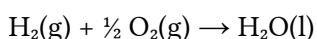
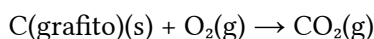
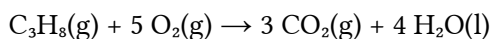


TERMOQUÍMICA

◇ PROBLEMAS

1. A partir de las entalpías de combustión y aplicando la Ley de Hess, calcula:
- La entalpía de la siguiente reacción: $3 \text{C}(\text{grafito})(s) + 4 \text{H}_2(g) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(g)$.
 - La energía liberada cuando se quema 1 dm^3 de propano medido en condiciones normales.
- Calores de combustión: $\Delta H_c^\circ(\text{C}(\text{grafito})(s)) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8(g)) = -2219,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$;
 $\Delta H_c^\circ(\text{H}_2(g)) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ (P.A.U. sep. 16)
Rta.: a) $\Delta H^\circ = -104 \text{ kJ}$; $Q = -99,1 \text{ kJ}$.

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 1 dm^3 de propano en condiciones normales.

$$Q$$

Ecuaciones

Ley de Hess

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

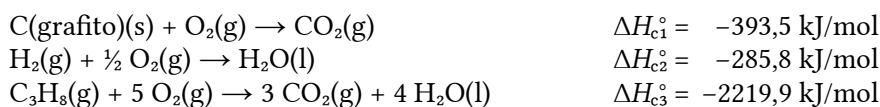
Ecuación de estado de los gases ideales

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

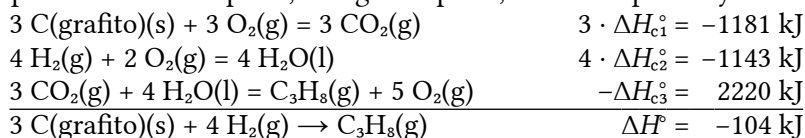
Solución:

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:



Se multiplica la primera ecuación por 3, la segunda por 4, la tercera por -1 y se suman:



b) Se calcula la cantidad de propano que hay en 1 dm^3 en condiciones normales, suponiendo comportamiento ideal:

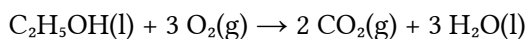
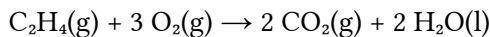
$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,000 \text{ atm} \cdot 1,000 \text{ dm}^3}{0,08200 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 273,2 \text{ K}} = 0,0446 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8$$

Se calcula la energía producida por la combustión:

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

2. 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: $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$
 b) Calcula 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: $\Delta H^\circ(\text{combustión})\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) = -1411 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ(\text{combustión})\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = -764 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

(P.A.U. jun. 16)

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

Masa de etanol

Masa molar del etanol

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

IncógnitasEntalpía de la reacción: $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$ ΔH

Energía en la obtención de 75 g de etanol

 Q **Otros símbolos**

Cantidad de sustancia (número de moles)

 n **Ecuaciones**

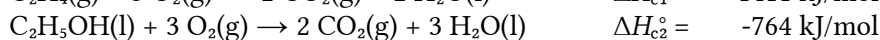
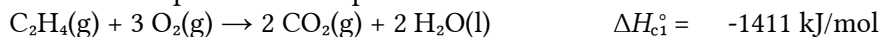
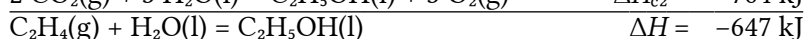
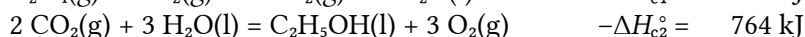
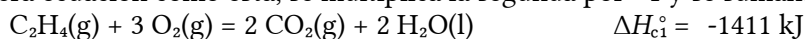
Ley de Hess

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

Solución:

a) 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:

Se deja la primera ecuación como está, se multiplica la segunda por -1 y se suman:

La reacción es exotérmica, desprende energía.

b) Se calcula la energía producida al obtener 75 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$:

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

3. a) A partir 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 ($101,3 \text{ kPa}$) 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. sep. 15)

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

Entalpía de enlace: C – H

O – H

Cifras significativas: 3

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

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

Datos

Presión

Temperatura

Masa de metano

Masa molar del metano

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

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

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

Incógnitas

Entalpía estándar de combustión del metano

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

Volumen de dióxido de carbono

$$V$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia

$$n$$

Ecuaciones

Ley de Hess

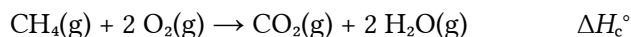
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Ecuación de estado de los gases ideales

