


51 PROBLEMAS Y CUESTIONES RESUELTAS (SELECTIVIDAD) TERMODINÁMICA



NOTA DEL PROFESOR:

Posiblemente sea la primera vez que os encontráis con una colección de problemas que a su vez están resueltos. Quiero daros unas pautas a seguir, consejos, indicaciones para que podáis trabajar con éxito:

- Debéis  tener estudiado el tema en cuestión.
- Leer el problema y no VAYAIS NUNCA A VER LA RESOLUCIÓN DEL PROFESOR. Meteros dentro del ejercicio, hacer vuestros planteamientos teóricos, aplicar las Matemáticas y obtener el resultado. Entonces podéis coincidir o no con la resolución del profesor. Si coincidimos FABULOSO, si no coincidimos, no desesperaros.
- Hacemos un nuevo planteamiento, eliminamos los errores del primero, nos encontramos con una nueva situación. Realizamos operaciones y obtenemos el resultado. Si volvemos a fallar.
- Nos vamos a la resolución del profesor, analizando lo que él ha hecho. El profesor se puede equivocar. Intentar entender el planteamiento del profesor y si estáis de acuerdo habréis resuelto el problema.



Ejercicio resuelto nº 1

Utilizando los datos de la siguiente tabla:

Entalpía estándar de sublimación del C(s)	717 KJ/mol
Entalpía estándar de formación del CH ₄ (g).....	-75 KJ/mol
Energía media de enlace H-H.....	436 KJ/mol

a) Obtener el valor de la variación de entalpía de la reacción:



y justificar si es exotérmica o endotérmica.

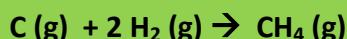
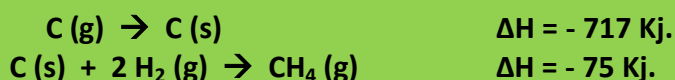
b) Estimar el valor de la energía de enlace media de enlace C-H.

Resolución



a) Reacción problema: $\text{C (g)} + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4 (\text{g}) \quad \Delta H_r = ?$

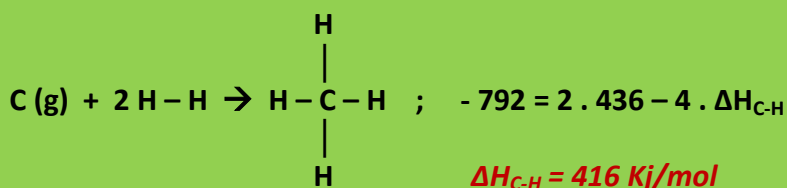
Reacciones dato:



$$\Delta H_r = - 717 + (- 75) = - 792 \text{ KJ.}$$

al ser $\Delta H < 0$ la reacción será exotérmica.

b) $\Delta H_{\text{reacción}} = \Sigma (\text{energía enlaces rotos}) - \Sigma (\text{energía enlaces formados})$



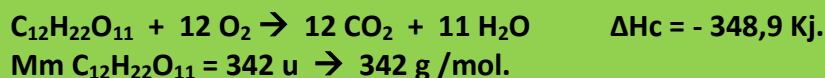
Ejercicio resuelto nº 2

Uno de los alimentos más consumidos es la sacarosa C₁₂H₂₂O₁₁. Cuando reacciona con el oxígeno se transforma en dióxido de carbono y agua desprendiendo 348,9 KJ/mol, a la presión de una atmósfera. El torrente sanguíneo absorbe, por término medio, 26 moles de O₂ en 24 horas. Con esta cantidad de oxígeno: a) ¿ Cuántos gramos de sacarosa se pueden quemar al día? B) ¿ Cuántos KJ se producirán en la combustión?.

Resolución



a) Reacción de combustión de la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$):



1 mol sacarosa / 12 moles O_2

$$26 \text{ moles } O_2 \cdot \frac{342 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}{12 \text{ moles } O_2} = 741 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}.$$

b) *1 mol sacarosa / - 348,9 Kj ; 342 g sacarosa / - 348,9 Kj.*

$$741 \text{ g sacarosa} \cdot \frac{- 348,9 \text{ Kj}}{342 \text{ g sacarosa}} = - 755,95 \text{ Kj (se liberan)}$$

Ejercicio resuelto nº 3

La entalpía estándar de formación del tolueno [$C_6H_5-CH_3$] es 11,95 Kcal/mol y las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono (g) y del agua (l) son respectivamente $-94,05 \text{ Kcal/mol}$ y $-68,32 \text{ Kcal/mol}$. Calcule:

- La entalpía de combustión del tolueno.
- ¿ Cuántas calorías se desprenden en la combustión completa de 23,00 gramos de tolueno?.

