

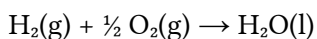
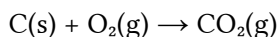
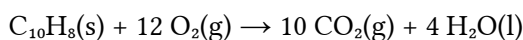
TERMOQUÍMICA

◇ PROBLEMAS

● TERMOQUÍMICA

1. O naftaleno ($C_{10}H_8$) é un composto aromático sólido que se vende para combater a traza. A combustión completa deste composto para producir $CO_2(g)$ e $H_2O(l)$ a $25\text{ }^\circ C$ e 1 atm (101,3 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 interprete o seu signo.
- Datos: $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (P.A.U. Xuño 14)
- Rta.: b) $\Delta H_f^\circ(C_{10}H_8) = 75,8\text{ kJ/mol } C_{10}H_8$

Datos



Incógnitas

Entalpía de formación do naftaleno

Cifras significativas: 4

$$\Delta H_c^\circ(C_{10}H_8) = -5154\text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(CO_2) = -393,5\text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(H_2O) = -285,8\text{ kJ/mol}$$

Ecuacións

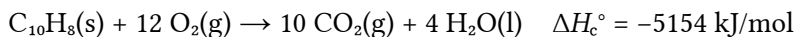
Lei de Hess

$$\Delta H_f^\circ(C_{10}H_8)$$

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

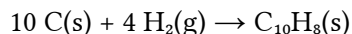
Solución:

a) Ecuación de combustión do naftaleno:

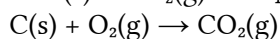


A ecuación de combustión do carbono sólido (grafito) coincide coa ecuación de formación do $CO_2(g)$.

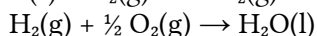
Ecuacións de formación:



$$\Delta H_f^\circ(C_{10}H_8)$$



$$\Delta H_f^\circ(CO_2) = -393,5\text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_f^\circ(H_2O) = -285,5\text{ kJ/mol}$$

b) Pola lei de Hess,

$$\Delta H_c^\circ(C_{10}H_8) = 10 \Delta H_f^\circ(CO_2) + 4 \Delta H_f^\circ(H_2O) - (\Delta H_f^\circ(C_{10}H_8) + 12 \Delta H_f^\circ(O_2))$$

$$-5154\text{ [kJ]} = (10\text{ [mol } CO_2] (-393,5\text{ [kJ/mol } CO_2]) + 4\text{ [mol } H_2O] (-285,8\text{ [kJ/mol } H_2O])) - (\Delta H_f^\circ(C_{10}H_8))$$

$$\Delta H_f^\circ(C_{10}H_8) = 75,8\text{ kJ/mol } C_{10}H_8$$

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

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

- 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)

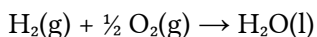
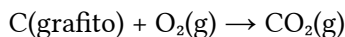
Rta.: a) $\Delta H_c^\circ = -3944,17\text{ kJ/mol}$ b) $Q = -985\text{ kJ}$

Datos



Cifras significativas: 5

$$\Delta H_f^\circ(C_7H_8) = +49,95\text{ kJ/mol}$$

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

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

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

$$m = 23 \text{ g C}_7\text{H}_8$$

$$M(\text{C}_7\text{H}_8) = 92,1 \text{ g/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_7\text{H}_8)$$

$$Q$$

$$n$$

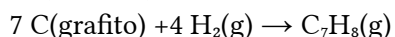
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Solución:

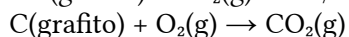
a) Ecuación de combustión do tolueno:



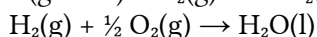
Ecuacións de formación:



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



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



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

Pola lei de Hess,

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

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_7\text{H}_8) = (7 [\text{mol CO}_2] (-393,14 [\text{kJ/mol CO}_2]) + 4 [\text{mol H}_2\text{O}] (-285,56 [\text{kJ/mol H}_2\text{O}])) - (49,95 [\text{kJ}])$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_7\text{H}_8) = -3 944,17 \text{ kJ/mol C}_7\text{H}_8$$

b) Na combustión de 23 g de tolueno despréndense

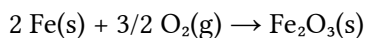
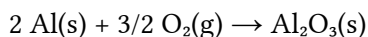
$$Q = 23 \text{ g C}_7\text{H}_8 \frac{1 \text{ mol C}_7\text{H}_8}{92,1 \text{ g C}_7\text{H}_8} \frac{3944,17 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_7\text{H}_8} = 985 \text{ kJ}$$

3. 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) A entalpía da reacción en condicións estándar e a calor desprendida ao reaccionar 16,0 g de Fe_2O_3 coa cantidade suficiente de Al.

b) A masa de óxido de aluminio que se obtén no apartado anterior.

$$\text{Datos: } \Delta H_f^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1 662 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \Delta H_f^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -836 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

(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

 ΔH°

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.

Pola lei de Hess,

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

$$\Delta H^\circ = (-1662 \text{ [kJ]}) - (-836 \text{ [kJ]})$$

$$\Delta H^\circ = -826 \text{ kJ}$$

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

b)

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

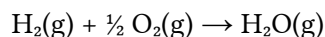
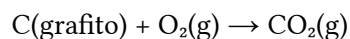
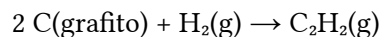
4. A combustión do acetileno [$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$] produce dióxido de carbono e auga.