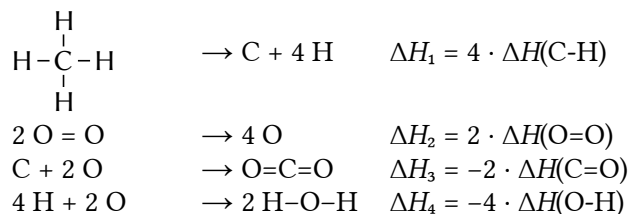
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del metano y se ajusta:



Se puede imaginar un hipotético camino de rotura y formación de enlaces:



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

La entalpía de combustión del metano puede expresarse como combinación lineal de las ecuaciones de rotura y formación de enlaces:

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

b) Se calcula la cantidad de metano que hay en 100 g:

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

Se calcula la cantidad de CO₂ a partir de la ecuación de combustión ajustada:

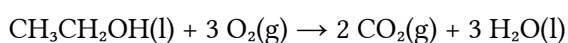
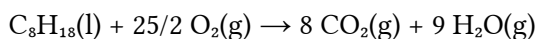
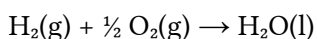
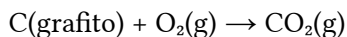
$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CH}_4) = 6,13 \text{ mol CO}_2$$

Se calcula el volumen que ocupará a 25 °C y 1 atm, a partir de la ecuación de estado de los gases ideales, suponiendo comportamiento ideal del CO₂:

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

4. Considera que 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. sep. 14)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(C_2H_6O) = -275,4 \text{ kJ/mol}$; b) $V = 1,43 \text{ dm}^3 \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.**Datos**Densidad del etanol C_2H_6O Densidad del octano C_8H_{18}

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**Cifras significativas: 3**

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

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

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

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

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

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

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

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

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

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

$$V$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

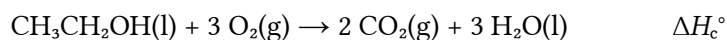
 n **Ecuaciones**

Ley de Hess

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

Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del etanol y se ajusta:



La entalpía de formación de los elementos en estado normal es nula, por definición.

Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

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

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

Se despeja la entalpía de formación del etanol:

$$\Delta H_f^\circ(C_2H_6O(l)) = -787,0 - 857,4 + 1369,0 = -275,4 \text{ kJ/mol}$$

b) Se calcula la cantidad de gasolina que hay en 1 litro:

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

Se calcula la energía producida al quemarse:

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

Se calcula la cantidad de bioetanol que produciría esa energía:

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

Se calcula la masa de bioetanol:

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

Se calcula el volumen que ocuparía, usando el dato de la densidad:

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

5. 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 $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ a 25°C y 1 atm (101,3 kPa) desprende $5154 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

a) Escribe las reacciones de formación del naftaleno y la reacción de combustión.

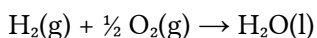
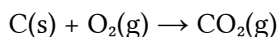
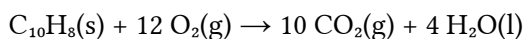
b) Calcula la entalpía estándar de formación del naftaleno e interpreta su signo.

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

(P.A.U. jun. 14)

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

Datos



Incógnitas

Entalpía de formación del naftaleno

Ecuaciones

Ley de Hess

Cifras significativas: 4

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

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

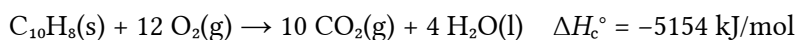
$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

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

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

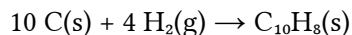
Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del naftaleno y se ajusta:

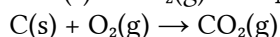


La ecuación de combustión del carbono sólido (grafito) coincide con la ecuación de formación del $\text{CO}_2(\text{g})$.