Resolución



- $\Delta H^{\circ}f C_6H_5 - CH_3 = 11,95 \text{ Kcal/mol.}$
 $\Delta H^{\circ}f CO_2 (g) = - 94,05 \text{ Kcal/mol.}$
 $\Delta H^{\circ}f H_2O (l) = - 68,32 \text{ Kcal/mol.}$

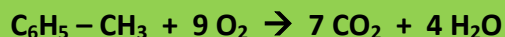
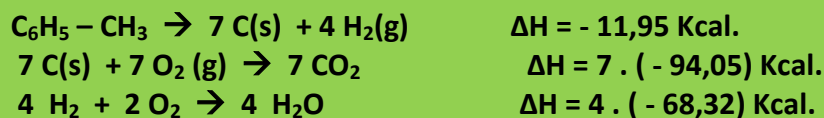
Reacción problema:



Reacciones dato:

- $7 C (s) + 4 H_2(g) \rightarrow C_6H_5 - CH_3 \quad \Delta H = 11,95 \text{ Kcal.}$
- $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2 (g) \quad \Delta H = - 94,05 \text{ Kcal.}$
- $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2 (g) \rightarrow H_2O \quad \Delta H = - 68,32 \text{ Kcal.}$

Le damos la vuelta a (1) y multiplicamos por 4 la (3) y por 7 la (2):



$$\Delta\text{Hc} = - 11,95 + 7 \cdot (- 94,05) + 4 \cdot (- 68,32) = - 943,58 \text{ Kcal.}$$

b) Mm $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3 = 92 \text{ u} \rightarrow 92 \text{ g/mol}$

$$1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3 / - 943,58 \text{ Kcal.}$$

$$92 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3 / - 943,58 \text{ Kcal.}$$

$$- 943,58 \text{ Kcal}$$

$$23,00 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3 \cdot \frac{- 943,58 \text{ Kcal}}{92 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3} = - 235,9 \text{ Kcal. (se liberan)}$$

Ejercicio resuelto nº 4

El sulfuro de hidrógeno, presente en ciertos casos en el gas natural, puede transformarse en azufre según una serie de transformaciones que pueden expresarse en la siguiente reacción:



Las entalpías de formación del sulfuro de hidrógeno (gas) y del agua (l) son $\Delta\text{H}^\circ\text{f} = - 5,3$ y $\Delta\text{H} = -68,4 \text{ Kcal/mol}$, respectivamente. Calcula:

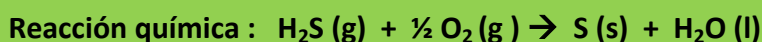
- La entalpía de la reacción anterior.
- El calor desprendido por tonelada de azufre producido.

Datos: Masa atómica del azufre = 32 u.

Resolución



- $\Delta\text{H}^\circ\text{f} \text{H}_2\text{S} = - 5,3 \text{ Kcal/mol}$
 $\Delta\text{H}^\circ\text{f} \text{H}_2\text{O} = - 68,4 \text{ Kcal / mol.}$



$$\begin{aligned} \Delta\text{H}^\circ\text{reacción} &= \sum \Delta\text{H}^\circ\text{f productos} - \sum \Delta\text{H}^\circ\text{f reactivos} = \\ &= [1 \cdot (-68,4)] - [1 \cdot (-5,3)] = - 63,1 \text{ Kcal.} \end{aligned}$$

- $1 \text{ mol S} / - 63,1 \text{ Kcal} ; 32 \text{ g S} / - 63,1 \text{ Kcal}$

$$10^6 \text{ g S} \cdot \frac{-63,1 \text{ Kcal}}{32 \text{ g S}} = -1,97 \cdot 10^6 \text{ Kcal. (se desprenden)}$$

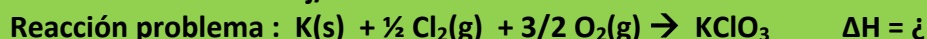
Ejercicio resuelto nº 5

La reacción de descomposición del clorato potásico (también llamado trioxoclorato (v) de potasio) para dar cloruro de potasio y oxígeno tiene una entalpía estándar de -22,3 KJ por mol de clorato potásico. Conociendo también la entalpía estándar de formación del cloruro de potasio, que es $\Delta H^{\circ}f = -436 \text{ KJ/mol}$, calcule la entalpía de formación del clorato de potasio. Interprete el signo de la entalpía calculada. (Nota: Escriba todas las reacciones implicadas).

