

TERMODINÁMICA QUÍMICA

1.- A 25 °C, la entalpía de formación del agua en estado de vapor es de -241,8 KJ/mol, pero si el agua formada permanece en estado líquido el calor de formación es de -285,8 KJ/mol. Hallar el calor latente de vaporización del agua a 25 °C, en KJ por mol y en KJ por gramo.

Solución: 44 KJ/mol y 2,44 KJ/g.

2.- Calcular a 25 °C, la entalpía de formación del acetileno, C₂H₂, si su entalpía de combustión es -1299,6 KJ/mol..

Datos: $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})_l = -285,8 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)_g = -393,5 \text{ KJ/mol}$

Solución: $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2)_g = 226,8 \text{ KJ/mol}$.

3.- Calcular la entalpía de disolución del bromuro de hidrógeno y el incremento de temperatura que experimentará 1 Kg. de agua al disolver en él 10 g de HBr gaseoso.

Datos: $\Delta H_f^\circ(\text{HBr})_g = -36,2 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ(\text{HBr})_{ac} = -61,7 \text{ KJ/mol}$

$c_p(\text{H}_2\text{O}) = 4,184 \text{ J/g}\cdot^\circ\text{C}$;

$M(\text{Br}) = 80 \text{ g/at-g}$.

Solución: -25,5 KJ/mol y 0,75 °C.

4.- Calcular el calor de formación y el calor de combustión, a presión constante, del alcohol etílico, C₂H₅OH, sabiendo que la combustión de un gramo del mismo, en recipiente cerrado, a 25 °C desprende 5,756 Kcal.

Datos: $R = 1,98 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$

$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)_g = -94.030 \text{ cal/mol}$

$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})_l = -68.320 \text{ cal/mol}$

Solución: $\Delta H_c^\circ = -264,17 \text{ cal/mol}$; $\Delta H_f^\circ = -128,85 \text{ Kcal/mol}$

5.- Calcular la energía reticular de un cristal de yoduro de potasio, conocidos los siguientes datos:

$\Delta H^\circ_{\text{subli.}}(\text{I}_2)_s = 43,5 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H^\circ_{\text{subli.}}(\text{K})_s = 87,9 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H^\circ_{\text{disoc.}}(\text{I}_2)_g = 150,9 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H^\circ_f(\text{KI})_s = -330,5 \text{ KJ/mol}$

A.E. (I) = -302,1 KJ/mol

P.I. (K) = 418,3 KJ/mol.

Solución: $U_0 = -631,8 \text{ KJ/mol}$.

6.- Determinar las diferencias existentes entre los calores a presión y volumen constantes en los siguientes procesos:

a) Acetato de metilo (l) + agua (l) → metanol (l) + ácido acético (l), para T = 25 °C.

b) Síntesis del amoníaco por el método de Haber a 400 °C.

Dato: $R = 1,98 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$

Solución: a) $Q_p - Q_v = 0$; b) -1334 cal/mol

7.- Determinar la energía de disociación de las siguientes moléculas: O₂(g) y CH₄(g), conociendo los siguientes datos:

$\Delta H^\circ_f \text{O}(g) = 249,13 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f \text{C}(g) = 714,36 \text{ KJ/mol}$;

$\Delta H^\circ_f \text{H}(g) = 217,78 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f \text{CH}_4(g) = -74,78 \text{ KJ/mol}$.

Solución: 498,26 KJ/mol y 1660,26 KJ/mol.

8.- Calcular el calor necesario para elevar la temperatura de dos moles de Cl₂ gaseoso de 500 K a 1000 K, a presión constante. Datos: Para el cloro, a = 7,58; b = 2,43·10⁻³; c = -9,55·10⁻⁷ (C, cal/K.mol)

Solución: 8845,42 cal.

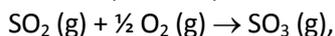
9.- Calcular el calor de formación a 1000 °C del $\text{NH}_3(\text{g})$, siendo su $\Delta H_f^\circ = -11,04 \text{ Kcal/mol}$.

Datos:

C (cal/K.mol)	a	b·10 ³	c·10 ⁷
H₂ (g)	6,9426	-0,1999	4,808
N₂ (g)	6,4492	1,4125	-0,807
NH₃ (g)	6,189	7,887	-7,28

Solución: -13,51 Kcal/mol.

10.- Conociendo los valores de las entalpías estándar de formación de $\text{SO}_3(\text{g})$ y $\text{SO}_2(\text{g})$, -395 KJ/mol y -270 KJ/mol, respectivamente, calcular el calor a volumen constante, a 700 K, de la reacción:



Las capacidades caloríficas a presión constante valen:

$$C_p(\text{SO}_2) = 43,43 + 1,06 \cdot 10^{-2} T \text{ J/mol} \cdot \text{K}.$$

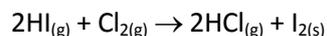
$$C_p(\text{SO}_3) = 57,33 + 2,68 \cdot 10^{-2} T \text{ J/mol} \cdot \text{K}.$$

$$C_p(\text{O}_2) = 29,96 + 4,18 \cdot 10^{-2} T \text{ J/mol} \cdot \text{K}.$$

$$R = 8,31 \text{ J/mol} \cdot \text{K}.$$

Solución: -123,46 KJ/mol.

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



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

Solución: Es posible en ese sentido.

12.- Indique a qué temperatura es espontánea la reacción: $\text{C}_{\text{grafito}} \rightarrow \text{C}_{\text{diamante}}$; $\Delta H = 1,9 \text{ KJ}$.

Datos: $S_f^\circ(\text{grafito}) = 5,69 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$; $S_f^\circ(\text{diamante}) = 2,44 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$

Solución: A ninguna.

13.- Calcular la temperatura de equilibrio para la reacción: $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$.

Datos: $S^\circ(\text{SO}_3)_{\text{g}} = 256,22 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$, $S^\circ(\text{SO}_2)_{\text{g}} = 248,5 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$

$$S^\circ(\text{O}_2)_{\text{g}} = 204,8 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{SO}_3)_{\text{g}} = -394,8 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2)_{\text{g}} = -269,44 \text{ KJ/mol}$$

Solución: 1324,04 K.

14.- 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

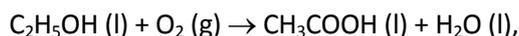
c) el volumen de oxígeno necesario, si lo consideramos gas ideal y la presión es de 730 mmHg.

Datos: $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_2)_{\text{g}} = 54,25 \text{ Kcal/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})_{\text{l}} = -60,32 \text{ Kcal/mol}$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)_{\text{g}} = -94,03 \text{ Kcal/mol}; \Delta S_{\text{proceso}} = -0,218 \text{ KJ/mol} \cdot \text{K}$$

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

15.- Para la reacción de oxidación de etanol a ácido acético:



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. Calcular:

(a) la variación de energía interna,

(b) ¿será un proceso espontáneo?, y

8c) 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.

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

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

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

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

16.- 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:

(a) la variación de entropía, en condiciones estándar, del proceso de formación del corindón y justificar su signo, y
(b) 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.

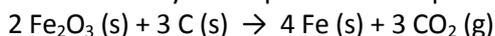
17.- Al disolver un gramo de sodio metálico en agua se desprenden 7,97 KJ, formándose hidrógeno gaseoso e hidróxido de sodio acuoso. Calcular el calor de formación a presión constante del hidróxido de sodio sólido.

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.

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



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

Solución: 295,5 kJ/mol; 827,18 K.

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

(a) el calor de formación del butano a presión constante, y

(b) 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.

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

Solución: -553,15 kJ/mol.

21.- 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.