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: C_2H_2 **Incógnitas**

Calor molar de combustión do acetileno

Calor producida ao queimar 1,00 kg de acetileno

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

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

 Q n

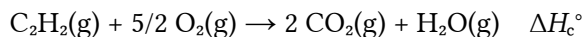
Ecuacións

Lei de Hess

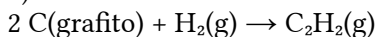
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Solución:

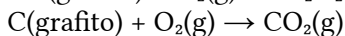
a) Ecuación de combustión do acetileno:



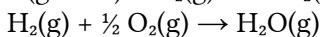
b) Ecuacións de formación:



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



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



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

b) Pola lei de Hess,

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

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

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = -1 253,0 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_2$$

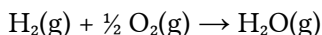
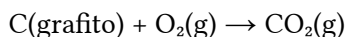
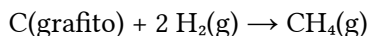
$$Q = 1,000 \text{ kg C}_2\text{H}_2 \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26,04 \text{ g C}_2\text{H}_2} \frac{1253 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} = 4,812 \cdot 10^4 \text{ kJ} = 4,812 \cdot 10^7 \text{ J} = 48,12 \text{ MJ}$$

5. 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) Ecuación de combustión do metano:



Ecuaciones de formación:



Pola lei de Hess,

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

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

$$\Delta H_c^\circ(\text{CH}_4) = -803 \text{ kJ/mol CH}_4$$

b) Cantidad de metano que habría que quemar para producir 4 600 kJ

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

Volumen que ocupará a 25 °C e 101,3 kPa.

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

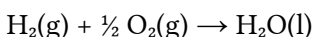
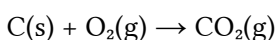
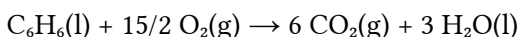
6. As entalpías estándar de combustión do C(s) e C₆H₆(l) son -393,5 kJ/mol e -3 301 kJ/mol, respectivamente; e o de formación do H₂O(l) vale -285,5 kJ/mol. Calcula:

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) $\Delta H_f^\circ = 83,5 \text{ kJ/mol}$ b) $Q = 1,07 \cdot 10^3 \text{ kJ}$

Datos

Masa de benceno

Masa molar do benceno

Cifras significativas: 4

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) = -3 301 \text{ kJ/mol}$$

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

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,5 \text{ kJ/mol}$$

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

$$M(\text{C}_6\text{H}_6) = 78,1 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Entalpía de formación do benceno

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

Calor necesaria para obter 1,0 kg de benceno

$$Q$$

Outros símbolos

Cantidad de substancia (número de moles)

$$n$$

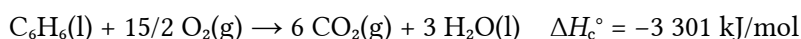
Ecuaciones

Lei de Hess

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

Solución:

a) Ecuación de combustión do benceno:



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

Ecuacións de formación:



Pola lei de Hess,

$$\begin{aligned} \Delta H_c^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) &= 6 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 3 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) + 15/2 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)) \\ -3 \, 301 \text{ [kJ]} &= (6 \text{ [mol CO}_2\text{]} (-393,5 \text{ [kJ/mol CO}_2\text{]} + 3 \text{ [mol H}_2\text{O]} (-285,5 \text{ [kJ/mol H}_2\text{O]})) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_6)) \\ \Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) &= +83,5 \text{ kJ/mol C}_6\text{H}_6 \end{aligned}$$

b) Para obter 1 000 g de C_6H_6 necesítanse

$$Q = 1000 \text{ g C}_6\text{H}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{78,1 \text{ g C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{83,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6} = 1,07 \cdot 10^3 \text{ kJ} = 1,07 \text{ MJ}$$

7. 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: $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH(l)}$

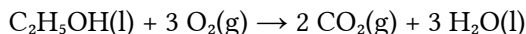
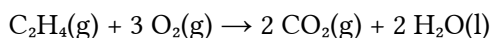
b) Calcula a cantidade de enerxía, en forma de calor, que é absorbida ou cedida na obtención de 75 g de etanol segundo a reacción anterior, a partir das cantidades adecuadas de eteno e auga.