Resolución



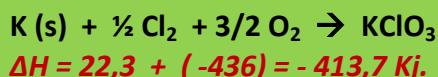
$$\Delta H^{\circ}f \text{ KCl} = -436 \text{ KJ/mol.}$$



Reacciones dato:



Le damos la vuelta a (1):



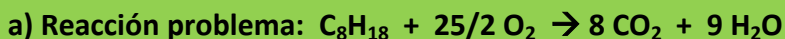
El signo menos nos dice que el proceso de formación del KClO_3 se trata de un proceso **exotérmico**.

Ejercicio resuelto nº 6

La gasolina puede ser considerada como una mezcla de octanos (C_8H_{18}). Sabiendo los calores de formación de : $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -242 \text{ KJ/mol}$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -394 \text{ KJ/mol}$ y $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) = -250 \text{ KJ/mol}$. a) Escriba la ecuación (ajustada) de combustión de la gasolina (los productos son $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ y calcule el calor de reacción ΔH (en KJ).b) Calcule la energía (en KJ) liberada en la combustión de 5 litros de gasolina (densidad = 800 Kg/m^3).c) ¿ Qué volumen de gas carbónico medido a 30°C y presión atmosférica se generará en tal combustión?.

Dato: $R = 0,82 \text{ atm. L. K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Resolución



$$\Delta H_r = \sum \Delta H^{\circ}f \text{ productos} - \sum \Delta H^{\circ}f \text{ reactivos} =$$

$$= [8 \cdot (- 394) + 9 \cdot (- 242)] - [1 \cdot (- 250)] = - 5080 \text{ Kj (se desprenden)}$$

b) Masa de gasolina puesta en juego:

$$V = 5 \text{ L} \cdot 1000 \text{ cm}^3 / 1 \text{ L} = 5000 \text{ cm}^3 \cdot 1 \text{ m}^3 / 10^6 \text{ cm}^3 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$m = d \cdot V = 800 \text{ Kg/m}^3 \cdot 5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 4000 \cdot 10^{-3} \text{ Kg} = 4000 \text{ g.}$$

$$1 \text{ mol } C_8H_{18} / - 5080 \text{ Kj. ; } M_m C_8H_{18} = 114 \text{ u} \rightarrow 114 \text{ g / mol.}$$

$$4000 \text{ g } C_8H_{18} \cdot \frac{- 5080 \text{ Kj}}{114 \text{ g } C_8H_{18}} = - 178245,6 \text{ Kj.}$$

c) $1 \text{ mol } C_8H_{18} / 8 \text{ moles } CO_2$; $114 \text{ g } C_8H_{18} / 8 \text{ moles } CO_2$.

$$4000 \text{ g } C_8H_{18} \cdot \frac{8 \text{ moles } CO_2}{114 \text{ g } C_8H_{18}} = 280,70 \text{ moles } CO_2$$

$$P \cdot V = n R \cdot T ; 1 \cdot V = 280,70 \cdot 0,082 \cdot (273 + 30) ; V = 6974,27 \text{ L.}$$

Ejercicio resuelto nº 7

5,0 gramos de una mezcla de carbonato de calcio e hidrogenocarbonato de calcio se calientan fuertemente hasta la descomposición total de ambos compuestos, según las siguientes reacciones:



- Indica cuál es la composición en % en masa de la mezcla.
- Calcula el calor que se ha de suministrar para descomponer 10 gramos de carbonato de calcio.

Datos: $\Delta H^{\circ}f(CaCO_3) = -1206 \text{ Kj/mol}$; $\Delta H^{\circ}f(CaO) = -635 \text{ Kj/mol}$; $\Delta H^{\circ}f(CO_2) = -393 \text{ Kj/mol}$.

