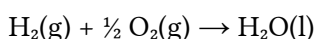
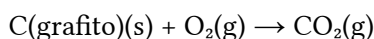
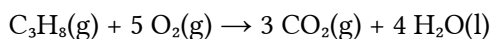


## TERMOQUÍMICA

### ◇ PROBLEMAS

1. A partir das entalpías de combustión e aplicando a Lei de Hess, calcula :
- a) A entalpía da seguinte reacción:  $3 \text{C}(\text{grafito})(\text{s}) + 4 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$ .
- b) A enerxía liberada cando se queima  $1 \text{ dm}^3$  de propano medido en condicións normais.  
 Calores de combustión:  $\Delta H_c^\circ(\text{C}(\text{grafito})(\text{s})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})) = -2219,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  
 $\Delta H_c^\circ(\text{H}_2(\text{g})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$  (P.A.U. set. 16)
- Rta.:** a)  $\Delta H^\circ = -104 \text{ kJ}$ ;  $Q = -99,1 \text{ kJ}$ .

#### Datos



Volumen de propano que se queima

Condicións normais: temperatura  
 presión

Constante dos gases ideais

#### Incógnitas

Entalpía de formación do propano

Enerxía liberada ao queimar  $1 \text{ dm}^3$  de propano en condicións normais.

#### Ecuacións

Lei de Hess

Ecuación de estado dos gases ideais

#### Cifras significativas: 4

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -2219,9 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{H}_2) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$V = 1,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 273,2 \text{ K}$$

$$p = 1,000 \text{ atm}$$

$$R = 0,08200 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8)$$

$$Q$$

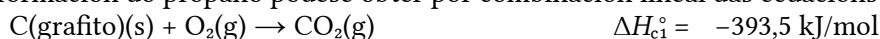
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

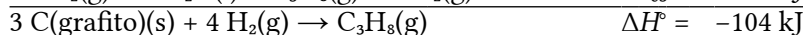
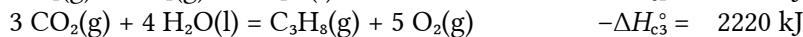
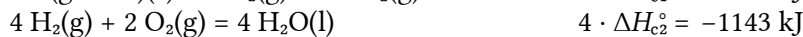
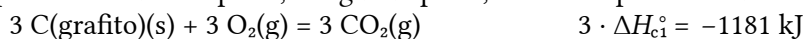
#### Solución:

a) Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño.

A ecuación de formación do propano pódese obter por combinación lineal das ecuacións de combustión:



Multiplícase a primeira ecuación por 3, a segunda por 4, a terceira por  $-1$  e súmanse:



b) Cálculase a cantidade de propano que hai en  $1 \text{ dm}^3$  en condicións normais, supoñendo comportamento ideal:

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,000 \text{ atm} \cdot 1,000 \text{ dm}^3}{0,08200 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273,2 \text{ K}} = 0,044 \text{ mol C}_3\text{H}_8$$

Cálculase a enerxía producida pola combustión:

$$Q = 0,0446 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot 2219,9 \text{ kJ/mol C}_3\text{H}_8 = 99,10 \text{ kJ}$$

2. a) Tendo en conta a lei de Hess, calcula a entalpía en condicións estándar da seguinte reacción, indicando se a reacción é exotérmica ou endotérmica:  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$

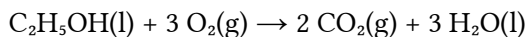
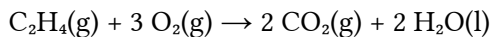
b) Calcula a cantidade de enerxía, en forma de calor, que é absorbida ou cedida na obtención de 75 g de etanol segundo a reacción anterior, a partir das cantidades adecuadas de eteno e auga.

Datos:  $\Delta H^\circ(\text{combustión})\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) = -1411 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H^\circ(\text{combustión})\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = -764 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

(P.A.U. xuño 16)

**Rta.:** a)  $\Delta H = -647 \text{ kJ/mol}$ ; b)  $Q = 1,05 \cdot 10^3 \text{ kJ}$ .

**Datos**



Masa de etanol

Masa molar do etanol

**Incógnitas**

Entalpía da reacción:  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$

Enerxía na obtención de 75 g de etanol

**Outros símbolos**

Cantidade de substancia (número de moles)

**Ecuacións**

Lei de Hess

**Cifras significativas: 3**

$\Delta H_{c1}^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = -1411 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_{c2}^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -764 \text{ kJ/mol}$

$m = 75,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}$

$M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46,1 \text{ g/mol}$

$\Delta H$

$Q$

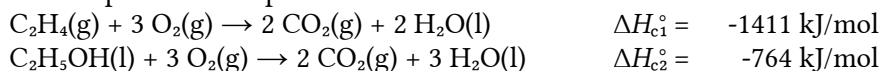
$n$

$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$

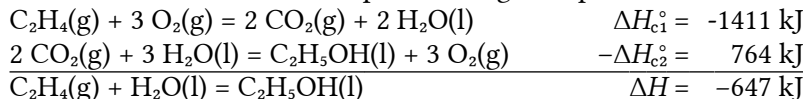
**Solución:**

a) Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño.

A ecuación da reacción pódese obter por combinación lineal das ecuacións de combustión:



Déixase a primeira ecuación como está, multiplícase a segunda por -1 e súmanse:



A reacción é exotérmica, desprende enerxía.

b) Calcúlase a enerxía producida ao obter 75 g de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ :

$Q = 75,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,1 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \frac{647 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 1,05 \cdot 10^3 \text{ kJ} = 1,05 \text{ MJ}$

3. a) A partir dos datos da táboa, calcula a entalpía estándar de combustión do metano.

| Enlace   | C - H | O - H | O = O | C = O |
|--|-------|-------|-------|-------|
| Entalpía de enlace en condicións estándar (kJ/mol) | 413   | 482   | 498   | 715   |

b) Calcula o volume de dióxido de carbono medido a 25 °C e 1 atm (101,3 kPa) que se xerará na combustión completa de 100 g de metano.

Dato:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

(P.A.U. set. 15)

**Rta.:** a)  $\Delta H_c(\text{CH}_4) = -710 \text{ kJ/mol}$ ; b)  $V = 153 \text{ dm}^3$ .

**Datos**

Entalpía de enlace: C - H

O - H

O = O

C = O

**Cifras significativas: 3**

$\Delta H(\text{C-H}) = 413 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H(\text{O-H}) = 482 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H(\text{O=O}) = 498 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H(\text{C=O}) = 715 \text{ kJ/mol}$

**Datos**

Presión

Temperatura

Masa de metano

Masa molar do metano

Constante dos gases ideais

**Cifras significativas: 3**

$$p = 101,3 \text{ kPa} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$m(\text{CH}_4) = 100 \text{ g CH}_4$$

$$M(\text{CH}_4) = 16,0 \text{ g/mol}$$

$$R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

**Incógnitas**

Entalpía estándar de combustión do metano

$$\Delta H_c^\circ(\text{CH}_4)$$

Volume de dióxido de carbono

$$V$$

**Outros símbolos**

Cantidade de substancia

$$n$$

**Ecuacións**

Lei de Hess

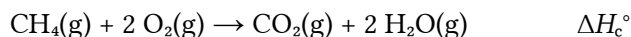
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Ecuación de estado dos gases ideais

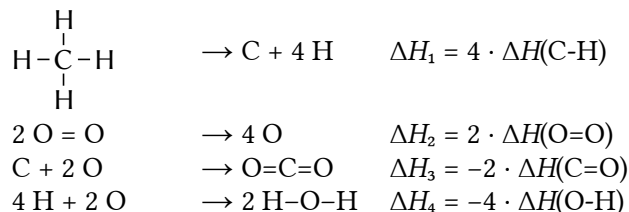
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

**Solución:**

a) Escríbese a ecuación de combustión do metano axústase:



Pódese imaxinar un hipotético camiño de rotura e formación de enlaces:



Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño.

A entalpía de combustión do metano pode expresarse como combinación lineal das ecuacións de rotura e formación de enlaces:

$$\begin{aligned} \Delta H_c^\circ(\text{CH}_4) &= 4 \cdot \Delta H(\text{C-H}) + 2 \cdot \Delta H(\text{O}=\text{O}) - 2 \cdot \Delta H(\text{C}=\text{O}) - 4 \cdot \Delta H(\text{O}-\text{H}) = \\ &= 4 \cdot 413 \text{ [kJ/mol]} + 2 \cdot 498 \text{ [kJ/mol]} - 2 \cdot 715 \text{ [kJ/mol]} - 4 \cdot 482 \text{ [kJ/mol]} \\ \Delta H_c^\circ(\text{CH}_4) &= -710 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

b) Calcúlase a cantidade de metano que hai en 100 g:

$$n(\text{CH}_4) = 100 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} = 6,25 \text{ mol CH}_4$$

Calcúlase a cantidade de CO<sub>2</sub> a partir da ecuación de combustión axustada:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CH}_4) = 6,13 \text{ mol CO}_2$$

Calcúlase o volume que ocupará a 25 °C e 1 atm, coa ecuación de estado dos gases ideais, supoñendo comportamento ideal do CO<sub>2</sub>:

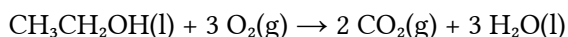
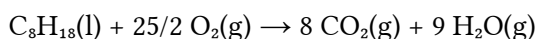
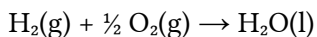
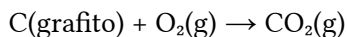
$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{6,25 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{101,3 \cdot 10^3 \text{ Pa}} = 0,153 \text{ m}^3 = 153 \text{ dm}^3$$

4. Considera que a gasolina está composta principalmente por octano (C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>) e que no bioetanol o composto principal é o etanol (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH). Cos seguintes datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$ ; densidade a 298 K do etanol  $\rho_e = 0,79 \text{ g/cm}^3$  e do octano  $\rho_o = 0,70 \text{ g/cm}^3$ .

- a) Escribe a ecuación da reacción de combustión do etanol e calcula entalpía estándar de formación do etanol a 25 °C.  
 b) Cantos litros de bioetanol necesítanse para producir a mesma enerxía que produce 1 dm<sup>3</sup> de gasolina?

(P.A.U. set. 14)

**Rta.:** a)  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -275,4 \text{ kJ/mol}$ ; b)  $V = 1,43 \text{ dm}^3 \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ .

