

L'énergie chimique

Exercices de synthèse

Exercice 1 :

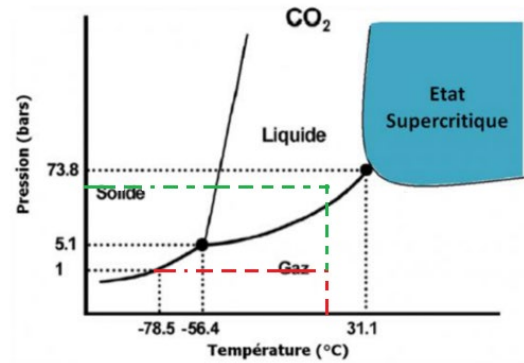
Diagramme d'état du dioxyde de carbone

| Température | pression | Etat |
|--------------|----------|---------|
| 298 K = 25°C | 1,0 bar | gazeux |
| | 70 bar | liquide |

Coordonnées du point triple :

température – 56,4 °C ; pression 5,1 bars

Si on place de la carboglace à température et à pression ambiante, la carboglace se transforme directement en gaz



Exercice 2 :

Diagramme d'état de l'eau

Le point triple :

Au point triple l'eau coexiste à l'état solide, liquide et gazeux. A partir du point critique l'eau passe dans l'état supercritique.

Pour $P = 40$ bar : $T_{\text{fusion}} = -10^\circ\text{C}$; $T_{\text{eb}} = 250^\circ\text{C}$

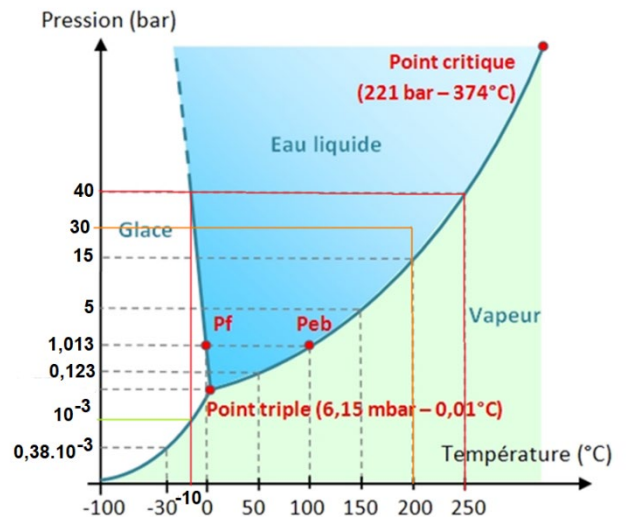
Pour $T = -10^\circ\text{C}$:

Etat gazeux de $P = 0$ bar à $P \gg 10^{-3}$ bar.

Etat solide de 10^{-3} bar à $P = 40$ bar.

Ensuite état liquide.

Pour $P = 30$ bar et $T = 200^\circ\text{C}$, l'eau est à l'état liquide.



Exercice 3 :

Énergie thermique nécessaire pour élever de 50°C, la température des 150 L d'eau

La masse de 150 L est de 150 kg

$$E = m \times C(\theta_f - \theta_i) = 150 \times 4,18 \times 50 = 3,1 \cdot 10^4 \text{ kJ} = 8,7 \cdot 10^3 \text{ W.h} = 8,7 \text{ kW.h}$$

Énergie électrique reçue par le chauffe-eau

$$\text{rendement} = \frac{E_{\text{électrique utilisée pour le chauffage de l'eau}}}{E_{\text{électrique consommée}}} \rightarrow E_{\text{électrique consommée}} = \frac{E_{\text{électrique utilisée pour le chauffage de l'eau}}}{\text{rendement}}$$

$$E_{\text{électrique consommée}} = \frac{8,7}{0,90} = 9,7 \text{ kW.h}$$

$$\text{Puissance électrique du chauffe-eau} : E = P \times t \rightarrow P = \frac{E}{t} = \frac{9,7 \text{ (kW.h)}}{6 \text{ (h)}} = 1,6 \text{ kW}$$

