



TERMODINÁMICA QUÍMICA | 2.º BACH

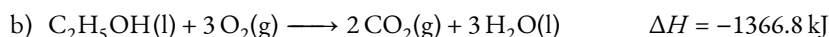
EJERCICIOS

ALBA LÓPEZ VALENZUELA

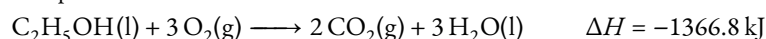
ANTONIO GONZÁLEZ MORENO

..... Calor en las reacciones químicas

- 1 Dibuja el diagrama entálpico y explica el significado de las ecuaciones termoquímicas siguientes:



- 2 Dada la siguiente reacción química:



Calcula el intercambio de calor desprendido en la combustión de 100 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Solución: -2971.3 kJ

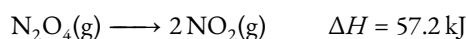
- 3 El gas amoníaco se descompone en gas hidrógeno y gas nitrógeno cuando se calienta. En determinadas condiciones de presión y temperatura, se necesitan 270 kJ para descomponer 100 g de amoníaco.

a) Escribe la ecuación termoquímica del proceso.

b) Determina qué volumen de gas hidrógeno, medido a 50°C y 15 atm, se obtendrá, con 500 kJ y gas amoníaco en exceso.

Solución: b) 28.85 L

- 4 Dada la siguiente reacción química:



Calcula el intercambio de calor que acompaña a la producción de 506 g de NO_2

Solución: $\Delta H = 314.6 \text{ kJ}$

- 5 La entalpía de formación del amoníaco es $-46.2 \text{ kJ mol}^{-1}$. Calcula el calor de reacción cuando se forman 3 litros de amoníaco en c.n.

Solución: $\Delta H = -6.19 \text{ kJ}$

..... Ley de Hess

- 6 Calcula la entalpía de combustión del metano a partir de los datos de entalpías de formación de las Tablas.

Solución: $\Delta H_c^\circ = -890.3 \text{ kJ/mol}$

- 7 La entalpía de reacción de combustión de un compuesto orgánico de fórmula $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$ es de -2540 kJ/mol . Sabiendo que $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393.5 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241.8 \text{ kJ/mol}$. Calcula la entalpía de formación del compuesto orgánico.

Solución: $\Delta H_f^\circ = -1271.8 \text{ kJ/mol}$

- 8 Calcula entalpía de combustión de 30 g de tolueno (metilbenceno), $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3$ a partir de los siguientes datos de entalpías de formación: $\Delta H_f^\circ [\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3]: 49.95 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})]: -393.5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})]: -285.8 \text{ kJ/mol}$.

Solución: $\Delta H_f^\circ = -1287.3 \text{ kJ/mol}$

- 9 Si la entalpía de formación del $\text{CO}_2(\text{g})$ vale -393.5 kJ/mol , ¿cuánto valdrá la entalpía de combustión del carbono? Supón combustión completa.

- 10 Determina la entalpía de formación del etano C_2H_6 gas a partir de los siguientes datos: entalpía de combustión del etano, -1425 kJ/mol ; entalpía de combustión del carbono, -393.5 kJ/mol ; entalpía de combustión del hidrógeno, -241.8 kJ/mol .

Solución: $\Delta H_f^\circ = -87.4 \text{ kJ/mol}$

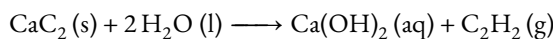
- 11 Calcula la variación de energía interna para la combustión del benceno líquido, si el proceso tiene lugar a temperatura constante. Datos: Tabla de entalpías de formación.

Solución: $\Delta U = -3263.7 \text{ kJ/mol}$

- 12) Calcula la cantidad de calor desprendido en la combustión de 1 kg de propano y la variación de energía interna si la reacción se produjese a la presión de 1 atm y 25 °C de temperatura. Datos: Tabla entalpías de formación.

