

Module 4.1 : Énergie et chaleur

4.1.1. La combustion de 10 g d'acétylène (C_2H_2) permet théoriquement de porter la température de 2 L d'eau de $20^\circ C$ à $80^\circ C$. $c_{eau} = 4,184 \text{ J} \cdot ^\circ C^{-1} \cdot g^{-1}$

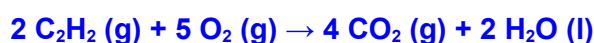
- Quel sera le volume d'oxygène consommé lors de cette réaction ?
- Quel est le pouvoir calorifique (quantité de chaleur dégagée par gramme de combustible) de l'acétylène ?

Stratégie :

La chaleur reçue par l'eau est celle cédée lors de la réaction de combustion.

=> Calculer la chaleur reçue par l'eau, diviser par la masse de combustible

Résolution :



$$Q_{comb} = - Q_{eau} = - m_{eau} \cdot c_{eau} \cdot \Delta T_{eau}$$

$$= 2000 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J} \cdot g^{-1} \cdot ^\circ C^{-1} \cdot (80^\circ C - 20^\circ C) = 502 \text{ J}$$

$$\Rightarrow P.C. = 502 \text{ J} / 10 \text{ g} = 50,2 \text{ J/g (exprimé en J/mol} = \Delta_c H, \text{ voir plus loin)}$$

4.1.2. Complétez pour le méthane le tableau ci-dessous.

Combustible	Pouvoir calorifique kcal/g	Masse de CO_2 formée par unité de chaleur produite g/kcal
...	...	...
CH_4 (méthane)	13,3	
...	...	...



Stratégie : calculer le nombre de mole de CH_4 correspondant à 13,3 kcal

=> même nombre de mole de CO_2 créé => calculer la masse correspondante

$$n(CH_4) = m/M = 1 \text{ g} / 16 \text{ g/mol} = 6,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow 1 \text{ g} = 6,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } CH_4 \text{ produisent } 13,3 \text{ kcal}$$

$$\text{Stoechio } 1/1 \Rightarrow 6,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } CH_4 \text{ produisent } 6,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } CO_2$$

$$m(CO_2) = n \cdot MM = 6,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g/mol} = 2,75 \text{ g}$$

$$\text{proportion : } 6,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } CH_4 \text{ produisent } 13,3 \text{ kcal et } 2,75 \text{ g de } CO_2$$

$$2,75 \text{ g } CO_2 / 13,3 \text{ kcal} = x / 1 \text{ kcal} \Rightarrow 0,207 \text{ g/kcal}$$

- 4.1.3. Une réaction dont on sait qu'elle dégage une quantité de chaleur de 1,78 kJ se produit dans un calorimètre contenant 100 mL de solution. La température augmente de 3,65°C. Ensuite on mélange dans le même calorimètre 50 mL de HCl et 50 mL de NaOH aqueux. La température augmente de 1,26 °C. Calculez la chaleur fournie par la réaction de neutralisation en kJ et kcal.

Stratégie : 1) déterminer la capacité calorifique du calorimètre
 2) Calculer la chaleur formée par la réaction
 formule : $Q = C_c \cdot \Delta T$
 3) Transformer les joules en calories avec 4,18 J/cal

Résolution

- 1) $1,78 \text{ kJ} / 3,65^\circ\text{C} = 0,488 \text{ kJ}/^\circ\text{C}$ (pour 100 mL)
 2) $1,26^\circ\text{C} \cdot 0,488 \text{ kJ}/^\circ\text{C} = 0,614 \text{ kJ}$
 3) $0,614 \text{ kJ} / 4,18 \text{ kJ/kcal} = 0,147 \text{ kcal}$

- 4.1.4. Quelle chaleur faut-il fournir à 100 g de cuivre pour les chauffer de 10 à 100 °C ?
 Si on fournit la même quantité d'énergie à un morceau de 100 g d'aluminium à 10 °C, quelle sera la température finale atteinte ? $c_{Cu} = 0,0921$ et $c_{Al} = 0,215 \text{ cal g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$

Stratégie :

Utiliser $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$ pour déterminer la chaleur à fournir au cuivre pour passer de 10 à 100°C

Puis, connaissant Q, la même formule pour déterminer ΔT dans le cas de l'alu.

