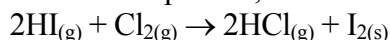


TERMODINÁMICA QUÍMICA

1.- Decir si será termodinámicamente posible, en condiciones estandar, la reacción:



Datos:

$$\Delta G^\circ_f(\text{HI})_{(g)} = 0,31 \text{ Kcal/mol}; \Delta G^\circ_f(\text{HCl})_{(g)} = -22,8 \text{ Kcal/mol}$$

Solución: Es posible en ese sentido.

2.- Indique a qué temperatura es espontánea la reacción:



Datos:

$$S^\circ_f(\text{grafito}) = 5,69 \text{ KJ/K}; S^\circ_f(\text{diamante}) = 2,44 \text{ KJ/K}.$$

Solución: A ninguna.

3.- Calcular la temperatura de equilibrio para la reacción:



Datos:

$$S^\circ(\text{SO}_3)_g = 256,22 \text{ J/mol}, S^\circ(\text{SO}_2)_g = 248,5 \text{ J/mol},$$

$$S^\circ(\text{O}_2)_g = 204,8 \text{ J/mol},$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{SO}_3)_g = -394,8 \text{ KJ/mol},$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{SO}_2)_g = -269,44 \text{ KJ/mol}.$$

Solución: 1324,04 K.

4.- En el proceso de combustión total, a 25°C, de 10 g de acetileno, calcular:

a) la cantidad de calor que se produce,

b) la variación de energía libre, el significado de su signo, y

c) el volumen de oxígeno necesario, si lo consideramos gas ideal y la presión es de 730 mmHg.

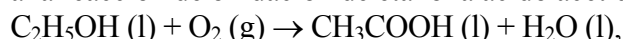
Datos:

$$\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_2)_g = 54,25 \text{ Kcal/mol}; \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O})_l = -60,32 \text{ Kcal/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{CO}_2)_g = -94,03 \text{ Kcal/mol}; \Delta S_{\text{proceso}} = -0,218 \text{ KJ/mol}\cdot\text{K}$$

Solución: a) -116,39 Kcal; b) -287,04 Kcal/mol (espontáneo); c) 24,47 litros.

5.- Calcular, para la reacción de oxidación de etanol a ácido acético:



sabiendo que los calores de combustión de un gramo de etanol y de un gramo de ácido acético, a presión constante son, respectivamente, -29,8 KJ y -14,5 KJ:

a) la variación de energía interna,

b) ¿será un proceso espontáneo?, y

c) suponiendo que la disolución resultante (ácido acético y agua) se comporta idealmente y tiene un 75 % en peso de ácido acético, calcular el porcentaje en volumen de cada componente en el vapor a 80 °C.

$$\text{Datos: } S^\circ(\text{H}_2\text{O})_l = 70 \text{ J/K}\cdot\text{mol}, S^\circ(\text{etanol})_l = 160,5 \text{ J/K}\cdot\text{mol},$$

$$S^\circ(\text{O}_2)_g = 205 \text{ J/K}\cdot\text{mol}, S^\circ(\text{ácido acético})_l = 159,7 \text{ J/K}\cdot\text{mol},$$

$$P^\circ_{\text{agua}}(80^\circ\text{C}) = 311 \text{ mm Hg}, P^\circ_{\text{ác. acético}}(80^\circ\text{C}) = 200 \text{ mm Hg},$$

Solución: a) -498,32 KJ/mol; b) si; c) 36,66 % ácido y 63,34 % agua.

6.- A 25 °C la entalpía estándar de formación de $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ (corindón) es -1669 kJ/mol, y los valores de entropía estándar de aluminio, oxígeno y corindón son, respectivamente, 28,3, 205 y 51 J/mol·K. Calcular:

- la variación de entropía, en condiciones estándar, del proceso de formación del corindón y justificar su signo, y
- la energía libre de formación de corindón en las mismas condiciones. ¿Es espontánea la reacción?

Solución: -313,1 J/mol·K; -1575,17 kJ/mol.

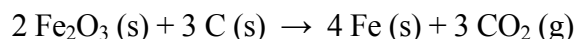
7.- Al disolver un gramo de sodio metálico en agua se desprenden 7,97 KJ, formándose hidrógeno gaseoso e hidróxido de sodio acuoso. Calcular el calor de formación a presión constante del hidróxido de sodio sólido.

Datos: $\Delta H^\circ_{\text{disolución}}(\text{NaOH})_{\text{s}} = -42,7 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{H}_2\text{O})_{\text{g}} = -241,8 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H^\circ_{\text{vaporización}}(\text{H}_2\text{O}) = 44 \text{ KJ/mol}$.

Solución: -426,41 KJ/mol.

8.- Calcular la energía libre en condiciones estándar y la temperatura de equilibrio para la reacción:



Datos: $\Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})) = -824,2 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{CO}_2(\text{g})) = -395,5 \text{ KJ/mol}$; $S^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = 213,7 \text{ J/mol}$; $S^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})) = 87,4 \text{ J/mol}$; $S^\circ(\text{Fe}(\text{s})) = 27,3 \text{ J/mol}$; $S^\circ(\text{C}(\text{s})) = 5,7 \text{ J/mol}$.

Solución: 295,5 KJ/mol; 827,18 K.

9.- La entalpía de combustión de 10 gramos de butano gaseoso (C_4H_{10}), en condiciones estándar, es -495,2 kJ. Calcular:

- el calor de formación del butano a presión constante, y
- su calor de combustión a volumen constante.

Datos: $\Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{CO}_2)_{\text{g}} = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{H}_2\text{O})_{\text{l}} = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $R = 8,31 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$.

Solución: -130,84 kJ/mol; -2863,49 kJ/mol.

10.- En la reacción de combustión, a volumen constante, del compuesto sólido de fórmula C_8H_8 , se desprenden 4837 kJ/mol. Calcular la entalpía de formación estándar de dicho compuesto.

Datos: $\Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{CO}_2)_{\text{g}} = -393,2 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{H}_2\text{O})_{\text{l}} = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $R = 8,31 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$.

Solución: -553,15 kJ/mol.

11.- Calcular la temperatura de ebullición del mercurio.

Datos: ($\text{Hg}_{(\text{g})}$): $\Delta H^\circ_{\text{f}} = 60,78 \text{ KJ/mol}$; $S^\circ = 174,7 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$;

($\text{Hg}_{(\text{l})}$): $\Delta H^\circ_{\text{f}} = 0$; $S^\circ = 77,4 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$

Solución: 624,7 K.