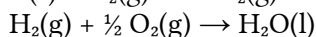
Se escriben las ecuaciones de formación y se ajustan:



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



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



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

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

Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

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

$$-5154 \text{ [kJ]} = 10 \text{ [mol CO}_2] (-393,5 \text{ [kJ/mol CO}_2]) + 4 \text{ [mol H}_2\text{O}] (-285,8 \text{ [kJ/mol H}_2\text{O}])$$

$$- (\Delta H_f^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8) + 12 \text{ [mol O}_2] \cdot 0)$$

Se despeja la entalpía de formación del naftaleno:

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

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

6. Las entalpías 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:

a) El calor que puede suministrar una bombona que contiene 6 kg de butano.

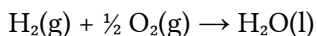
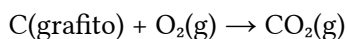
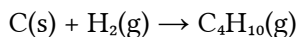
b) El volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, que se consumirá en la combustión del butano contenido en la bombona.

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

(P.A.U. sep. 13)

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

Datos



Masa de butano

Constante de los gases ideales

Masa molar del butano

Cifras significativas: 5

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

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

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

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

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

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

Incógnitas

Calor 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

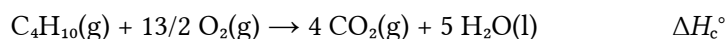
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Ecuación de estado de los gases ideales

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

Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del butano y se ajusta:



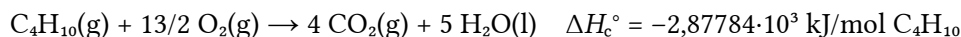
La entalpía de formación de los elementos en estado normal es nula, por definición.

Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

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

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

La ecuación termoquímica queda:



Se calcula la cantidad de butano que hay en una bombona de 6 kg:

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

Se calcula el calor desprendido por el butano que hay en una bombona de 6 kg:

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

b) Se calcula la cantidad de oxígeno a partir de la ecuación ajustada de la reacción:

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

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

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

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

7. El calor que se desprende en el proceso de obtención de un mol de benceno líquido a partir de etino gas mediante la reacción: $3 \text{ C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ es de -631 kJ . Calcula:

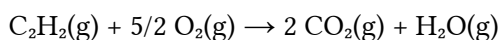
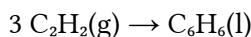
- La entalpía estándar de combustión del $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ sabiendo que la entalpía estándar de combustión del $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ es $-1302 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- El volumen de etino, medido a 25°C y 15 atm ($1519,5 \text{ kPa}$), necesario para obtener $0,25 \text{ dm}^3$ 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 g/dm^3

(P.A.U. jun. 13)

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

Datos



Volumen de benceno líquido

Densidad del benceno líquido

Condiciones gas etino: temperatura

presión

Constante de los gases ideales

Masa molar del benceno

Incógnitas

Entalpía de combustión del benceno

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

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

Ecuaciones

Ley de Hess

Ecuación de estado de los gases ideales

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

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

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

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

$$\Delta H_c^\circ$$

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

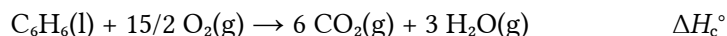
$$n$$

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

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

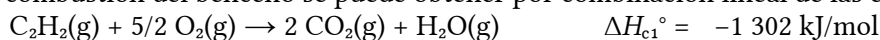
Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del benceno y se ajusta:

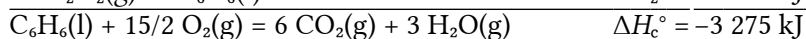
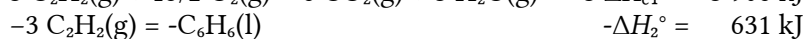
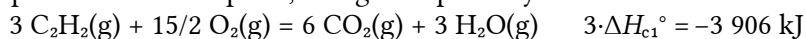


Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino.

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



Se multiplica la primera ecuación por 3, la segunda por -1 y se suman:



b) Se calcula la cantidad de benceno que hay en 950 g.

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

Se calcula la cantidad de etino, a partir de la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el volumen que ocupará a 25 °C y 1520 kPa, con la ecuación de estado de los gases ideales, suponiendo comportamiento ideal para el C_2H_2 :

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

8. Para el proceso $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{ Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{ Fe}(\text{s})$, calcula:

a) 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.

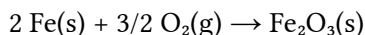
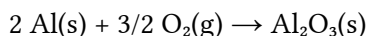
b) La masa de óxido de aluminio que se obtiene en el apartado anterior.

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. sep. 12)

Rta.: a) $\Delta H^\circ = -826 \text{ kJ}$; $Q = 82,8 \text{ kJ}$; b) $m = 10,2 \text{ g Al}_2\text{O}_3$.

