

TERMOQUÍMICA

◊ PROBLEMAS

● TERMOQUÍMICA

1. El naftaleno ($C_{10}H_8$) es un compuesto aromático sólido que se vende para combatir la polilla. La combustión completa de este compuesto para producir $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$ a $25^\circ C$ y 1 atm ($101,3\text{ kPa}$) desprende $5154\text{ kJ}\cdot mol^{-1}$.

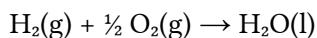
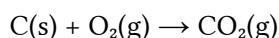
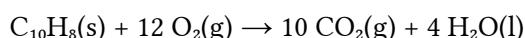
- a) Escribe las reacciones de formación del naftaleno y la reacción de combustión.
 b) Calcula la entalpía estándar de formación del naftaleno e interpreta su signo.

Datos: $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5\text{ kJ}\cdot mol^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8\text{ kJ}\cdot mol^{-1}$

(P.A.U. Jun. 14)

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

Datos



Cifras significativas: 4

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

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

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

Incógnitas

Entalpía de formación del naftaleno

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

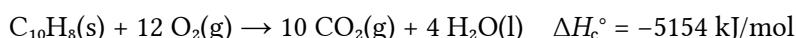
Ecuaciones

Ley de Hess

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

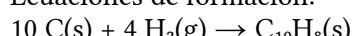
Solución:

- a) Ecuación de combustión del naftaleno:

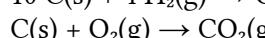


La ecuación de combustión del carbono sólido (grafito) coincide con la ecuación de formación del $CO_2(g)$.

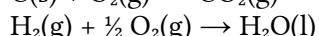
Ecuaciones de formación:



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



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



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

- b) Por la ley de Hess,

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

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

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

El signo positivo indica que la reacción de formación es endotérmica.

2. La entalpía de formación del tolueno gas (C_7H_8) es de $49,95\text{ kJ/mol}$ y las entalpías de formación del $CO_2(g)$ y del $H_2O(l)$ son, respectivamente, $-393,14$ y $-285,56\text{ kJ/mol}$.

- a) Calcula la entalpía de combustión del tolueno, gas.

- b) ¿Cuántos kJ se desprenden en la combustión completa de 23 g de tolueno?

(P.A.U. Set. 07)

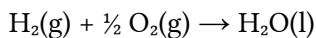
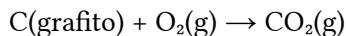
Rta.: a) $\Delta H_c^\circ = -3944,17\text{ kJ/mol}$ b) $Q = -985\text{ kJ}$

Datos



Cifras significativas: 5

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

Datos

Masa de tolueno

Masa molar del tolueno

Cifras significativas: 5

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

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

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

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

Incógnitas

Entalpía de combustión del tolueno

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

Cuántos kJ se desprenden en la combustión completa de 23 g de tolueno

$$Q$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

Ecuaciones

Ley de Hess

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

Solución:

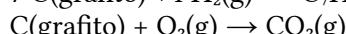
a) Ecuación de combustión del tolueno:



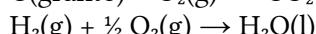
Ecuaciones de formación:



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



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



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

Por la ley de Hess,

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

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

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_7\text{H}_8) = -3944,17 \text{ kJ/mol C}_7\text{H}_8$$

b) En la combustión de 23 g de tolueno se desprenden

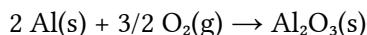
$$Q = 23 \text{ g C}_7\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_7\text{H}_8}{92,1 \text{ g C}_7\text{H}_8} \cdot \frac{3944,17 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_7\text{H}_8} = 985 \text{ kJ}$$

3. Para el proceso $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{ Al(s)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{ Fe(s)}$, calcula:a) La entalpía de la reacción en condiciones estándar y el calor desprendido al reaccionar 16,0 g de Fe_2O_3 con la cantidad suficiente de Al.

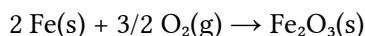
b) La masa de óxido de aluminio que se obtiene en el apartado anterior.

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****Cifras significativas: 4**

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



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

Masa de óxido de hierro(III)

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

Masa molar: Óxido de hierro(III)

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

Óxido de aluminio

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

Incógnitas

Entalpía de la reacción	ΔH°
Calor desprendido al reaccionar 16 g de óxido de hierro(III)	Q
Masa de óxido de aluminio obtenida	$m(\text{Al}_2\text{O}_3)$
Otros símbolos	
Cantidad de sustancia (número de moles)	n
Ecuaciones	
Ley de Hess	$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$

Solución:

a) Ecuación:



La entalpía de formación de los elementos en estado normal es nula, por definición.
Por la ley 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)

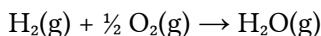
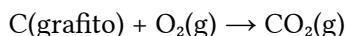
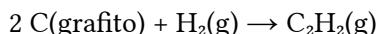
$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 16,00 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{102,0 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 10,2 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

4. La combustión del acetileno [$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$] produce dióxido de carbono y agua.

- a) Escribe la ecuación química correspondiente al proceso.
b) Calcula el calor molar de combustión del acetileno y el calor producido al quemar 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. Jun. 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 del acetileno

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

Calor producido al quemar 1,00 kg de acetileno

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

$$Q$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

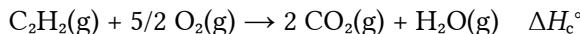
Ecuaciones

Ley de Hess

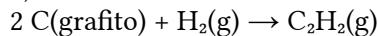
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Solución:

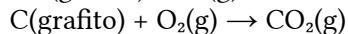
a) Ecuación de combustión del acetileno:



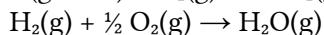
b) Ecuaciones de formación:



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



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



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

b) Por la ley de Hess,

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

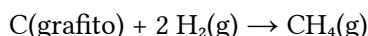
$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = (2 [\text{mol CO}_2] (-393,5 \text{ [kJ/mol CO}_2] - 241,8 \text{ [kJ]})) - (223,8 \text{ [kJ]})$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = -1253,0 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_2$$

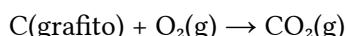
$$Q = 1,000 \text{ kg C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26,04 \text{ g C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{1253 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} = 4,812 \cdot 10^4 \text{ kJ} = 4,812 \cdot 10^7 \text{ J} = 48,12 \text{ MJ}$$

5. a) A partir de los datos de las entalpías de formación calcula la entalpía estándar de combustión del metano.

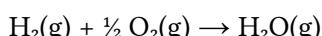
b) Sabiendo que la combustión de 1,0 g de TNT libera 4 600 kJ calcula el volumen de metano, medido a 25 °C y 1 atm (101,3 kPa) de presión, que es necesario quemar para producir la misma energía que 1,0 g de TNT.

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. Jun. 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****Cifras significativas: 3**

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



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



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

Energía desprendida

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

Gas metano: Temperatura

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

Presión

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

Constante de los gases ideales

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

Masa molar del metano

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

Incógnitas

Calor molar de combustión del metano

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

Volumen de $\text{CH}_4(\text{g})$ en las condiciones dadas que desprende esa energía

$$V$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

Ecuaciones

Ley de Hess

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

Ecuación de estado de los gases ideales

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

Solución:

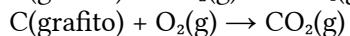
a) Ecuación de combustión del metano:



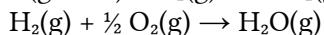
Ecuaciones de formación:



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



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



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

Por la ley 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

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

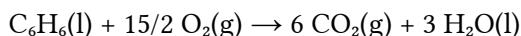
Volumen que ocupará a 25 °C y 101,3 kPa, suponiendo comportamiento ideal

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

6. Las entalpías estándar de combustión del C(s) y C₆H₆(l) son -393,5 kJ/mol y -3 301 kJ/mol, respectivamente; y el de formación del H₂O(l) vale -285,5 kJ/mol. Calcula:
 a) La entalpía estándar de formación del benceno(l)
 b) El calor, expresado en kJ, necesario para la obtención de 1,0 kg de benceno(l).