**Datos**

Densidade do etanol C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>

Densidade do octano C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>

Volumen de gasolina

Temperatura

Masa molar: Octano

Etanol

**Cifras significativas: 3**

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$$

$$\rho_e = 0,790 \text{ g/cm}^3$$

$$\rho_o = 0,700 \text{ g/cm}^3$$

$$V_o = 1,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 46,1 \text{ g/mol}$$

**Incógnitas**

Entalpía de formación do etanol

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})$$

Volumen de bioetanol que libera a mesma enerxía que 1 dm<sup>3</sup> de gasolina

$$V$$

**Outros símbolos**

Cantidade de substancia (número de moles)

$$n$$

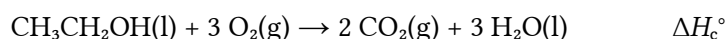
**Ecuacións**

Lei de Hess

$$\Delta H^{\circ} = \Delta H^{\circ}(\text{prod.}) - \Delta H^{\circ}(\text{react.})$$

**Solución:**

a) Escríbese a ecuación de combustión do etanol e axústase:



A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplícase a lei de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 3 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) + \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$-1369,0 \text{ [kJ]} = (2 \text{ [mol CO}_2\text{]} (-393,5 \text{ [kJ/mol CO}_2\text{]} + 3 \text{ [mol H}_2\text{O]} (-285,8 \text{ [kJ/mol H}_2\text{O]})) - (1 \text{ [mol C}_2\text{H}_6\text{O]} \cdot \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) + 3 \text{ [mol O}_2\text{]} \cdot 0)$$

Despéxase a entalpía de formación do etanol:

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})) = -787,0 - 857,4 + 1369,0 = -275,4 \text{ kJ/mol}$$

b) Calcúlase a cantidade de gasolina que hai en 1 litro:

$$n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 1,00 \text{ dm}^3 \text{ gasolina} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \frac{0,700 \text{ g gasolina}}{1 \text{ cm}^3 \text{ gasolina}} \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ g gasolina}} = 6,13 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}$$

Calcúlase a enerxía producida ao queimarse:

$$Q = 6,13 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \frac{5445,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = 3,34 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

Calcúlase a cantidade de bioetanol que produciría esa enerxía:

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 3,34 \cdot 10^4 \text{ kJ} \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1369,0 \text{ kJ}} = 24,4 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

Calcúlase a masa de bioetanol:

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 24,4 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} \frac{46,1 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 1,12 \cdot 10^3 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

Calcúlase o volume que ocuparía, empregando dato da densidade:

$$V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 1,12 \cdot 10^3 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH}}{0,790 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 1,43 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 = 1,43 \text{ dm}^3 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

5. O naftaleno ( $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ) é un composto aromático sólido que se vende para combater a traza. A combustión completa deste composto para producir  $\text{CO}_2(\text{g})$  e  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  a  $25^\circ\text{C}$  e  $1 \text{ atm}$  ( $101,3 \text{ kPa}$ ) desprende  $5154 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

a) Escribe as reaccións de formación do naftaleno e a reacción de combustión.

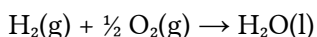
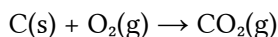
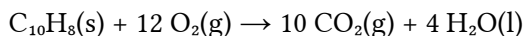
b) Calcula a entalpía estándar de formación do naftaleno e interpreta o seu signo.

Datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

(P.A.U. xuño 14)

Rta.: b)  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8) = 75,8 \text{ kJ/mol C}_{10}\text{H}_8$ .

### Datos



### Incógnitas

Entalpía de formación do naftaleno

### Cifras significativas: 4

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8) = -5154 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8)$$

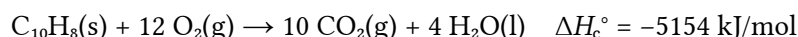
### Ecuacións

Lei de Hess

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

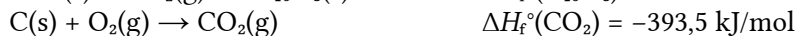
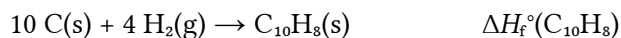
### Solución:

a) Escríbese a ecuación de combustión do naftaleno e axústase:



A ecuación de combustión do carbono sólido (grafito) coincide coa ecuación de formación do  $\text{CO}_2(\text{g})$ .

Escríbense as ecuacións de formación e axústanse:



b) A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplícase a lei de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8) = 10 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 4 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8) + 12 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$-5154 \text{ [kJ]} = 10 \text{ [mol CO}_2\text{]} (-393,5 \text{ [kJ/mol CO}_2\text{]}) + 4 \text{ [mol H}_2\text{O]} (-285,8 \text{ [kJ/mol H}_2\text{O]}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8) + 12 \text{ [mol O}_2\text{]} \cdot 0)$$

Despéxase a entalpía de formación do naftaleno:

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8) = -3935 - 1143,2 + 5154 = 75,8 \text{ kJ/mol C}_{10}\text{H}_8$$

O signo positivo indica que a reacción de formación é endotérmica.

6. As entalpías de formación do butano(g), dióxido de carbono(g) e auga(l) a  $1 \text{ atm}$  ( $101,3 \text{ kPa}$ ) e  $25^\circ\text{C}$  son  $-125,35 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $-393,51 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  e  $-285,83 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , respectivamente. Formula a reacción de combustión do butano e calcula:

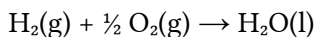
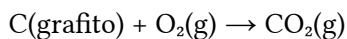
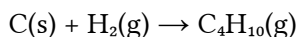
- a) A calor que pode subministrar unha bombona que contén 6 kg de butano.  
 b) O volume de osíxeno, medido en condicións normais, que se consumirá na combustión do butano contido na bombona.

Dato:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

(P.A.U. set. 13)

**Rta.:** a)  $Q = 2,9707\cdot 10^8 \text{ J}$ ; b)  $V = 15 \text{ m}^3 \text{ O}_2$ .

### Datos



Masa de butano

Constante dos gases ideais

Masa molar do butano

### Cifras significativas: 5

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}) = -125,35 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,51 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,53 \text{ kJ/mol}$$

$$m(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 6,0000\cdot 10^3 \text{ g}$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 58,124 \text{ g/mol}$$

### Incógnitas

Calor desprendida na combustión de 6 kg de butano

$Q$

Volume de osíxeno necesario

$V(\text{O}_2)$

### Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

$n$

### Ecuacións

Lei de Hess

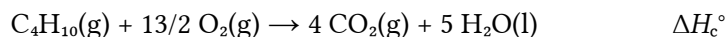
$$\Delta H^p = \Delta H^p(\text{prod.}) - \Delta H^p(\text{react.})$$

Ecuación de estado dos gases ideais

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

### Solución:

a) Escríbese a ecuación de combustión do butano e axústase:



A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

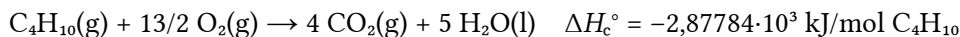
Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplícase a lei de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 4 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 5 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}) + 13/2 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}) = (4 [\text{mol CO}_2] (-393,51 [\text{kJ/mol CO}_2]) + 5 [\text{mol H}_2\text{O}] (-285,53 [\text{kJ/mol H}_2\text{O}]))$$

$$- (1 [\text{mol C}_4\text{H}_{10}] \cdot (-125,35 [\text{kJ/mol C}_4\text{H}_{10}]) + 13/2 [\text{mol O}_2] \cdot 0) = -2\,877,84 \text{ kJ}$$

A ecuación termoquímica queda:



Calcúlase a cantidade de butano que hai nunha bombona de 6 kg:

$$n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 6,000\,000 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58,124 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} = 103,23 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}$$

Calcúlase a calor desprendida polo butano que hai nunha bombona de 6 kg:

$$Q = 103,23 [\text{mol C}_4\text{H}_{10}] \cdot 2,87784\cdot 10^3 [\text{kJ/mol C}_4\text{H}_{10}] = 2,9707\cdot 10^5 \text{ kJ}$$

b) Calcúlase a cantidade de osíxeno a partir da ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{O}_2) = 103,23 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \frac{13/2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 670,98 \text{ mol O}_2$$

Calcúlase o volume de osíxeno coa ecuación de estado dos gases ideais, supoñendo comportamento ideal:

$$V(\text{O}_2) = \frac{n(\text{O}_2) \cdot R \cdot T}{p} = \frac{670,98 \text{ mol O}_2 \cdot 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1,0 \text{ atm}} = 15 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$$

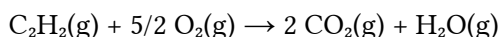
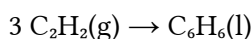
Este resultado ten só dúas cifras significativas, porque son as do dato que menos ten (a constante  $R$ ).

7. A calor que se desprende no proceso de obtención dun mol de benceno líquido a partir de etino gas mediante a reacción:  $3 \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$  é de  $-631 \text{ kJ}$ . Calcula:
- A entalpía estándar de combustión do  $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$  sabendo que a entalpía estándar de combustión do  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$  é  $-1302 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
  - O volume de etino, medido a  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  e  $15 \text{ atm}$  ( $1519,5 \text{ kPa}$ ), necesario para obter  $0,25 \text{ dm}^3$  de benceno.
- Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; densidade benceno  $950 \text{ g}/\text{dm}^3$

(P.A.U. xuño 13)

**Rta.:** a)  $\Delta H_c^\circ = -3 275 \text{ kJ}/\text{mol}$ ; b)  $V = 14,88 \text{ dm}^3 \text{ C}_2\text{H}_2$ .

### Datos



Volume de benceno líquido

Densidade do benceno líquido

Condiciones gas etino: temperatura  
presión

Constante dos gases ideais

Masa molar do benceno

### Incógnitas

Entalpía de combustión do benceno

Volume de etino necesario para obter  $0,25 \text{ dm}^3$  de benceno

### Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

### Ecuacións

Lei de Hess

Ecuación de estado dos gases ideais

### Cifras significativas: 4

$$\Delta H_1^\circ = -631,0 \text{ kJ}/\text{mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = -1 302 \text{ kJ}/\text{mol}$$

$$V(\text{C}_6\text{H}_6) = 0,2500 \text{ dm}^3$$

$$\rho(\text{C}_6\text{H}_6) = 950,0 \text{ g}/\text{dm}^3$$

$$T = 25,00 \text{ }^\circ\text{C} = 298,2 \text{ K}$$

$$p = 15,00 \text{ atm} = 1520 \text{ kPa}$$

$$R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_6) = 78,11 \text{ g}/\text{mol}$$

$$\Delta H_c^\circ$$

$$V(\text{C}_2\text{H}_2)$$

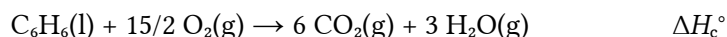
$$n$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

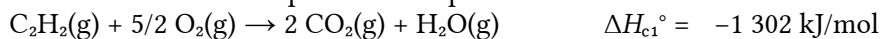
### Solución:

- a) Escríbese a ecuación de combustión do benceno e axústase:

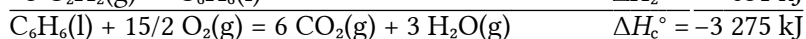
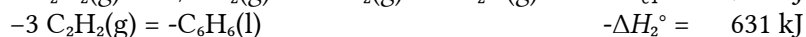
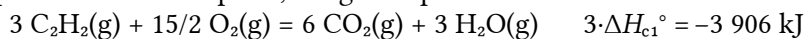


Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño.