Solución: $\Delta H = -50\,427\text{ kJ}$; $\Delta U = -50\,199\text{ kJ}$

- 13) Calcula la entalpía estándar de la siguiente reacción:



Datos: entalpía de combustión del acetileno = -1300 kJ/mol ; entalpías de formación del dióxido de carbono: -393.5 kJ/mol ; del agua: -285.8 kJ/mol ; de acetiluro de calcio: -56.2 kJ/mol ; del hidróxido de calcio: -987 kJ/mol .

Solución: $\Delta H_r^\circ = -132.0\text{ kJ}$

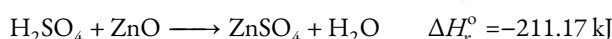
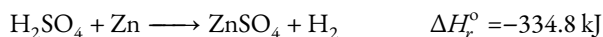
- 14) Calcula la variación entálpica correspondiente a la disociación térmica del carbonato de calcio a temperatura constante y el consumo de carbón mineral que se requiere para obtener 1000 kg de cal viva, suponiendo un rendimiento del horno del 65 %. Datos: Entalpía de combustión del carbón mineral = 8330 kJ/kg . Tabla de entalpías de formación.

Solución: 589 kg

- 15) Calcula el calor de formación del acetileno, conociendo los calores de formación del agua líquida (-285.5 kJ/mol) y del dióxido de carbono gas (-393.13 kJ/mol), así como el calor de combustión del acetileno (-1300 kJ/mol).

Solución: $\Delta H_f^\circ = 228.24\text{ kJ}$

- 16) Calcula el calor de formación del óxido de zinc con los siguientes datos:



Solución: $\Delta H_f^\circ = -408.32\text{ kJ}$

- 17) Cuando se quema 1 mol de metanol líquido se desprenden 726 kJ. Calcula:

- La entalpía estándar de formación del metanol líquido.
- La entalpía estándar de formación del gas sabiendo que la entalpía de vaporización es de 35 kJ/mol.

Datos: Entalpías de formación estándar: $\text{CO}_2 = -393.5\text{ kJ/mol}$, $\text{H}_2\text{O} = -285.8\text{ kJ/mol}$

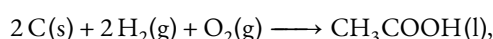
Solución: a) $\Delta H_f^\circ = -239.1\text{ kJ}$; b) $\Delta H_f^\circ = -204.1\text{ kJ/mol}$

- 18) Calcula el calor latente de vaporización del agua a 25 °C en kJ/mol.

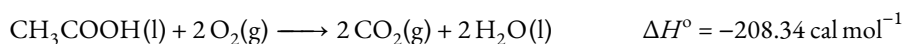
Datos: ΔH_f° , $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -286\text{ kJ/mol}$, ΔH_f° , $\text{H}_2\text{O}(\text{v}) = -242\text{ kJ/mol}$

Solución: $L_v = 44\text{ kJ/mol} = 585.6\text{ cal/g}$

- 19) Encontrar el calor de reacción de la ecuación



teniendo como datos



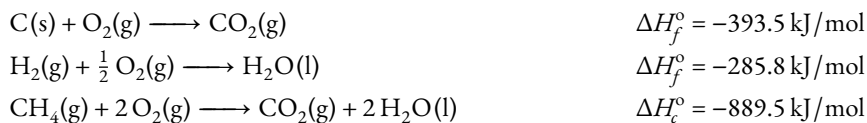
Solución: $\Delta H_r^\circ = -116.4\text{ cal/mol}$

- 20) La gasolina puede ser considerada una mezcla de octanos (C_8H_{18}). Sabiendo que los calores de formación del agua, dióxido de carbono y del octano, son respectivamente: -242 , -394 , -250 kJ/mol . Calcular:

- La entalpía de combustión de la gasolina.
- La energía liberada en la combustión de 5 litros de gasolina ($d=800\text{ kg/m}^3$). Exprésalo en calorías.
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono a 30 °C y 1 atm de presión se obtendrán en la combustión del apartado b?