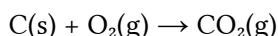
(P.A.U. Jun. 09)

Rta.: a) ΔH_f[°] = 83,5 kJ/mol b) Q = 1,07 · 10³ kJ

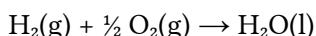
Datos

Cifras significativas: 4

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



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



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

Masa de benceno

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

Masa molar del benceno

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

Incógnitas

Entalpía de formación del benceno

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

Calor necesario para obtener 1,0 kg de benceno

$$Q$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

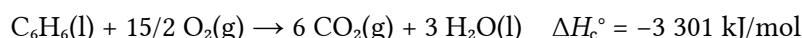
Ecuaciones

Ley de Hess

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

Solución:

a) Ecuación de combustión del benceno:



La ecuación de combustión del carbono sólido (grafito) coincide con la ecuación de formación del CO₂(g).

Ecuaciones de formación:



Por la ley de Hess,

$$\begin{aligned} \Delta H_c^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) &= 6 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 3 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) + 15/2 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)) \\ -3301 \text{ [kJ]} &= (6 \text{ [mol CO}_2\text{]} (-393,5 \text{ [kJ/mol CO}_2\text{]}) + 3 \text{ [mol H}_2\text{O]} (-285,5 \text{ [kJ/mol H}_2\text{O]})) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_6)) \\ \Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) &= +83,5 \text{ kJ/mol C}_6\text{H}_6 \end{aligned}$$

b) Para obtener 1 000 g de C₆H₆ se necesitan

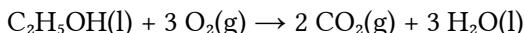
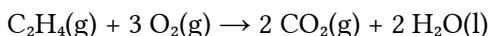
$$Q = 1000 \text{ g C}_6\text{H}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{78,1 \text{ g C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{83,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6} = 1,07 \cdot 10^3 \text{ kJ} = 1,07 \text{ MJ}$$

7. a) Teniendo en cuenta la ley de Hess, calcula la entalpía en condiciones estándar de la siguiente reacción, indicando si la reacción es exotérmica o endotérmica: C₂H₄(g) + H₂O(l) → C₂H₅OH(l)
 b) Calcula la cantidad de energía, en forma de calor, que es absorbida o cedida en la obtención de 75 g de etanol según la reacción anterior, a partir de las cantidades adecuadas de eteno y agua.
 Datos: ΔH°(combustión)C₂H₄(g) = -1411 kJ·mol⁻¹; ΔH°(combustión)C₂H₅OH(l) = -764 kJ·mol⁻¹

(P.A.U. Jun. 16)

Rta.: a) ΔH = -647 kJ/mol; b) Q = 1,05 · 10³ kJ

Datos



Masa de etanol

Masa molar: C₂H₅OH

Incógnitas

Entalpía de la reacción: C₂H₄(g) + H₂O(l) → C₂H₅OH(l)

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$\Delta H$$

$$Q$$

Ecuaciones

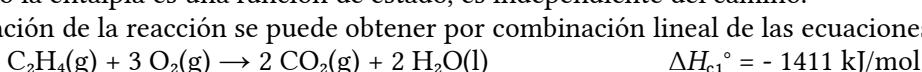
Ley de Hess

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

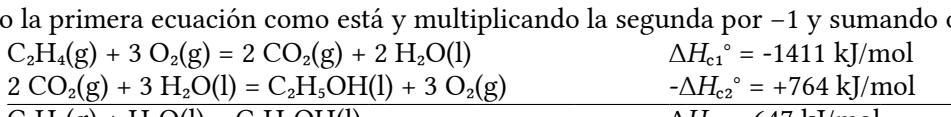
Solución:

a) Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino.

La ecuación de la reacción se puede obtener por combinación lineal de las ecuaciones de combustión



Dejando la primera ecuación como está y multiplicando la segunda por -1 y sumando queda:



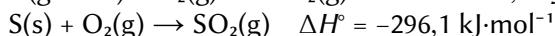
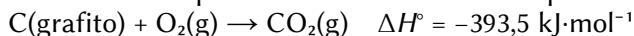
La reacción es exotérmica, desprende energía.

b) Al obtener 75 g de C_2H_5OH se desprenden

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

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

a) Calcula la entalpía estándar de la reacción a partir de los siguientes datos:

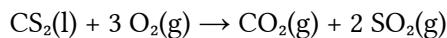
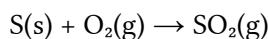
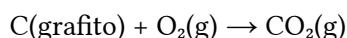


b) Calcula la energía necesaria, en forma de calor, para la transformación de 5 g de $C(\text{grafito})$ en $CS_2(\text{l})$, en condiciones estándar.

(P.A.U. Set. 11)

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

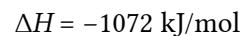
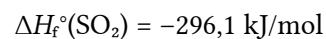
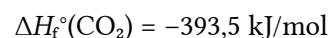
Datos



Masa de grafito

Masa molar del carbono

Cifras significativas: 4



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

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

Incógnitas

Entalpía estándar de reacción (de formación del CS_2)

$\Delta H_f^\circ(CS_2)$

Calor necesario para convertir 5 g de grafito en CS_2

Q

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

n

Ecuaciones

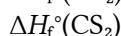
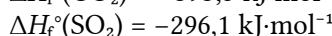
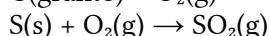
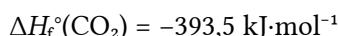
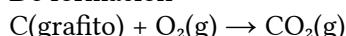
Ley de Hess

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

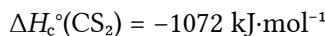
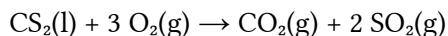
Solución:

a) Ecuaciones

De formación



De combustión



Por la ley de Hess,

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

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

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

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

9. En la fermentación alcohólica de la glucosa se obtiene etanol y dióxido de carbono. La ecuación química correspondiente es: $C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 2 CO_2(g) + 2 CH_3-CH_2OH(l)$

a) Calcula la ΔH° de esta reacción.

b) ¿Cuántos decímetros cúbicos de dióxido de carbono, medidos a 25 °C y 0,98 atm, se podrían obtener en la fermentación de 1 kg de glucosa?

