} = 8 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$; $PC_{20\%} = 13 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.
- $E_{45\%} = m_{45\%} PC_{45\%} = 8 \text{ MJ}$; $E_{20\%} = m_{20\%} PC_{20\%} = 13 \text{ MJ}$.
Plus le bois est sec, plus l'énergie libérée par la combustion d'un kilogramme 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 36 : Résultat collectif

a.



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



Exercice 35 : Apprendre à rédiger

- a. Les réactifs sont le paraaminophénol et l'anhydride éthanoïque.
Le produit d'intérêt obtenu lors de cette synthèse est le paracétamol.
Au cours de la transformation, il se forme également de l'acide éthanoïque.
- b. $C_6H_7ON + C_4H_6O_3 \rightarrow C_8H_9O_2N + CH_3COOH$
- c. Le paraaminophénol est bien plus coûteux que l'anhydride éthanoïque. 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

- a. Combustion du glucose : $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$
Combustion de l'huile : $C_{57}H_{104}O_6 + 80O_2 \rightarrow 57CO_2 + 52H_2O$
- b. $E_{glucose} = n_{glucose} E_{m,comb,glucose} = \frac{m_{glucose}}{M_{glucose}} E_{m,comb,glucose} = \frac{1}{180} \times (-2,7) = 1,5 \cdot 10^{-2} MJ = 15 kJ.$
 $E_{huile} = n_{huile} E_{m,comb,huite} = \frac{m_{huile}}{M_{huile}} E_{m,comb,huite} = \frac{1}{884} \times (-32) = 3,6 \cdot 10^{-2} MJ = 36 kJ.$
- c. Valeurs théoriques : $E_{huile} = \frac{900 \times 4,18}{100} = 37 kJ$; $E_{glucose} = \frac{400 \times 4,18}{100} = 17 kJ.$
On retrouve sensiblement les mêmes valeurs que dans la question précédente.

Exercice 43 : Soudures

- a. $2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$
- b. $E_{comb,mol} = 2E_{C=C} + 4E_{C-H} + 5E_{O=O} - 8E_{C=O} - 4E_{O-H}$
 $\Rightarrow E_{comb,mol} = 2 \times 835 + 4 \times 415 + 5 \times 497 - 8 \times 804 - 4 \times 463 = -2,47 \cdot 10^3 kJ \cdot mol^{-1}.$
- c. **Détermination des quantités de matière initiales :**
 $n_{C_2H_2} = \frac{m_{C_2H_2}}{M_{C_2H_2}} = \frac{3,2 \cdot 10^3}{26} = 1,2 \cdot 10^2 mol$; $n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{5,6 \cdot 10^3}{32} = 1,8 \cdot 10^2 mol.$

Détermination du réactif limitant :

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

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

Détermination de l'énergie libérée :

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

Exercice 46 : Moteur Vulcain de la fusée Ariane V

- a. $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
- b. Le combustible est le dioxygène.
Détermination des quantités de matière initiales :
 $n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{M_{H_2}} = \frac{25 \cdot 10^6}{2} = 1,3 \cdot 10^7 mol$; $n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} = \frac{130 \cdot 10^6}{32} = 4,0 \cdot 10^6 mol.$
Détermination du réactif limitant :
D'après l'équation de la réaction, $\frac{n_{H_2}}{2} = 6,5 \cdot 10^6 mol$ et $\frac{n_{O_2}}{1} = 4,0 \cdot 10^6 mol.$
Le réactif limitant est donc le dioxygène, et $x_{max} = 4,0 \cdot 10^6 mol.$
- c. Dans l'état final, le gaz résiduel est le dihydrogène, avec une quantité $n_{H_2f} = n_{H_2} - 2x_{max} = 5,0 \cdot 10^6 mol.$
- d. $E_{comb,mol} = 2E_{H-H} + E_{O=O} - 4E_{O-H} = 2 \times 436 + 497 - 4 \times 463 = -483 kJ \cdot mol^{-1}.$
- e. $E_{fusée} = x_{max} E_{comb,mol} = 4,0 \cdot 10^6 \times (-483) = -1,9 \cdot 10^9 kJ.$
- f. $P = \frac{E_{fusée}}{\Delta t} = \frac{1,9 \cdot 10^9}{570} = 3,4 \cdot 10^6 kW = 3,4 GW.$



Exercice 47 : Combustion du gaz naturel

1. L'énergie molaire de la réaction (1) est négative. Il s'agit donc d'une réaction exothermique.
2. $E_1 = n_0 E_{m,(1)} = 40,4 \times (-800) = -3,23 \cdot 10^4 \text{ kJ}$.
3. L'air atmosphérique sec est principalement constitué de dioxygène et de diazote.
4. D'après l'équation de la réaction (1), $\frac{n_{CH_4}}{1} = \frac{n_{O_2}}{2} \Rightarrow n_{O_2} = 2n_{CH_4} = 80,8 \text{ mol}$.
 $\Rightarrow n_{air} = 5n_{O_2} = 4,04 \cdot 10^2 \text{ mol}$.
5. $n' = \frac{E_{1 \text{ tep}}}{E_{m,(1)}} = \frac{42 \cdot 10^9}{800 \cdot 10^3} = 5,3 \cdot 10^4 \text{ mol}$.
 $m' = n' M = 1,3 \cdot 10^3 \times 16,0 = 8,4 \cdot 10^5 \text{ g} = 8,4 \cdot 10^2 \text{ kg}$.
6. Pour produire la même énergie, il faut une masse plus faible de méthane que de pétrole (840 kg contre 1 tonne). A masse égale, le méthane est donc un combustible plus efficace que le pétrole.
7. Par rapport à la réaction (1), la réaction (2) est moins efficace et produit par ailleurs du monoxyde de carbone, qui dangereux pour la santé (tout comme le dioxygène, la molécule de monoxyde de carbone peut se fixer sur les globules rouges. Elle bloque donc ces récepteurs et empêche l'acheminement du dioxygène dans l'organisme, ce qui a pour conséquence une mort par asphyxie.)