Solución: a) $\Delta H_c^\circ = -5080\text{ kJ/mol}$; b) $-44\,800\text{ kcal}$; c) 6973 L

- 21 Dadas las siguientes reacciones a 25 °C:



- a) Calcula el volumen de CO_2 , a 10^5 Pa y 25°C , que se desprende al quemar 150 g de metano, CH_4 .
 b) Calcula el calor desprendido en el caso anterior.
 c) Halla la entalpía de formación del metano.

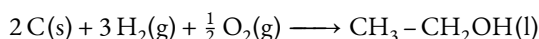
Solución: a) $V_{\text{CO}_2} = 232.1 \text{ L}$; b) $Q = -8339.06 \text{ kJ}$; $\Delta H_f^\circ = -75.6 \text{ kJ/mol}$

- 22 Sabiendo que las entalpías de formación del propano, del dióxido de carbono y del agua líquida son, respectivamente: -103.8 kJ/mol ; -393.5 kJ/mol ; -285.5 kJ/mol . Resuelve:

- a) La entalpía de combustión del propano a 298 K y 101325 Pa .
 b) Calcula la cantidad de propano necesaria para calentar en las condiciones anteriores 50 L de agua de 10°C y 70°C , suponiendo un rendimiento del 70 %. *Dato:* calor específico del agua = 4180 J/kgK

Solución: a) $\Delta H_c^\circ = -2218.7 \text{ kJ/mol}$; b) 355.25 g

- 23 Sea la reacción de formación del etanol líquido, $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH(l)}$:



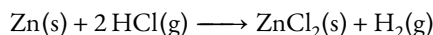
- a) Calcula la entalpía de formación del etanol líquido.
 b) Si en la oxidación de 1 mol de etanol a ácido acético, $\text{CH}_3\text{COOH(l)}$, se forma agua y se desprenden 478.4 kJ , calcula la entalpía de formación del ácido acético.

Datos: ΔH_c° en kJ/mol : $[\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH(l)}]: -1365.6$; $[\text{CO(g)}]: -282.70$

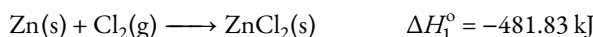
ΔH_f° en kJ/mol : $[\text{H}_2\text{O(l)}]: -285.8$; $[\text{CO(g)}]: -110.5$

Solución: a) $\Delta H_f^\circ = -278.2 \text{ kJ/mol}$; b) $\Delta H_f^\circ = -470.8 \text{ kJ/mol}$

- 24 Calcular el calor de reacción a presión constante del proceso



a partir de los siguientes datos:



Solución: $\Delta H_r^\circ = Q_p = -297.41 \text{ kJ/mol}$

- 25 Se quema 1 tonelada de carbón, que contiene un 8 % en masa de azufre, liberando como gases de combustión CO_2 y SO_2 . Calcula:

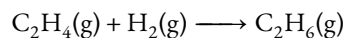
- a) El calor total obtenido en dicha combustión.
 b) El volumen de CO_2 desprendido, medido a 1 atm y 300 K .
 c) La masa de SO_2 desprendida.
 d) En la atmósfera, el SO_2 desprendido en las centrales térmicas se oxida dando lugar a SO_3 . El gas producido se convierte en ácido sulfúrico generando lluvia ácida. ¿Qué masa de ácido sulfúrico se podría producir? Ten en cuenta que 1 mol de SO_2 da lugar a 1 mol de H_2SO_4 .

Datos: ΔH_f° (kJ/mol): $\text{CO}_2 = -393.5$; $\text{SO}_2 = -296.8$.

Solución: a) $Q_p = -3.091 \times 10^7 \text{ kJ/mol}$; b) $V_{\text{CO}_2} = 1886 \text{ m}^3$; c) $m_{\text{SO}_2} = 160 \text{ kg}$; d) $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 245 \text{ kg}$

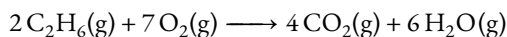
..... Entalpía de enlace

- 26 Calcula la variación de entalpía estándar del proceso de hidrogenación del eteno (C_2H_4) usando los valores de entalpía de enlace.