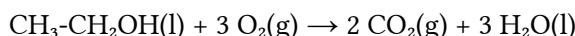
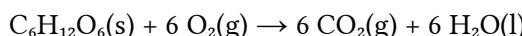
Datos: Entalpías estándar de combustión: $C_6H_{12}O_6(s) = -2\ 813\ kJ/mol$;

$CH_3-CH_2OH(l) = -1\ 371\ kJ/mol$; $R = 0,082\ atm \cdot dm^3 \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$

(P.A.U. Set. 09)

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

Datos



Masa de glucosa

Temperatura de la reacción

Presión exterior

Constante de los gases ideales

Masa molar: $C_6H_{12}O_6$

Incógnitas

Entalpía de fermentación de la glucosa

Cifras significativas: 4

$$\Delta H_c^\circ(C_6H_{12}O_6) = -2\ 813\ kJ/mol$$

$$\Delta H_c^\circ(CH_3-CH_2OH) = -1\ 371\ kJ/mol$$

$$m = 1,000\ kg = 1\ 000\ g\ C_6H_{12}O_6$$

$$t = 25\ ^\circ C = 298\ K$$

$$p = 0,9800\ atm$$

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

$$M(C_6H_{12}O_6) = 180,2\ g/mol$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$\Delta H$$

$$V$$

$$n$$

Ecuaciones

Ley de Hess

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

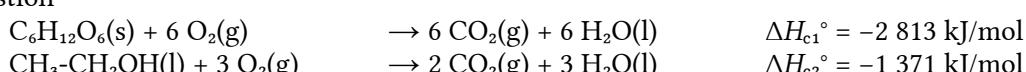
Ecuación de estado de los gases ideales

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

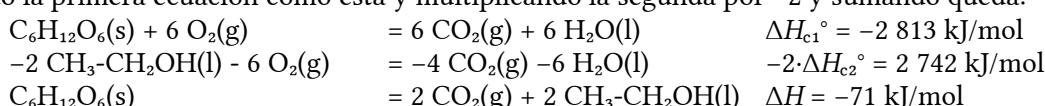
Solución:

a) Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino.

La ecuación de fermentación de la glucosa se puede obtener por combinación lineal de las ecuaciones de combustión



Dejando la primera ecuación como está y multiplicando la segunda por -2 y sumando queda:



b) De la reacción de fermentación ajustada se puede calcular la cantidad de CO_2 producido

$$n(CO_2) = 1\ 000\ g\ C_6H_{12}O_6 \cdot \frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{180,2\ g\ C_6H_{12}O_6} \cdot \frac{2\ mol\ CO_2}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6} = 11,10\ mol\ CO_2$$

Suponiendo comportamiento ideal para el CO_2 :

$$V(CO_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{11,10\ mol\ CO_2 \cdot 0,08200\ atm \cdot dm^3 \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot 298\ K}{0,980\ 0atm} = 276,8\ dm^3\ CO_2$$

10. El calor que se desprende en el proceso de obtención de un mol de benceno líquido a partir de etino gas mediante la reacción: $3 C_2H_2(g) \rightarrow C_6H_6(l)$ es de -631 kJ. Calcula:

a) La entalpía estándar de combustión del $C_6H_6(l)$ sabiendo que la entalpía estándar de combustión

del $C_2H_2(g)$ es $-1302 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

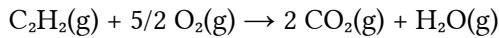
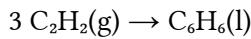
b) El volumen de etino, medido a 25°C y 15 atm ($1519,5 \text{ kPa}$), necesario para obtener $0,25 \text{ dm}^3$ de benceno.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; densidad benceno $950 \text{ g}/\text{dm}^3$

(P.A.U. Jun. 13)

Rta.: a) $\Delta H_c^\circ = -3\,275 \text{ kJ/mol}$; b) $V = 14,88 \text{ dm}^3 C_2H_2$

Datos



Volumen de benceno líquido

Densidad del benceno líquido

Condiciones gas etino: Temperatura

Presión

Constante de los gases ideales

Masa molar: C_6H_6

Incógnitas

Entalpía de combustión del benceno

Cifras significativas: 4

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

$$\Delta H_c^\circ(C_2H_2) = -1\,302 \text{ kJ/mol}$$

$$V(C_6H_6) = 0,2500 \text{ dm}^3$$

$$\rho(C_6H_6) = 950,0 \text{ g}/\text{dm}^3$$

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

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

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

$$M(C_6H_6) = 78,11 \text{ g/mol}$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$\Delta H_c^\circ$$

$$V(C_2H_2)$$

Ecuaciones

Ley de Hess

$$n$$

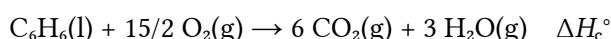
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Ecuación de estado de los gases ideales

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

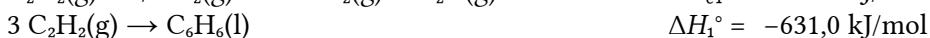
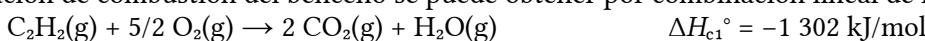
Solución:

a) Ecuación de combustión del benceno:

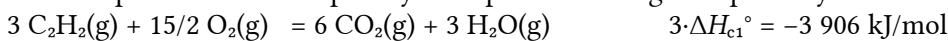


Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino.

La ecuación de combustión del benceno se puede obtener por combinación lineal de las ecuaciones:



Multiplicando la primera ecuación por 3 y multiplicando la segunda por -1 y sumando queda:



b)

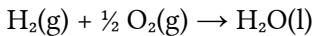
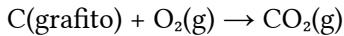
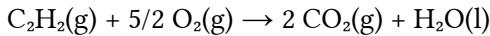
$$n(C_6H_6) = 0,250 \text{ dm}^3 C_6H_6 \frac{950,0 \text{ g } C_6H_6}{1 \text{ dm}^3 C_6H_6} \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78,11 \text{ g } C_6H_6} = 3,040 \text{ mol } C_6H_6$$

$$n(C_2H_2) = 3,040 \text{ mol } C_6H_6 \cdot \frac{3 \text{ mol } C_2H_2}{1 \text{ mol } C_6H_6} = 9,121 \text{ mol } C_2H_2$$

Volumen que ocupará a 25°C y 1520 kPa , suponiendo comportamiento ideal para el C_2H_2

$$V(C_2H_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{9,121 \text{ mol } C_2H_2 \cdot 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot 298,2 \text{ K}}{1,520 \cdot 10^6 \text{ Pa}} = 0,014 \text{ m}^3 = 14,9 \text{ dm}^3 C_2H_2$$

11. a) Calcula el calor de formación del acetileno ($C_2H_2(g)$) a partir de los calores de formación del $H_2O(l)$ y del $CO_2(g)$ y del calor de combustión del $C_2H_2(g)$.
 b) ¿Qué volumen de dióxido de carbono medido a 30 °C y presión atmosférica (1 atm) se generará en la combustión de 200 g de acetileno?
 Datos: $\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(C_2H_2(g)) = -1300 \text{ kJ/mol}$
 $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3/(K\cdot\text{mol})$ (P.A.U. Jun. 07)
Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(C_2H_2) = 228 \text{ kJ/mol } C_2H_2$; b) $V = 382 \text{ dm}^3 CO_2$

Datos

Masa de acetileno

Presión a la que se mide el volumen de CO_2

Temperatura a la que se mide el volumen de CO_2

Masa molar: C_2H_2

Cifras significativas: 4

$$\Delta H_c^\circ(C_2H_2) = -1300 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(CO_2) = -393,3 \text{ kJ/mol}$$

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

$$m = 200,0 \text{ g } C_2H_2$$

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

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

$$M(C_2H_2) = 26,0 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Calor molar de formación del acetileno

$$\Delta H_c^\circ(C_2H_2)$$

Volumen de CO_2 a 30 °C y 1 atm generado al quemar 200 g de acetileno

$$V$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

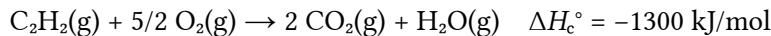
Ecuaciones

Ley de Hess

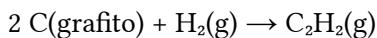
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Solución:

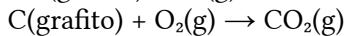
a) Ecuación de combustión del acetileno:



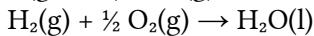
Ecuaciones de formación:



$$\Delta H_f^\circ(C_2H_2)$$



$$\Delta H_f^\circ(CO_2) = -393,31 \text{ kJ/mol}$$



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

Por la ley de Hess,

$$\Delta H_c^\circ(C_2H_2) = 2 \Delta H_f^\circ(CO_2) + \Delta H_f^\circ(H_2O) - (\Delta H_f^\circ(C_2H_2) + 5/2 \Delta H_f^\circ(O_2))$$

$$-1300 \text{ kJ} = (2 [mol CO_2] (-393,3 [kJ/mol CO_2] - 285,8 [kJ])) - (\Delta H_f^\circ(C_2H_2))$$

$$\Delta H_f^\circ(C_2H_2) = 228 \text{ kJ/mol } C_2H_2$$

b) De la estequiometría de la reacción:

$$n(CO_2) = 200 \text{ g } C_2H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26,0 \text{ g } C_2H_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_2H_2} = 15,4 \text{ mol } CO_2$$

Suponiendo comportamiento ideal para el CO_2 :

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{15,4 \text{ mol } CO_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 382 \text{ dm}^3 CO_2$$

12. Considera que la gasolina está compuesta principalmente por octano (C_8H_{18}) y que en el bioetanol el compuesto principal es el etanol (CH_3CH_2OH). Con los siguientes datos: $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5 \text{ kJ/mol}$;

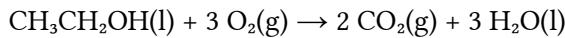
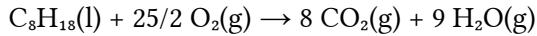
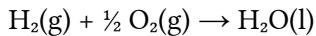
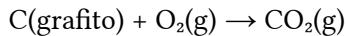
$\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(C_8H_{18}(l)) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(CH_3CH_2OH(l)) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$; densidad a 298 K del etanol $\rho_e = 0,79 \text{ g/cm}^3$ y del octano $\rho_o = 0,70 \text{ g/cm}^3$.

- Escribe la ecuación de la reacción de combustión del etanol y calcula la entalpía estándar de formación del etanol a 25 °C.
- ¿Cuántos litros de bioetanol se necesitan para producir la misma energía 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) $V = 1,43 \text{ dm}^3 CH_3CH_2OH$

Datos



Densidad del etanol C₈H₁₈

Densidad del octano C₈H₁₈

Volumen de gasolina

Temperatura

Masa molar: Octano

Etanol

Incógnitas

Entalpía de formación del etanol

Volumen de bioetanol que libera la misma energía que 1 dm³ de gasolina

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

n

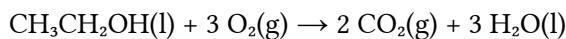
Ecuaciones

Ley de Hess

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

Solución:

a) La ecuación de combustión del etanol es



Por la ley de Hess,

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

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

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

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

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

y al quemarse produce una energía de

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

La cantidad de bioetanol que produciría esa energía sería

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$$n(C_2H_5OH) = 3,34 \cdot 10^4 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{1369,0 \text{ kJ}} = 24,4 \text{ mol } C_2H_5OH$$

que ocuparían un volumen de

$$V(C_2H_5OH) = 24,4 \text{ mol } C_2H_5OH \cdot \frac{46,1 \text{ g } C_2H_5OH}{1 \text{ mol } C_2H_5OH} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{0,790 \text{ g } C_2H_5OH} = 1,43 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 = 1,43 \text{ dm}^3 \text{ } C_2H_5OH$$

13. A partir de las entalpías de combustión y aplicando la Ley de Hess, calcula:

a) La entalpía de la siguiente reacción: $3 \text{C(grafito)(s)} + 4 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$.

b) La energía liberada cuando se quema 1dm^3 de propano medido en condiciones normales.

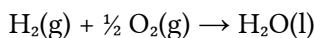
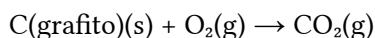
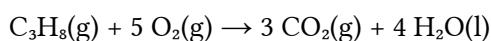
Calores de combustión: $\Delta H_c^\circ(\text{C(grafito)(s)}) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})) = -2219,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;

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

(P.A.U. Set. 16)

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

Datos



Volumen de propano que se quema

Condiciones normales: Temperatura

Presión

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

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

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

Incógnitas

Entalpía de formación del propano

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

Energía liberada al quemar 1dm^3 de propano en condiciones normales.

$$Q$$

Ecuaciones

Ley de Hess

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

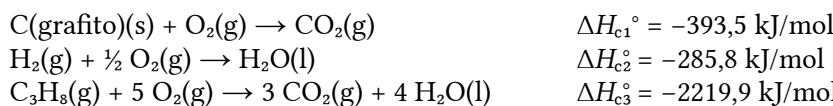
Ecuación de estado de los gases ideales

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

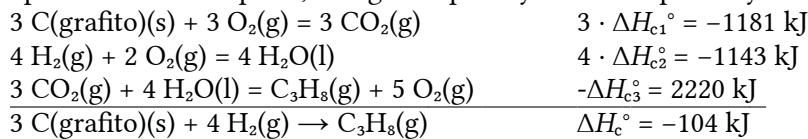
Solución:

- a) Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino.

La ecuación de formación del propano se puede obtener por combinación lineal de las ecuaciones de combustión:



Multiplicando la primera ecuación por 3, la segunda por 4 y la tercera por -1 y sumando queda:



- b) La cantidad de propano que hay en 1dm^3 en condiciones normales, suponiendo comportamiento ideal, es:

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

La energía producida por la combustión es:

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

14. La entalpía de combustión del propano(gas) es $-526,3 \text{ kcal}$. Las ΔH° de formación del dióxido de carbono(gas) y del agua(líquida) son respectivamente $-94,03$ y $-68,30 \text{ kcal/mol}$. Calcula:

a) La entalpía de formación del propano.

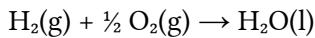
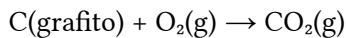
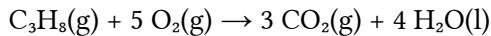
b) Los kilogramos de carbón que habría que quemar (con un rendimiento del 80 %), para producir la misma cantidad de energía que la obtenida en la combustión de 1 kg de propano.

Dato: La entalpía de combustión del carbón es de 5 kcal/g

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

(P.A.U. Jun. 04)

Datos



Entalpía de combustión del carbón

Rendimiento de la combustión del carbón

Masa de propano que se quema

Masa molar del propano

Cifras significativas: 4

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

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

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

$$Q = -5,000 \text{ kcal/g carbón}$$

$$r = 80,00 \%$$

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

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

Incógnitas

Entalpía de formación del propano

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

Masa de carbón que produzca la misma energía que 1 kg C_3H_8

$$m(\text{carbón})$$

Ecuaciones

Ley de Hess

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

Solución:

a) Por la ley de Hess:

$$\begin{aligned} \Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) &= 3 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 4 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (5 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2) + \Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8)) \\ &1 [\text{mol C}_3\text{H}_8] \cdot (-526,3 \text{ [kcal/mol C}_3\text{H}_8]) = \\ &= 3 [\text{mol CO}_2] (-94,03 \text{ [kcal/mol CO}_2]) + 4 [\text{mol H}_2\text{O}] (-68,30 \text{ [kcal/mol H}_2\text{O]}) - 5 [\text{mol O}_2] \cdot 0 - \Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) \\ \Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) &= -28,99 \text{ kcal/mol C}_3\text{H}_8 \end{aligned}$$

b) La energía producida por 1 kg de propano es:

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

La energía producida por 1 kg de carbón es:

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

Si el rendimiento es del 80 %, la energía producida realmente es:

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

Por lo que la masa que se necesita de carbón es:

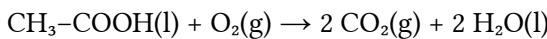
$$m(\text{carbón}) = 1,000 \text{ kg propano} \cdot \frac{1,194 \cdot 10^4 \text{ kcal}}{1,000 \text{ kg propano}} \cdot \frac{1,000 \text{ kg carbón}}{4,000 \cdot 10^3 \text{ kcal}} = 2,984 \text{ kg carbón}$$

Análisis: Si se tuvieran en cuenta las cifras significativas de los datos para este apartado, (5 kcal/g), el resultado solo tendría una cifra significativa y sería: 3 kg de carbón.