A ecuación de combustión do benceno pódese obter por combinación lineal das ecuacións:



Multiplíquese a primeira ecuación por 3, a segunda por  $-1$  e súmase:



- b) Calcúlase a cantidade de benceno que hai en  $950 \text{ g}$ .

$$n(\text{C}_6\text{H}_6) = 0,250 \text{ dm}^3 \text{ C}_6\text{H}_6 \frac{950,0 \text{ g C}_6\text{H}_6}{1 \text{ dm}^3 \text{ C}_6\text{H}_6} \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{78,11 \text{ g C}_6\text{H}_6} = 3,040 \text{ mol C}_6\text{H}_6$$

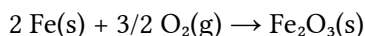
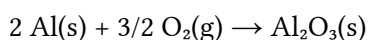
Calcúlase a cantidade de etino, a partir da ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{C}_2\text{H}_2) = 3,040 \text{ mol C}_6\text{H}_6 \cdot \frac{3 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6} = 9,121 \text{ mol C}_2\text{H}_2$$

Calcúlase o volume que ocupará a 25 °C e 1520 kPa, coa ecuación de estado dos gases ideais, supoñendo comportamento ideal para o  $\text{C}_2\text{H}_2$ :

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{9,121 \text{ mol C}_2\text{H}_2 \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298,2 \text{ K}}{1,520 \cdot 10^6 \text{ Pa}} = 0,014 \text{ m}^3 = 14,9 \text{ dm}^3 \text{ C}_2\text{H}_2$$

8. Para o proceso  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{Fe}(\text{s})$ , calcula:
- A entalpía da reacción en condicións estándar e a calor desprendida ao reaccionar 16,0 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  coa cantidade suficiente de Al.
  - A masa de óxido de aluminio que se obtén no apartado anterior.
- Datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1662 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -836 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  (P.A.U. set. 12)
- Rta.: a)  $\Delta H^\circ = -826 \text{ kJ}$ ;  $Q = 82,8 \text{ kJ}$ ; b)  $m = 10,2 \text{ g Al}_2\text{O}_3$ .

**Datos**

Masa de óxido de ferro(III)

Masa molar: Óxido de ferro(III)

Óxido de aluminio

**Cifras significativas: 4**

$$\Delta H_f^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1662 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -836 \text{ kJ/mol}$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 16,00 \text{ g}$$

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,7 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102,0 \text{ g/mol}$$

**Incógnitas**

Entalpía da reacción

$$\Delta H^\circ$$

Calor desprendida ao reaccionar 16 g de óxido de ferro(III)

$$Q$$

Masa de óxido de aluminio obtida

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3)$$

**Outros símbolos**

Cantidade de substancia (número de moles)

$$n$$

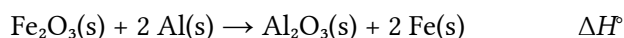
**Ecuacións**

Lei de Hess

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

**Solución:**

a) Ecuación:



A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplicase a lei de Hess:

$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) + 2 \Delta H_f^\circ(\text{Fe}) - (\Delta H_f^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) + 2 \Delta H_f^\circ(\text{Al}))$$

$$\Delta H^\circ = (1 [\text{mol Al}_2\text{O}_3] (-1662 [\text{kJ/mol Al}_2\text{O}_3]) + 2 [\text{mol Fe}] \cdot 0)$$

$$- (1 [\text{mol Fe}_2\text{O}_3] (-836 [\text{kJ/mol Fe}_2\text{O}_3]) + 2 [\text{mol O}_2] \cdot 0) = -826 \text{ kJ}$$

Calcúlase a calor desprendida ao reaccionar 16,0 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ :

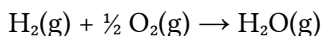
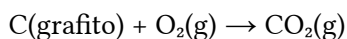
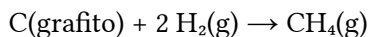
$$Q = 16,00 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{826 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 82,8 \text{ kJ}$$

b) Calcúlase a masa de óxido de aluminio que se obtén, a partir da ecuación axustada da reacción:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 16,00 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{102,0 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 10,2 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$



9. a) A partir dos datos das entalpías de formación calcula a entalpía estándar de combustión do metano.  
 b) Sabendo que a combustión de 1,0 g de TNT libera 4 600 kJ calcula o volume de metano, medido a 25 °C e 1 atm (101,3 kPa) de presión, que é necesario queimar para producir a mesma enerxía que 1,0 g de TNT.  
 Datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4(\text{g})) = -75 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -394 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -242 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$   
 $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$  (P.A.U. xuño 12)  
**Rta.:** a)  $\Delta H_c^\circ(\text{CH}_4) = -803 \text{ kJ/mol CH}_4$ ; b)  $V = 140 \text{ dm}^3 \text{ CH}_4$ .

**Datos**

Enerxía desprendida

Gas metano: Temperatura

Presión

Constante dos gases ideais

Masa molar do metano

**Incógnitas**

Calor molar de combustión do metano

Volume de  $\text{CH}_4(\text{g})$  nas condicións dadas que desprende esa enerxía**Outros símbolos**

Cantidade de substancia (número de moles)

**Ecuacións**

Lei de Hess

Ecuación de estado dos gases ideais

**Cifras significativas: 3**

$$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) = -75,0 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -242 \text{ kJ/mol}$$

$$E = 4600 \text{ kJ}$$

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$p = 101,3 \text{ kPa} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{CH}_4) = 16,0 \text{ g/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{CH}_4)$$

$$V$$

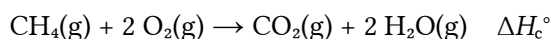
$$n$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

**Solución:**

- a) Escríbese a ecuación de combustión do metano e axústase:



Escríbense as ecuacións de formación e axústanse:



A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplícase a lei de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{CH}_4) = \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 2 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) + 2 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{CH}_4) = (1 [\text{mol CO}_2] (-394 [\text{kJ/mol CO}_2]) + 2 [\text{mol H}_2\text{O}] \cdot (-242 [\text{kJ/mol H}_2\text{O}])) - (1 [\text{mol CH}_4] (-75,0 [\text{kJ/mol CH}_4]) + 2 [\text{mol O}_2] \cdot 0) = -803 \text{ kJ/mol CH}_4$$

- b) Calcúlase a cantidade de metano que habería que queimar para producir 4 600 kJ:

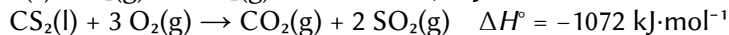
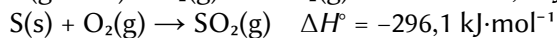
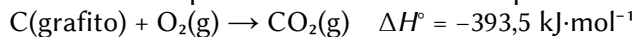
$$n(\text{CH}_4) = 4600 \text{ kJ} \frac{1 \text{ mol CH}_4}{803 \text{ kJ}} = 5,73 \text{ mol CH}_4$$

Calcúlase o volume que ocupará a 25 °C e 101,3 kPa, coa ecuación de estado dos gases ideais, supoñendo comportamento ideal para o metano:

$$V(\text{CH}_4) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{5,73 \text{ mol CH}_4 \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,140 \text{ m}^3 = 140 \text{ dm}^3 \text{ CH}_4$$

10. Dada a seguinte reacción:  $\text{C}(\text{grafito}) + 2 \text{S}(\text{s}) \rightarrow \text{CS}_2(\text{l})$

a) Calcula a entalpía estándar da reacción a partir dos seguintes datos:

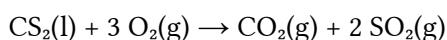
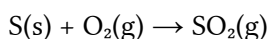
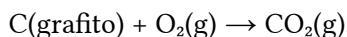


b) Calcula a enerxía necesaria, en forma de calor, para a transformación de 5 g de C(grafito) en  $\text{CS}_2(\text{l})$ , en condicións estándar.

(P.A.U. set. 11)

**Rta.:** a)  $\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2) = 86 \text{ kJ/mol CS}_2$ ; b)  $Q = 36 \text{ kJ}$ .

### Datos



Masa de grafito

Masa molar do carbono

### Incógnitas

Entalpía estándar de reacción (de formación do  $\text{CS}_2$ )

Calor necesaria para converter 5 g de grafito en  $\text{CS}_2$

### Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

### Ecuacións

Lei de Hess

### Cifras significativas: 4

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) = -296,1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H = -1072 \text{ kJ/mol}$$

$$m = 5,00 \text{ g C}$$

$$M(\text{C}) = 12,0 \text{ g/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2)$$

$$Q$$

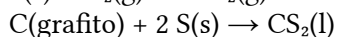
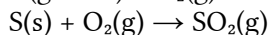
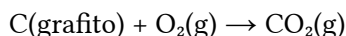
$$n$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

### Solución:

a) Escríbense as ecuacións e axústanse:

De formación:

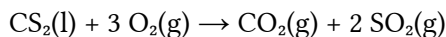


$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) = -296,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2)$$

De combustión:



$$\Delta H_c^\circ(\text{CS}_2) = -1072 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplícase a lei de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{CS}_2) = \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 2 \Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) - (\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2) + 3 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$-1072 \text{ [kJ]} = (1 \text{ [mol CO}_2\text{]} (-393,5 \text{ [kJ/mol CO}_2\text{]}) - 2 \text{ [mol SO}_2\text{]} (-296,1 \text{ [kJ/mol SO}_2\text{]}))$$

$$- (1 \text{ [mol CS}_2\text{]} \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CS}_2) + 3 \text{ [mol O}_2\text{]} \cdot 0)$$

Despéxase a entalpía de formación do sulfuro de carbono:

$$\Delta H_f^\circ(\text{CS}_2) = -393,5 - 592,2 + 1072 = 86 \text{ kJ/mol CS}_2$$

Calcúlase a enerxía necesaria para a transformación de 5 g de grafito:

$$Q = 5,00 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{86 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}} = 36 \text{ kJ}$$

11. Se supoñemos que a gasolina é unha mestura de octanos de fórmula xeral  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ :

a) Calcula o volume de aire medido a 25 °C e 1 atm (101,3 kPa) que se necesita para queimar 100 dm<sup>3</sup> de gasolina.

b) Calcula a calor desprendida cando se queiman 100 dm<sup>3</sup> de gasolina.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = 249,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;

osíxeno no aire = 21 % en volume; densidade do octano =  $800 \text{ g}\cdot\text{dm}^{-3}$

(P.A.U. xuño 10)

**Rta.:** a)  $V = 1,02\cdot 10^3 \text{ m}^3$  aire b)  $Q = 4,18\cdot 10^9 \text{ J}$ .

### Datos

Volume de gasolina

Densidade da gasolina

Aire(gas):      Temperatura

                    Presión

Contido de osíxeno no aire (% V)

Entalpías estándar de formación:

$\text{C}(\text{grafito}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$

$\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

$\text{C}(\text{grafito}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$

Constante dos gases ideais

Masa molar do octano:

### Incógnitas

Volume de aire necesario

Calor desprendida

### Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

### Ecuacións

De estado dos gases ideais

Lei de Hess

### Cifras significativas: 3

$V = 100 \text{ dm}^3 = 0,100 \text{ m}^3$

$\rho = 800 \text{ g}/\text{dm}^3 = 800 \text{ kg}/\text{m}^3$

$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$

$p = 101,3 \text{ kPa} = 1,013\cdot 10^5 \text{ Pa}$

$r = 21,0 \text{ % en volume}$

### Cifras significativas: 4

$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ}/\text{mol}$

$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ}/\text{mol}$

$\Delta H_f^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = 249,8 \text{ kJ}/\text{mol}$

$R = 8,31 \text{ mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114,2 \text{ g}/\text{mol}$

$V$

$Q$

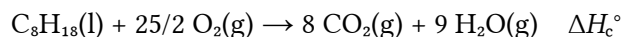
$n$

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$

### Solución:

a) Escríbese a ecuación de combustión do octano e axústase:



Calcúlase a cantidade de gasolina que hai en 100 dm<sup>3</sup>, empregando o dato da densidade:

$$n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 100 \text{ dm}^3 \text{ gasolina} \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} \frac{800 \text{ kg gasolina}}{1 \text{ m}^3 \text{ gasolina}} \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114,2 \text{ g gasolina}} = 700 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}$$

Calcúlase a cantidade de osíxeno que se necesita, a partir da ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{O}_2) = 700 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \frac{25/2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = 8,75 \cdot 10^3 \text{ mol O}_2$$

Calcúlase o volume que ocupará a 25 °C e 101,3 kPa, coa ecuación de estado dos gases ideais, supoñendo comportamento ideal para o osíxeno:

$$V = \frac{n(\text{O}_2) \cdot R \cdot T}{p} = \frac{8,75 \cdot 10^3 \text{ mol O}_2 \cdot 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 214 \text{ m}^3 \text{ O}_2$$

Calcúlase o volume de aire, empregando o dato de que o aire contén un 21 % en volume de osíxeno:

$$V = 214 \text{ m}^3 \text{ O}_2 \frac{100 \text{ m}^3 \text{ aire}}{21,0 \text{ m}^3 \text{ O}_2} = 1,02 \cdot 10^3 \text{ m}^3 \text{ aire}$$

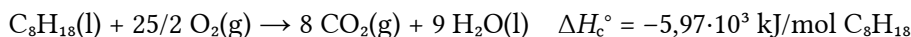
b) A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplícase a lei de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 9 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) + 25/2 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) = (8 [\text{mol CO}_2] (-393,5 [\text{kJ/mol CO}_2]) + 9 [\text{mol H}_2\text{O}] (-285,8 [\text{kJ/mol H}_2\text{O}])) - (1 [\text{mol C}_8\text{H}_{18}] \cdot 249,8 [\text{kJ/mol C}_8\text{H}_{18}] + 25/2 [\text{mol O}_2] \cdot 0) = -5 970 \text{ kJ}$$

A ecuación termoquímica queda:



Calcúlase a enerxía:

$$Q = 700 [\text{mol C}_8\text{H}_{18}] \cdot 5,97 \cdot 10^3 [\text{kJ/mol C}_8\text{H}_{18}] = 4,18 \cdot 10^6 \text{ kJ} = 4,18 \cdot 10^9 \text{ J} = 4,18 \text{ GJ}$$

12. Na fermentación alcohólica da glicosa obtense etanol e dióxido de carbono. A ecuación química correspondente é:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ CO}_2(\text{g}) + 2 \text{ CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l})$

a) Calcula a  $\Delta H^\circ$  desta reacción.

b) Cantos decímetros cúbicos de dióxido de carbono, medidos a 25 °C e 0,98 atm, poderíanse obter na fermentación de 1 kg de glicosa?

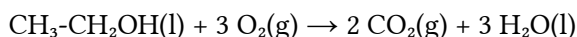
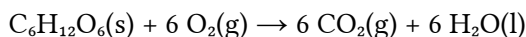
Datos: Entalpías estándar de combustión:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = -2 813 \text{ kJ/mol}$ ;

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l}) = -1 371 \text{ kJ/mol}$ ;  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. set. 09)

**Rta.:** a)  $\Delta H = -71 \text{ kJ/mol}$  b)  $V = 277 \text{ dm}^3$ .

### Datos



Masa de glicosa

Temperatura da reacción

Presión exterior

Constante dos gases ideais

Masa molar:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

### Incógnitas

Entalpía de fermentación da glicosa

Volumen de  $\text{CO}_2$  que se podería obter na fermentación

### Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

### Ecuacións

Lei de Hess

Ecuación de estado dos gases ideais

### Cifras significativas: 4

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -2 813 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}) = -1 371 \text{ kJ/mol}$$

$$m = 1,000 \text{ kg} = 1 000 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$t = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$p = 0,9800 \text{ atm}$$

$$R = 0,08200 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180,2 \text{ g/mol}$$

$$\Delta H$$

$$V$$

$$n$$

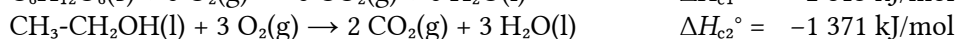
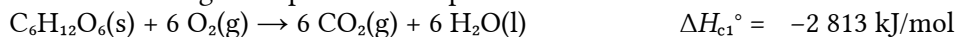
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

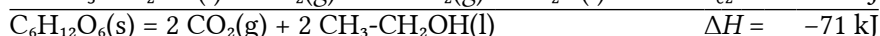
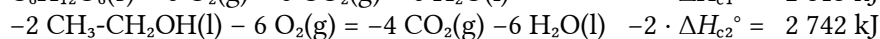
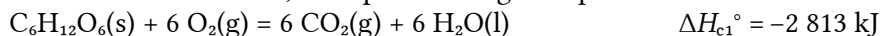
### Solución:

a) Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño.

A ecuación de fermentación da glicosa pódese obter por combinación lineal das ecuacións de combustión:



Déixase a primeira ecuación como está, multiplícase a segunda por -2 e súmanse:



b) Calcúlase a cantidade de CO<sub>2</sub> producido a partir da ecuación de fermentación axustada:

$$n(\text{CO}_2) = 1\,000 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,2 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 11,10 \text{ mol CO}_2$$

Calcúlase o volume que ocupará a 25 °C e 0,98 atm, coa ecuación de estado dos gases ideais, supoñendo comportamento ideal para o CO<sub>2</sub>:

$$V(\text{CO}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{11,10 \text{ mol CO}_2 \cdot 0,08200 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{0,980 \text{ atm}} = 276,8 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$$

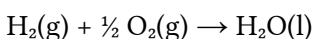
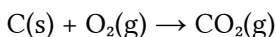
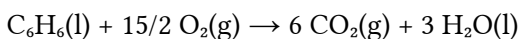
13. As entalpías estándar de combustión do C(s) e C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>(l) son -393,5 kJ/mol e -3 301 kJ/mol, respectivamente; e o de formación do H<sub>2</sub>O(l) vale -285,5 kJ/mol. Calcula:

- a) A entalpía estándar de formación do benceno(l)
- b) A calor, expresada en kJ, necesaria para a obtención de 1,0 kg de benceno(l).

(P.A.U. xuño 09)

**Rta.:** a) ΔH<sub>f</sub><sup>o</sup> = 83,5 kJ/mol b) Q = 1,07 · 10<sup>3</sup> kJ.

**Datos**



Masa de benceno

Masa molar do benceno

**Cifras significativas: 4**

ΔH<sub>c</sub><sup>o</sup>(C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) = -3 301 kJ/mol

ΔH<sub>c</sub><sup>o</sup>(C) = -393,5 kJ/mol

ΔH<sub>f</sub><sup>o</sup>(H<sub>2</sub>O) = -285,5 kJ/mol

m = 1,000 kg = 1 000 g C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>

M(C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) = 78,1 g/mol

**Incógnitas**

Entalpía de formación do benceno

ΔH<sub>f</sub><sup>o</sup>(C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>)

Calor necesaria para obter 1,0 kg de benceno

Q

**Outros símbolos**

Cantidade de substancia (número de moles)

n

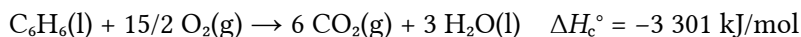
**Ecuacións**

Lei de Hess

ΔH<sup>o</sup> = ΔH<sup>o</sup>(prod.) - ΔH<sup>o</sup>(react.)

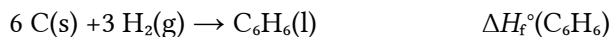
**Solución:**

a) Escríbese a ecuación de combustión do benceno e axústase:



A ecuación de combustión do carbono sólido (grafito) coincide coa ecuación de formación do CO<sub>2</sub>(g).

Escríbense as ecuacións de formación e axústanse:



A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplícase a lei de Hess:

ΔH<sub>c</sub><sup>o</sup>(C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) = 6 ΔH<sub>f</sub><sup>o</sup>(CO<sub>2</sub>) + 3 ΔH<sub>f</sub><sup>o</sup>(H<sub>2</sub>O) - (ΔH<sub>f</sub><sup>o</sup>(C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) + 15/2 ΔH<sub>f</sub><sup>o</sup>(O<sub>2</sub>))

-3 301 [kJ] = 6 [mol CO<sub>2</sub>] (-393,5 [kJ/mol CO<sub>2</sub>]) + 3 [mol H<sub>2</sub>O] (-285,5 [kJ/mol H<sub>2</sub>O])

- (1 [mol C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>] · ΔH<sub>f</sub><sup>o</sup>(C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) + 15/2 [mol O<sub>2</sub>] · 0)

Despéxase a entalpía de formación do benceno:

ΔH<sub>f</sub><sup>o</sup>(C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) = -2 361 - 856,5 + 3301 = +83,5 kJ/mol C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>

b) Calcúlase a enerxía necesaria para obter 1 000 g de  $C_6H_6$ :

$$Q = 1000 \text{ g } C_6H_6 \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78,1 \text{ g } C_6H_6} \frac{83,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_6H_6} = 1,07 \cdot 10^3 \text{ kJ} = 1,07 \text{ MJ}$$

14. A entalpía de formación do tolueno gas ( $C_7H_8$ ) é de 49,95 kJ/mol e as entalpías de formación do  $CO_2(g)$  e do  $H_2O(l)$  son, respectivamente,  $-393,14$  e  $-285,56$  kJ/mol.

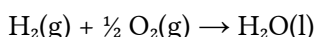
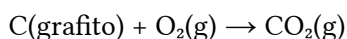
a) Calcula a entalpía de combustión do tolueno, gas.

b) Cantos kJ despréndense na combustión completa de 23 g de tolueno?