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

(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: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

Incógnitas

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

Enerxía na obtención de 75 g de etanol

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

Ecuacións

Lei de Hess

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

$$\Delta H$$

$$Q$$

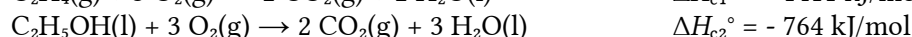
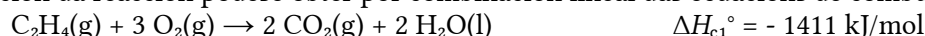
$$n$$

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

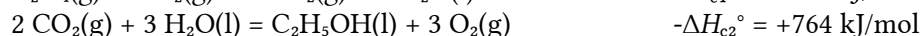
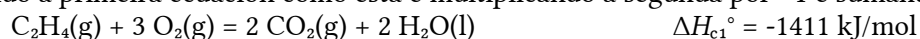
Solución:

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



Deixando a primeira ecuación como está e multiplicando a segunda por -1 e sumando queda:



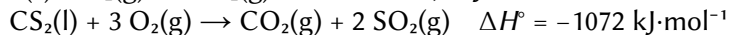
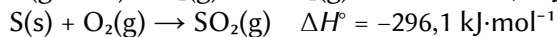
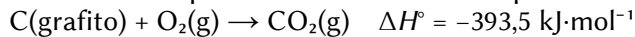
A reacción é exotérmica, desprende enerxía.

b) Ao obter 75 g de C_2H_5OH despréndense

$$Q = 75,0 \text{ g } C_2H_5OH \frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{46,1 \text{ g } C_2H_5OH} \frac{647 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_6H_6} = 1,05 \cdot 10^3 \text{ kJ} = 1,05 \text{ MJ}$$

8. Dada a seguinte reacción: $C(\text{grafito}) + 2 S(s) \rightarrow CS_2(l)$

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

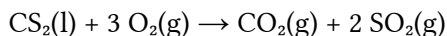
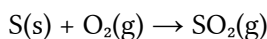
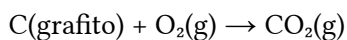


b) Calcula a enerxía necesaria, en forma de calor, para a transformación de 5 g de C(grafito) en $CS_2(l)$, en condicións estándar.

(P.A.U. Set. 11)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(CS_2) = 86 \text{ kJ/mol } CS_2$; b) $Q = 36 \text{ kJ}$

Datos



Masa de grafito

Masa molar do carbono

Cifras significativas: 4

$$\Delta H_f^\circ(CO_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(SO_2) = -296,1 \text{ kJ/mol}$$

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

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

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

Incógnitas

Entalpía estándar de reacción (de formación do CS_2)

$$\Delta H_f^\circ(CS_2)$$

Calor necesaria para converter 5 g de grafito en CS_2

$$Q$$

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

$$n$$

Ecuacións

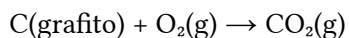
Lei de Hess

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

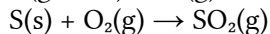
Solución:

a) Ecuacións

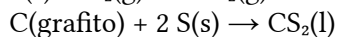
De formación



$$\Delta H_f^\circ(CO_2) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

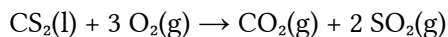


$$\Delta H_f^\circ(SO_2) = -296,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$\Delta H_f^\circ(CS_2)$$

De combustión



$$\Delta H_c^\circ(CS_2) = -1072 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Pola lei de Hess,

$$\Delta H_c^\circ(CS_2) = \Delta H_f^\circ(CO_2) + 2 \Delta H_f^\circ(SO_2) - (\Delta H_f^\circ(CS_2) + 3 \Delta H_f^\circ(O_2))$$

$$-1072 \text{ [kJ]} = (1 \text{ [mol } CO_2] (-393,5 \text{ [kJ/mol } CO_2]) - 2 \text{ [mol } SO_2] (-296,1 \text{ [kJ/mol } SO_2])) - (\Delta H_f^\circ(CS_2) + 3 \cdot 0)$$

$$\Delta H_f^\circ(CS_2) = 86 \text{ kJ/mol } CS_2$$

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

9. Na fermentación alcohólica da glicosa obtense etanol e dióxido de carbono. A ecuación química correspondente é: $C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 2 CO_2(g) + 2 CH_3-CH_2OH(l)$

- a) Calcula a ΔH° 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?

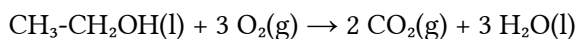
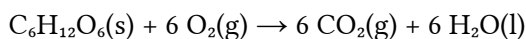
Datos: Entalpías estándar de combustión: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = -2\,813 \text{ kJ/mol}$;

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

(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

Volume de 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

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

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

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

$$t = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

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

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

$$\Delta H$$

$$V$$

$$n$$

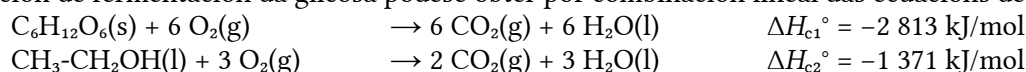
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

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

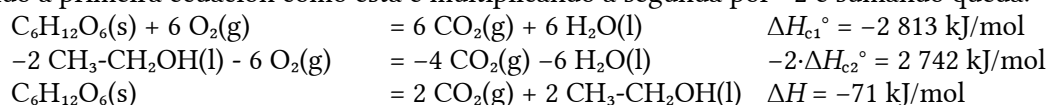
Solución:

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



Deixando a primeira ecuación como está e multiplicando a segunda por -2 e sumando queda:



b) Da reacción de fermentación axustada pódese calcular a cantidade de CO_2 producido

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

Supoñendo comportamento ideal para o CO_2 :

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

10. 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 kJ. Calcula:

- a) 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 $-1302 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

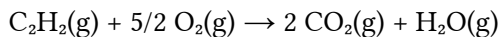
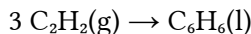
b) O volume de etino, medido a 25 °C e 15 atm (1519,5 kPa), necesario para obter 0,25 dm³ de benceno.