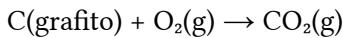
También se podría haber usado el valor de ΔH_f° (CO_2) ya que equivale a la entalpía de combustión del grafito. En ese caso el resultado hubiese sido: $m(\text{carbón}) = 1,91 \text{ kg grafito}$. La diferencia entre ambos resultados se debe a que el carbón (que no especifica si es hulla, antracita, etc.) contiene un porcentaje considerable de impurezas.

15. El ácido etanoico(líquido) [ácido acético] se forma al reaccionar carbono(sólido), hidrógeno molecular(gas) y oxígeno molecular(gas). Los calores de combustión del ácido etanoico(l); hidrógeno(g) y carbono(s) son respectivamente 870,7; 285,8 y 393,13 kJ/mol.
- Escribe adecuadamente las ecuaciones químicas de los distintos procesos de combustión y la correspondiente a la formación del ácido etanoico.
 - Calcula el calor de formación, a presión constante, de dicho ácido etanoico.
 - ¿Cuántas kilocalorías se desprenden en la formación de 1 kg de ácido etanoico?
- Dato: 1 J = 0,24 cal
Rta.: b) $\Delta H_f^\circ = -487,1 \text{ kJ/mol}$; b) $Q = 1,94 \cdot 10^3 \text{ kcal}$
- (P.A.U. Set. 04)

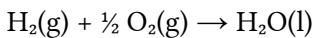
Datos



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



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



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

Masa de ácido etanoico

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

Masa molar del ácido etanoico

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

Equivalencia de unidades

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

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

Incógnitas

Entalpía de formación del ácido etanoico

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

Energía liberada en la combustión

$$Q$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

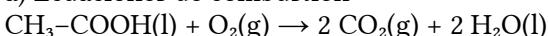
Ecuaciones

Ley de Hess

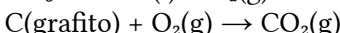
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Solución:

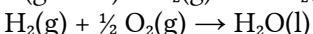
a) Ecuaciones de combustión



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

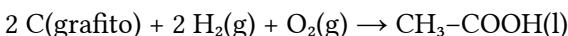


$$\Delta H_c^\circ(\text{C}) = -393,13 \text{ kJ/mol}$$



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

Ecuación de formación del ácido etanoico



$$\Delta H_f^\circ$$

b) Por la ley de Hess,

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

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

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

c)

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

16. Las entalpias de formación del butano(g), dióxido de carbono(g) y agua(l) a 1 atm (101,3 kPa) y 25°C son $-125,35 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $-393,51 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-285,83 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente. Formula la reacción de combustión del butano y calcula:

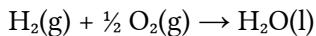
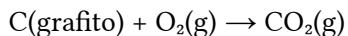
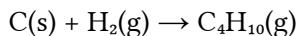
- El calor que puede suministrar una bombona que contiene 6 kg de butano.
- El volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, que se consumirá en la combustión del butano contenido en la bombona.

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

Rta.: a) $Q = 2,9707\cdot10^8 \text{ J}$; b) $V = 15 \text{ m}^3 \text{ O}_2$

(P.A.U. Set. 13)

Datos



Masa de butano

Constante de los gases ideales

Masa molar del butano

Incógnitas

Calor desprendido en la combustión de 6 kg de butano

Q

Volumen de oxígeno necesario

$V(\text{O}_2)$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

n

Ecuaciones

Ley de Hess

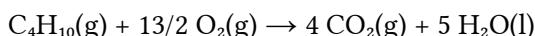
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Ecuación de estado de los gases ideales

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

Solución:

- a) La ecuación de combustión es

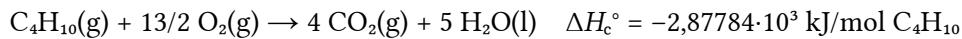


Por la ley de Hess,

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

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

La ecuación termoquímica queda:



La cantidad de butano que hay en una bombona de 6 kg es:

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

El calor desprendido por el butano que hay en una bombona de 6 kg es:

$$Q = 103,23 [\text{mol C}_4\text{H}_{10}] \cdot 2,877,84 \cdot 10^3 \text{ [kJ/mol C}_4\text{H}_{10}] = 2,9707 \cdot 10^8 \text{ J}$$

- b) De la estequiometría de la reacción:

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

Suponiendo comportamiento ideal para el O_2 ,

$$V(O_2) = \frac{n(O_2) \cdot R \cdot T}{p} = \frac{670,98 \text{ mol O}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1,0 \text{ atm}} = 15 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$$

Este resultado tiene solo dos cifras significativas, porque son las del dato que menos tiene (la constante R)

17. Si suponemos que la gasolina es una mezcla de octanos de fórmula general C_8H_{18} :

- a) Calcula el volumen de aire medido a 25 °C y 1 atm (101,3 kPa) que se necesita para quemar 100 dm³ de gasolina.
b) Calcula el calor desprendido cuando se queman 100 dm³ de gasolina.

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

$\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(C_8H_{18}(l)) = 249,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; oxígeno en el aire = 21 % en volumen; densidad del octano = 800 g·dm⁻³ (P.A.U. Jun. 10)

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

Datos

Volumen de gasolina

Cifras significativas: 3

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

Densidad de la gasolina

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

Aire(gas): Temperatura

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

Presión

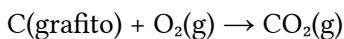
$$p = 101,3 \text{ kPa} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Contenido de oxígeno en el aire (% V)

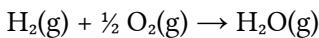
$$r = 21,0 \% \text{ en volumen}$$

Entalpías estándar de formación:

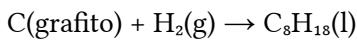
Cifras significativas: 4



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



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



$$\Delta H_f^\circ(C_8H_{18}(l)) = 249,8 \text{ kJ/mol}$$

Constante de los gases ideales

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

Masa molar del octano:

$$M(C_8H_{18}) = 114,2 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Volumen de aire necesario

$$V$$

Calor desprendido

$$Q$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

Ecuaciones

Ley de Hess

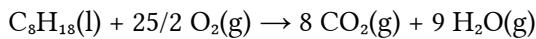
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Ecuación de estado de los gases ideales

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

Solución:

La ecuación de combustión es



La cantidad de gasolina que hay en 100 dm³ es:

$$n(C_8H_{18}) = 100 \text{ dm}^3 \text{ gasolina} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} \cdot \frac{800 \text{ kg gasolina}}{1 \text{ m}^3 \text{ gasolina}} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_8H_{18}}{114,2 \text{ g gasolina}} = 700 \text{ mol } C_8H_{18}$$

La cantidad de oxígeno que se necesita para la combustión es:

$$n(O_2) = 700 \text{ mol } C_8H_{18} \cdot \frac{25/2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_8H_{18}} = 8,75 \cdot 10^3 \text{ mol } O_2$$

