

OPTIONscience

CHIMIE

Exercices : corrigé

Défis

1.

1. $m_{\text{eau bouillante}} = ?$

2. Piscine :

$$V = 10\,000\text{ L} = 10\,000\,000\text{ ml},$$

$$\text{d'où } m_{\text{eau}} = 10\,000\,000\text{ g}$$

$$T_i = 17\text{ °C}$$

$$T_f = 20\text{ °C}$$

$$\Delta T = 3\text{ °C}$$

Eau bouillante :

$$T_i = 100\text{ °C}$$

$$T_f = 20\text{ °C}$$

3. $Q = mc\Delta T$

$$\Delta T = T_f - T_i$$

4. $Q_{\text{piscine}} = 10\,000\text{ kg} \times 4,19\text{ kJ/kg°C} \times 3\text{ °C}$
 $= 125\,700\text{ kJ}$

$$Q_{\text{dégagée par l'eau bouillante}} = -125\,700\text{ kJ}$$

$$m = \frac{-125\,700\text{ kJ}}{4,19\text{ kJ/kg°C} \times -80\text{ °C}} = 375\text{ kg}$$

5. Il faudrait ajouter environ 400 kg ou 400 L d'eau bouillante dans la piscine.

2.

Comme la température d'ébullition de l'éthanol est de 78 °C, il faut d'abord chauffer l'éthanol de 15,0 °C à 78 °C pour qu'elle se vaporise.

$$Q_{\text{total}} = Q_{\text{chauffage}} + Q_{\text{vaporisation}}$$

Calcul de la chaleur nécessaire pour chauffer l'éthanol de 15,0 °C à 78 °C

$$Q = mc\Delta T$$

$$Q = 100,0\text{ g} \times 2,46\text{ J/g°C} \times 63,0\text{ °C}$$

$$= 15\,498\text{ J ou } 15,5\text{ kJ}$$

Calcul de la chaleur pour vaporiser l'éthanol
Chaleur molaire de vaporisation de l'éthanol (voir l'annexe 5) = 39,3 kJ/mol

$$\frac{39,3\text{ kJ}}{46,08\text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{100,0\text{ g}} \text{ donc, } 85,3\text{ kJ}$$

$$Q_{\text{total}} = 15,5\text{ kJ} + 85,3\text{ kJ} = 100,8\text{ kJ}$$

Il faudra 101 kJ pour la vaporisation complète de l'éthanol.

3.

$$Q_{\text{eau froide}} = -Q_{\text{eau chaude}}$$

$$120\text{ g} \times 4,19\text{ J/g°C} (T_f - 10,0\text{ °C}) = -60\text{ g} \times 4,19\text{ J/g°C} (T_f - 75,0\text{ °C})$$

$$502,8 T_f - 5028\text{ °C} = -251,4 T_f + 18\,855\text{ °C}$$

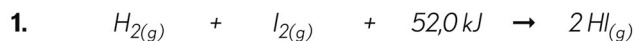
$$754,2 T_f = 23\,883$$

$$T_f = 31,7\text{ °C}$$

La température finale du mélange sera de 31,7 °C.

Défis (suite)

4.



2.	1 mol	1 mol	52,0 kJ	2 mol
3.	2,02 g	253,80 g		255,82 g
4.	4,00 g		? kJ	
5.	2,02 g		52,0 kJ	

6. $\frac{4,00 \text{ g} \times 52,0 \text{ kJ}}{2,02 \text{ g}} = 103 \text{ kJ}$

7. La chaleur absorbée sera de 103 kJ.

5.

$$\begin{aligned} \Delta H &= E_{ad} - E_{ai} \\ &= 240 \text{ kJ/mol} - 820 \text{ kJ/mol} \\ &= -580 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

6.

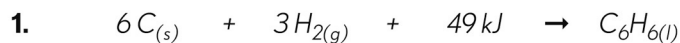
$$\begin{aligned} E_a &= H_{ca} - H_r \\ &= 2650 \text{ kJ} - 0 \text{ kJ} \\ &= 2650 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\frac{2650 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \text{ ou } \frac{2650 \text{ kJ}}{16,05 \text{ g}} = \frac{? \text{ kJ}}{80,00 \text{ g}}$$

$$\frac{2650 \text{ kJ} \times 80,00 \text{ g}}{16,05 \text{ g}} = 13\,209 \text{ kJ}$$

Il faut 13 210 kJ pour permettre à 80,00 g de méthane de former un complexe activé.

7.



2.	6 mol	3 mol	49 kJ	1 mol
3.	72,06 g	6,06 g		78,12 g
4.	12,00 g		? kJ	
5.	72,06 g		49 kJ	

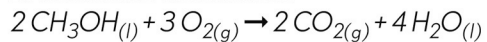
6. $\frac{12,00 \text{ g} \times 49 \text{ kJ}}{72,06 \text{ g}} = 8,2 \text{ kJ}$

7. Il faudra 8,2 kJ pour faire réagir complètement 12,00 g de carbone.

Défis (suite)

8.

La combustion du méthanol :



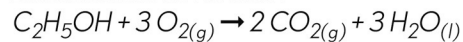
$$\text{Énergie absorbée} = ((3 \times 414 \text{ kJ}) + 351 \text{ kJ} + 464 \text{ kJ}) \times 2 + (3 \times 498 \text{ kJ}) = 5608 \text{ kJ}$$

$$\text{Énergie dégagée} = ((2 \times -741 \text{ kJ}) \times 2) + ((2 \times -464 \text{ kJ}) \times 4) = -6676 \text{ kJ}$$

$$\text{Bilan} = 5608 \text{ kJ} + -6676 \text{ kJ} = -1068 \text{ kJ}$$

Donc, la chaleur molaire de combustion du méthanol est de -534 kJ/mol .

La combustion de l'éthanol :



$$\text{Énergie absorbée} = ((5 \times 414 \text{ kJ}) + 347 \text{ kJ} + 351 \text{ kJ} + 464 \text{ kJ}) + (3 \times 498 \text{ kJ}) = 4726 \text{ kJ}$$

$$\text{Énergie dégagée} = ((2 \times -741 \text{ kJ}) \times 2) + (2 \times -464 \text{ kJ}) \times 3 = -5748 \text{ kJ}$$

$$\text{Bilan} = 4726 \text{ kJ} + -5748 \text{ kJ} = -1022 \text{ kJ}$$

Donc, la chaleur molaire de combustion de l'éthanol est de -1022 kJ/mol .

Si l'on considère la chaleur molaire, c'est l'éthanol qui possède le plus grand potentiel énergétique.