Resolución



a) No tenemos datos para resolver este apartado.

b) Reacción química : $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ $\Delta H = ?$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum \Delta H^{\circ}f_{\text{productos}} - \sum \Delta H^{\circ}f_{\text{reactivos}} =$$

$$= [1 \cdot (- 635) + 1 \cdot (- 393)] - (- 1206) = 178 \text{ Kj.}$$

$1 \text{ mol CaCO}_3 / 178 \text{ Kj}$; $Mm \text{ CaCO}_3 = 100 \text{ u} \rightarrow 100 \text{ g / mol}$

$100 \text{ g CaCO}_3 / 178 \text{ Kj.}$

$$10 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{178 \text{ Kj}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 17,8 \text{ Kj (se deben suministrar)}$$

Ejercicio resuelto nº 8

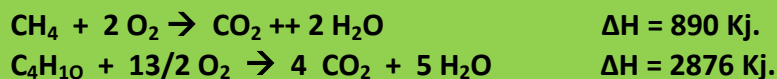
Los calores de combustión del metano y butano son 890 KJ/mol y 2876 KJ/mol respectivamente. a) Cuando se utilizan como combustible, ¿ cuál generaría más calor para la misma masa de gas, el metano o el butano? ¿Cuál generaría más calor para el mismo volumen de gas? b) Calcule la diferencia de calor desprendido al quemar 10 gramos de cada uno de estos gases, así como la diferencia al quemar 10 litros de cada uno (medidos a 0°C y 1 atm).

Resolución



$\Delta H_{\text{combustión metano}} = 890 \text{ Kj/mol.}$ Metano $\rightarrow \text{CH}_4$
 $\Delta H_{\text{combustión butano}} = 2876 \text{ Kj/mol.}$ Butano $\rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10}$

Reacciones de combustión:



$Mm \text{ CH}_4 = 16 \text{ u} \rightarrow 16 \text{ g / mol}$; $Mm \text{ C}_4\text{H}_{10} = 58 \text{ u} \rightarrow 58 \text{ g/mol.}$

$1 \text{ mol CH}_4 / 890 \text{ Kj.}$; $1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} / 2876 \text{ Kj.}$

Para una misma masa de gas:

$n^{\circ} \text{ moles de CH}_4 = m/Mm = m / 16$; $n^{\circ} \text{ moles C}_4\text{H}_{10} = m / Mm = m / 58$

CUESTIONES Y PROBLEMAS RESUELTOS (SELECTIVIDAD) DE TERMOQUÍMICA.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol CH}_4 \text{ ----- } 890 \text{ Kj} \\ m/16 \text{ ----- } X \end{array} \quad X = 890 \cdot m / 16 \text{ Kj} = 55,62 \cdot m \cdot \text{Kj}.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \text{ ----- } 2876 \text{ Kj} \\ m / 58 \text{ ----- } Y \end{array} \quad Y = 2876 \cdot m / 58 = 49,59 m \cdot \text{Kj}$$

Luego desprende más calor el metano.

Para el mismo volumen de gas: Suponiendo Condiciones Normales.

El nº de moles de cada gas es:

$$P \cdot V = n_{\text{CH}_4} \cdot R \cdot T \quad ; \quad P \cdot V = n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot R \cdot T$$

$$V = n_{\text{CH}_4} \cdot R \cdot T \quad ; \quad V = n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot R \cdot T$$

$$n_{\text{CH}_4} = V / R \cdot T \quad ; \quad n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = V / R \cdot T$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol CH}_4 \text{ ----- } 890 \text{ Kj.} \\ V / R \cdot T \text{ ----- } X \end{array} \quad X = 890 \cdot V / R \cdot T \text{ Kj.}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \text{ ----- } 2876 \text{ Kj.} \\ V / R \cdot T \text{ ----- } Y \end{array} \quad Y = 2876 \cdot V / R \cdot T \text{ Kj.}$$

Luego generará más calor el Butano.

b) $X = 55,62 \cdot m \text{ Kj} ; X = 55,62 \cdot 10 = 556,2 \text{ Kj}.$

$Y = 49,59 \cdot m \text{ Kj} ; Y = 49,59 \cdot 10 = 495,9 \text{ Kj}.$

$\Delta Q = 556,2 - 495,9 = 60,3 \text{ Kj}.$

$X = 890 \cdot V / R \cdot T = 890 \cdot 10 / 0,082 \cdot 273 = 397,57 \text{ Kj}.$

$Y = 2876 \cdot V / R \cdot T = 2876 \cdot 10 / 0,082 \cdot 273 = 1284,73 \text{ Kj}.$

$\Delta Q = 1284,73 - 397,57 = 887,16 \text{ Kj}.$



Ejercicio resuelto nº 9

Utilizando los datos de la siguiente tabla:

Entalpía estándar de sublimación del C(s)717 KJ/mol

Entalpía estándar de formación del CH₄(g)..... - 75 KJ/mol

Energía media de enlace H – H 436 KJ/mol

a) Obtener el valor de la variación de entalpía de la reacción:



y justificar si es exotérmica o endotérmica.

b) Estimar el valor de la energía media de enlace C – H.