Que, suponiendo comportamiento ideal, ocuparán:

$$V = \frac{n(O_2) \cdot R \cdot T}{p} = \frac{8,75 \cdot 10^3 \text{ mol } O_2 \cdot 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 214 \text{ m}^3 O_2$$

Como el aire contiene un 21 % en volumen de oxígeno, el volumen de aire que contendrá ese volumen será:

$$V = 214 \text{ m}^3 O_2 \cdot \frac{100 \text{ m}^3 \text{ aire}}{21,0 \text{ m}^3 O_2} = 1,02 \cdot 10^3 \text{ m}^3 \text{ aire}$$

Por la ley de Hess,

$$\Delta H_c^\circ(C_8H_{18}) = 8 \Delta H_f^\circ(CO_2) + 9 \Delta H_f^\circ(H_2O) - (\Delta H_f^\circ(C_8H_{18}) + 25/2 \Delta H_f^\circ(O_2))$$

$$\Delta H_c^\circ(C_8H_{18}) = (8 [\text{mol CO}_2] (-393,5 \text{ [kJ/mol CO}_2]) + 9 [\text{mol H}_2\text{O}] (-285,8 \text{ [kJ/mol H}_2\text{O]})) - (1 [\text{mol C}_8\text{H}_{18}] \cdot 249,8 \text{ [kJ/mol C}_8\text{H}_{18}] + 25/2 [\text{mol O}_2] \cdot 0) = -5970 \text{ kJ}$$

La ecuación termoquímica queda:



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

18. a) A partir de los datos de la tabla, calcula la entalpía estándar de combustión del metano.

Enlace	C – H	O – H	O = O	C = O
Entalpía de enlace en condiciones estándar (kJ/mol)	413	482	498	715

- b) Calcula el volumen de dióxido de carbono medido a 25 °C y 1 atm (101,3 kPa) que se generará en la 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) $\Delta H_c(CH_4) = -710 \text{ kJ/mol}$; b) $V = 153 \text{ dm}^3$

Datos

Entalpía de enlace:	C – H
	O – H
	O = O
	C = O

Presión

Cifras significativas: 3

$\Delta H(C-H) = 413 \text{ kJ/mol}$
$\Delta H(O-H) = 482 \text{ kJ/mol}$
$\Delta H(O=O) = 498 \text{ kJ/mol}$
$\Delta H(C=O) = 715 \text{ kJ/mol}$

Temperatura

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

Masa de metano

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

Masa molar del metano

$$m(CH_4) = 100 \text{ g CH}_4$$

Constante de los gases ideales

$$M(CH_4) = 16,0 \text{ g/mol}$$

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

Incógnitas

Entalpía estándar de combustión del metano

$$\Delta H_c(CH_4)$$

Volumen de dióxido de carbono

$$V$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia

$$n$$

Ecuaciones

Ley de Hess

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

Ecuación de estado de los gases ideales

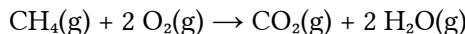
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Concentración de la sustancia X

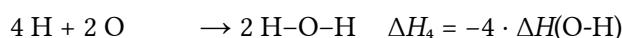
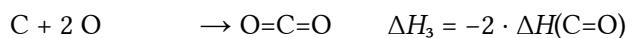
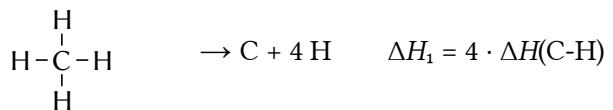
$$[X] = n(X) / V$$

Solución:

a) La entalpía es una función de estado. La variación de entalpía de un proceso es independiente del camino seguido. La combustión del metano



puede imaginarse por un hipotético camino de rotura y formación de enlaces:



La entalpía de combustión del metano puede expresarse:

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

b) Se calcula la cantidad de CH_4

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

Se calcula la cantidad de CO_2 de la ecuación de combustión ajustada:

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

Se calcula el volumen de CO_2 de la ecuación de estado de los gases ideales, suponiendo comportamiento ideal:

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

❖ CUESTIONES

● ESPONTANEIDAD.

1. Explica brevemente por qué muchas reacciones endotérmicas transcurren espontáneamente a altas temperaturas.

(P.A.U. Jun. 07)

Solución:

El criterio de espontaneidad de una reacción química viene dado por el signo de la entalpía libre o energía libre de Gibbs ΔG :

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

donde ΔH es la variación de entalpía del proceso y ΔS la variación de entropía.

Un proceso es espontáneo si $\Delta G < 0$.

Si la reacción es endotérmica,

$$\Delta H > 0$$

por lo que si la temperatura es muy baja, el segundo término apenas influye y

$$\Delta G > 0$$

que indica que el proceso no será espontáneo.

Pero si la variación de entropía del proceso es positiva, y la temperatura lo suficientemente alta para que

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

sería

$$\Delta G < 0$$

y el proceso sería espontáneo.

◊ LABORATORIO

1. Para calcular en el laboratorio la entalpía de disolución del NaOH(s) se disuelven 2,0 g de NaOH en 500 cm³ de agua en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g, produciéndose un aumento de temperatura de 1,0 °C.
 - a) Explica detalladamente el material y procedimiento empleados.
 - b) ¿Cuál es la entalpía de disolución del NaOH?

Datos: Calor específico(agua) ≈ Calor específico(disolución) = 4,18 J/(g·°C) y densidad del agua = 1 g·cm⁻³

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

Solución:

En una probeta de 500 cm³, se miden 500 cm³ de agua y se vierten en un calorímetro. Se espera unos minutos y se mide la temperatura con un termómetro.

Se pesa un vidrio de reloj en una balanza y se echan lentejas de NaOH con una varilla hasta que su masa aumente 2,0 g.

Rápidamente (para evitar la hidratación y carbonatación del NaOH) se echa el hidróxido de sodio en el calorímetro y se agita con una varilla, comprobando la temperatura. Se anota el valor máximo y se resta del valor inicial de la del agua.

Cálculos: (Supondré que los datos tienen al menos dos cifras significativas)

Al ser el calorímetro un sistema aislado, el proceso es adiabático, no se intercambia calor con el entorno.

$$Q(\text{cedido en la disolución}) + Q_d(\text{ganado por la disolución}) + Q_c(\text{ganado por el calorímetro}) = 0$$

La masa de agua es:

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

El calor ganado por la disolución es aproximadamente igual al calor ganado por el agua:

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

El calor ganado por el calorímetro se calcula de forma análoga, usando el equivalente en agua del calorímetro.

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

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

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

2. Se desea calcular en el laboratorio la entalpía de disolución del NaOH(s) y para eso se disuelven 4,0 g de NaOH en 500 cm³ de agua en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g, produciéndose un aumento de la temperatura de 2,0 °C.
 - a) Explica detalladamente el material y procedimiento empleados.
 - b) ¿Cuál es la entalpía molar de disolución del NaOH?

Datos: Calor específico(agua) \approx Calor específico(disolución) = 4,18 J/g· °C y densidad(agua) = 1 g/mL
 (P.A.U. Set. 15)

Solución:

En una probeta de 500 cm³, se miden 500 cm³ de agua y se vierten en un calorímetro. Se espera unos minutos y se mide la temperatura con un termómetro.

Se pesa un vidrio de reloj en una balanza y se echan lentejas de NaOH con una varilla hasta que su masa aumente 4,0 g.