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 g/dm³

(P.A.U. Xuño 13)

Rta.: a) $\Delta H_c^\circ = -3\,275 \text{ kJ/mol}$; 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: C_6H_6

Incógnitas

Entalpía de combustión do benceno

Volume de etino necesario para obter 0,25 dm³ de benceno

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

Ecuacións

Lei de Hess

Ecuación de estado dos gases ideais

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

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

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

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

$$\Delta H_c^\circ$$

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

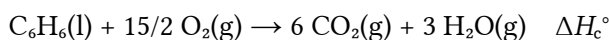
$$n$$

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

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

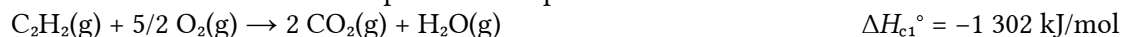
Solución:

a) Ecuación de combustión do benceno:

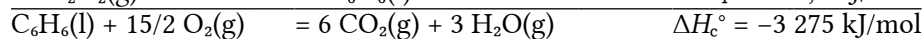
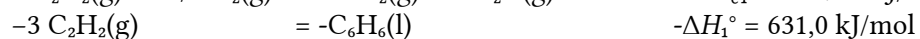
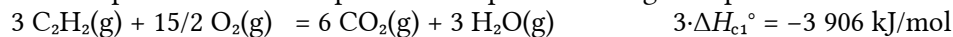


Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño.

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



Multiplicando a primeira ecuación por 3 e multiplicando a segunda por -1 e sumando queda:



b)

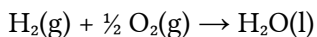
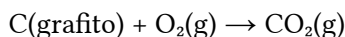
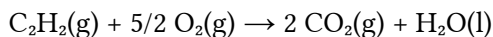
$$n(\text{C}_6\text{H}_6) = 0,250 \text{ dm}^3 \text{ C}_6\text{H}_6 \cdot \frac{950,0 \text{ g C}_6\text{H}_6}{1 \text{ dm}^3 \text{ C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{78,11 \text{ g C}_6\text{H}_6} = 3,040 \text{ mol C}_6\text{H}_6$$

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

Volume que ocupará a 25 °C e 1520 kPa, supoñendo comportamento ideal para o C_2H_2

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

11. a) Calcula a calor de formación do acetileno ($\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$) a partir das calores de formación do $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ e do $\text{CO}_2(\text{g})$ e da calor de combustión do $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$.
 b) Que volume de dióxido de carbono medido a 30 °C e presión atmosférica (1 atm) xerárase na combustión de 200 g de acetileno?
 Datos: $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})) = -1300 \text{ kJ/mol}$
 $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3/(\text{K}\cdot\text{mol})$ (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 CO_2 Temperatura á que se mide o volume de CO_2 Masa molar: C_2H_2 **Incógnitas**

Calor molar de formación do acetileno

Volume de CO_2 a 30 °C e 1 atm xerado ao queimar 200 g de acetileno**Outros símbolos**

Cantidade de substancia (número de moles)

Ecuacións

Lei de Hess

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

$$T = 30 \text{ °C} = 303 \text{ K}$$

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

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

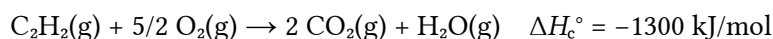
$$V$$

$$n$$

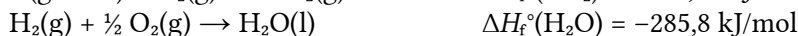
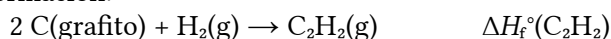
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Solución:

a) Ecuación de combustión do acetileno:



Ecuacións de formación:



Pola lei de Hess,

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

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

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = 228 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_2$$

b) Da estequiometría da reacción:

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

Supoñendo comportamento ideal para o CO_2 :

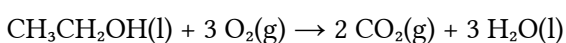
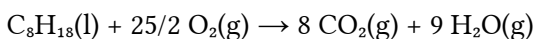
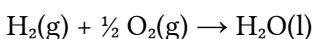
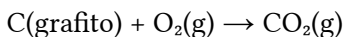
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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

12. Considera que a gasolina está composta principalmente por octano (C_8H_{18}) e que no bioetanol o composto principal é o etanol (CH_3CH_2OH). Cos seguintes datos: $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(C_8H_{18}(l)) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(CH_3CH_2OH(l)) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$; densidade a 298 K do etanol $\rho_e = 0,79 \text{ g/cm}^3$ e do octano $\rho_o = 0,70 \text{ g/cm}^3$.
- Escrebe a ecuación da reacción de combustión do etanol e calcula entalpía estándar de formación do etanol a 25 °C.
 - Cantos litros de bioetanol necesítanse para producir a mesma enerxía que produce 1 dm³ de gasolina?