Solución: $\Delta H_r^\circ = -128 \text{ kJ/mol}$

- 27 Para la reacción en condiciones estándar:

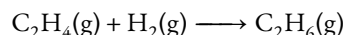


- Calcule la entalpía de reacción a partir de las entalpías de enlace.
- Calcule la entalpía de reacción a partir de las entalpías estándar de formación de los reactivos y productos.
- Compare los resultados de los apartados a) y b)

Datos: $\Delta H_f^\circ [C_2H_6] = -84.667 \text{ kJ/mol}$
 $\Delta H_f^\circ [CO_2] = -393.520 \text{ kJ/mol}$
 $\Delta H_f^\circ [H_2O] = -241.800 \text{ kJ/mol}$

Solución: a) $\Delta H_r^\circ = -2308 \text{ kJ/mol}$; b) $\Delta H_r^\circ = -2855.55 \text{ kJ/mol}$

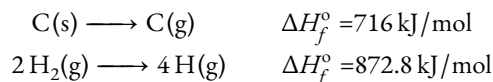
- 28 Sea la siguiente reacción:



- Halla la entalpía de la reacción a partir de las energías de enlace (Tablas).
- Si ΔH_f° del etileno (g), C_2H_4 , es de 52.5 kJ/mol , calcula la entalpía de formación del etano (g), C_2H_6 .

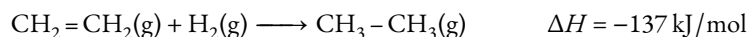
Solución: a) $\Delta H_r^\circ = -128 \text{ kJ/mol}$; b) $\Delta H_f^\circ = -75.5 \text{ kJ/mol}$

- 29 Con la siguiente información, y sabiendo que la entalpía de enlace C – H es 414 kJ mol^{-1} , calcula la entalpía estándar de formación del metano (CH_4).



Solución: -67.2 kJ/mol

- 30 El etano, $CH_3 - CH_3$, se puede obtener por hidrogenación del eteno, $CH_2 = CH_2(g)$:



- Calcula la entalpía del enlace C = C si las energías de enlace de C – C, H – H y H – C son, respectivamente, -347.36 kJ/mol , -345.55 kJ/mol y -412.98 kJ/mol .
- Calcula la masa de etano formada a partir de 20 L de $CH_2 = CH_2$ y 15 L de H_2 medidos en condiciones normales. ¿Cuál es el calor desprendido?

..... Ciclo de Born-Haber

- 31 A) Calcular el calor que se produce cuando un mol de Na^+ gaseoso reacciona con un mol de Cl^- también gaseoso para formar un mol de cloruro de sodio (NaCl) sólido a través de la ley de Hess.

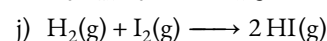
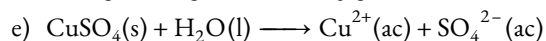
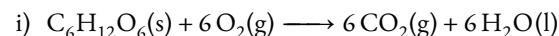
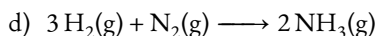
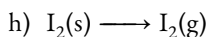
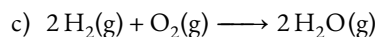
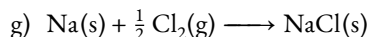
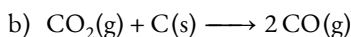
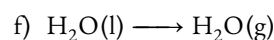
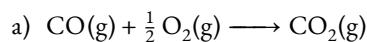
- $Na(s) + \frac{1}{2} Cl_2(g) \longrightarrow NaCl(s) \quad \Delta H = -98.2 \text{ kcal/mol}$
- $Na(s) \longrightarrow Na(g) \quad \Delta H = 26.0 \text{ kcal/mol}$
- $Na(g) \longrightarrow Na^+(g) + 1 e^- \quad \Delta H = 120 \text{ kcal/mol}$
- $Cl_2(g) \longrightarrow 2 Cl(g) \quad \Delta H = 58.0 \text{ kcal/mol}$
- $Cl^-(g) \longrightarrow Cl(g) + 1 e^- \quad \Delta H = 87.3 \text{ kcal/mol}$

B) Dibuja el ciclo de Born-Haber del apartado anterior, y calcula la energía reticular.

