

Resolución ejercicios Termoquímica (Quím. 6°) - San José

(ejercicios 2-3-4-5-6-7-8-9-10-11-12-13)

RESPUESTAS

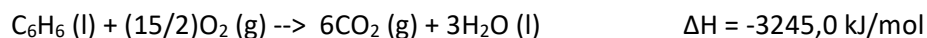
EJERCICIO 2: $Q_{\text{liberado}} = 452 \text{ kcal}$ (ya traía la respuesta) (resolución abajo)

EJERCICIO 3: $T_f = 26.7^\circ\text{C}$ (ya traía la respuesta) (resolución abajo)

EJERCICIO 4:

$k = 0,862 \text{ kJ/K}$ (ya traía la respuesta, ligeramente distinta por los redondeos)
(resolución abajo)

Ecuación de combustión completa del benceno líquido:



EJERCICIO 5: $c = 0,0644 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$ (ya traía la respuesta) (resolución abajo)

EJERCICIO 6: no se ve bien la letra del problema (falta el dato de la masa)

EJERCICIO 7:

(a) $\Delta E = -86,94 \text{ kJ}$ (porque la bomba calorimétrica mide ΔE directamente)

(b) $\Delta H = -86,94 + \Delta n \cdot RT = -86,94 + (-1) \cdot (8,31 \cdot 10^{-3})(298) = -86,94 - 2,48 = -89,42 \text{ kJ}$

(ya traía respuesta) (ecuación de la reacción abajo)

EJERCICIO 8:

(a) $\Delta H = -21,46 \text{ kcal}$ (la variación entálpica es el calor liberado ya que se trata de un proceso a

presión constante) (ya traía respuesta; agregada resolución, abajo)

$$(b) W = \Delta n \cdot RT = 3 \cdot (8,31/4,18 \cdot 10^{-3} \text{ kcal/mol.K})(298) = 1,78 \text{ kcal}$$

(ya traía respuesta; agregada resolución)

Variación de energía interna: $\Delta E = \Delta H - W = -21,46 - 1,78 = -23,28 \text{ kcal}$ (la respuesta que trae no tiene bien el redondeo, que sería -23,3 kcal)

EJERCICIO 9: $\Delta H = -2219 \text{ kJ/mol}$ (ya traía respuesta) (resolución abajo)

EJERCICIO 10: $\Delta H = -209,8 \text{ kcal/mol}$

(ya traía respuesta, ligeramente distinta seguramente por redondeos)

(resolución abajo)

EJERCICIO 11:

(a) exotérmica (diagrama entálpico para reacciones exotérmicas: cf. teórico)

$$(b) \Delta H = -1275,9 \text{ kJ/mol}$$

(ya traía respuesta, ligeramente distinta seguramente por redondeos)

(resolución abajo)

$$(c) m = 0,671 \text{ g de glucosa}$$

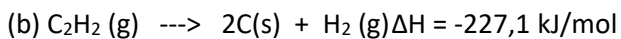
(ya traía respuesta, ligeramente distinta seguramente por redondeos)

(resolución abajo)

EJERCICIO 12:

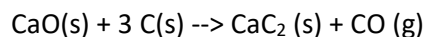
(a) **corrección a la letra:** el calor de combustión del acetileno es -1299,6 kJ/mol (no -3000 kJ/mol, como dice incorrectamente la letra del problema)

- corregido lo anterior, la respuesta es: +227,1 kJ/mol



EJERCICIO 13:

13: para completar la letra, la ecuación de la reacción es ésta:



Respuesta: $Q = 7260,2 \text{ kJ}$ (calor necesario para obtener 1,00 kg de carburo de calcio mediante el proceso indicado) (resolución abajo)

RESOLUCIONES

EJERCICIO 2

$\Delta T = 2,08^\circ\text{C}$, por lo cual la reacción es: $Q_{\text{combustión}} + Q_{\text{agua}} + Q_{\text{bomba}} = 0$, es decir: $Q = -5(1000 \text{ cal/kg}^\circ\text{C})(2,08) - 440 \cdot 2,08 = -10400 - 915,2 = -11315,2 \text{ cal}$

La masa molar es: $M((\text{CH}_3)_2\text{N}_2\text{H}_2) = 15 \cdot 2 + 28 + 2 = 60 \text{ g/mol}$

- de donde $n = m/M = 1,50/60 = 0,025 \text{ mol}$

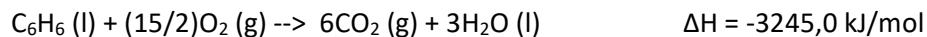
Por lo tanto: de 1 mol se desprendería: $Q_{\text{entregado}} = 11315,2/0,025 = 452608 \text{ cal} = 452,6 \text{ kcal}$

EJERCICIO 3

$Q = mc\Delta T$, por lo tanto: $50,0 = 32,3(0,444)\Delta T$, de donde $\Delta T = 50,0/14,34 = 3,49^\circ\text{C}$, por lo tanto $T_f = 23,25 + 3,49 = 26,74^\circ\text{C}$

EJERCICIO 4

Ecuación de combustión completa del benceno:



Tenemos que: $\Delta E = \Delta H - \Delta n \cdot RT = -3245,0 \text{ kJ} - (-1,5 \text{ mol})(8,31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/mol.K})(297\text{K}) = -3245 + 3,7 = -3241 \text{ kJ}$

Ahora bien, no quemamos 1 mol, sino sólo 1,048g que equivale a $n = m/M = 1,048/M(\text{C}_6\text{H}_6) = 1,048/78 = 0,0134 \text{ mol}$