Résolution :

$$Q_{\text{cuivre}} = m_{\text{cuivre}} \cdot c_{\text{cuivre}} \cdot \Delta T_{\text{cuivre}} = 100 \text{ g} \cdot 0,0921 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot (100-10^\circ\text{C}) = 829 \text{ cal}$$

$$Q_{\text{aluminium}} = m_{\text{aluminium}} \cdot c_{\text{aluminium}} \cdot \Delta T_{\text{aluminium}} = Q_{\text{cuivre}}$$

$$\Rightarrow \Delta T_{\text{aluminium}} = Q_{\text{cuivre}} / (m_{\text{aluminium}} \cdot c_{\text{aluminium}})$$

$$= 829 \text{ cal} / (100 \text{ g} \cdot 0,215 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}) = 38,6^\circ\text{C}$$

$$T_f = T_i + \Delta T = 10^\circ\text{C} + 38,6^\circ\text{C} = 48,6^\circ\text{C}$$

- 4.1.5. Lorsque 0,125 g de cyclohexane (C_6H_{12}) liquide brûlent, à pression constante, dans un excès d'oxygène dans un calorimètre (capacité calorifique : $551 \text{ J/}^\circ\text{C}$), la température du calorimètre augmente de $10,6^\circ\text{C}$. Calculez l'enthalpie de combustion (chaleur dégagée ou absorbée par mole de combustible) et écrivez l'équation thermochimique correspondante.

Stratégie :

Calculer l'énergie dégagée par la réaction dans le calorimètre ($Q = C \cdot \Delta T$)

Calculer le nombre de mole correspondant à 0,125 g

En faire le rapport.

Résolution :

$$\Delta E = 551 \text{ J/}^\circ\text{C} \cdot 10,6^\circ\text{C} = 5,84 \text{ kJ}$$

$$n = m / MM = 0,125 \text{ g} / 84 \text{ g/mol} = 1,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\Delta H = - 5,84 \text{ kJ} / 1,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = - 3,92 \cdot 10^3 \text{ kJ/mol}$$



- 4.1.6. Dans un calorimètre en polystyrène expansé contenant 50 g d'eau à 20°C , on laisse tomber 21 g de fer à $90,2^\circ\text{C}$. La température finale mesurée est de $23,2^\circ\text{C}$. Quelle est la capacité calorifique du fer ?
 $C_{\text{eau}} = 4,184 \text{ J} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$

Stratégie : la chaleur perdue par le fer est entièrement transférée à l'eau.

Résolution :

$$\Delta T_{\text{fer}} = 90,2^\circ\text{C} - 23,2^\circ\text{C} = 67^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_{\text{eau}} = 20^\circ\text{C} - 23,2^\circ\text{C} = - 3,2^\circ\text{C}$$

$$\Delta E_{\text{fer}} = - \Delta E_{\text{eau}} \Rightarrow m_{\text{fer}} \cdot C_{\text{fer}} \cdot \Delta T_{\text{fer}} = m_{\text{eau}} \cdot C_{\text{eau}} \cdot \Delta T_{\text{eau}}$$

$$C_{\text{fer}} = - (m_{\text{eau}} \cdot C_{\text{eau}} \cdot \Delta T_{\text{eau}}) / (m_{\text{fer}} \cdot \Delta T_{\text{fer}})$$

$$= - (50 \text{ g} \cdot 4,184 \text{ J} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot \text{g}^{-1} \cdot (- 3,2^\circ\text{C})) / (21 \text{ g} \cdot 67^\circ\text{C}) = 0,476 \text{ J} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$$