HOJA DE EJERCICIOS · QUÍMICA · 2.º DE BACHILLERATO

Termoquímica y entalpía

Intenta cada ejercicio por tu cuenta, en el hueco de debajo. Las soluciones, paso a paso, están al final de la hoja. La teoría, los ejemplos explicados y un test rápido están en la guía: **metodonmv.com/profesores-clases-quimica/termoquimica-entalpia/**

1 Para $\mathrm{N_2} + 3\,\mathrm{H_2} \rightarrow 2\,\mathrm{NH_3}$, $\Delta H = -92$ kJ. ¿Qué calor se desprende al formar 34 g de $\mathrm{NH_3}$? ¿Es exotérmica o endotérmica?

2 Calcula ΔH de $\mathrm{C_2H_4} + \mathrm{H_2} \rightarrow \mathrm{C_2H_6}$ con las entalpías de combustión (kJ/mol): $\mathrm{C_2H_4}$ -1411; $\mathrm{H_2}$ $-285{,}8$; $\mathrm{C_2H_6}$ -1560.

3 Para $2\,\mathrm{NO_2}(g) \rightarrow \mathrm{N_2O_4}(g)$: $\Delta H = -57{,}2$ kJ y $\Delta S = -175{,}8$ J/K. Calcula ΔG a 298 K y la temperatura de equilibrio.

4 Indica el signo de ΔS en: **a)** $\mathrm{H_2O}(l) \rightarrow \mathrm{H_2O}(g)$; **b)** $2\,\mathrm{NO_2}(g) \rightarrow \mathrm{N_2O_4}(g)$; **c)** $\mathrm{NaCl}(s) \rightarrow \mathrm{Na^+}(aq) + \mathrm{Cl^-}(aq)$.

5 Calcula el calor necesario para calentar 500 g de agua de 15 a $65\ ^\circ\mathrm{C}$ ($c = 4{,}18$ J/(g·K)).

6 Con $\mathrm{S}(s) + \mathrm{O_2}(g) \rightarrow \mathrm{SO_2}(g)$, $\Delta H = -296{,}8$ kJ, y $2\,\mathrm{SO_2} + \mathrm{O_2} \rightarrow 2\,\mathrm{SO_3}$, $\Delta H = -197{,}8$ kJ, calcula ΔH de $\mathrm{S}(s) + \frac{3}{2}\,\mathrm{O_2}(g) \rightarrow \mathrm{SO_3}(g)$.

7 La reacción $2\,\mathrm{H_2}(g) + \mathrm{O_2}(g) \rightarrow 2\,\mathrm{H_2O}(l)$ tiene $\Delta H = -571{,}6$ kJ a 298 K. Calcula ΔU.

8

SELECTIVIDAD DE MADRID · QUÍMICA · EXTRAORDINARIA 2025

En el proceso de la fotosíntesis, el dióxido de carbono y el agua, en presencia de clorofila y luz solar, se convierten en carbohidratos, como la glucosa, y se libera oxígeno molecular. Responda a las siguientes preguntas:

a) (0,5 puntos) Escriba y ajuste la reacción de formación de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) a través del proceso de fotosíntesis a 25 °C. Indique el estado de los compuestos. **b)** (0,75 puntos) Calcule la entalpía y la entropía de la reacción. **c)** (0,5 puntos) Razone si la reacción es espontánea a 25 °C. **d)** (0,75 puntos) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se necesitará para llevar a cabo la síntesis de $1{,}00$ kg de glucosa a 25 °C y $1{,}00$ atm de presión?

Datos. A 298 K, ΔH_f° (kJ·mol^{-1}): $C_6H_{12}O_6(s) = -1268{,}0$; $CO_2(g) = -393{,}5$; $H_2O(l) = -285{,}8$. A 298 K, S° (J·mol^{-1}·K^{-1}): $C_6H_{12}O_6(s) = 213{,}7$; $CO_2(g) = 213{,}6$; $H_2O(l) = 69{,}9$; $O_2(g) = 205{,}0$. Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; O = 16. $R = 0{,}0820$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1}.

9

EJEMPLO DE LA GUÍA: REHAZLO SIN MIRAR

Calcula ΔH de la combustión del metano, $CH_4(g) + 2\,O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(l)$, y el calor que se desprende al quemar $8{,}0$ g de metano.

Datos ΔH_f° (kJ/mol): CH_4 $-74{,}8$; CO_2 $-393{,}5$; $H_2O(l)$ $-285{,}8$. $M(CH_4) = 16$ g/mol.

10

EJEMPLO DE LA GUÍA: REHAZLO SIN MIRAR

Calcula ΔH de $C(s) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow CO(g)$, que no se puede medir directamente, a partir de:

(1) $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$, $\Delta H_1 = -393{,}5$ kJ.

(2) $CO(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$, $\Delta H_2 = -283{,}0$ kJ.

¿Se atasca con estos ejercicios? Reserva una llamada de 15 minutos y vemos dónde se pierde. Tú eliges día y hora.

metodonmv.es/llamada
o WhatsApp 611 60 89 98

SOLUCIONES

Termoquímica y entalpía

1 34 g son 2 mol de $\mathrm{NH_3}$, justo lo que indica la ecuación: se desprenden 92 kJ. Es exotérmica ($\Delta H < 0$).

2 Con entalpías de combustión, es reactivos menos productos: $\Delta H = (-1411 - 285{,}8) - (-1560)$.

$\Delta H = -1696{,}8 + 1560 = -136{,}8$ kJ.