Datos



Masa de óxido de hierro(III)

Masa molar: Óxido de hierro(III)

Óxido de aluminio

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

Incógnitas

Entalpía de la reacción

$$\Delta H^\circ$$

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)

$$n$$

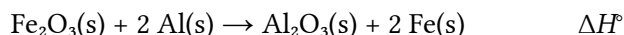
Ecuaciones

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.

Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

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

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

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

Se calcula el calor energía desprendido al reaccionar 16,0 g de Fe_2O_3 :

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

b) Se calcula la masa de óxido de aluminio que se obtiene, a partir de la ecuación ajustada de la reacción:

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

9. a) A partir 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.

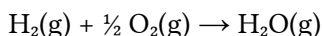
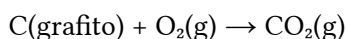
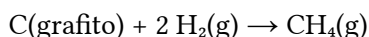
Datos: $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_4(\text{g})) = -75 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -394 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -242 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

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

(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



Energía desprendida

Gas metano: Temperatura

Presión

Constante de los gases ideales

Masa molar del metano

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

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

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

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

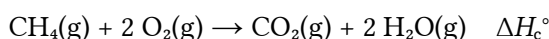
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Ecuación de estado de los gases ideales

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

Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del metano y se ajusta:



Se escriben las ecuaciones de formación y se ajustan:



La entalpía de formación de los elementos en estado normal es nula, por definición.

Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

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

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

b) Se calcula la cantidad de metano que habría que quemar para producir 4 600 kJ:

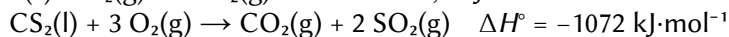
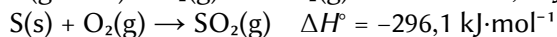
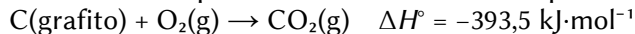
$$n(\text{CH}_4) = 4600 \text{ kJ} \frac{1 \text{ mol CH}_4}{803 \text{ kJ}} = 5,73 \text{ mol CH}_4$$

Se calcula el volumen que ocupará a 25 °C y 101,3 kPa, con la ecuación de estado de los gases ideales, suponiendo comportamiento ideal para el metano:

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

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

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

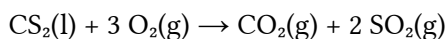
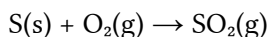
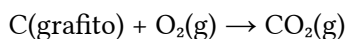


b) Calcula la energía necesaria, en forma de calor, para la transformación de 5 g de C(grafito) en $\text{CS}_2(\text{l})$, en condiciones estándar.

(P.A.U. sep. 11)

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

Datos



Masa de grafito

Masa molar del carbono

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

Incógnitas

Entalpía estándar de reacción (de formación del CS_2)

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

Calor necesario para convertir 5 g de grafito en CS_2

$$Q$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

Ecuaciones

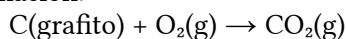
Ley de Hess

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

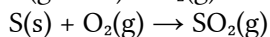
Solución:

a) Se escriben las ecuaciones y se ajustan:

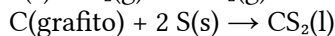
De formación:



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

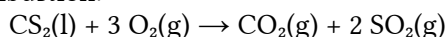


$$\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) = -296,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



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

De combustión:



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

La entalpía de formación de los elementos en estado normal es nula, por definición.

Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

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

$$-1072 \text{ [kJ]} = (1 \text{ [mol CO}_2\text{]} (-393,5 \text{ [kJ/mol CO}_2\text{]}) - 2 \text{ [mol SO}_2\text{]} (-296,1 \text{ [kJ/mol SO}_2\text{]}) - (1 \text{ [mol CS}_2\text{]} \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CS}_2) + 3 \text{ [mol O}_2\text{]} \cdot 0)$$

Se despeja la entalpía de formación del sulfuro de carbono:

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

Se calcula la energía necesaria para la transformación de 5 g de grafito:

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

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

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

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

Densidad de la gasolina

Aire(gas): Temperatura

Presión

Contenido de oxígeno en el aire (% V)

Entalpías estándar de formación:

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

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

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

Constante de los gases ideales

Masa molar del octano:

Incógnitas

Volumen de aire necesario

Calor desprendido

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

Ecuaciones

Ley de Hess

Ecuación de estado de los gases ideales

Cifras significativas: 3

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

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

$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$

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

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

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

V

Q

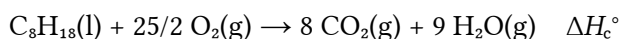
n

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

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

Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del octano y se ajusta:



Se calcula la cantidad de gasolina que hay en 100 dm³ usando el dato de la densidad:

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

Se calcula la cantidad de oxígeno que se necesita, a partir de la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el volumen que ocupará a 25 °C y 101,3 kPa, con la ecuación de estado de los gases ideales, suponiendo comportamiento ideal para el oxígeno:

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

Se calcula el volumen de aire, usando el dato de que el aire contiene un 21 % en volumen de oxígeno:

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

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

Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

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

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

La ecuación termoquímica queda:



Se calcula la energía:

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

12. En la fermentación alcohólica de la glucosa se obtiene etanol y dióxido de carbono. La ecuación química correspondiente es: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ CO}_2(\text{g}) + 2 \text{ CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l})$

a) Calcula 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?

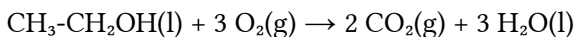
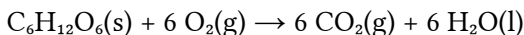
Datos: Entalpías estándar de combustión: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = -2 813 \text{ kJ/mol}$;

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

(P.A.U. sep. 09)

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

Datos



Masa de glucosa

Temperatura de la reacción

Presión exterior

Constante de los gases ideales

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

Incógnitas

Entalpía de fermentación de la glucosa

Volumen de CO_2 que se podría obtener en la fermentación

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

Ecuaciones

Ley de Hess

Ecuación de estado de los gases ideales

Cifras significativas: 4

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

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

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

$$t = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

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

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

$$\Delta H$$

$$V$$

$$n$$

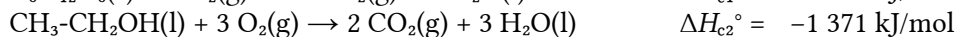
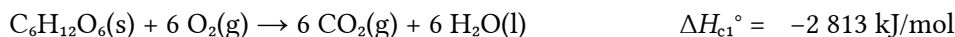
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

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

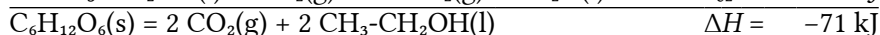
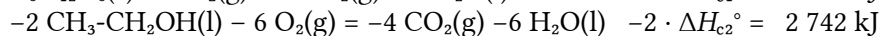
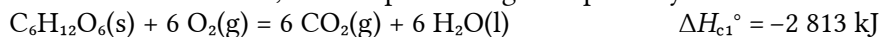
Solución:

a) Como 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:



Se deja la primera ecuación como está, se multiplica la segunda por -2 y se suman:



b) Se calcula la cantidad de CO_2 producido a partir de la ecuación de fermentación ajustada:

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

Se calcula el volumen que ocupará a 25°C y $0,98 \text{ atm}$, con la ecuación de estado de los gases ideales, suponiendo comportamiento ideal para el CO_2 :

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

13. Las entalpías estándar de combustión del $\text{C}(\text{s})$ y $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ son $-393,5 \text{ kJ/mol}$ y $-3\,301 \text{ kJ/mol}$, respectivamente; y el de formación del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ vale $-285,5 \text{ kJ/mol}$. Calcula:

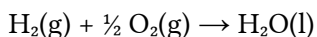
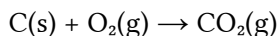
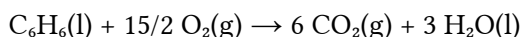
a) La entalpía estándar de formación del benceno(l)

b) El calor, expresado en kJ, necesario para la obtención de $1,0 \text{ kg}$ de benceno(l).

(P.A.U. jun. 09)

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

Datos



Masa de benceno

Masa molar del benceno

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

Incógnitas

Entalpía de formación del benceno

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

Calor necesario para obtener $1,0 \text{ kg}$ de benceno

$$Q$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

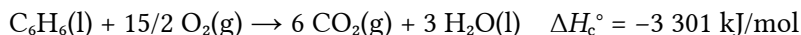
Ecuaciones

Ley de Hess

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

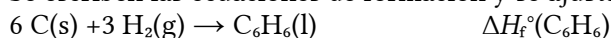
Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del benceno y se ajusta:



La ecuación de combustión del carbono sólido (grafito) coincide con la ecuación de formación del $\text{CO}_2(\text{g})$.