(P.A.U. set. 07)

**Rta.:** a)  $\Delta H_c^\circ = -3944,17$  kJ/mol b)  $Q = -985$  kJ.

### Datos



Masa de tolueno

Masa molar do tolueno

### Incógnitas

Entalpía de combustión do tolueno

Cantos kJ despréndense na combustión completa de 23 g de tolueno

### Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

### Ecuacións

Lei de Hess

### Cifras significativas: 5

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_7\text{H}_8) = +49,95 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,14 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,56 \text{ kJ/mol}$$

$$m = 23 \text{ g } C_7H_8$$

$$M(C_7H_8) = 92,1 \text{ g/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(C_7H_8)$$

$$Q$$

$$n$$

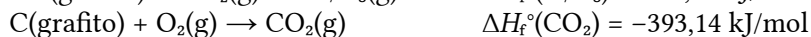
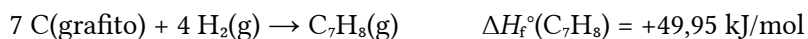
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

### Solución:

a) Escríbese a ecuación de combustión do tolueno e axústase:



Escríbense as ecuacións de formación e axústase:



A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplícase a lei de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_7\text{H}_8) = 7 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 4 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_7\text{H}_8) + 9 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$\begin{aligned} \Delta H_c^\circ(\text{C}_7\text{H}_8) &= (7 [\text{mol } \text{CO}_2] (-393,14 [\text{kJ/mol } \text{CO}_2]) + 4 [\text{mol } \text{H}_2\text{O}] (-285,56 [\text{kJ/mol } \text{H}_2\text{O}])) \\ &\quad - (1 [\text{mol } \text{C}_7\text{H}_8] \cdot 49,95 [\text{kJ/mol } \text{C}_7\text{H}_8] + 9 [\text{mol } \text{O}_2] \cdot 0) = -3 944,17 \text{ kJ/mol } \text{C}_7\text{H}_8 \end{aligned}$$

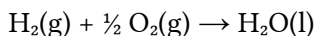
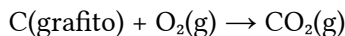
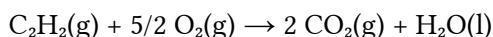
b) Calcúlase a enerxía desprendida na combustión de 23 g de tolueno:

$$Q = 23 \text{ g } C_7H_8 \frac{1 \text{ mol } C_7H_8}{92,1 \text{ g } C_7H_8} \frac{3944,17 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_7H_8} = 985 \text{ kJ}$$

15. a) Calcula a calor de formación do acetileno ( $C_2H_2(g)$ ) a partir das calores de formación do  $H_2O(l)$  e do  $CO_2(g)$  e da calor de combustión do  $C_2H_2(g)$ .

b) Que volume de dióxido de carbono medido a  $30^\circ \text{C}$  e presión atmosférica (1 atm) xerárase na combustión de 200 g de acetileno?

Datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,3 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})) = -1300 \text{ kJ/mol}$   
 $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3/(\text{K}\cdot\text{mol})$  (P.A.U. xuño 07)  
**Rta.:** a)  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = 228 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_2$ ; b)  $V = 382 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$ .

**Datos**

Masa de acetileno

Presión á que se mide o volume de  $\text{CO}_2$

Temperatura á que se mide o volume de  $\text{CO}_2$

Masa molar:  $\text{C}_2\text{H}_2$

**Incógnitas**

Calor molar de formación do acetileno

Volume de  $\text{CO}_2$  a  $30^\circ\text{C}$  e  $1 \text{ atm}$  xerado ao queimar  $200 \text{ g}$  de acetileno

**Outros símbolos**

Cantidade de substancia (número de moles)

**Ecuacións**

Lei de Hess

**Cifras significativas: 4**

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = -1300 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$m = 200,0 \text{ g C}_2\text{H}_2$$

$$p = 1,000 \text{ atm}$$

$$T = 30^\circ\text{C} = 303 \text{ K}$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_2) = 26,0 \text{ g/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2)$$

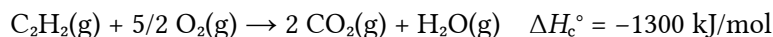
$$V$$

$$n$$

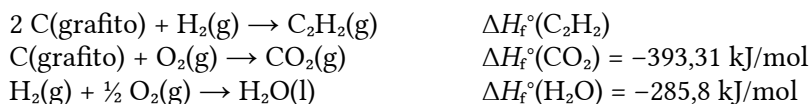
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

**Solución:**

a) Escríbese a ecuación de combustión do acetileno e axústase:



Escríbense as ecuacións de formación e axústanse:



A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplícase a lei de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = 2 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) + 5/2 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$-1300 \text{ kJ} = (2 [\text{mol CO}_2] (-393,3 [\text{kJ/mol CO}_2]) + (1 [\text{mol H}_2\text{O}] (-285,8 [\text{kJ/mol H}_2\text{O}])) - (1 [\text{mol C}_2\text{H}_2] \cdot \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) + 5/2 [\text{mol O}_2] \cdot 0)$$

Despéxase a entalpía de formación do acetileno:

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = -786,6 - 285,8 + 1300 = 228 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_2$$

b) Cálculase a cantidade de  $\text{CO}_2$  producido a partir da ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{CO}_2) = 200 \text{ g C}_2\text{H}_2 \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26,0 \text{ g C}_2\text{H}_2} \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} = 15,4 \text{ mol CO}_2$$

Cálculase o volume que ocupará a  $30^\circ\text{C}$  e  $1 \text{ atm}$  coa ecuación de estado dos gases ideais, supoñendo comportamento ideal para o  $\text{CO}_2$ :

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{15,4 \text{ mol CO}_2 \cdot 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 382 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$$

16. A combustión do acetileno [ $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ ] produce dióxido de carbono e auga.

a) Escribe a ecuación química correspondente ao proceso.

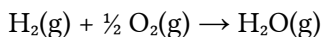
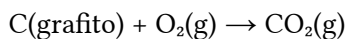
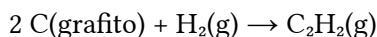
b) Calcula a calor molar de combustión do acetileno e a calor producida ao queimar 1,00 kg de acetileno.

Datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})) = 223,75 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -241,8 \text{ kJ/mol}$

(P.A.U. xuño 06)

**Rta.:** b)  $\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = -1253 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_2$ ;  $Q = 4,8 \cdot 10^7 \text{ J/kg C}_2\text{H}_2$ .

### Datos



Masa de acetileno

Masa molar:  $\text{C}_2\text{H}_2$

### Cifras significativas: 4

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = +223,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241,8 \text{ kJ/mol}$$

$$m = 1,000 \text{ kg C}_2\text{H}_2$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_2) = 26,04 \text{ g/mol}$$

### Incógnitas

Calor molar de combustión do acetileno

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2)$$

Calor producida ao queimar 1,00 kg de acetileno

$$Q$$

### Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

$$n$$

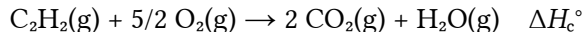
### Ecuacións

Lei de Hess

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

### Solución:

a) Escríbese a ecuación de combustión do acetileno e axústase:



Escríbense as ecuacións de formación e axústanse:



b) A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplícase a lei de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = 2 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) + 5/2 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = (2 [\text{mol CO}_2] (-393,3 [\text{kJ/mol CO}_2]) + 1 [\text{mol H}_2\text{O}] (-241,8 [\text{kJ/mol H}_2\text{O}])) - (1 [\text{mol C}_2\text{H}_2] \cdot 223,8 [\text{kJ/mol C}_2\text{H}_2] + 5/2 [\text{mol O}_2] \cdot 0) = -1 253,0 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_2$$

Calcúlase a calor producida ao queimar 1 kg de acetileno:

$$Q = 1,000 \text{ kg C}_2\text{H}_2 \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26,04 \text{ g C}_2\text{H}_2} \frac{1253 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} = 4,812 \cdot 10^4 \text{ kJ} = 4,812 \cdot 10^7 \text{ J} = 48,12 \text{ MJ}$$

17. O ácido etanoico(líquido) [ácido acético] fórmase ao reaccionar carbono(sólido), hidróxeno molecular(gas) e osíxeno molecular(gas). As calores de combustión do ácido etanoico(l); hidróxeno(g) e carbono(s) son respectivamente 870,7; 285,8 e 393,13 kJ/mol.

a) Escribe adecuadamente as ecuacións químicas dos distintos procesos de combustión e a correspondente á formación do ácido etanoico.

b) Calcula a calor de formación, a presión constante, de devandito ácido etanoico.

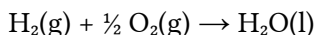
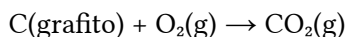
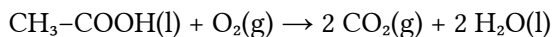
c) Cantas quilocalorías despréndense na formación de 1 kg de ácido etanoico?

Dato: 1 J = 0,24 cal

(P.A.U. set. 04)

**Rta.:** b)  $\Delta H_f^\circ = -487,1 \text{ kJ/mol}$ ; b)  $Q = 1,94 \cdot 10^3 \text{ kcal}$ .



**Datos**

Masa de ácido etanoico

Masa molar do ácido etanoico

Equivalencia de unidades

**Incógnitas**

Entalpía de formación do ácido etanoico

Enerxía liberada na combustión

**Outros símbolos**

Cantidade de substancia (número de moles)

**Ecuacións**

Lei de Hess

**Cifras significativas: 4**

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = -870,7 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}) = -393,1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{H}_2) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$m = 1,000 \text{ kg CH}_3\text{-COOH}$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 60,05 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ J} = 0,2400 \text{ cal}$$

$$1 \text{ kJ} = 0,2400 \text{ kcal}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2)$$

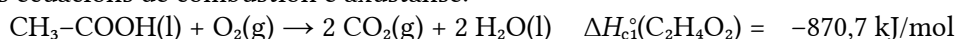
Q

n

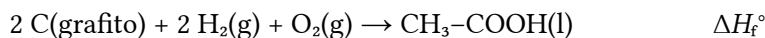
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

**Solución:**

a) Escríbense as ecuacións de combustión e axústanse:

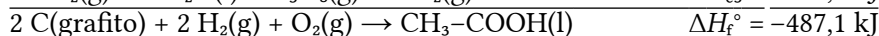
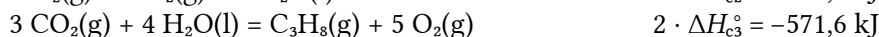
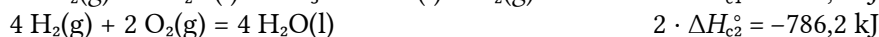
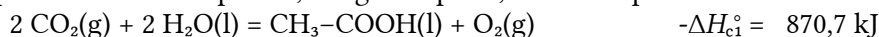


Escríbese a ecuación de formación do ácido etanoico e axústase:



b) A ecuación de formación do ácido etanoico pódese obter por combinación lineal das ecuacións de combustión.

