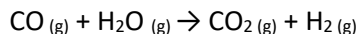


Séquence 8

Enthalpie standard de réaction

Exercices

Exercice 1



Enthalpie standard de la réaction

$$\Delta_r H^0 = \Delta_f H^0 \text{CO}_2 + \Delta_f H^0 \text{H}_2 - \Delta_f H^0 \text{CO} - \Delta_f H^0 \text{H}_2\text{O}$$

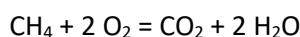
$$\Delta_r H^0 = -393,5 + 0 - (-110,5) - (-241,8) = -41,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Réaction exothermique ou endothermique ?

$\Delta_r H^0 < 0$ donc la réaction est donc exothermique.

Exercice 2

équation de combustion complète du méthane gazeux.



Enthalpie standard de réaction de cette combustion.

$$\Delta_r H^0 = \Delta_f H^0 \text{CO}_2 + 2 \times \Delta_f H^0 \text{H}_2\text{O} - \Delta_f H^0 \text{CH}_4 - 2 \Delta_f H^0 \text{O}_2$$

$$\Delta_r H^0 = -393,5 + 2 \times (-241,8) - (-74,8) - 2 \times 0 = -802,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Quantité de matière initiale de méthane. $M_{\text{méthane}} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$n_{\text{méthane}} = \frac{m_{\text{méthane}}}{M_{\text{méthane}}} = \frac{20}{16} = 1,25 \text{ mol}$$

Quantités de matière des produits formés en état final.

- D'après les coefficients de l'équation 1 mol de méthane forme 1 mol de CO_2 :

Donc à partir de 1,25 mol de méthane, on forme 1,25 mol de CO_2

- D'après les coefficients de l'équation 1 mol de méthane forme 2 mol de H_2O :

Donc à partir de 1,25 mol de méthane, on forme 2,50 mol de H_2O

Exercice 3

masse de fuel dans la cuve (rappel $1\text{m}^3 = 10^3 \text{ L}$)

$$m_{\text{fuel}} = \rho_{\text{fuel}} \times V = 0,73 \times 40 \cdot 10^3 = 2,92 \cdot 10^4 \text{ kg}$$

Energie libérée par la combustion de la totalité du fuel

$$E = m_{\text{fuel}} \times \Delta_r H_{\text{massique}}^0 = 2,92 \cdot 10^4 \times (-43) = -1,3 \cdot 10^6 \text{ MJ}$$

Durée pendant laquelle le groupe électrogène peut fonctionner en continu.

$$E = P \times \Delta t \rightarrow \Delta t = \frac{E}{P} = \frac{1,3 \cdot 10^6 \times 10^6}{9000 \times 10^3} = 1,44 \cdot 10^5 \text{ s soit environ 40 h}$$

Equation de combustion du décane : $2 \text{C}_{10}\text{H}_{22} + 31 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 20 \text{CO}_{2(g)} + 22 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

masse de décane (rappel $1\text{m}^3 = 10^3 \text{ L}$)

$$m_{\text{décane}} = \rho_{\text{décane}} \times V = 0,73 \times 1.10^3 = \mathbf{730 \text{ kg}}$$

quantité de matière de décane brûlé par heure

$$n_{\text{décane}} = \frac{m_{\text{décane}}}{M_{\text{décane}}} = \frac{730.10^3}{142} = \mathbf{5,1.10^3 \text{ mol}}$$

masse de CO_2 qui se dégage pendant 1 h de marche du groupe électrogène.

D'après les coefficients de l'équation, 2 moles de décane dégage il se dégage 20 moles de CO_2 (donc 10 fois plus).

A partir de $5,1.10^3 \text{ mol}$ de décane, il se dégagera $5,1.10^4 \text{ mol}$ de CO_2 soit une masse :

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M_{\text{CO}_2} = 5,1.10^4 \times 44 = 2,2.10^6 \text{ g} = \mathbf{2,4 \text{ tonnes}}$$

Exercice 4

masse de combustible que l'on peut acquérir dans chaque cas avec ce budget là.

Avec 1000 euros de budget, on peut acheter soit 667 kg de propane soit 4 tonnes de bois.

énergie libérée par la combustion de chacune des masses de combustible

$$E_{\text{propane}} = m_{\text{propane}} \times PC_{\text{propane}} = 667 \times 50 = 3,3.10^4 \text{ MJ}$$

$$E_{\text{bois}} = m_{\text{bois}} \times PC_{\text{bois}} = 4.10^3 \times 20 = \mathbf{8.10^4 \text{ MJ}}$$

Energie réellement récupérée

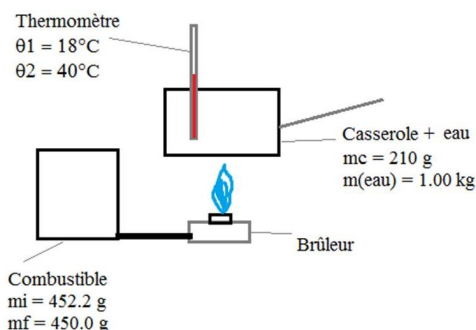
$$E'_{\text{propane}} = 0,9 \times 3,3.10^4 = 3,0.10^4 \text{ MJ}$$

$$E'_{\text{bois}} = 0,8 \times 8.10^4 = 6,4.10^4 \text{ MJ}$$

petit paragraphe conseillant la famille quant au choix du mode de chauffage à partir des résultats précédents.