Prix de ce chauffage sachant que le prix du kWh est d'environ 0,11 euro : prix = 9,7 × 0,11 = 1,1 euros

Exercice 4 :

Energie thermique qu'il faut fournir à 200 L d'eau pour la faire passer de 20°C à 60°C

La masse de 200 L d'eau est de 200 kg

$$Q = m \times C \times \Delta\theta = 200 \times 4,18 \times (60 - 20) = 33440 \text{ kJ} = 3,3 \cdot 10^4 \text{ kJ} = \mathbf{3,3 \cdot 10^7 \text{ J}}$$

Energie solaire que doit recevoir le capteur solaire de rendement 50%.

Si le rendement est de 50%, l'énergie solaire reçue par le capteur doit être 2 fois plus grande que l'énergie thermique absorbée par l'eau : $E_{\text{thermique}} = \mathbf{6,6 \cdot 10^7 \text{ J}}$

Surface de capteur à prévoir :

1 m² de capteur peut recevoir une énergie solaire de 16,8 MJ = $16,8 \cdot 10^6$

$$\text{Surface}_{\text{capteur}} = \frac{6,6 \cdot 10^7}{16,8 \cdot 10^6} = \mathbf{4 \text{ m}^2 \text{ de capteur}}$$

Exercice 5 :

Surface des panneaux : Chauffe-eau solaire rectangulaire de dimensions **1,50 m x 1,60 m**

$$S = 1,50 \times 1,6 = \mathbf{2,4 \text{ m}^2}$$

Puissance solaire reçue par les panneaux: $P_{\text{solaire}} = 1000 \times 2,4 = \mathbf{2,4 \cdot 10^3 \text{ W} = 2,4 \text{ kW}}$

Puissance thermique du chauffe-eau : Le rendement du chauffe-eau est de **30%**.

$$\text{rendement} = \frac{P_{\text{thermique}}}{P_{\text{solaire}}} \rightarrow P_{\text{thermique}} = r \times P_{\text{solaire}} = 0,3 \times 2400 = \mathbf{720 \text{ W}}$$

Energie disponible au bout de 2 heures de fonctionnement

$$E = P \times t = 720 \times 2 = \mathbf{1440 \text{ W.h} = 5\,184\,000 \text{ J} (1 \text{ W.h} = 3600 \text{ J})}$$

Volume de fluide circule dans le panneau durant 2 heures : $V = 20 \times 2 = \mathbf{40 \text{ L}}$

Masse de fluide correspondante : On considère que le fluide est de l'eau ; la masse de 40 L d'eau est de **40 kg**

Élévation de température du fluide au bout de ces 2 heures : $C_{\text{eau}} = \mathbf{4,18 \text{ kJ.kg}^{-1} \cdot \text{C}^{-1}}$

$$Q = m \times C \times \Delta\theta \rightarrow \Delta\theta = \frac{Q}{m \times C} = \frac{5184}{40 \times 4,18} = \mathbf{31^\circ\text{C}}$$

Exercice 6 :

Quantité d'énergie apportée par la plaque en 20 minutes :

$$E_{\text{elec}} = P \times \Delta t = 1500 \times 20 \times 60 = \mathbf{1,8 \cdot 10^6 \text{ J}}$$

Quantité d'énergie reçue par l'eau : $E_{\text{ther}} = 0,9 \times E_{\text{elec}} = 0,9 \times 1,8 \cdot 10^6 = \mathbf{1,62 \cdot 10^6 \text{ J}}$

relation entre l'énergie, Q, la masse et l'enthalpie standard de vaporisation : $Q = m \times \Delta H_{\text{vap}}^0(\text{eau})$

la masse volumique de l'eau étant de 1,00 kg.L⁻¹, la masse de 0,5 L d'eau est donc de 0,5 kg soit 500 g