Multiplícase a primeira ecuación por -1, a segunda por 2, a terceira por 2 súmanse:



c) Calcúlase a enerxía desprendida na formación de 1 kg de ácido etanoico:

$$Q = 1,000 \text{ kg C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4\text{O}_2}{60,05 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}_2} \frac{487,1 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4\text{O}_2} \frac{0,240 \text{ kcal}}{1 \text{ kJ}} = 1,940 \cdot 10^3 \text{ kcal}$$

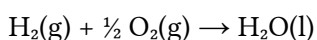
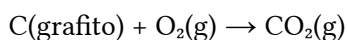
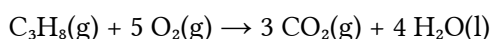
18. A entalpía de combustión do propano(gas) é -526,3 kcal. As  $\Delta H^\circ$  de formación do dióxido de carbono(gas) e da auga(líquida) son respectivamente -94,03 e -68,30 kcal/mol. Calcula:

a) A entalpía de formación do propano.

b) Os quilogramos de carbón que habería que queimar (cun rendemento do 80 %), para producir a mesma cantidade de enerxía que a obtida na combustión de 1 kg de propano.

Dato: A entalpía de combustión do carbón é de 5 kcal/g

(P.A.U. xuño 04)

Rta.: a)  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -29,0 \text{ kcal/mol C}_3\text{H}_8$ ; b) 3 kg carbón.**Datos****Cifras significativas: 4**

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -526,3 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -94,03 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -68,30 \text{ kcal/mol}$$

**Datos**

Entalpía de combustión do carbón

Rendemento da combustión do carbón

Masa de propano que se queima

Masa molar do propano

**Incógnitas**

Entalpía de formación do propano

Masa de carbón que produza a mesma enerxía que 1 kg C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>**Ecuacións**

Lei de Hess

**Cifras significativas: 4** $Q = -5,000$  kcal/g carbón $r = 80,00$  % $m(\text{C}_3\text{H}_8) = 1,000$  kg $M(\text{C}_3\text{H}_8) = 44,10$  g/mol $\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8)$  $m(\text{carbón})$  $\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$ **Solución:**

a) Escríbese a ecuación de combustión do propano e axústase:



A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplícase a lei de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 4 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (5 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2) + \Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8))$$

$$-526,3 \text{ kcal} = 3 [\text{mol CO}_2] (-94,03 [\text{kcal/mol CO}_2]) + 4 [\text{mol H}_2\text{O}] (-68,30 [\text{kcal/mol H}_2\text{O}]) - (5 [\text{mol O}_2] \cdot 0 + 1 [\text{mol C}_3\text{H}_8] \cdot \Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8))$$

Despéxase a entalpía de formación do propano:

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -282,09 - 273,20 + 526,3 = -29,0 \text{ kcal/mol C}_3\text{H}_8$$

b) Calcúlase a enerxía producida na combustión de 1 kg de propano é:

$$Q_1 = 1000 \text{ g C}_3\text{H}_8 \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44,10 \text{ g C}_3\text{H}_8} \frac{526,3 \text{ kcal}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 1,194 \cdot 10^4 \text{ kcal}$$

Calcúlase a enerxía producida na combustión de 1 kg de carbón é:

$$Q_2 = 1000 \text{ g carbón} \frac{5,000 \text{ kcal}}{1 \text{ g carbón}} = 5,000 \cdot 10^3 \text{ kcal}$$

Se o rendemento é do 80 %, a enerxía producida realmente é:

$$Q_3 = 80,00 \% \cdot 5,000 \cdot 10^3 \text{ kcal/kg carbón} = 4,000 \cdot 10^3 \text{ kcal/kg carbón}$$

Calcúlase a masa que se necesita de carbón:

$$m(\text{carbón}) = 1,000 \text{ kg propano} \frac{1,194 \cdot 10^4 \text{ kcal}}{1,000 \text{ kg propano}} \frac{1,000 \text{ kg carbón}}{4,000 \cdot 10^3 \text{ kcal}} = 2,984 \text{ kg carbón}$$

Análise: Se se tivesen en conta as cifras significativas dos datos para este apartado, (5 kcal/g), o resultado só tería unha cifra significativa e sería: 3 kg de carbón.

Tamén se podería usar o valor de  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)$  xa que equivale á entalpía de combustión do grafito. Nese caso o resultado sería:  $m(\text{carbón}) = 1,91$  kg grafito. A diferenza entre ambos os resultados débese a que o carbón (que non específica se é hulla, antracita, etc.) contén unha porcentaxe considerable de impurezas.

## ● CUESTIÓNS

### ● Espontaneidade

1. Explica brevemente por que moitas reaccións endotérmicas transcorren espontaneamente a altas temperaturas.

(P.A.U. xuño 07)

#### **Solución:**

O criterio de espontaneidade dunha reacción química vén dado polo signo da entalpía libre ou enerxía libre de Gibbs  $\Delta G$ :

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$\Delta H$  é a variación de entalpía do proceso e  $\Delta S$  a variación de entropía.

Un proceso é espontáneo se  $\Delta G < 0$ .

A reacción é endotérmica  $\Delta H > 0$ , polo que se a temperatura é moi baixa, o segundo termo apenas inflúe e  $\Delta G > 0$ , que indica que o proceso non será espontáneo.

Pero se a variación de entropía do proceso é positiva, e a temperatura é o suficientemente alta para que  $T \cdot \Delta S > \Delta H$ , entón  $\Delta G < 0$ , e o proceso será espontáneo.

## ◇ LABORATORIO

1. Deséxase calcular no laboratorio a entalpía de disolución do NaOH(s) e para iso disólvense 4,0 g de NaOH en 500 cm<sup>3</sup> de auga nun calorímetro que ten un equivalente en auga de 15 g, producíndose un aumento da temperatura de 2,0 °C.

a) Explica detalladamente o material e procedemento empregados.

b) Cal é a entalpía molar de disolución do NaOH?

Datos: Calor específica(auga)  $\approx$  Calor específica(disolución) = 4,18 J/g · °C e densidade(auga) = 1 g/mL

(P.A.U. set. 15)

#### **Solución:**

Nunha probeta de 500 cm<sup>3</sup>, mídense 500 cm<sup>3</sup> de auga e vértense nun calorímetro. Déixanse pasar uns minutos e mídense a temperatura cun termómetro.

Pésase un vidro de reloxo nunha balanza e bótanse lentellas de NaOH cunha vareta ata que a súa masa aumente 4,0 g.

Rapidamente (para evitar a hidratación e carbonatación do NaOH) bótase o hidróxido de sodio no calorímetro e axítase cunha vareta, comprobando a temperatura. Anótase o valor máximo e réstase do valor inicial da auga.

Cálculos: (Suporei que os datos teñen polo menos dúas cifras significativas).

Ao ser o calorímetro un sistema illado, o proceso é adiabático, non se intercambia calor coa contorna.

$$Q(\text{cedida na disolución}) + Q_a(\text{gañada pola disolución}) + Q_c(\text{gañada polo calorímetro}) = 0$$

A masa de auga é:

$$m(\text{auga}) = 500 \text{ cm}^3 \cdot 1,0 \text{ g/cm}^3 = 500 \text{ g auga}$$

A masa de disolución é:

$$m(\text{disolución}) = 500 \text{ g auga} + 4,0 \text{ g NaOH} = 504 \text{ g disolución}$$

A calor gañada pola disolución é:

$$Q_a = m(\text{disolución}) \cdot c_e(\text{disolución}) \cdot \Delta t = 504 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J/(g} \cdot \text{°C)} \cdot 2,0 \text{ °C} = 4,2 \cdot 10^3 \text{ J}$$

A calor gañada polo calorímetro calcúlase de forma análoga, usando o equivalente en auga do calorímetro.

$$Q_c = m(\text{equivalente en auga}) \cdot c_e(\text{auga}) \cdot \Delta t = 15 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot 2,0 \text{ } ^\circ\text{C} = 1,3 \cdot 10^2 \text{ J}$$

$$Q(\text{cedida na disolución}) = -(4,2 \cdot 10^3 \text{ J} + 1,3 \cdot 10^2 \text{ J}) = -4,3 \cdot 10^3 \text{ J}$$

$$\Delta H_d^\circ = \frac{-4,3 \cdot 10^3 \text{ J}}{4,0 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = -43 \text{ kJ/mol NaOH}$$

2. a) Indica o material a utilizar e o procedemento a seguir para determinar a entalpía de neutralización de 100 cm<sup>3</sup> dunha disolución de HCl de concentración 2,0 mol/dm<sup>3</sup> con 100 cm<sup>3</sup> dunha disolución de NaOH de concentración 2,0 mol/dm<sup>3</sup>.  
 b) Calcula o valor da entalpía de neutralización expresado en kJ/mol se o incremento de temperatura que se produce é de 12 °C.  
 Datos: Calor específica(mestura) = Calor específica(auga) = 4,18 J/(g·°C); densidades das disolucións do ácido e da base = 1,0 g/cm<sup>3</sup>. Considera desprezable a capacidade calorífica do calorímetro.

(P.A.U. xuño 15)

**Rta.:**  $\Delta H_n^\circ = -50 \text{ kJ/mol}$

### **Solución:**

#### Material:

Calorímetro de 250 cm<sup>3</sup>: recipiente illado (como un termo)  
 Probeta de 100 cm<sup>3</sup>. Tubo cilíndrico graduado con base de apoio.  
 Termómetro  
 Axitador. Vareta de vidro.

#### Procedemento:

Nunha probeta de 100 cm<sup>3</sup>, mídense 100 cm<sup>3</sup> de disolución de HCl de concentración 2,0 mol/dm<sup>3</sup> e vértense nun calorímetro. Mídese a temperatura cun termómetro.  
 Lávase a probeta e mídense 100 cm<sup>3</sup> de disolución de NaOH de concentración 2,0 mol/dm<sup>3</sup>. Mídese a súa temperatura que debería ser a mesma que a da disolución de HCl xa que están ambas á temperatura do laboratorio.  
 Bótase a disolución de hidróxido de sodio no calorímetro e axítase cunha vareta, comprobando a temperatura. Anótase o valor máximo.  
 Baléirase o calorímetro e lávase.

Cálculos: (Suporei que os datos teñen polo menos dúas cifras significativas).

A calor específica da mestura é igual á calor específica da auga.  $c = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$

As densidades das disolucións do ácido e da base son iguais á densidade da auga.  $\rho = 1,0 \text{ g/cm}^3$ .

