

Guía de ejercicios de Termodinámica y Espontaneidad
 prof. Sergio Casas-Cordero E.

1. Dadas tres reacciones espontáneas cualquiera.

Razone:

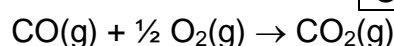
- a) ¿Cuál es el signo de ΔG para cada una?
 b) ¿Qué datos sería preciso conocer para saber si al producirse las reacciones, aumenta el grado de desorden?

Respuestas:

- a) En todos los casos $\Delta G < 0$
 b) Sería necesario conocer la entropía de reactivos y productos, de manera que si;
 $\Delta S = \sum n_p \cdot S_{\text{productos}} - \sum n_r \cdot S_{\text{reactivos}} > 0$ significaría que aumentaría el grado de desorden.

2. Determine la energía libre de Gibbs a 25°C para la reacción de combustión de 1 mol de monóxido de carbono, e indique si es o no un proceso espontáneo.

Datos:	ΔH_f° (kJ/mol)	S° (J/mol·K)
CO ₂ (g)	-393,5	213,6
CO(g)	-110,5	197,9
O ₂ (g)	0	205,0



$$\Delta H = \sum n_p \cdot \Delta H_f(\text{prod}) - \sum n_r \cdot \Delta H_f(\text{react}) = -393,5 \text{ kJ} - (-110,5 \text{ kJ}) = -283 \text{ kJ}$$

$$\Delta S^\circ = \sum n_p \cdot S^\circ_{\text{productos}} - \sum n_r \cdot S^\circ_{\text{reactivos}} =$$

$$= 213,6 \text{ J/K} - (197,9 \text{ J/K} + \frac{1}{2} (205,0 \text{ J/K})) = -86,8 \text{ J/K}$$

$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$; $0 = -283 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (-86,8 \text{ J/K}) = -257,1 \text{ kJ}$, luego se trata de una reacción espontánea.

3. De las siguientes reacciones, cada una de ellas a 1 atm de presión, decidir:

- a) Las que son espontáneas a todas las temperaturas.
 b) Las que son espontáneas a bajas temperaturas y no espontáneas a altas temperaturas.
 c) Las que son espontáneas a altas temperaturas y no espontáneas a bajas temperaturas.

Nº		ΔH° (kJ)	ΔS° (kJ/K)
1	$\frac{1}{2} \text{H}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{I}_2\text{(s)} \rightarrow \text{HI (g)}$	+ 25,94	+ 0,3463
2	$2 \text{NO}_2\text{(g)} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$	- 58,16	- 0,7377
3	$\text{S(s)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	- 16,73	+ 0,1819

a) Sólo la reacción (3) es espontánea a todas las temperaturas pues tanto " ΔH " como " $-T \cdot \Delta S$ " son negativos, y por tanto, $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ es también negativo.

b) La reacción (2) es espontánea a "T" bajas, siempre que $|\Delta H| > |-T \cdot \Delta S|$ con lo que $\Delta G < 0$.

c) La reacción (1) es espontánea a "T" altas, siempre que $|-T \cdot \Delta S|$ sea mayor que $|\Delta H|$ con lo que $\Delta G < 0$.

4. Dada la reacción: $\text{N}_2\text{O(g)} \rightarrow \text{N}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)}$ $\Delta H^\circ = 930 \text{ kJ}$ y $\Delta S^\circ = 850 \text{ J/K}$

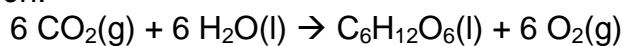
- a) Justifique el signo positivo de la variación entropía. R: Aumenta el número de gases
 b) Si se supone que esas funciones termodinámicas no cambian con la temperatura ¿será espontánea la reacción a 820,85 °C? R: No ocurre en ningún sentido

5. El platino se utiliza como catalizador en los automóviles modernos. En la catálisis, el monóxido de carbono ($\Delta H^\circ = -110,5 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta G^\circ = -137,3 \text{ kJ/mol}$) reacciona con el oxígeno para dar dióxido de carbono ($\Delta H^\circ = -393,5 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta G^\circ = -394,4 \text{ kJ/mol}$).

Determina si:

- a) La reacción es espontánea a 25°C. R: $\Delta G^\circ = -257,1 \text{ kJ}$
 b) La reacción es endotérmica. R: $\Delta H^\circ = -283,0 \text{ kJ}$
 c) El valor de ΔS° para la reacción indicando si la entropía del sistema aumenta o disminuye. R: + 86,9 J/mol K y aumenta

6. Mediante la fotosíntesis las plantas transforman el dióxido de carbono y el agua en hidratos de carbono, como la glucosa, obteniendo la energía necesaria de la luz solar. Considerando la reacción:



25 °C y 1 atm	CO ₂ (g)	H ₂ O(l)	C ₆ H ₁₂ O ₆ (l)	O ₂ (g)
ΔH°	- 393,5	- 285,8	- 1273,3	0
S°	213,6	69,9	212,1	205

En estas condiciones, determinar:

a) La energía solar mínima necesaria para la formación de 9 g de glucosa por fotosíntesis.

b) ¿Se trata de un proceso espontáneo? Razone y fundamente su respuesta.

R: + **140 kJ** y ΔG° = + 2879,7 no es espontáneo, ya que se requiere de un permanente aporte de Energía solar para que ocurra.

7. Para la descomposición del óxido de plata, a 298 K y 1 atm, según la ecuación química:



Se sabe que ΔH° = -30,6 kJ y ΔS° = 60,2 J/molK.

Calcule:

a) El valor de ΔG° para esa reacción. R: -48,5 kJ

b) La temperatura a la que ΔG = 0. (Suponga que ΔH y ΔS no cambian con la temperatura y que se sigue estando a 1 atm). R: la reacción es espontánea a cualquier temperatura.

c) La temperatura a la que será espontánea la reacción R: ya está dicho

8. A partir de los siguientes datos termodinámicos, todos ellos a 25°C:

	CH ₃ OH(l)	CO(g)	H ₂ (g)
ΔH°	- 239,1	- 110,5	0
S°	126,8	197,5	130,5

a) Representar la ecuación balanceada y calcular los valores de ΔH° y ΔS° para la reacción de síntesis del metanol a partir de CO y H₂ gaseosos.

b) En condiciones estándar, ¿será espontánea dicha reacción? R: ΔG° = - 29,58 kJ