Se escriben las ecuaciones de formación y se ajustan:



La entalpía de formación de los elementos en estado normal es nula, por definición.

Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) = 6 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 3 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) + 15/2 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$-3\,301 \text{ [kJ]} = 6 \text{ [mol CO}_2\text{]} (-393,5 \text{ [kJ/mol CO}_2\text{]}) + 3 \text{ [mol H}_2\text{O]} (-285,5 \text{ [kJ/mol H}_2\text{O]}) - (1 \text{ [mol C}_6\text{H}_6\text{]} \cdot \Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) + 15/2 \text{ [mol O}_2\text{]} \cdot 0)$$

Se despeja la entalpía de formación del benceno:

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) = -2\,361 - 856,5 + 3301 = +83,5 \text{ kJ/mol C}_6\text{H}_6$$

b) Se calcula la energía necesaria para obtener 1 000 g de C_6H_6 :

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

14. La entalpía de formación del tolueno gas (C_7H_8) es de 49,95 kJ/mol y las entalpías de formación del $\text{CO}_2(\text{g})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son, respectivamente, -393,14 y -285,56 kJ/mol.

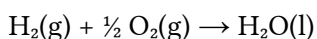
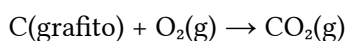
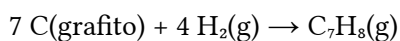
a) Calcula la entalpía de combustión del tolueno, gas.

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

(P.A.U. sep. 07)

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

Datos



Masa de tolueno

Masa molar del tolueno

Cifras significativas: 5

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

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

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

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

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

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) Se escribe la ecuación de combustión del tolueno y se ajusta:



Se escriben las ecuaciones de formación y se ajustan:



Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

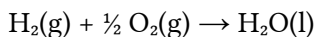
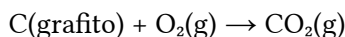
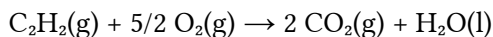
$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_7\text{H}_8) = 7 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 4 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_7\text{H}_8) + 9 \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

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

b) Se calcula la energía desprendida en la combustión de 23 g de tolueno:

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

15. a) Calcula el calor de formación del acetileno ($\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$) a partir de los calores de formación del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ y del $\text{CO}_2(\text{g})$ y del calor de combustión del $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$.
 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: $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})) = -1300 \text{ kJ/mol}$
 $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3/(\text{K}\cdot\text{mol})$ (P.A.U. jun. 07)
Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = 228 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_2$; b) $V = 382 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$.

Datos

Masa de acetileno

Presión 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 **Incógnitas**

Calor molar de formación del acetileno

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

Cantidad de sustancia (número de moles)

Ecuaciones

Ley de Hess

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

$$T = 30 \text{ °C} = 303 \text{ K}$$

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

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

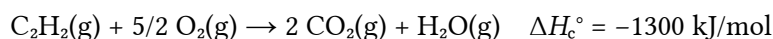
$$V$$

$$n$$

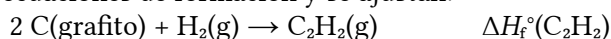
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del acetileno y se ajusta:



Se escriben las ecuaciones de formación y se ajustan:



La entalpía de formación de los elementos en estado normal es nula, por definición.

Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

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

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

Se despeja la entalpía de formación del acetileno:

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

b) Se calcula la cantidad de CO_2 producido a partir de la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el volumen que ocupará a 30 °C y 1 atm con la ecuación de estado de los gases ideales, suponiendo comportamiento ideal para el CO_2 :

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

16. 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.

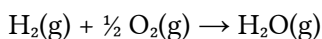
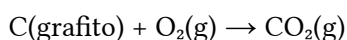
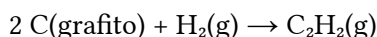
b) Calcula el calor molar de combustión del acetileno y el calor producido al quemar 1,00 kg de acetileno.