Resolución



a) Reacción problema: $\text{C (g)} + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4 (\text{g})$ $\Delta H = ?$

Reacciones dato: (1) $\text{C (s)} \rightarrow \text{C (g)}$ $\Delta H = 717 \text{ KJ.}$

(2) $\text{C (s)} + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4 (\text{g})$ $\Delta H = - 75 \text{ KJ.}$

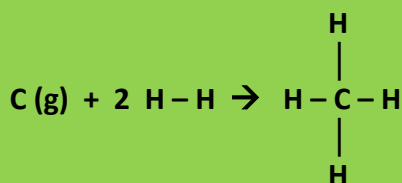
Le damos la vuelta a (1): $\text{C (g)} \rightarrow \text{C (s)}$ $\Delta H = - 717 \text{ KJ.}$

$\text{C (s)} + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4 (\text{g})$ $\Delta H = - 75 \text{ KJ.}$



$$\Delta H \text{ reacción} = - 717 + (- 75) = - 792 \text{ KJ.}$$

b) $\text{C (g)} + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4 (\text{g})$



$$\Delta H \text{ reacción} = \sum \text{energía enlaces rotos} - \sum \text{energía enlaces formados}$$

$$-792 = 2 \cdot 436 - 4 \Delta H_{\text{C-H}} ; - 1664 = - 4 \Delta H_{\text{C-H}} ; \Delta H_{\text{C-H}} = 416 \text{ KJ/mol.}$$



Ejercicio resuelto nº 10

De manera aproximada se puede considerar la gasolina como una mezcla equimolecular de octano y nonano.

- Escribe las reacciones de combustión de los hidrocarburos mencionados, debidamente ajustadas.
- Calcula el volumen de aire, en condiciones normales, que se necesitaría para quemar 484 gramos de gasolina.
- Calcula el calor liberado en esta combustión si se realiza a presión constante.

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; O = 16 ; H = 1.

Composición del aire: 20 % en volumen de oxígeno.

Entalpías de combustión:

Octano = - 5471 KJ . mol⁻¹ ; Nonano = - 6120 KJ.mol⁻¹.

R = 0,082 atm . L . mol⁻¹ . K⁻¹.

Resolución



a) Reacciones de combustión:



b) Mm C₈H₁₈ = 114 u → **114 g / mol** ; Mm C₉H₂₀ = 128 u → **128 g / mol**.

m_o = masa octano ; m_n = masa nonano

m_o + m_n = 484 ; m_n = 484 - m_o

m_o / 114 = m_n / 128 → m_o / 114 = 484 - m_o / 128 ; m_o = 228 g.

m_n = 484 - 228 = 256 g.

1 mol C₈H₁₈ / 25/2 moles O₂ ; 1 mol C₉H₂₀ / 14 moles O₂.

114 g C₈H₁₈ / 25/2 moles O₂ ; 128 g C₉H₂₀ / 14 moles O₂.

114 g C₈H₁₈ / 25/2 . 22,4 L. O₂ ; 128 g C₉H₂₀ / 14 . 22,4 L O₂.

Volumen de O₂ procedente del octano:

$$228 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{25/2 \cdot 22,4 \text{ L. O}_2}{114 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} = \mathbf{560 \text{ L. O}_2}$$

Volumen de O₂ procedente del nonato:

$$256 \text{ g C}_9\text{H}_{20} \cdot \frac{14 \cdot 22,4 \text{ L. O}_2}{128 \text{ g C}_9\text{H}_{20}} = 627,2 \text{ L. O}_2.$$

Volumen de aire necesario para el octano:

$$560 \text{ L. O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L. aire}}{20 \text{ L. O}_2} = 2800 \text{ L. aire.}$$

Volumen de aire necesario para el nonato:

$$627,2 \text{ L. O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L. aire}}{20 \text{ L. O}_2} = 3136 \text{ L. aire.}$$

Volumen de aire total = 288 + 3136 = **5936 L. aire.**

c) **1 mol octano / - 5471 Kj ; 1 mol nonano / - 6120 Kj.**

114 g octano / - 5471 Kj ; 128 g nonano / - 6120 Kj.