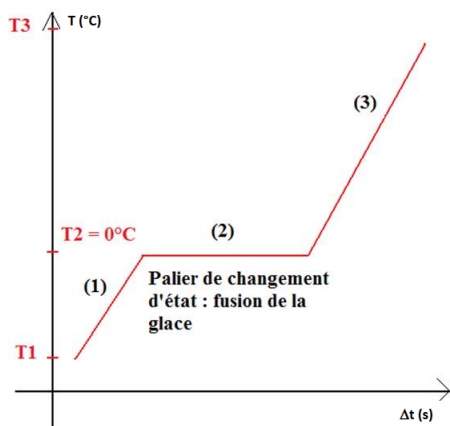
Quantité d'énergie nécessaire pour faire évaporer toute l'eau (l'eau étant déjà à ébullition)

$$Q = m \times \Delta H_{\text{vap}}^0(\text{eau}) = 0,5 \times 2257 = 1128,5 \text{ kJ} = \mathbf{1,13 \cdot 10^6 \text{ J}}$$

Donc l'énergie thermique apportée par la plaque ($1,62 \cdot 10^6 \text{ J}$) est suffisante pour faire évaporer toute l'eau de la casserole.

Exercice 7 :

Allure de la courbe de l'évolution de la température de l'eau en fonction du temps



Partie (1) : élévation de la température de la glace.

Partie (2) : Changement d'état, la glace fond. La température reste constante pendant toute la durée de la fusion.

Partie (3) : élévation de la température de l'eau.

Energie nécessaire pour faire passer la glace de $T_1 = -20^\circ\text{C}$ à $T_2 = 0^\circ\text{C}$.

$$Q_1 = m \times C_{\text{glace}}(T_2 - T_1) = 0,400 \times 2,22(0 + 20) = \mathbf{1,8 \cdot 10^1 \text{ kJ}}$$

Energie nécessaire à la fusion de la glace à $T = 0^\circ\text{C}$.

$$Q_2 = m \times \Delta H_{\text{fus(eau)}}^0 = 0,4 \times 334 = 133,6 \text{ kJ} = \mathbf{1,3 \cdot 10^2 \text{ kJ}}$$

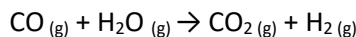
Energie nécessaire pour amener la soupe, à l'état liquide, de T_2 à $T_3 = 80^\circ\text{C}$.

$$Q_3 = m \times C_{\text{eau}}(T_3 - T_2) = 0,400 \times 4,18(80 - 0) = \mathbf{1,3 \cdot 10^2 \text{ kJ}}$$

Energie totale nécessaire : $E = Q_1 + Q_2 + Q_3 = 278 \text{ kJ} = \mathbf{2,8 \cdot 10^5 \text{ kJ}}$

durée nécessaire à l'ensemble des trois opérations.

$$E = P \times \Delta t \rightarrow \Delta t = \frac{E}{P} = \frac{2,8 \cdot 10^5}{800} = 350 \text{ s soit environ 5 min 50 s}$$

Exercice 8 :

Définition de l'enthalpie standard de réaction et de l'enthalpie standard de formation

L'enthalpie standard de réaction correspond à l'énergie échangée lors d'une réaction dans les conditions standard et l'enthalpie standard de formation correspond à l'énergie échangée lors de la formation d'un corps à partir de corps simples stables dans les conditions standards.

Enthalpie standard de la réaction

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

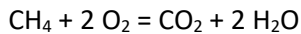
$$\Delta_r H^0 = -393,5 + 0 - (-110,5) - (-241,8) = \mathbf{-41,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

Réaction exothermique ou endothermique ?

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

Exercice 9 :

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

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

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 10 :

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

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

Energie libérée par la combustion de la totalité du fuel

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

Durée pendant laquelle le groupe électrogène peut fonctionner en continu.