3 $\Delta G = -57{,}2 - 298 \cdot (-0{,}1758) = -57{,}2 + 52{,}4 = -4{,}8$ kJ. Espontánea a 298 K.

$T = \dfrac{-57{,}2}{-0{,}1758} = 325$ K. Por encima de esa temperatura deja de ser espontánea.

4 **a)** Positivo: de líquido a gas. **b)** Negativo: de 2 mol de gas a 1. **c)** Positivo: el sólido ordenado pasa a iones dispersos en disolución.

5 $Q = m\,c\,\Delta T = 500 \cdot 4{,}18 \cdot 50 = 104\,500$ J $= 104{,}5$ kJ.

6 Divide la segunda entre 2: $\mathrm{SO_2} + \tfrac{1}{2}\,\mathrm{O_2} \rightarrow \mathrm{SO_3}$, $\Delta H = -98{,}9$ kJ.

Suma con la primera: $\Delta H = -296{,}8 + (-98{,}9) = -395{,}7$ kJ.

7 Solo cuentan los gases: $\Delta n = 0 - 3 = -3$.

$\Delta U = \Delta H - \Delta n\,RT = -571{,}6 - (-3) \cdot 8{,}314 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -571{,}6 + 7{,}4 = -564{,}2$ kJ.

8 **a)** Reactivos: $\mathrm{CO_2}$ gas y $\mathrm{H_2O}$ líquida. Productos: glucosa sólida y $\mathrm{O_2}$ gas. Ajustando por los 6 carbonos de la glucosa queda:

$$6\,\mathrm{CO_2}(g) + 6\,\mathrm{H_2O}(l) \rightarrow \mathrm{C_6H_{12}O_6}(s) + 6\,\mathrm{O_2}(g)$$

b) Entalpía: productos menos reactivos, cada uno por su coeficiente (el $\mathrm{O_2}$ es un elemento en su estado estándar y vale 0):

$$\Delta H^\circ = -1268{,}0 - [6 \cdot (-393{,}5) + 6 \cdot (-285{,}8)] = -1268{,}0 + 2361{,}0 + 1714{,}8 = +2807{,}8\ \mathrm{kJ}$$

Entropía, con la misma regla (aquí sí cuenta el $\mathrm{O_2}$):

$$\Delta S^\circ = 213{,}7 + 6 \cdot 205{,}0 - [6 \cdot 213{,}6 + 6 \cdot 69{,}9] = 1443{,}7 - 1701{,}0 = -257{,}3\ \mathrm{J/K}$$

c) Se pasa ΔS a kJ ($-0{,}2573$ kJ/K) y se calcula $\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$ a $T = 298$ K:

$$\Delta G^\circ = 2807{,}8 - 298 \cdot (-0{,}2573) \approx 2884\ \mathrm{kJ}$$

Como $\Delta G^\circ > 0$, la reacción **no es espontánea** a 25 °C. De hecho, con $\Delta H > 0$ y $\Delta S < 0$ a la vez, ΔG es positivo a cualquier temperatura. Por eso la planta necesita la energía de la luz.

d) Moles de glucosa ($M = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180$ g/mol) y, por la estequiometría (6 $\mathrm{CO_2}$ por cada glucosa), moles de $\mathrm{CO_2}$:

$$n(\text{glucosa}) = \frac{1000}{180} = 5{,}55\ \mathrm{mol} \qquad n(\mathrm{CO_2}) = 6 \cdot 5{,}55 = 33{,}3\ \mathrm{mol}$$

Volumen del gas con la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{33{,}3 \cdot 0{,}0820 \cdot 298}{1{,}00} \approx 814\ \mathrm{L}$$

Resultado: a) $6\,\mathrm{CO_2}(g) + 6\,\mathrm{H_2O}(l) \rightarrow \mathrm{C_6H_{12}O_6}(s) + 6\,\mathrm{O_2}(g)$ · **b)** $\Delta H^\circ = +2807{,}8$ kJ y $\Delta S^\circ = -257{,}3$ J/K · **c)** $\Delta G^\circ \approx +2884$ kJ, no espontánea · **d)** $V \approx 814$ L de $\mathrm{CO_2}$

9 Productos menos reactivos, con los coeficientes (el O_2 vale 0):

$$\Delta H = [-393{,}5 + 2 \cdot (-285{,}8)] - [-74{,}8 + 2 \cdot 0] = -965{,}1 + 74{,}8 = -890{,}3 \text{ kJ}$$

Por mol de CH_4 se desprenden $890{,}3$ kJ.

Moles de metano: $8{,}0/16 = 0{,}50$ mol. Calor: $0{,}50 \cdot 890{,}3 = 445$ kJ.

Resultado: $\Delta H = -890{,}3$ kJ/mol · se desprenden 445 kJ

10 Necesitamos C a la izquierda y CO a la derecha. La (1) ya tiene el C a la izquierda: la dejamos igual.

En la (2) el CO está a la izquierda: la **invertimos** y cambiamos el signo: $CO_2 \rightarrow CO + \frac{1}{2}\,O_2$, $\Delta H = +283{,}0$ kJ.

Suma: el CO_2 se cancela y el O_2 queda $1 - \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$ a la izquierda: $C + \frac{1}{2}\,O_2 \rightarrow CO$.

Suma los ΔH:

$$\Delta H = -393{,}5 + 283{,}0 = -110{,}5 \text{ kJ}$$

Resultado: $\Delta H = -110{,}5$ kJ (por mol de CO)

¿Se atasca con estos ejercicios? Reserva una llamada de 15 minutos y vemos dónde se pierde. Tú eliges día y hora.

metodonmv.es/llamada
o WhatsApp 611 60 89 98