(P.A.U. Set. 14)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(C_2H_6O) = -275,4 \text{ kJ/mol}$; b) $V = 1,43 \text{ dm}^3 \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

DatosDensidade do etanol C_8H_{18} Densidade do octano C_8H_{18}

Volume de gasolina

Temperatura

Masa molar: Octano

Etanol

Cifras significativas: 3

$$\Delta H_f^\circ(CO_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(H_2O) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(C_8H_{18}) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(C_2H_6O) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$$

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

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

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

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

$$M(C_8H_{18}) = 114 \text{ g/mol}$$

$$M(C_2H_6O) = 46,1 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Entalpía de formación do etanol

$$\Delta H_f^\circ(C_2H_6O)$$

Volume de bioetanol que libera a mesma enerxía que 1 dm³ de gasolina

$$V$$

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

$$n$$

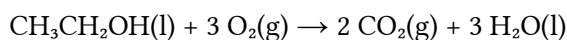
Ecuacións

Lei de Hess

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

Solución:

a) A ecuación de combustión do etanol é



Pola lei de Hess,

$$\Delta H_c^\circ(C_2H_6O) = 2 \Delta H_f^\circ(CO_2) + 3 \Delta H_f^\circ(H_2O) - (\Delta H_f^\circ(C_8H_{18}) + \Delta H_f^\circ(O_2))$$

$$-1369,0 \text{ kJ/mol } C_2H_6O = (2 [\text{mol } CO_2] (-393,5 [\text{kJ/mol } CO_2]) + 3 [\text{mol } H_2O] (-285,8 [\text{kJ/mol } H_2O])) - (1 [\text{mol } C_2H_6O] \cdot \Delta H_f^\circ(C_2H_6O) + 3 [\text{mol } O_2] \cdot 0)$$

$$\Delta H_f^\circ(C_2H_6O(l)) = -275,4 \text{ kJ/mol}$$

b) Un (1,00) litro de gasolina son

$$n(C_8H_{18}) = 1,00 \text{ dm}^3 \text{ gasolina} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{0,700 \text{ g gasolina}}{1 \text{ cm}^3 \text{ gasolina}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_8H_{18}}{114 \text{ g gasolina}} = 6,13 \text{ mol } C_8H_{18}$$

e ao queimarse produce unha enerxía de

$$Q = 6,13 \text{ mol } C_8H_{18} \cdot \frac{5445,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_8H_{18}} = 3,34 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

A cantidade de bioetanol que produciría esa enerxía sería

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

que ocuparían un volume de

$$V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 24,4 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} \frac{46,1 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH}}{0,790 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 1,43 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 = 1,43 \text{ dm}^3 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

13. 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 dm^3 de propano medido en condicións normais.

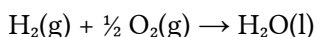
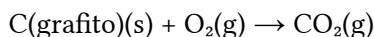
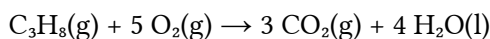
Calores de combustión: $\Delta H_c^\circ(\text{C}(\text{grafito})(\text{s})) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})) = -2219,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

$\Delta H_c^\circ(\text{H}_2(\text{g})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Set. 16)

Rta.: a) $\Delta H = 104 \text{ kJ}$; $Q = -99,1 \text{ kJ}$

Datos



Volume de propano que se queima

Condicións normais: Temperatura

Presión

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Entalpía de formación do propano

Enerxía liberada ao queimar 1 dm^3 de propano en condicións normais.

Ecuacións

Lei de Hess

Ecuación de estado dos gases ideais

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

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

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

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

$$Q$$

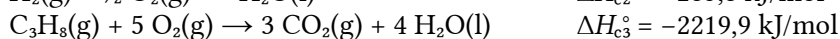
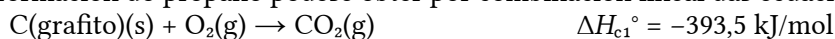
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

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

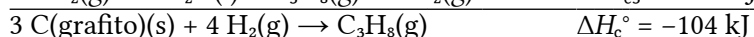
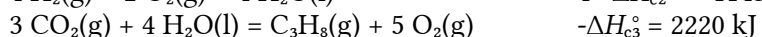
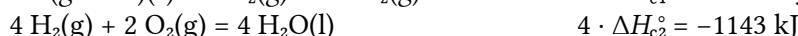
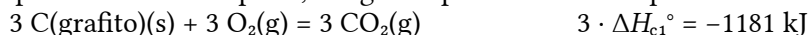
Solución:

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:



Multiplicando a primeira ecuación por 3, a segunda por 4 e a terceira por -1 e sumando queda:



b) A cantidade de propano que hai en 1 dm^3 en condicións normais, supondo comportamento ideal, é:

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

A enerxía producida pola combustión é:

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

14. A entalpía de combustión do propano(gas) é $-526,3$ kcal. As ΔH° 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.

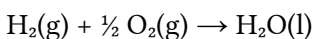
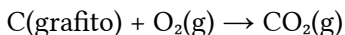
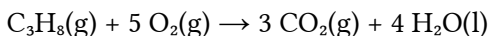
b) Os quilogramos de carbón que habería que queimar (cun rendemento do 80 %), para producir a mesma cantidade de enerxía que a obtida na combustión de 1 kg de propano.