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

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

Incógnitas

Calor molar de combustión del acetileno

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

Calor producido al quemar 1,00 kg de acetileno

$$Q$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

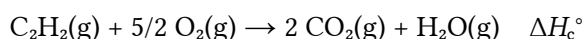
Ecuaciones

Ley de Hess

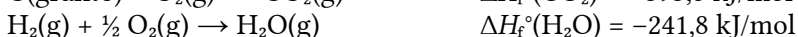
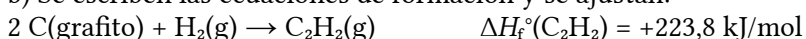
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del acetileno y se ajusta:



b) Se escriben las ecuaciones de formación y se ajustan:



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

Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

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

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

$$- (1 [\text{mol C}_2\text{H}_2] \cdot 223,8 [\text{kJ/mol C}_2\text{H}_2] + 5/2 [\text{mol O}_2] \cdot 0) = -1 253,0 \text{ kJ/mol C}_2\text{H}_2$$

Se calcula el calor producido al quemar 1 kg de acetileno:

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

17. 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.

a) Escribe adecuadamente las ecuaciones químicas de los distintos procesos de combustión y la correspondiente a la formación del ácido etanoico.

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

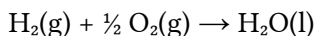
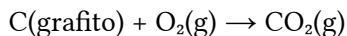
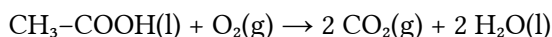
c) ¿Cuántas kilocalorías se desprenden en la formación de 1 kg de ácido etanoico?

Dato: 1 J = 0,24 cal

(P.A.U. sep. 04)

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

Datos



Masa de ácido etanoico

Masa molar del ácido etanoico

Equivalencia de unidades

Cifras significativas: 4

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

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

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

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

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

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

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

Incógnitas

Entalpía de formación 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)

$$n$$

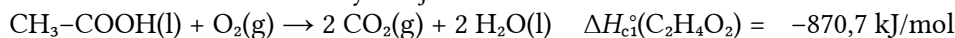
Ecuaciones

Ley de Hess

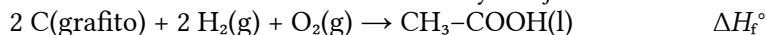
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Solución:

a) Se escriben las ecuaciones de combustión y se ajustan:

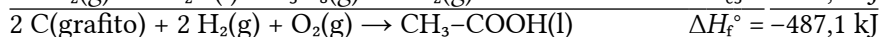
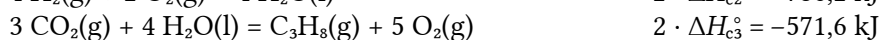
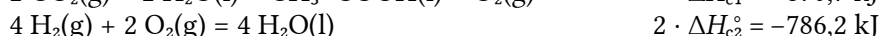
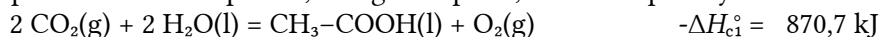


Se escribe la ecuación de formación del ácido etanoico y se ajusta:



b) La ecuación de formación del ácido etanoico se puede obtener por combinación lineal de las ecuaciones de combustión.

Se multiplica la primera ecuación por -1, la segunda por 2, la tercera por 2 y se suman:



c) Se calcula la energía desprendida en la formación de 1 kg de ácido etanoico:

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

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

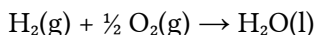
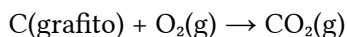
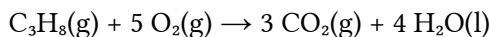
a) La entalpía de formación del propano.

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

(P.A.U. jun. 04)

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

Datos

Entalpía de combustión del carbón

Rendimiento de la combustión del carbón

Masa de propano que se quema

Masa molar del propano

Incógnitas

Entalpía de formación del propano

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

Ecuaciones

Ley de Hess

Cifras significativas: 4

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

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

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

$$Q = -5,000 \text{ kcal/g carbón}$$

$$r = 80,00 \%$$

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

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

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

$$m(\text{carbón})$$

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

Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del propano y se ajusta:



La entalpía de formación de los elementos en estado normal es nula, por definición.

Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

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

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

Se despeja la entalpía de formación del propano:

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

b) Se calcula la energía producida en la combustión de 1 kg de propano:

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

Se calcula la energía producida en la combustión de 1 kg de carbón:

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

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

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

Se calcula la masa que se necesita de carbón:

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

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 $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)$, 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.

◇ 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 :

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

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

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

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 es lo suficientemente alta para que $T \cdot \Delta S > \Delta H$, entonces $\Delta G < 0$, y el proceso será espontáneo.

