

PROBLEMAS DE TERMOQUÍMICA RESUELTOS

PROBLEMA 1.- MODELO 2024 A3

El clorato de potasio (sólido) se descompone para dar cloruro de potasio (sólido) y oxígeno molecular (gas). Para esta reacción a 25°C, calcule:

- a) (0,5 puntos) La variación de la entalpía estándar.
- b) (0,5 puntos) La variación de la entropía estándar.
- c) (0,5 puntos) La variación de la energía de Gibbs estándar, y razone si la reacción es espontánea.
- d) (0,5 puntos) Determine si a 100°C la reacción es espontánea o no. Considere ΔH° e ΔS° constantes con la temperatura

Propiedades termodinámicas a 25°C

Especies	ΔH°_f (kJ/mol)	ΔG°_f (kJ/mol)	S° (KJ/mol·K)
KClO3 (s)	-391,2	-289,9	143,0
KCl (s)	-435,9	-408,3	82,7
O2 (g)	0	0	205,0



a) $\Delta H = \Delta H_p - \Delta H_R = -435,9 - (-391,2) = -44,7 \text{ kJ/mol}$

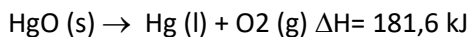
b) $\Delta S = \Delta S_p - \Delta S_R = 82,7 + \frac{3}{2} \cdot 205 - 143 = 247,2 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

c) Pasamos la entropía a kJ/mol·K $\rightarrow \Delta S = 0,2472 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K}$
 $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = -44,7 - (25 + 273) \cdot 0,2472 = -28,96 \text{ kJ/mol}$

Como es < 0 la reacción es espontánea.

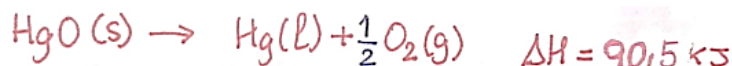
d) $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = -44,7 - (100 + 273) \cdot (0,2472) = -136 \text{ kJ/mol} < 0 \Rightarrow$ ESPONTÁNEA.

PROBLEMA 2.- A partir de la siguiente ecuación termoquímica:



- a) Calcula el calor necesario para descomponer 50 g de HgO
- b) Determina el volumen de oxígeno, medido a 25°C y 1 atm que se produce al suministrar 418 kJ al óxido de mercurio.

Datos: Hg: 200,6; O: 16

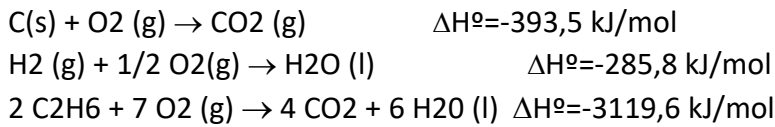


a) $50 \text{ g HgO} \cdot \frac{1 \text{ mol HgO}}{216,6 \text{ g HgO}} \cdot \frac{90,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol HgO}} = 20,89 \text{ kJ}$

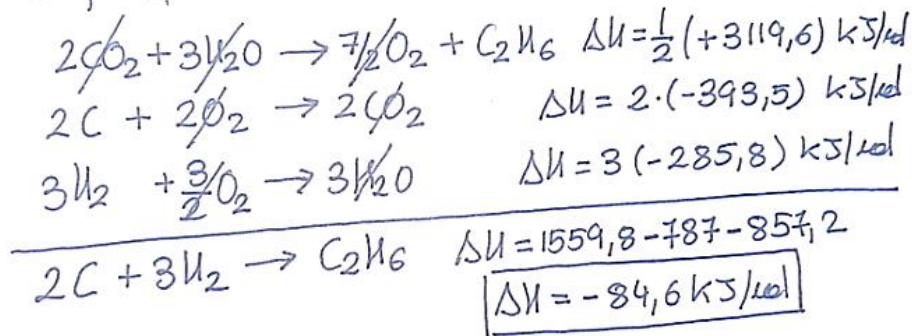
b) $418 \text{ kJ} \cdot \frac{1/2 \text{ mol } O_2}{90,5 \text{ kJ}} = 2,3 \text{ moles de oxígeno}$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{2,3 \cdot 0,082 \cdot (25 + 273)}{1} = 56,25 \text{ L}$$

PROBLEMA 3.- Calcular la entalpía estándar de formación del etano a partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:



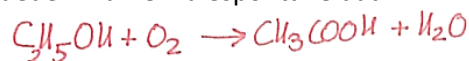
Damos la vuelta a la ecuación 3 y la dividimos por dos para obtener etano:



PROBLEMA 4.- Para la reacción del $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(l)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH(l)} + \text{H}_2\text{O(l)}$, disponemos de los siguientes datos:

Especie	S° (J/mol K)	ΔH ^{of} (kJ/mol)
C₂H₅OH	160,7	-177,6
CH₃COOH	159,8	-487
H₂O	70	-285,8
O₂	205	0

- a) Indique, razonadamente, si la reacción es exotérmica o endotérmica y si se produce un aumento o disminución de entropía.
- b) Calcule la variación de la energía libre de Gibbs a 298 K e indique si la reacción es espontánea, y si la temperatura puede influir en la espontaneidad.



$$\text{a) } \Delta H_T = \Delta H_P - \Delta H_R = -487 - 285,8 - (-277,6 + 0)$$

$$\Delta H_T = -495,2 \text{ kJ} \Rightarrow < 0 \text{ EXOTÉRMICA}$$

$$\Delta S_T = \Delta S_P - \Delta S_R = 159,8 + 70 - (160,7 + 205)$$

$$\Delta S_T = -135,9 \text{ J/mol K}$$

$$\text{b) } \Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = -495,2 - (298) \cdot (-135,9 \cdot 10^{-3}) \Rightarrow$$

$$\Delta G = -454,7 \text{ kJ/mol} < 0 \Rightarrow \text{ESPONTÁNEA}$$

Si la temperatura aumenta lo suficiente dejará de ser espontánea, concretamente a partir de:

$$\frac{495,2}{0,135,9} = 3644 \text{ K}$$