A calor gañada polo calorímetro é desprezable.  $Q_c = 0$

A masa da disolución do ácido é:

$$m(\text{disolución ácido}) = V(\text{disolución ácido}) \cdot \rho = 100 \text{ cm}^3 \cdot 1,0 \text{ g/cm}^3 = 100 \text{ g}$$

A masa de l a disolución da base dá o mesmo resultado que a do ácido:

$$m(\text{disolución base}) = V(\text{disolución base}) \cdot \rho = 100 \text{ cm}^3 \cdot 1,0 \text{ g/cm}^3 = 100 \text{ g}$$

A masa da disolución final é a suma das masas das disolucións do ácido e da base:

$$m(\text{disolución}) = m(\text{disolución ácido}) + m(\text{disolución base}) = 100 \text{ g} + 100 \text{ g} = 200 \text{ g}$$

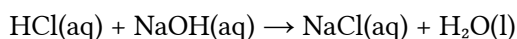
A calor gañada pola disolución é:

$$Q_a = m(\text{disolución}) \cdot c_e(\text{disolución}) \cdot \Delta t = 200 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1} \cdot 12 \text{ } ^\circ\text{C} = 1,0 \cdot 10^4 \text{ J}$$

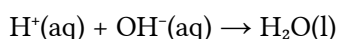
$$Q(\text{cedida na neutralización}) + Q_a(\text{gañada pola disolución}) + Q_c(\text{gañada polo calorímetro}) = 0$$

$$Q(\text{cedida na neutralización}) = -1,0 \cdot 10^4 \text{ J}$$

Na reacción:



Pódese escribir en forma iónica:



Reaccionan 0,20 mol de HCl con 0,20 mol de NaOH:

$$n(\text{HCl}) = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot 2,0 \text{ mol HCl} / \text{dm}^3 = 0,20 \text{ mol HCl}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot 2,0 \text{ mol HCl} / \text{dm}^3 = 0,20 \text{ mol NaOH}$$

Non hai reactivo limitante, polo que a entalpía da reacción é:

$$\Delta H_n^\circ = \frac{-1,0 \cdot 10^4 \text{ J}}{0,20 \text{ mol}} \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -50 \text{ kJ/mol}$$

*Análise: Este resultado difire bastante do tabulado, -57,9 kJ/mol, aínda que se atopa dentro da orde de magnitude.*

3. Para calcular no laboratorio a entalpía de disolución do NaOH(s) disólvense 2,0 g de NaOH en 500 cm<sup>3</sup> de auga nun calorímetro que ten un equivalente en auga de 15 g, producíndose un aumento de temperatura de 1,0 °C.

a) Explica detalladamente o material e procedemento empregados.

b) Cal é a entalpía de disolución do NaOH?

Datos: Calor específica(auga) ≈ Calor específica(disolución) = 4,18 J/(g·°C) e densidade da auga = 1 g·cm<sup>-3</sup>

(P.A.U. xuño 13)

**Rta.:** a)  $\Delta H_d^\circ = -44 \text{ kJ} / \text{mol NaOH}$

### Solución:

Nunha probeta de 500 cm<sup>3</sup>, mídense 500 cm<sup>3</sup> de auga e vértense nun calorímetro. Déixanse pasar uns minutos e mídense a temperatura cun termómetro.

Pésase un vidro de reloxo nunha balanza e bótanse lentellas de NaOH cunha vareta ata que a súa masa aumente 2,0 g.

Rapidamente (para evitar a hidratación e carbonatación do NaOH) bótase o hidróxido de sodio no calorímetro e axítase cunha vareta, comprobando a temperatura. Anótase o valor máximo e réstase do valor inicial da auga.

Cálculos: (Suporei que os datos teñen polo menos dúas cifras significativas).

Ao ser o calorímetro un sistema illado, o proceso é adiabático, non se intercambia calor coa contorna.

$$Q(\text{cedida na disolución}) + Q_a(\text{gañada pola disolución}) + Q_c(\text{gañada polo calorímetro}) = 0$$

A masa de auga é:

$$m(\text{auga}) = 500 \text{ cm}^3 \cdot 1,00 \text{ g/cm}^3 = 500 \text{ g auga}$$

A calor gañada pola disolución é aproximadamente igual á calor gañada pola auga:

$$Q_d = m(\text{auga}) \cdot c_e(\text{auga}) \cdot \Delta t = 500 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J/(g} \cdot \text{°C)} \cdot 1,0 \text{ °C} = 2,1 \cdot 10^3 \text{ J}$$

A calor gañada polo calorímetro calcúlase de forma análoga, empregando o equivalente en auga do calorímetro.

$$Q_c = m(\text{equivalente en auga}) \cdot c_e(\text{auga}) \cdot \Delta t = 15 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J/(g} \cdot \text{°C)} \cdot 1,0 \text{ °C} = 63 \text{ J}$$

$$Q(\text{cedida na disolución}) = -(2,1 \cdot 10^3 \text{ J} + 63 \text{ J}) = -2,2 \cdot 10^3 \text{ J}$$

$$\Delta H_d^\circ = \frac{-2,2 \cdot 10^3 \text{ J}}{2,0 \text{ g NaOH}} \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = -44 \text{ kJ/mol NaOH}$$

4. a) Indica o procedemento que se debe seguir e o material utilizado para determinar a entalpía de disolución do NaCl, se ao disolver 0,2 moles de dita substancia en 500 cm<sup>3</sup> de auga prodúcese un incremento de temperatura de 2 °C.

b) Cal será o valor da entalpía de disolución do composto expresado en J/mol?

Datos: Calor específica(auga) ≈ Calor específica(disolución) = 4,18 J/(g·°C); densidade(auga) = 1 g/cm<sup>3</sup>

(P.A.U. xuño 11)

**Rta.:** b)  $\Delta H_d^\circ = -2 \cdot 10^4 \text{ J/mol}$

### Solución:

Material:

Calorímetro de 1 000 cm<sup>3</sup>: recipiente illado (como un termo).  
 Probeta de 500 cm<sup>3</sup>. Tubo cilíndrico graduado en cm<sup>3</sup> con base de apoio.  
 Termómetro.  
 Balanza.  
 Vidro de reloxo  
 Axitador. Vareta de vidro.

Procedemento:

Nunha probeta de 500 cm<sup>3</sup>, mídense 500 cm<sup>3</sup> de auga e vértense nun calorímetro. Mídese a temperatura cun termómetro.  
 Nunha balanza pésanse: sobre un vidro de reloxo.  
 Bótase o cloruro de sodio no calorímetro e axítase cunha vareta, comprobando a temperatura. Anótase o valor máximo.  
 Baléirase o calorímetro e lávase.

Cálculos: (Suporei que os datos teñen polo menos dúas cifras significativas).

Ao ser o calorímetro un sistema illado, o proceso é adiabático, non se intercambia calor coa contorna.

Calor gañada pola disolución e o calorímetro + calor desprendida no proceso de disolución = 0

Supoñendo que a calor absorbida polo soluto e o calorímetro son desprezables fronte á calor gañada pola auga:

$$Q_d = - m(\text{auga}) \cdot c_e(\text{auga}) \cdot \Delta t = 500 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot 2,0 ^\circ\text{C} = 4,2 \cdot 10^3 \text{ J}$$

$$\Delta H_d^\circ = \frac{-4,2 \cdot 10^3 \text{ J}}{0,20 \text{ mol}} = -2,1 \cdot 10^4 \text{ J/mol}$$

*Análise: Se ao botar 12 g de sal en auga a temperatura subise 2 °C habería que sospeitar que a substancia non era NaCl ou habería que tirar o termómetro, porque a disolución de sal en auga non desprende calor.*

5. Dispónse no laboratorio das seguintes disolucións acuosas: 100 cm<sup>3</sup>, de HCl de concentración 0,10 mol/dm<sup>3</sup> e 100 cm<sup>3</sup> de NaOH de concentración 0,10 mol/dm<sup>3</sup>.
- Describe o procedemento e material que empregaría para medir a calor de neutralización ao mesturar as dúas disolucións.
  - Calcula a calor molar de neutralización se na reacción libéranse 550 J.

(P.A.U. xuño 10, xuño 09)

**Rta.:**  $\Delta H_n^\circ = -55 \text{ kJ/mol}$

**Solución:**Material:

Calorímetro de 250 cm<sup>3</sup>: recipiente illado (como un termo).  
 Probeta de 100 cm<sup>3</sup>. Tubo cilíndrico graduado con base de apoio.  
 Termómetro  
 Axitador. Vareta de vidro.

Procedemento:

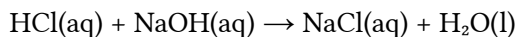
Nunha probeta de 100 cm<sup>3</sup>, mídense 100 cm<sup>3</sup> de disolución de HCl de concentración 0,10 mol/dm<sup>3</sup> e vértense nun calorímetro. Mídese a temperatura cun termómetro.  
 Lávase a probeta e mídense 100 cm<sup>3</sup> de disolución de NaOH de concentración 0,10 mol/dm<sup>3</sup>. Mídese a súa temperatura que debería ser a mesma que a da disolución de HCl xa que están ambas á temperatura do laboratorio.  
 Bótase a disolución de hidróxido de sodio no calorímetro e axítase cunha vareta, comprobando a temperatura. Anótase o valor máximo.  
 Baléirase o calorímetro e lávase.

Cálculos: (Suporei que os datos teñen polo menos dúas cifras significativas).

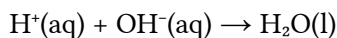
Usando o dato:

$$Q(\text{cedida na neutralización}) = -550 \text{ J}$$

Na reacción:



Pódese escribir en forma iónica:



Reaccionan 0,010 mol de HCl con 0,010 mol de NaOH:

$$\begin{aligned} n(\text{HCl}) &= 0,100 \text{ dm}^3 \cdot 0,10 \text{ mol HCl} / \text{dm}^3 = 0,010 \text{ mol HCl} \\ n(\text{NaOH}) &= 0,100 \text{ dm}^3 \cdot 0,10 \text{ mol HCl} / \text{dm}^3 = 0,010 \text{ mol NaOH} \end{aligned}$$

Non hai reactivo limitante, polo que a entalpía da reacción é:

$$\Delta H_n^\circ = \frac{-550 \text{ J}}{0,010 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -55 \text{ kJ/mol}$$

6. Quérese determinar a  $\Delta H$  do proceso de disolución dun composto iónico AB. Indica o procedemento a seguir e o material a utilizar. Se ao disolver 0,2 moles de devandita substancia en 500 cm<sup>3</sup> de auga prodúcese un incremento de temperatura de 2 °C. Cal será o valor de  $\Delta H$ , en J/mol, para devandito proceso de disolución?

Datos:  $c_e(\text{disolución}) = c_e(\text{auga}) = 4,18 \text{ J}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$  densidade da auga = 1 g/cm<sup>3</sup> e masa de disolución = masa da auga. (P.A.U. set. 07)

**Rta.:**  $\Delta H_d^\circ = -2 \cdot 10^4 \text{ J/mol}$ .

### Solución:

Nunha probeta de 500 cm<sup>3</sup>, mídense 500 cm<sup>3</sup> de auga e vértense nun calorímetro. Déixanse pasar uns minutos e mídense a temperatura cun termómetro.

Pésase un vidro de reloxo nunha balanza e engádense a masa do composto iónico AB, que corresponde aos 0,2 moles, cunha vareta.