.....Energía libre de Gibbs y entropía.....

32 ¿Qué tiene más entropía: el hielo, el agua líquida o el vapor de agua?

33 Indica si aumenta o disminuye la entropía en las siguientes reacciones químicas:



34 Con las tablas de entalpías de formación y energía libre de Gibbs de formación, calcula la variación de entropía a 25 °C que tiene lugar en la formación de alcohol etílico. Realiza el mismo cálculo utilizando la tabla de entropías de formación.

Solución: $\Delta S_f^\circ = -345.3 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

35 Calcula la variación de energía libre de Gibbs para la combustión del metano de dos formas: a) Utilizando la tabla de energías libres de Gibbs; b) Utilizando la tabla de entropías de formación y entalpías de formación.

Solución: a) $\Delta G_f^\circ = -817.9 \text{ kJ mol}^{-1}$; b) $\Delta G_f^\circ = -817.9 \text{ kJ mol}^{-1}$

36 a) Justifica si será o no espontánea la reacción de formación del dióxido de carbono a 25 °C y 1 atm. **DATOS:** entalpía de formación del dióxido de carbono: -393.5 kJ/mol ; entropías (en J/molK): carbono: 5.74; oxígeno: 205.1; dióxido de carbono: 213.7.

b) Calcula la temperatura de equilibrio para la citada reacción.

Solución: a) $\Delta G_f^\circ = -394.35 \text{ kJ mol}^{-1}$; ∇T_{eq}

37 Determina la variación de energía libre de Gibbs a 25 °C en la reacción de formación del amoníaco, haciendo uso de las tablas de entalpías de formación y entropías de formación.

Solución: $\Delta G_f^\circ = -16.69 \text{ kJ/mol}$

38 ¿Puede ser espontánea una reacción endotérmica? ¿Bajo qué condiciones?

39 ¿Se puede afirmar categóricamente que una reacción exotérmica sea espontánea?

40 En una reacción donde la variación de entropía es 300 J/molK , ¿cuál debe ser el valor mínimo de la entalpía para que sea espontánea?

Solución: $\Delta H < 89.4 \text{ kJ/mol}$

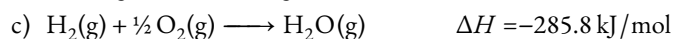
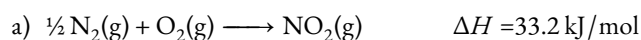
41 Encuentre la temperatura a la cual serán espontáneas las reacciones con los siguientes valores de ΔH y ΔS :

a) $\Delta H = -126 \text{ kJ/mol}$; $\Delta S = 84 \text{ J/molK}$

b) $\Delta H = -11.7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta S = -105 \text{ J/molK}$

Solución: a) siempre; b) $T < 111.4 \text{ K}$

42 Evalúa la espontaneidad de los siguientes procesos sin hacer ningún cálculo:



43 Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La reacción de formación del $\text{CO}_2\text{(g)}$ es exotérmica.

b) En la formación de 36 g de agua líquida se liberan 786.2 kJ.

c) En la disolución acuosa del NaCl(s) se produce un aumento de entropía.

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2\text{(g)}] = -393.5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O(l)}] = -285.8 \text{ kJ/mol}$

44 La vaporización de 1 mol de mercurio a 1 atm de presión y 357 °C absorbe 271 J por gramo de mercurio vaporizado. Considera despreciable el volumen del líquido. Calcula las magnitudes Q , W , ΔU , ΔH y ΔG . **Datos:** Masa atómica Hg (u): 200.6 g/mol; $\Delta S = 86.6 \text{ J/molK}$

Solución: $Q = \Delta H = 54.4 \text{ kJ/mol}$; $W = 5.2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta U = 49.2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta G = -0.144 \text{ kJ/mol}$