Madame, Monsieur, il est préférable d'acheter du bois pour vous chauffer. En effet, vous obtiendrez ainsi presque le double d'énergie par votre chauffage. Cependant, d'un point de vue pratique, l'utilisation du propane peut être plus pratique que d'utiliser des granulés, qui nécessitent une recharge manuelle.

Exercice 5



1) combustible et comburant :

Le combustible est l'heptane. Le comburant est le dioxygène.

2) chaleur reçue par l'ensemble casserole + eau, au cours de cette expérience lorsque la température de l'ensemble passe de θ_1 à θ_2 .

$$Q = m_c \times C_{al} \times (\theta_2 - \theta_1) + m_{eau} \times C_{eau} \times (\theta_2 - \theta_1)$$

$$Q = 0,210 \times 0,9(40 - 18) + 1 \times 4,18(40 - 18) = \mathbf{9,6.10^1 \text{ kJ}}$$

3) masse d'heptane brûlé.

$$m_{heptane \text{ brûlé}} = m_i - m_f = 452,2 - 450 = \mathbf{2,2 \text{ g}}$$

quantité de matière d'heptane brûlé.

$$n_{heptane} = \frac{m_{heptane}}{M_{heptane}} = \frac{2,2}{100} = \mathbf{2,2.10^{-2} \text{ mol}}$$

4) enthalpie de la réaction de combustion de l'heptane gazeux (

$2,2.10^{-2}$ mol d'heptane libère une énergie de $9,6.10^1$ kJ

$$\Delta_r H_{comb}^0 = \frac{9,6.10^1}{2,2.10^{-2}} = 4,4.10^3 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

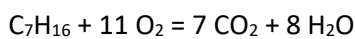
On doit noter $\Delta_r H_{comb}^0 = -4,4.10^6 \text{ J.mol}^{-1}$ car la réaction de combustion est exothermique

5) sources d'erreur possibles au cours de cette expérience ?

On ne chauffe pas que la casserole, on chauffe également l'air et les objets environnants. Il y a d'importantes pertes d'énergie. Il y a également une incertitude liée aux erreurs de mesures.

Partie théorique :

6) équation de la réaction de combustion complète, équilibrée, de l'heptane gazeux.



7) enthalpie de réaction de combustion de l'heptane gazeux

$$\Delta_r H^0 = 7 \times \Delta_f H^0 CO_2 + 8 \times \Delta_f H^0 H_2O - \Delta_f H^0 C_7H_{16} - 11 \times \Delta_f H^0 O_2$$

$$\Delta_r H^0 = 7 \times (-393,5) + 8 \times (-241,8) - (-163) - 11 \times 0 = \mathbf{-4,5.10^3 \text{ kJ.mol}^{-1}}$$

8) quantité de matière d'heptane brûlé.

$$n_{heptane} = \frac{m_{heptane}}{M_{heptane}} = \frac{2,0}{100} = \mathbf{2,2.10^{-2} \text{ mol}}$$

Quantités de matière des produits formés en état final.

D'après les coefficients de l'équation 1 mol d'heptane forme 7 mol de CO₂

Donc à partir de $2,2.10^{-2}$ mol d'heptane, on forme

$$7 \times 2,2.10^{-2} = \mathbf{15,4.10^{-2} \text{ mol}} \text{ de CO}_2$$

D'après les coefficients de l'équation 1 mol d'heptane forme 8 mol de H₂O

Donc à partir de $2,2.10^{-2}$ mol d'heptane, on forme

$$8 \times 2,2.10^{-2} = \mathbf{17,6.10^{-2} \text{ mol}} \text{ de H}_2\text{O}$$

9) masse de dioxyde de carbone formée lors de la combustion des 2,2 g d'heptane.

$$M_{CO_2} = 44 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$m_{CO_2} = n_{CO_2} \times M_{CO_2} = 15,4 \cdot 10^{-2} \times 44 = 6,8 \text{ g}$$

10) Un réservoir de véhicule contient 45 kg d'heptane, son autonomie est de 800 km.

- Quelle masse de dioxyde de carbone a-t-il libéré en roulant 800 km ?

La masse de dioxyde de carbone libérée est proportionnelle à la masse d'heptane brûlée

La combustion de 2,2 g d'heptane libère 6,8 g de CO₂ ; donc la combustion de 45.10³ g d'heptane libère :

$$m_{CO_2} = \frac{45 \cdot 10^3 \times 6,8}{2,2} = 1,39 \cdot 10^5 \text{ g} = 139 \text{ kg}$$

- En déduire son taux d'émission de dioxyde de carbone par kilomètre en g.km⁻¹ .

$$\text{taux d'émission} = \frac{1,39 \cdot 10^5}{800} = 174 \text{ g de CO}_2/\text{km}$$