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

(P.A.U. Xuño 04)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -29,0$ kcal/mol C_3H_8 ; b) 3 kg carbón

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_3H_8

Ecuacións

Lei de Hess

Cifras significativas: 4

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

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

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

$$Q = -5,000 \text{ kcal/g carbón}$$

$$r = 80,00 \%$$

$$m(\text{C}_3\text{H}_8) = 1,000 \text{ kg}$$

$$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 44,10 \text{ g/mol}$$

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

$$m(\text{carbón})$$

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

Solución:

a) Pola lei de Hess:

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

$$1 [\text{mol C}_3\text{H}_8] \cdot (-526,3 [\text{kcal/mol C}_3\text{H}_8]) =$$

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

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -28,99 \text{ kcal/mol C}_3\text{H}_8$$

b) A enerxía producida por 1 kg de propano é:

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

A enerxía producida por 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:

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

Polo que a masa que se necesita de carbón é:

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

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 ΔH_f° (CO_2) xa que equivale á entalpía de combustión do grafito. Nese caso o resultado sería: $m(\text{carbón}) = 1,91 \text{ kg grafito}$. 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.

15. 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.

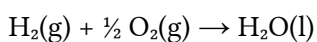
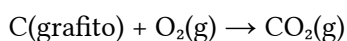
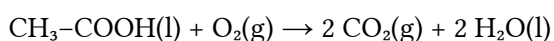
- a) Escribe adecuadamente as ecuacións químicas dos distintos procesos de combustión e a correspondente á formación do ácido etanoico.
b) Calcula a calor de formación, a presión constante, de devandito ácido etanoico.
c) Cantas kilocalorías despréndense na formación de 1 kg de ácido etanoico?

Dato: $1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$

(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

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

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

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

Incógnitas

Entalpía de formación do ácido etanoico

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

Enerxía liberada na combustión

$$Q$$

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

$$n$$

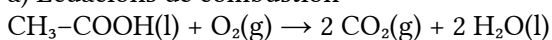
Ecuacións

Lei de Hess

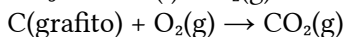
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Solución:

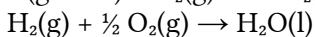
- a) Ecuacións de combustión



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

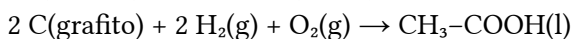


$$\Delta H_c^\circ(\text{C}) = -393,13 \text{ kJ/mol}$$



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

Ecuación de formación do ácido etanoico



$$\Delta H_f^\circ$$

- b) Pola lei de Hess,

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

$$-870,7 \text{ [kJ]} = (2 \text{ [mol C]} (-393,1 \text{ [kJ/mol C]} + 2 \text{ [mol H}_2\text{]} (-285,8 \text{ [kJ/mol H}_2\text{]})) - (1 \text{ [mol C}_2\text{H}_4\text{O}_2\text{]} \cdot \Delta H_f^\circ)$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = -487,1 \text{ kJ/mol}$$

- c)

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

16. As entalpías de formación do butano(g), dióxido de carbono(g) e auga(l) a 1 atm (101,3 kPa) e 25°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.

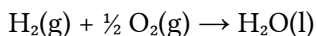
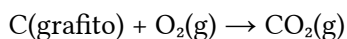
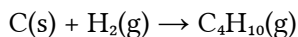
b) O volume de osíxeno, medido en condicións normais, que se consumirá na combustión do butano contido na bombona.

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

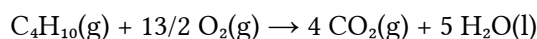
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Ecuación dos gases ideais

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

Solución:

a) A ecuación de combustión é

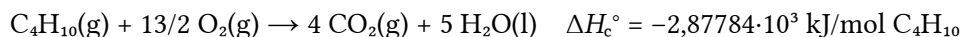


Pola lei de Hess,

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

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}) = (4 [\text{mol CO}_2] (-393,51 [\text{kJ/mol CO}_2]) + 5 [\text{mol H}_2\text{O}] (-285,53 [\text{kJ/mol H}_2\text{O}])) - (1 [\text{mol C}_4\text{H}_{10}] \cdot (-125,35 [\text{kJ/mol C}_4\text{H}_{10}]) + 13/2 [\text{mol O}_2] \cdot 0) = -2\,877,84 \text{ kJ}$$

A ecuación termoquímica queda:



A cantidade de butano que hai nunha bombona de 6 kg é:

$$n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 6,000 \cdot 10^3 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58,124 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} = 103,23 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}$$

A calor desprendida polo butano que hai nunha bombona de 6 kg é:

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

b) Da estequiometría da reacción:

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

Supoñendo comportamento ideal para o O_2 ,

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

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

17. Se supoñemos que a gasolina é unha mestura de octanos de fórmula xeral C_8H_{18} :

a) Calcula o volume de aire medido a 25 °C e 1 atm (101,3 kPa) que se necesita para queimar 100 dm³ de gasolina.

b) Calcula a calor desprendida cando se queiman 100 dm³ 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 g·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

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

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

$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$

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

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

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

V

Q

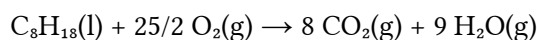
n

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

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

Solución:

A ecuación de combustión é



A cantidade de gasolina que hai en 100 dm³ é:

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

A cantidade de osíxeno que se necesita para a combustión é:

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

Que, supoñendo comportamento ideal, ocuparán:

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

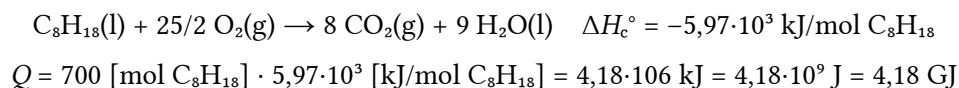
Como o aire contén un 21 % en volume de osíxeno, o volume de aire que conterà ese volume será:

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

Pola lei de Hess,

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

A ecuación termoquímica queda:



18. 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

Presión

Temperatura

Masa de metano

Masa molar de l metano

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Entalpía estándar de combustión do metano

Volume de dióxido de carbono

Outros símbolos

Cantidade de substancia

Ecuacións

Lei de Hess

Ecuación de estado dos gases ideais

Concentración da substancia X

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$

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

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

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

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

V

n

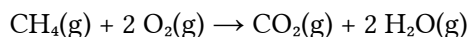
$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$

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

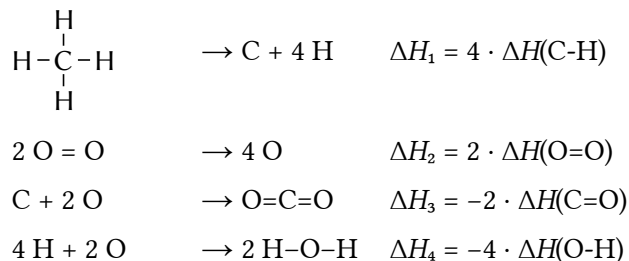
$[\text{X}] = n(\text{X}) / V$

Solución:

a) A entalpía é unha función de estado. A variación de entalpía dun proceso é independente do camiño seguido. A combustión do metano



pode imaxinarse por un hipotético camiño de rotura e formación de enlaces:



A entalpía de combustión do metano pode expresarse:

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

b) Calcúlase a cantidade de CH_4

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

Calcúlase a cantidade de CO_2 da ecuación de combustión axustada:

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

Calcúlase o volume de CO_2 da ecuación de estado dos gases ideais:

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

● 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 ΔG :

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

onde ΔH é a variación de entalpía do proceso e ΔS a variación de entropía.

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

Se 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 o suficientemente alta para que

$$T \cdot \Delta S > \Delta H$$

sería

$$\Delta G < 0$$

e o proceso sería espontáneo.

♦ LABORATORIO

- Para calcular no laboratorio a entalpía de disolución do NaOH(s) disólvense 2,0 g de NaOH en 500 cm³ 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) \approx Calor específica(disolución) = 4,18 J/(g·°C) e densidade da auga = 1 g·cm⁻³

(P.A.U. Xuño 13)

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

Solución:

Nunha probeta de 500 cm³, mídense 500 cm³ de auga e vértense nun calorímetro. Espérase uns minutos e mídense a temperatura cun termómetro.

Pésase un vidro de reloxo nunha balanza e bótanse lentillas 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 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 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:

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

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

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

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

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

- Deséxase calcular no laboratorio a entalpía de disolución do NaOH(s) e para iso disólvense 4,0 g de NaOH en 500 cm³ 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 cm³, mídense 500 cm³ de auga e vértense nun calorímetro. Espérase 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 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:

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

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

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

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

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

3. 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 cm³ 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/cm³.

(P.A.U. Set. 05)

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

Solución:

Procedemento:

Nunha probeta de 500 cm³, mídense 450 cm³ de auga e vértense nun calorímetro. Espérase 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.

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

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

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

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

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

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

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

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 cm³ 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/cm³
(P.A.U. Xuño 11)

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

Solución:

Material:

Calorímetro de 1 000 cm³: recipiente illado (como uno termo)

Probeta de 500 cm³. Tubo cilíndrico graduado en cm³ con base de apoio.

Termómetro.

Balanza.

Vidro de reloxo

Axitador. Vareta de vidro.

Procedemento:

Nunha probeta de 500 cm³, mídense 500 cm³ de auga e vértense nun calorímetro. Mídese a temperatura cun termómetro.

Nunha balanza pénsanse: 0,20 mol NaCl $\frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 12 \text{ g NaCl}$ 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

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

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

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. Quérese determinar a ΔH 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 cm³ de auga prodúcese un incremento de temperatura de 2 °C. Cal será o valor de ΔH , en J/mol, para devandito proceso de disolución?

Datos: $c_e(\text{disolución}) = c_e(\text{auga}) = 4,18 \text{ J/(g} \cdot ^\circ\text{C)}$ densidade da auga = 1 g/cm^3 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^3 , mídense 500 cm^3 de auga e vértense nun calorímetro. Espérase uns minutos e mídense a temperatura cun termómetro.