Por lo tanto, el ΔE de la combustión de 1,048g de benceno es: $\Delta E = 0,0134 \text{ mol} \cdot -3241,0 \text{ kJ/mol} = -43,5 \text{ kJ}$

Tenemos que en la bomba: $Q_{\text{comb}} + Q_{\text{agua}} + Q_{\text{bomba}} = 0 \Rightarrow Q_{\text{bomba}} = -Q_{\text{comb}} - Q_{\text{agua}} = +43,5 \text{ kJ} - 945(4,18 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/g.K})(9,05) = 43,5 - 35,7 = 7,8 \text{ kJ}$

Por lo tanto: $k \cdot \Delta T = 7,8 \text{ kJ}$, de donde $k = 7,8 \text{ kJ}/\Delta T = 7,8 \text{ kJ}/9,05\text{K} = 0,862 \text{ kJ/K}$

EJERCICIO 5

Tenemos que: $m \cdot c_{\text{molibdeno}} \cdot \Delta T_{\text{molibdeno}} + m \cdot c_{\text{agua}} \cdot \Delta T_{\text{agua}} = 0$, de donde: $\Delta T_{\text{molibdeno}} = -150 \cdot (1 \text{ cal/g}^\circ\text{C}) (3,4) / 110\text{g} \cdot (-72) = 510/7920 = 6,44 \cdot 10^{-2} \text{ cal/g}^\circ\text{C}$

EJERCICIO 7

Ecuación de formación del amoníaco: $(1/2)\text{N}_2 + (3/2)\text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$

EJERCICIO 9

Ecuación de combustión del propano: $\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g}) + 5\text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2 (\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O} (\text{l})$

Usando los calores de formación: $\Delta H = 3(-393,5) + 4(-285,5) - 1(-103,8) - 5(0) = -2218,7 \text{ kJ}$

EJERCICIO 10

$\Delta H = (-393,5) + 2(-296,9) - (-110,5) - 3(0) = -876,8 \text{ kJ/mol} = -209,8 \text{ kcal/mol}$

Diagrama entálpico: reactivos arriba, productos abajo

(cf. teórico - diagrama entálpico para reacciones exotérmicas)

EJERCICIO 11

(a) diagrama entálpico para reacciones exotérmicas (teórico)

(b) $\Delta H = 6 \cdot \Delta H_f^0(\text{CO}_2) + 6 \cdot \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^0(\text{glucosa}) - 6 \cdot \Delta H_f^0(\text{O}_2) = 6 \cdot (-393,5) + 6 \cdot (-285,5) - \Delta H_f^0(\text{glucosa})$

Como sabemos que $\Delta H = -669,4$, tenemos que: $-669,4 = -4074 - \Delta H_f^0(\text{glucosa})$, de donde:

$$\Delta H_f^0(\text{glucosa}) = -4074 + 669,4 \cdot 4,18 = -1275,9 \text{ kJ/mol}$$

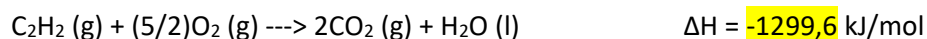
(c) para lograr ese aumento de temperatura debemos liberar: $Q_{\text{agua}} = 0,250(1 \text{ kcal/kg}^\circ\text{C})(10^\circ\text{C}) = 2,5 \text{ kcal}$

Por lo tanto, debemos utilizar $n = 2,5/669,4 = 3,73 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de glucosa

Lo cual equivale a $m = (3,73 \cdot 10^{-3})(180 \text{ g/mol}) = 0,671 \text{ g}$

EJERCICIO 12

(a) combustión del etino gas:



(corregido un error en la letra del problema, que dice -3000)

Por lo tanto: $-1300 = 2 \cdot \Delta H_f^0(\text{CO}_2) + \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_2) - (5/2)\Delta H_f^0(\text{O}_2) = 2 \cdot (-393,5) + (-285,5) - \Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_2)$

De donde: $\Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_2) = 1299,6 - 1072,5 = 227,1 \text{ kJ/mol}$

EJERCICIO 13

Ecuación de la reacción: $\text{CaO}(\text{s}) + 3 \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{CaC}_2 (\text{s}) + \text{CO} (\text{g}) \quad \Delta H^\circ = ?$

Para calcular ΔH° de la reacción usamos las entalpías de formación: $\Delta H_f^0(\text{CaC}_2) = -59,0 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H_f^0(\text{CaO}) = -635,0 \text{ kJ/mol} \quad \Delta H_f^0(\text{CO}) = -110,4 \text{ kJ/mol}$$

Por lo tanto: $\Delta H^\circ = \Delta H_f^0(\text{CaC}_2) + \Delta H_f^0(\text{CO}) - \Delta H_f^0(\text{CaO}) - 3 \cdot \Delta H_f^0(\text{C}(\text{s})) = (-59) + (-110,4) - (-635,0) - 3 \cdot (0) = 465,4 \text{ kJ/mol}$ (endotérmica)

Conociendo ΔH° podemos deducir cuánto calor es necesario para procesar $1,00 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$

- porque la masa molar del CaC_2 es: $M(\text{CaC}_2) = 40,1 + 24 = 64,1 \text{ g/mol}$

- por lo tanto: $n = m/M = 1000/64,1 = 15,6 \text{ mol}$

Se deduce que: para producir $1,00 \text{ kg}$ se necesita: $\Delta H = 15,6 \cdot 465,4 = 7260,2 \text{ kJ}$