



PAU - MADRID



QUÍMICA

EJERCICIO 4A

JULIO 2025

**TERMOQUÍMICA
ESTEQUIOMETRÍA**



EJERCICIO 4A

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) 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.



EJERCICIO 4A

b) Calcule la entalpía y la entropía de la reacción.



Datos. A 298 K, $\Delta H_f^\circ(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = -1268,0$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

A 298 K, $S^\circ(\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = 213,7$; $\text{CO}_2(\text{g}) = 213,6$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = 69,9$; $\text{O}_2(\text{g}) = 205,0$.

Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; O = 16. R = 0,0820 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

Se calcula la variación de entalpía estándar de la reacción a 25 °C mediante la fórmula:

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Reactivos}) = \Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + 6 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{O}_2) - 6 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) - 6 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})$$

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^\circ = -1268,0 + 6 \cdot 0 - 6 \cdot (-393,5) - 6 \cdot (-285,8) = 2807,8 \text{ kJ/mol}$$

Se calcula la variación de entropía estándar de la reacción a 25 °C se calcula mediante la fórmula:

$$\Delta S_{\text{Reacción}}^\circ = \sum S^\circ(\text{Productos}) - \sum S^\circ(\text{Reactivos}) = S^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + 6 \cdot S^\circ(\text{O}_2) - 6 \cdot S^\circ(\text{CO}_2) - 6 \cdot S^\circ(\text{H}_2\text{O})$$

$$\Delta S_{\text{Reacción}}^\circ = 213,7 + 6 \cdot 205 - 6 \cdot 213,6 - 6 \cdot 69,9 = -257,3 \text{ J/(mol} \cdot \text{K)} = -0,2573 \text{ kJ/(mol} \cdot \text{K)}$$

La variación de entalpía estándar de la reacción a 25 °C es **2807,8 kJ/mol**.

La variación de entropía estándar de la reacción a 25 °C es **-0,2573 kJ/(mol · K)**

EJERCICIO 4A

c) Razone si la reacción es espontánea a 25 °C.



La variación de energía de Gibbs estándar de la reacción a 25 °C se calcula mediante la fórmula: $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \cdot \Delta S^0$

$$\Delta G^0 = 2807,8 - 298 \cdot (-0,2573) = 2884,4 \text{ kJ/mol}$$

Dado que $\Delta G^0 > 0$, **la reacción no es espontánea** a dicha temperatura.

No es espontánea en condiciones estándar; necesita el aporte de energía luminosa.

EJERCICIO 4A

d) ¿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? Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; O = 16. $R = 0,0820 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.



La masa molar relativa de la glucosa es:

$$MM(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot MM(\text{C}) + 12 \cdot MM(\text{H}) + 6 \cdot MM(\text{O}) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}$$

Se calculan los moles que hay en 1000 gramos de glucosa (1,00 kg de glucosa).

$$n = \frac{m}{MM(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = \frac{1000}{180} = 5,56 \text{ mol glucosa}$$

Se calculan los moles de CO_2 necesarios. $5,56 \text{ mol glucosa} \cdot \frac{6 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol glucosa}} = 33,36 \text{ mol de CO}_2$

Se calcula el volumen de CO_2 aplicando la ecuación de estado de los gases ideales. $T=25 \text{ °C}=298 \text{ K}$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{33,36 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} \approx 815 \text{ L}$$

Se necesitarán 815 L de CO_2 en las condiciones dadas para producir 1 kg de glucosa.