Pésase un vidro de reloxo nunha balanza e engádese a masa do composto iónico AB, que corresponde aos $0,2 \text{ moles}$, 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 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:

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

A calor gañada polo calorímetro suponse desprezable

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

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

6. 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^3

Probeta de 100 cm^3

Termómetro

Axitador

Reactivos:

HCl $1,0 \text{ mol/dm}^3$

NaOH $1,0 \text{ mol/dm}^3$

Procedemento:

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

Lávase a probeta e mídense 100 cm^3 de disolución de NaOH de concentración $1,0 \text{ mol/dm}^3$. 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. $t_2 = 23,3 ^\circ\text{C}$

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. $c = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot(^{\circ}\text{C})^{-1}$

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

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

A masa de cada disolución calcúlase:

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

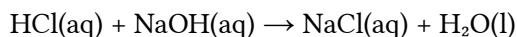
A calor gañada pola disolución é:

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

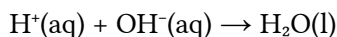
$$Q(\text{cedida na neutralización}) + Q_d(\text{gañada pola disolución}) + Q_c(\text{gañada polo calorímetro}) = 0$$

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

Na reacción:



que se pode escribir en forma iónica:



reacciona:

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

con

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

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 $-57,9 \text{ kJ/mol}$, debido ás aproximacións realizadas.

7. a) Indica o material a utilizar e o procedemento a seguir para determinar a entalpía de neutralización de 100 cm^3 dunha disolución de HCl de concentración $2,0 \text{ mol/dm}^3$ con 100 cm^3 dunha disolución de NaOH de concentración $2,0 \text{ mol/dm}^3$.
b) Calcula o valor da entalpía de neutralización expresado en kJ/mol se o incremento de temperatura que se produce é de $12 ^{\circ}\text{C}$.
Datos: Calor específica(mestura) = Calor específica(auga) = $4,18 \text{ J/(g}\cdot^{\circ}\text{C)}$; densidades das disolucións do ácido e da base = $1,0 \text{ g/cm}^3$. 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^3 : recipiente illado (como un termo)

Probeta de 100 cm^3 . Tubo cilíndrico graduado con base de apoio.

Termómetro

Axitador. vareta de vidro.

Procedemento:

Nunha probeta de 100 cm^3 , mídense 100 cm^3 de disolución de HCl de concentración $2,0 \text{ mol/dm}^3$ e vértense nun calorímetro. Mídese a temperatura cun termómetro.

Lávase a probeta e mídense 100 cm^3 de disolución de NaOH de concentración $2,0 \text{ mol/dm}^3$. 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. $c = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{°C}^{-1}$

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:

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

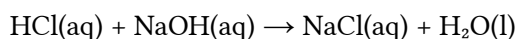
A calor gañada pola disolución é:

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

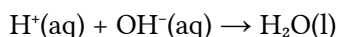
$$Q(\text{cedida na neutralización}) + Q_d(\text{gañada pola disolución}) + Q_c(\text{gañada polo calorímetro}) = 0$$

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

Na reacción:



que se pode escribir en forma iónica:



reacciona:

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

con

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

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

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

Análise: Este resultado difire bastante do tabulado, $-57,9 \text{ kJ/mol}$, aínda que dentro da orde de magnitude.

8. Dispónse no laboratorio das seguintes disolucións acuosas: 100 cm^3 , de HCl de concentración $0,10 \text{ mol/dm}^3$ e 100 cm^3 de NaOH de concentración $0,10 \text{ mol/dm}^3$.

- 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^3 : recipiente illado (como un termo)

Probeta de 100 cm^3 . Tubo cilíndrico graduado con base de apoio.

Termómetro

Axitador. Vareta de vidro.

Procedemento:

Nunha probeta de 100 cm³, mídense 100 cm³ de disolución de HCl de concentración 0,10 mol/dm³ e vértense nun calorímetro. Mídese a temperatura cun termómetro.

Lávase a probeta e mídense 100 cm³ de disolución de NaOH de concentración 0,10 mol/dm³. 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.

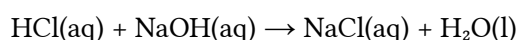
Baléirase o calorímetro e lávase.

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

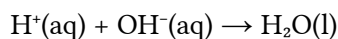
Usando o dato:

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

Na reacción:



que se pode escribir en forma iónica:



reacciona:

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

con

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

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

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

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 dm³ 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 [folla 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](#), de Óscar Hermida López.

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: 20/02/24

Sumario

TERMOQUÍMICA 1
PROBLEMAS	1
TERMOQUÍMICA	1
CUESTIONES	18
ESPONTANEIDADE	18
LABORATORIO	19

Índice de exámenes P.A.U.

2004.....	
1. (xunho).....	13
2. (set.).....	14
2005.....	
1. (xunho).....	22
2. (set.).....	20
2006.....	
1. (xunho).....	3
2007.....	
1. (xunho).....	10, 18
2. (set.).....	1, 22
2009.....	
1. (xunho).....	5, 24
2. (set.).....	8
2010.....	
1. (xunho).....	16, 24
2011.....	
1. (xunho).....	21
2. (set.).....	7
2012.....	
1. (xunho).....	4
2. (set.).....	2
2013.....	
1. (xunho).....	9, 19
2. (set.).....	15
2014.....	
1. (xunho).....	1
2. (set.).....	11
2015.....	
1. (xunho).....	23
2. (set.).....	17, 20
2016.....	
1. (xunho).....	6
2. (set.).....	12