Bótase o sólido iónico no calorímetro e axítase cunha vareta, comprobando a temperatura. Anótase o valor máximo e réstase do valor inicial da auga.

Cálculos: (Suporei que os datos teñen polo menos dúas cifras significativas).

Ao ser o calorímetro un sistema illado, o proceso é adiabático, non se intercambia calor coa contorna.

$$Q(\text{cedida na disolución}) + Q_d(\text{gañada pola disolución}) + Q_c(\text{gañada polo calorímetro}) = 0$$

A calor gañada pola disolución é aproximadamente igual á calor gañada pola auga:

$$Q_d = m(\text{auga}) \cdot c_e(\text{auga}) \cdot \Delta t = 500 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C}) \cdot 2,0 \text{ } ^\circ\text{C} = 4,2 \cdot 10^3 \text{ J}$$

A calor gañada polo calorímetro suponse desprezable:

$$Q(\text{cedida na disolución}) = -4,2 \cdot 10^3 \text{ J}$$

$$\Delta H_d^\circ = \frac{-4,2 \cdot 10^3 \text{ J}}{0,20 \text{ mol}} = -2,1 \cdot 10^4 \text{ J/mol}$$

7. Explica detalladamente como se pode determinar no laboratorio a calor de disolución de KOH(s) en auga. Efectúa o cálculo (á presión e temperatura de laboratorio) supoñendo unha masa de hidróxido de potasio de 4,5 g que se disolven en 450 cm<sup>3</sup> nun calorímetro que ten un equivalente en auga de 15 g. O incremento da temperatura é de 2,5 °C.

Datos: Calor específica da auga: 4,18 J/(g·°C) e densidade da auga: 1 g/cm<sup>3</sup>.

(P.A.U. set. 05)

**Rta.:**  $\Delta H_d^\circ(\text{KOH}) = -61 \text{ kJ/mol}$ .

### Solución:

#### Procedemento:

Nunha probeta de 500 cm<sup>3</sup>, mídense 450 cm<sup>3</sup> de auga e vértense nun calorímetro. Déixanse pasar uns minutos e mídense a temperatura cun termómetro.

Pésase un vidro de reloxo nunha balanza e bótase KOH cunha vareta ata que a súa masa aumente 4,5 g.

Rapidamente (para evitar a hidratación e carbonatación do KOH) bótase o hidróxido de potasio no calorímetro e axítase cunha vareta, comprobando a temperatura. Anótase o valor máximo e réstase do valor inicial da temperatura da auga.

Cálculos: (Suporei que os datos teñen polo menos dúas cifras significativas).

$$\text{masa de auga} = 450 \text{ dm}^3 \cdot 1,0 \text{ g/cm}^3 = 450 \text{ g auga}$$

Ao ser o calorímetro un sistema illado, o proceso é adiabático, non se intercambia calor coa contorna.

$$Q(\text{cedida na disolución}) + Q_d(\text{gañada pola disolución}) + Q_c(\text{gañada polo calorímetro}) = 0$$

A calor gañada pola disolución é aproximadamente igual á calor gañada pola auga.

$$Q_d = m(\text{auga}) \cdot c_e(\text{auga}) \cdot \Delta t = 450 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot 2,5 \text{ °C} = 4,7 \cdot 10^3 \text{ J}$$

A calor gañada polo calorímetro calcúlase de forma análoga, usando o equivalente en auga do calorímetro.

$$Q_c = m(\text{equivalente en auga}) \cdot c_e(\text{auga}) \cdot \Delta t = 15 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J/(g}\cdot\text{°C)} \cdot 2,5 \text{ °C} = 1,6 \cdot 10^2 \text{ J}$$

$$Q(\text{cedida na disolución}) = -(4,7 \cdot 10^3 + 1,6 \cdot 10^2) \text{ J} = -4,9 \cdot 10^3 \text{ J}$$

$$\Delta H_d^\circ = \frac{-4,9 \cdot 10^3 \text{ J}}{4,5 \text{ g KOH}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = -61 \text{ kJ/mol KOH}$$

8. Indica cun exemplo como determinarías no laboratorio a calor de neutralización dun ácido forte cunha base forte, facendo referencia ao principio, material, procedemento e cálculos.

(P.A.U. xuño 05)

### **Solución:**

#### Principio:

Conservación da enerxía

Ao ser o calorímetro un sistema illado, o proceso é adiabático, non se intercambia calor coa contorna.

$$Q(\text{cedida na neutralización}) + Q_d(\text{gañada pola disolución}) + Q_c(\text{gañada polo calorímetro}) = 0$$

#### Material:

Calorímetro de 250 cm<sup>3</sup>

Probeta de 100 cm<sup>3</sup>

Termómetro

Axitador

#### Reactivos:

HCl 1,0 mol/dm<sup>3</sup>

NaOH 1,0 mol/dm<sup>3</sup>

#### Procedemento:

Nunha probeta de 100 cm<sup>3</sup>, mídense 100 cm<sup>3</sup> de disolución de HCl de concentración 1,0 mol/dm<sup>3</sup> e vértense nun calorímetro. Mídese a temperatura cun termómetro.  $t_1 = 16,8 \text{ °C}$ .

Lávase a probeta e mídense 100 cm<sup>3</sup> de disolución de NaOH de concentración 1,0 mol/dm<sup>3</sup>. Mídese a súa temperatura que debería ser a mesma que a da disolución de HCl xa que están ambas as á temperatura do laboratorio.

Bótase a disolución de hidróxido de sodio no calorímetro e axítase cunha vareta, comprobando a temperatura. Anótase o valor máximo.  $t_2 = 23,3 \text{ °C}$

Baléirase o calorímetro e lávase.

Cálculos: (Suporei que os datos teñen polo menos dúas cifras significativas).

Facendo as aproximacións:

As calores específicas de todas as disolucións son iguais á calor específica da auga.  $c = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{(°C)}^{-1}$

As densidades das disolucións son iguais á densidade da auga.  $\rho = 1,0 \text{ g/cm}^3$

A calor gañada polo calorímetro é desprezable.  $Q_c = 0$

Calcúlase a masa de cada disolución:

$$m(\text{disolución}) = V(\text{disolución}) \cdot \rho = 200 \text{ cm}^3 \cdot 1,0 \text{ g/cm}^3 = 200 \text{ g}$$



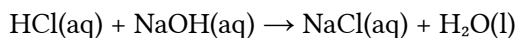
A calor gañada pola disolución é:

$$Q_a = m(\text{disolución}) \cdot c_e(\text{disolución}) \cdot \Delta t = 200 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot (\text{°C})^{-1} (23,3 - 16,8) \text{ °C} = 5,4 \cdot 10^3 \text{ J}$$

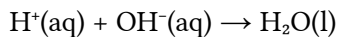
$$Q(\text{cedida na neutralización}) + Q_a(\text{gañada pola disolución}) + Q_c(\text{gañada polo calorímetro}) = 0$$

$$Q(\text{cedida na neutralización}) = -5,4 \cdot 10^3 \text{ J}$$

Na reacción:



Pódese escribir en forma iónica:



Reaccionan 0,10 mol de HCl con 0,10 mol de NaOH:

$$n(\text{HCl}) = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot 1,0 \text{ mol HCl} / \text{dm}^3 = 0,10 \text{ mol HCl}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot 1,0 \text{ mol NaOH} / \text{dm}^3 = 0,10 \text{ mol NaOH}$$

Polo que a entalpía de reacción é:

$$\Delta H_n^\circ = \frac{-5,4 \cdot 10^3 \text{ J}}{0,10 \text{ mol}} = -54 \text{ J/mol}$$

*Análise: O resultado é aproximado ao tabulado de -57,9 kJ/mol, debido ás aproximacións realizadas.*

## ACLARACIÓNS

Os datos dos enunciados dos problemas non adoitan ter un número adecuado de cifras significativas.

Por iso supuxen que os datos teñen un número de cifras significativas razoables, case sempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en certos casos, con ampla marxe de incerteza. Así que cando tomo un dato como  $V = 1 \text{ dm}^3$  e reescriboo como:

Cifras significativas: 3

$$V = 1,00 \text{ dm}^3$$

o que quero indicar é que supoño que o dato orixinal ten tres cifras significativas (non que as teña en realidade) para poder realizar os cálculos cunha marxe de incerteza máis pequena que a que tería se o tomase tal como o dan. (1 dm<sup>3</sup> ten unha soa cifra significativa, e unha incerteza relativa do ¡100%! Como as incertezas acumúlanse ao longo do cálculo, a incerteza final sería inadmisibile. Entón, para que realizar os cálculos? Abondaría cunha estimación).

Cuestións e problemas das [Probos de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

[Respostas](#) e composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Alguns cálculos fixéronse cunha [folia de cálculo](#) de [LibreOffice](#) do mesmo autor.

Algunhas ecuacións e as fórmulas orgánicas construíronse coa extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

A tradución ao/desde o galego realizouse coa axuda de [traducindote](#), e de o [tradutor da CIXUG](#).

Procurouse seguir as [recomendacións](#) do Centro Español de Metrología (CEM).

Consultouse ao Copilot de Microsoft Edge e tivéronse en conta algunhas das súas respostas nas cuestións.

Actualizado: 17/07/24

## Sumario

|                                      |          |
|--------------------------------------|----------|
| <a href="#">TERMOQUÍMICA</a> .....   | <b>1</b> |
| <a href="#">PROBLEMAS</a> .....      | 1        |
| <a href="#">CUESTIÓNS</a> .....      | 19       |
| <a href="#">Espontaneidade</a> ..... | 19       |
| <a href="#">LABORATORIO</a> .....    | 19       |

## Índice de exames P.A.U.

|                |        |
|----------------|--------|
| 2004.....      |        |
| 1. (xuño)..... | 17     |
| 2. (set.)..... | 16     |
| 2005.....      |        |
| 1. (xuño)..... | 24     |
| 2. (set.)..... | 23     |
| 2006.....      |        |
| 1. (xuño)..... | 16     |
| 2007.....      |        |
| 1. (xuño)..... | 15, 19 |
| 2. (set.)..... | 14, 23 |
| 2009.....      |        |
| 1. (xuño)..... | 13, 22 |
| 2. (set.)..... | 12     |
| 2010.....      |        |
| 1. (xuño)..... | 11, 22 |
| 2011.....      |        |
| 1. (xuño)..... | 21     |
| 2. (set.)..... | 10     |
| 2012.....      |        |
| 1. (xuño)..... | 9      |
| 2. (set.)..... | 8      |
| 2013.....      |        |
| 1. (xuño)..... | 7, 21  |
| 2. (set.)..... | 6      |
| 2014.....      |        |
| 1. (xuño)..... | 5      |
| 2. (set.)..... | 4      |
| 2015.....      |        |
| 1. (xuño)..... | 20     |
| 2. (set.)..... | 2, 19  |
| 2016.....      |        |
| 1. (xuño)..... | 2      |
| 2. (set.)..... | 1      |