◇ LABORATORIO

1. 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. sep. 15)

Solución:

En una probeta de 500 cm³, se miden 500 cm³ de agua y se vierten en un calorímetro. Se dejan pasar 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 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.

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

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:

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

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

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

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

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

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

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:

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

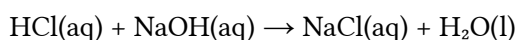
El calor ganado por la disolución es:

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

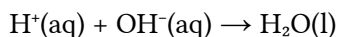
$$Q(\text{cedido en la neutralización}) + Q_d(\text{ganado por la disolución}) + Q_c(\text{ganado por el calorímetro}) = 0$$

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

En la reacción:



Se puede escribir en forma iónica:



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

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

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

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

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

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

3. 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 del agua ≈ Calor específico de la disolución = 4,18 J/(g·°C) y densidad del agua = 1 g/cm³. (P.A.U. jun. 13)

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

Solución:

En una probeta de 500 cm³, se miden 500 cm³ de agua y se vierten en un calorímetro. Se dejan pasar 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.

$$Q(\text{cedido en la disolución}) + Q_{\text{a}}(\text{ganado por la disolución}) + Q_{\text{c}}(\text{ganado por el calorímetro}) = 0$$

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:

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

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

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

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

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

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 sustancia 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) $\Delta H_{\text{d}}^{\circ} = -2 \cdot 10^4 \text{ J/mol}$

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: 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:

$$Q_d = - m(\text{agua}) \cdot c_e(\text{agua}) \cdot \Delta t = 500 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J/(g} \cdot ^\circ\text{C)} \cdot 2,0 ^\circ\text{C} = 4,2 \cdot 10^3 \text{ J}$$
$$\Delta H_d^\circ = \frac{-4,2 \cdot 10^3 \text{ J}}{0,20 \text{ mol}} = -2,1 \cdot 10^4 \text{ J/mol}$$

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 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.

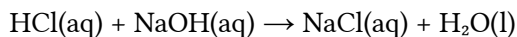
Se vacía el calorímetro y se lava.

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

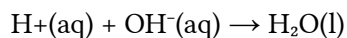
Usando el dato:

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

En la reacción:



Se puede escribir en forma iónica:



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

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

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

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

6. 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: $c_e(\text{disolución}) = c_e(\text{agua}) = 4,18 \text{ J/(g} \cdot ^\circ\text{C)}$ densidad del agua = 1 g/cm³ y masa de disolución = masa del agua. (P.A.U. sep. 07)

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 dejan pasar 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:

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

El calor ganado por el calorímetro se supone despreciable:

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

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

7. 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. sep. 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 dejan pasar 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.

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

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

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

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

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

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

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

8. Indica 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: $t_1 = 16,8 ^\circ\text{C}$.

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: $t_2 = 23,3 ^\circ\text{C}$

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

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

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

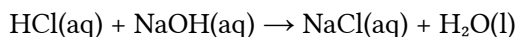
Se calcula la masa de cada disolución:

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

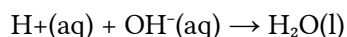
El calor ganado por la disolución es:

$$Q_d = m(\text{disolución}) \cdot c_e(\text{disolución}) \cdot \Delta t = 200 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot (^\circ\text{C})^{-1} (23,3 - 16,8) ^\circ\text{C} = 5,4 \cdot 10^3 \text{ J}$$
$$Q(\text{cedido en la neutralización}) + Q_d(\text{ganado por la disolución}) + Q_c(\text{ganado por el calorímetro}) = 0$$
$$Q(\text{cedido en la neutralización}) = -5,4 \cdot 10^3 \text{ J}$$

En la reacción:



Se puede escribir en forma iónica:



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

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

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 $-57,9 \text{ kJ/mol}$, debido a las aproximaciones realizadas.

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 inadmisiblemente. Entonces, ¿para qué realizar los cálculos? Con una estimación sería suficiente).

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

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

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [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).

Se consultó al Copilot de Microsoft Edge y se tuvieron en cuenta algunas de sus respuestas en las cuestiones.

Actualizado: 04/03/24

Sumario

TERMOQUÍMICA	1
PROBLEMAS	1
CUESTIONES	19
Espontaneidad	19
LABORATORIO	19

Índice de exámenes P.A.U.

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