Rápidamente (para evitar la hidratación y carbonatación del NaOH) se echa el hidróxido de sodio en el calorímetro y se agita con una varilla, comprobando la temperatura. Se anota el valor máximo y se resta del valor inicial de la del agua.

Cálculos: (Supondré que los datos tienen al menos dos cifras significativas)

Al ser el calorímetro un sistema aislado, el proceso es adiabático, no se intercambia calor con el entorno.

$$Q(\text{cedido en la disolución}) + Q_d(\text{ganado por la disolución}) + Q_c(\text{ganado por el calorímetro}) = 0$$

La masa de agua es:

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

La masa de disolución es:

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

El calor ganado por la disolución es:

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

El calor ganado por el calorímetro se calcula de forma análoga, usando el equivalente en agua del calorímetro.

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

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

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

3. Explica detalladamente como se puede determinar en el laboratorio el calor de disolución de KOH(s) en agua. Efectúa el cálculo (a la presión y temperatura de laboratorio) suponiendo una masa de hidróxido de potasio de 4,5 g que se disuelven en 450 cm³ en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g. El incremento de la temperatura es de 2,5 °C.

Datos: Calor específico del agua: 4,18 J/(g·°C) y densidad del agua: 1 g/cm³.

(P.A.U. Set. 05)

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

Solución:

Procedimiento:

En una probeta de 500 cm³, se miden 450 cm³ de agua y se vierten en un calorímetro. Se espera unos minutos y se mide la temperatura con un termómetro.

Se pesa un vidrio de reloj en una balanza y se echa el KOH con una varilla hasta que su masa aumente 4,5 g.

Rápidamente (para evitar la hidratación y carbonatación del KOH) se echa el hidróxido de potasio en el calorímetro y se agita con una varilla, comprobando la temperatura. Se anota el valor máximo y se resta del valor inicial de la temperatura del agua.

Cálculos: (Supondré que los datos tienen al menos dos cifras significativas)

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

Al ser el calorímetro un sistema aislado, el proceso es adiabático, no se intercambia calor con el entorno.

$$Q(\text{cedido en la disolución}) + Q_a(\text{ganado por la disolución}) + Q_c(\text{ganado por el calorímetro}) = 0$$

El calor ganado por la disolución es aproximadamente igual al calor ganado por el agua.

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

El calor ganado por el calorímetro se calcula de forma análoga, usando el equivalente en agua del calorímetro.

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

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

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

4. a) Indica el procedimiento que se debe seguir y el material utilizado para determinar la entalpía de disolución del NaCl, si al disolver 0,2 moles de dicha substancia en 500 cm³ de agua se produce un incremento de temperatura de 2 °C.

b) ¿Cuál será el valor de la entalpía de disolución del compuesto expresado en J/mol?

Datos: Calor específico(agua) ≈ Calor específico(disolución) = 4,18 J/(g·°C); densidad(agua) = 1 g/cm³
(P.A.U. Jun. 11)

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

Solución:

Material:

Calorímetro de 1 000 cm³: recipiente aislado (cómo uno termo)

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

Termómetro.

Balanza.

Vidrio de reloj

Agitador. Varilla de vidrio.

Procedimiento:

En una probeta de 500 cm³, se miden 500 cm³ de agua y se vierten en un calorímetro. Se mide la temperatura con un termómetro.

En una balanza se pesan: 0,20 mol NaCl $\frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 12 \text{ g NaCl}$ sobre un vidrio de reloj.

Se echa el cloruro de sodio en el calorímetro y se agita con una varilla, comprobando la temperatura. Se anota el valor máximo.

Se vacía el calorímetro y se lava.

Cálculos: (Supondré que los datos tienen al menos dos cifras significativas)

Al ser el calorímetro un sistema aislado, el proceso es adiabático, no se intercambia calor con el entorno.

Calor ganado por la disolución y el calorímetro + calor desprendido en el proceso de disolución = 0

Suponiendo que el calor absorbido por el soluto y el calorímetro son despreciables frente al calor ganado por el agua

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

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

Análisis: Si al echar 12 g de sal en agua la temperatura subiera 2 °C habría que sospechar que la substancia no era NaCl o habría que tirar el termómetro, porque la disolución de sal en agua no desprende calor.

5. Se quiere determinar la ΔH del proceso de disolución de un compuesto iónico AB. Indica el procedimiento a seguir y el material a utilizar. Si al disolver 0,2 moles de dicha sustancia en 500 cm³ de agua

se produce un incremento de temperatura de 2 °C. ¿Cuál será el valor de ΔH , en J/mol, para dicho proceso de disolución?

Datos: $c_e(\text{disolución}) = c_e(\text{agua}) = 4,18 \text{ J}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$ densidad del agua = 1 g/cm³ y masa de disolución = masa del agua.

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

Solución:

En una probeta de 500 cm³, se miden 500 cm³ de agua y se vierten en un calorímetro. Se espera unos minutos y se mide la temperatura con un termómetro.

Se pesa un vidrio de reloj en una balanza y se añade la masa del compuesto iónico AB que corresponde a los 0,2 moles con una varilla.

Se echa el sólido iónico en el calorímetro y se agita con una varilla, comprobando la temperatura. Se anota el valor máximo y se resta del valor inicial de la del agua.

Cálculos: (Supondré que los datos tienen al menos dos cifras significativas)

Al ser el calorímetro un sistema aislado, el proceso es adiabático, no se intercambia calor con el entorno.

$$Q(\text{cedido en la disolución}) + Q_d(\text{ganado por la disolución}) + Q_c(\text{ganado por el calorímetro}) = 0$$

El calor ganado por la disolución es aproximadamente igual al calor ganado por el agua:

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

El calor ganado por el calorímetro se supone despreciable

$$Q(\text{cedido en la disolución}) = -4,2 \cdot 10^3 \text{ J}$$

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

6. Indica con un ejemplo cómo determinarías en el laboratorio el calor de neutralización de un ácido fuerte con una base fuerte, haciendo referencia al principio, material, procedimiento y cálculos.

(P.A.U. Jun. 05)

Solución:

Principio:

Conservación de la energía

Al ser el calorímetro un sistema aislado, el proceso es adiabático, no se intercambia calor con el entorno.

$$Q(\text{cedido en la neutralización}) + Q_d(\text{ganado por la disolución}) + Q_c(\text{ganado por el calorímetro}) = 0$$

Material:

Calorímetro de 250 cm³

Probeta de 100 cm³

Termómetro

Agitador

Reactivos:

HCl 1,0 mol/dm³

NaOH 1,0 mol/dm³

Procedimiento:

En una probeta de 100 cm³, se miden 100 cm³ de disolución de HCl de concentración 1,0 mol/dm³ y se vierten en un calorímetro. Se mide la temperatura con un termómetro. $t_1 = 16,8 \text{ }^\circ\text{C}$.

Se lava la probeta y se miden 100 cm³ de disolución de NaOH de concentración 1,0 mol/dm³. Se mide su temperatura que debería ser la misma que la de la disolución de HCl ya que están ambas a la temperatura del laboratorio.

Se echa la disolución de hidróxido de sodio en el calorímetro y se agita con una varilla, comprobando la temperatura. Se anota el valor máximo. $t_2 = 23,3 \text{ }^\circ\text{C}$

Se vacía el calorímetro y se lava.