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

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

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

$$m_{\text{décane}} = \rho_{\text{décane}} \times V = 0,73 \times 1 \cdot 10^3 = \mathbf{730 \text{ kg}}$$

quantité de matière de décane brûlé par heure

$$n_{\text{décane}} = \frac{m_{\text{décane}}}{M_{\text{décane}}} = \frac{730 \cdot 10^3}{142} = \mathbf{5,1 \cdot 10^3 \text{ mol}}$$

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 $5,1 \cdot 10^3 \text{ mol}$ de décane, il se dégagera $5,1 \cdot 10^4 \text{ mol}$ de CO_2 soit une masse :

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M_{\text{CO}_2} = 5,1 \cdot 10^4 \times 44 = 2,2 \cdot 10^6 \text{ g} = \mathbf{2,4 \text{ tonnes}}$$

Exercice 11 :

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

$$E_{\text{propane}} = m_{\text{propane}} \times PC_{\text{propane}} = 667 \times 50 = 3,3 \cdot 10^4 \text{ MJ}$$

$$E_{\text{bois}} = m_{\text{bois}} \times PC_{\text{bois}} = 4 \cdot 10^3 \times 20 = \mathbf{8 \cdot 10^4 \text{ MJ}}$$

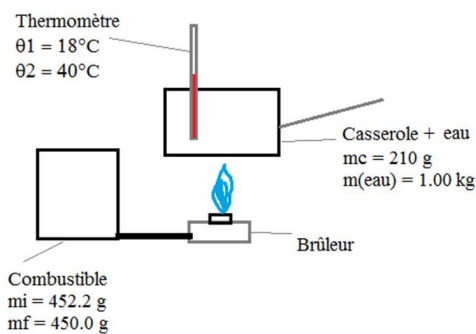
Energie réellement récupérée

$$E'_{\text{propane}} = 0,9 \times 3,3 \cdot 10^4 = 3,0 \cdot 10^4 \text{ MJ}$$

$$E'_{\text{bois}} = 0,8 \times 8 \cdot 10^4 = 6,4 \cdot 10^4 \text{ MJ}$$

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 12 :

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 .

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

$$Q = 0,210 \times 0,9(40 - 18) + 1 \times 4,18(40 - 18) = \mathbf{9,6 \cdot 10^1 \text{ kJ}}$$

3) masse d'heptane brûlé.

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

quantité de matière d'heptane brûlé.

$$n_{\text{heptane}} = \frac{m_{\text{heptane}}}{M_{\text{heptane}}} = \frac{2,2}{100} = \mathbf{2,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

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

2,2.10⁻² mol d'heptane libère une énergie de 9,6.10¹ kJ

$$\Delta_r H_{comb}^0 = \frac{9,6 \cdot 10^1}{2,2 \cdot 10^{-2}} = 4,4 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

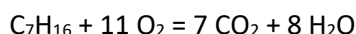
On doit noter $\Delta_r H_{comb}^0 = -4,4 \cdot 10^6 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$ car la réaction de combustion est exothermique

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

$$\Delta_r H^0 = 7 \times \Delta_f H^0 \text{CO}_2 + 8 \times \Delta_f H^0 \text{H}_2\text{O} - \Delta_f H^0 \text{C}_7\text{H}_{16} - 11 \times \Delta_f H^0 \text{O}_2$$

$$\Delta_r H^0 = 7 \times (-393,5) + 8 \times (-241,8) - (-163) - 11 \times 0 = -4,5 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

8) quantité de matière d'heptane brûlé.

$$n_{\text{heptane}} = \frac{m_{\text{heptane}}}{M_{\text{heptane}}} = \frac{2,0}{100} = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

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

$$7 \times 2,2 \cdot 10^{-2} = 15,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol de CO}_2$$

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

$$8 \times 2,2 \cdot 10^{-2} = 17,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol de H}_2\text{O}$$

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

$$M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M_{\text{CO}_2} = 15,4 \cdot 10^{-2} \times 44 = 6,8 \text{ g}$$

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 :

$$m_{CO_2} = \frac{45.10^3 \times 6,8}{2,2} = 1,39.10^5 g = 139 kg$$

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

$$\text{taux d'émission} = \frac{1,39.10^5}{800} = 174 g \text{ de } CO_2/km$$