Cálculos: (Supondré que los datos tienen al menos dos cifras significativas)

Haciendo las aproximaciones:

Los calores específicos de todas las disoluciones son iguales al calor específico del agua. $c = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot(\text{°C})^{-1}$

Las densidades de las disoluciones son iguales a la densidad del agua. $\rho = 1,0 \text{ g}/\text{cm}^3$

El calor ganado por el calorímetro es despreciable. $Q_c = 0$

La masa de cada disolución se calcula:

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

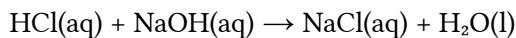
El calor ganado por la disolución es:

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

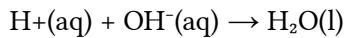
$$Q(\text{cedido en la neutralización}) + Q_d(\text{ganado por la disolución}) + Q_c(\text{ganado por el calorímetro}) = 0$$

$$Q(\text{cedido en la neutralización}) = -5,4 \cdot 10^3 \text{ J}$$

En la reacción:



que se puede 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

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

Por lo que la entalpía de reacción es:

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

Análisis: El resultado es aproximado al tabulado de -57,9 kJ/mol, debido a las aproximaciones realizadas.

7. a) Indica el material a utilizar y el procedimiento a seguir para determinar la entalpía de neutralización de 100 cm³ de una disolución de HCl de concentración 2,0 mol/dm³ con 100 cm³ de una disolución de NaOH de concentración 2,0 mol/dm³.

b) Calcula el valor de la entalpía de neutralización expresado en kJ/mol si el incremento de temperatura que se produce es de 12 °C.

Datos: Calor específico(mezcla) = Calor específico(agua) = 4,18 J/(g·°C); densidades de las disoluciones del ácido y de la base = 1,0 g/cm³. Considera despreciable la capacidad calorífica del calorímetro.

(P.A.U. Jun. 15)

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

Solución:

Material:

Calorímetro de 250 cm³: recipiente aislado (como un termo)

Probeta de 100 cm³. Tubo cilíndrico graduado con base de apoyo.

Termómetro

Agitador. Varilla de vidrio.

Procedimiento:

En una probeta de 100 cm³, se miden 100 cm³ de disolución de HCl de concentración 2,0 mol/dm³ y se vierten en un calorímetro. Se mide la temperatura con un termómetro.

Se lava la probeta y se miden 100 cm³ de disolución de NaOH de concentración 2,0 mol/dm³. Se mide su temperatura que debería ser la misma que la de la disolución de HCl ya que están ambas a la temperatura del laboratorio.

Se echa la disolución de hidróxido de sodio en el calorímetro y se agita con una varilla, comprobando la temperatura. Se anota el valor máximo.

Se vacía el calorímetro y se lava.

Cálculos: (Supondré que los datos tienen al menos dos cifras significativas)

El calor específico de la mezcla es igual al calor específico del agua. $c = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{C}^{-1}$

Las densidades de las disoluciones del ácido y de la base son iguales a la densidad del agua. $\rho = 1,0 \text{ g/cm}^3$

El calor ganado por el calorímetro es despreciable. $Q_c = 0$

La masa de la disolución del ácido es:

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

La masa de la disolución de la base da el mismo resultado que la del ácido:

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

La masa de la disolución final es la suma de las masas de las disoluciones del ácido y de la base:

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

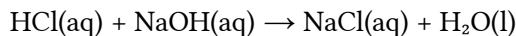
El calor ganado por la disolución es:

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

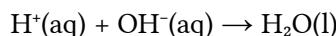
$$Q(\text{cedido en la neutralización}) + Q_d(\text{ganado por la disolución}) + Q_c(\text{ganado por el calorímetro}) = 0$$

$$Q(\text{cedido en la neutralización}) = -1,0 \cdot 10^4 \text{ J}$$

En la reacción:



que se puede escribir en forma iónica:



reacciona:

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

con

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

No hay reactivo limitante, por lo que la entalpía de la reacción es:

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

Análisis: Este resultado difiere bastante del tabulado, -57,9 kJ/mol, aunque dentro del orden de magnitud.

8. Se dispone en el laboratorio de las siguientes disoluciones acuosas: 100 cm³, de HCl de concentración 0,10 mol/dm³ y 100 cm³ de NaOH de concentración 0,10 mol/dm³.
 - a) Describe el procedimiento y material que emplearía para medir el calor de neutralización al mezclar las dos disoluciones.
 - b) Calcula el calor molar de neutralización si en la reacción se liberan 550 J.

(P.A.U. Jun. 10, Jun. 09)

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

Solución:

Material:

Calorímetro de 250 cm³: recipiente aislado (como un termo)

Probeta de 100 cm³. Tubo cilíndrico graduado con base de apoyo.

Termómetro

Agitador. Varilla de vidrio.

Procedimiento:

En una probeta de 100 cm³, se miden 100 cm³ de disolución de HCl de concentración 0,10 mol/dm³ y se vierten en un calorímetro. Se mide la temperatura con un termómetro.

Se lava la probeta y se miden 100 cm³ de disolución de NaOH de concentración 0,10 mol/dm³. Se mide su temperatura que debería ser la misma que la de la disolución de HCl ya que están ambas a la temperatura del laboratorio.

Se echa la disolución de hidróxido de sodio en el calorímetro y se agita con una varilla, comprobando la temperatura. Se anota el valor máximo.

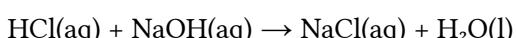
Se vacía el calorímetro y se lava.

Cálculos: (Supondré que los datos tienen al menos dos cifras significativas)

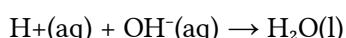
Usando el dato:

$$Q(\text{cedido en la neutralización}) = -550 \text{ J}$$

En la reacción:



que se puede escribir en forma iónica:



reacciona:

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

con

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

No hay reactivo limitante, por lo que la entalpía de la reacción es:

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

ACLARACIONES

Los datos de los enunciados de los problemas no suelen tener un número adecuado de cifras significativas. Por eso he supuesto que los datos tienen un número de cifras significativas razonables, casi siempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en ciertos casos, con amplio margen de incertidumbre.

Así que cuando tomo un dato como $V = 1 \text{ dm}^3$ y lo reescribo como:

Cifras significativas: 3

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

lo que quiero indicar es que supongo que el dato original tiene tres cifras significativas (no que las tenga en realidad) para poder realizar los cálculos con un margen de incertidumbre más pequeño que el que tendría si lo tomara tal como lo dan. (1 dm^3 tiene una sola cifra significativa, y una incertidumbre relativa del ¡100%! Como las incertidumbres se acumulan a lo largo del cálculo, la incertidumbre final sería inadmisible. Entonces, ¿para qué realizar los cálculos? Con una estimación sería suficiente).

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de Acceso a la Universidad](#) (P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) OpenOffice (o LibreOffice) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM)



Sumario

<u>TERMOQUÍMICA</u>	1
<u>PROBLEMAS</u>	1
<u>TERMOQUÍMICA</u>	1
<u>CUESTIONES</u>	18
<u>ESPONTANEIDAD</u>	18
<u>LABORATORIO</u>	19

Índice de exámenes P.A.U.

2004.....	
Jun. 04.....	13
Set. 04.....	14
2005.....	
Jun. 05.....	22
Set. 05.....	20
2006.....	
Jun. 06.....	3
2007.....	
Jun. 07.....	10, 18
Set. 07.....	1, 22
2009.....	
Jun. 09.....	5, 24
Set. 09.....	8
2010.....	
Jun. 10.....	16, 24
2011.....	
Jun. 11.....	21
Set. 11.....	7
2012.....	
Jun. 12.....	4
Set. 12.....	2
2013.....	
Jun. 13.....	9, 19
Set. 13.....	15
2014.....	
Jun. 14.....	1
Set. 14.....	11
2015.....	
Jun. 15.....	23
Set. 15.....	17, 20
2016.....	
Jun. 16.....	6
Set. 16.....	12