Energía liberada por el octano:

$$228 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{- 5471 \text{ Kj}}{114 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} = - 10942 \text{ Kj.}$$

Energía liberada por el nonano:

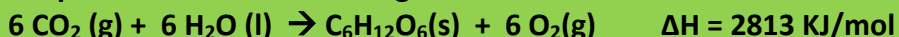
$$256 \text{ g C}_9\text{H}_{20} \cdot \frac{- 6120 \text{ Kj}}{128 \text{ g C}_9\text{H}_{20}} = - 12240 \text{ Kj.}$$

Calor total liberado = (- 10942) + (- 12240) = **- 23182 Kj.**



Ejercicio resuelto nº 11

Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la reacción de fotosíntesis siguiente:



a) Calcule la entalpía de formación de la glucosa, justificando si la reacción es exotérmica o endotérmica.

b) Halle la energía necesaria para obtener 5 gramos de glucosa.

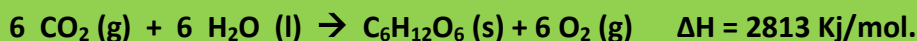
Datos: $\Delta H^{\circ}_f(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H^{\circ}_f(\text{H}_2\text{O}) = -285,5 \text{ KJ/mol}$.

Masas atómicas: C = 12 ; H = 1.

Resolución



Reacción química:



a) $\Delta H \text{ reacción} = \sum \Delta H^{\circ}_f \text{ productos} - \sum \Delta H^{\circ}_f \text{ reactivos}$

$$2813 = \Delta H^{\circ}_f \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - [6 \cdot (-393,5) + 6 \cdot (-285)]$$

$$\Delta H^{\circ}_f \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = -1258 \text{ KJ.}$$

b) $1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 / 2813 \text{ KJ.}$; $\text{Mm C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ u} \rightarrow 180 \text{ g/mol.}$

$$180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 / 2813 \text{ KJ.}$$

$$5 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{2813 \text{ KJ}}{180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 78,14 \text{ KJ.}$$

Ejercicio resuelto nº 12

Cuando se quema un mol de naftaleno (C_{10}H_8) sólido en oxígeno gaseoso a volumen constante y 25°C se obtiene que el calor desprendido es -4715 KJ . Calcular ΔH para esta reacción ($R = 8,31 \text{ J/mol.K}$).

Resolución



$$\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$$



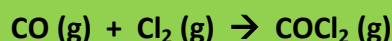
$$\Delta n = 10 - 12 = -2 \text{ (sólo intervienen los compuestos gaseosos)}$$

$$\Delta H = -4715 + [(-2) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot (273 + 25)]$$

$$\Delta H = -4715 - 4,95 = -4719,95 \text{ Kj.}$$

Ejercicio resuelto nº 13

Utilizando los valores que aparecen en la tabla, todos obtenidos a la temperatura de 25°C, y considerando la reacción:



COMPUESTO	$S^\circ (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$	$H^\circ (\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1})$
CO (g)	197,7	- 110,4
Cl ₂ (g)	222,8	0,0
COCl ₂	288,8	- 222,8

- Calcule ΔS° de la reacción.
- Calcule ΔH° de la reacción.
- Calcule ΔG° de la reacción.
- Razone si la reacción es o no espontánea.

Resolución



$$a) \quad \Delta S^\circ_{\text{reacción}} = \sum \Delta S^\circ_{\text{productos}} - \sum \Delta S^\circ_{\text{reactivos}}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{reacción}} = 1 \cdot 288,8 - [1 \cdot 197,7 + 1 \cdot 222,8] = -131,7 \text{ J / mol} \cdot ^\circ\text{K}$$

$$b) \Delta H^\circ_{\text{reacción}} = \sum \Delta H^\circ_f \text{ productos} - \sum \Delta H^\circ_f \text{ reactivos}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reacción}} = [1 \cdot (-222,8)] - [1 \cdot (- 110,4)] = - 333,2 \text{ Kj/mol.}$$

$$b) \quad \Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

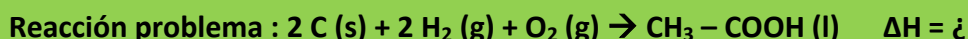
$$\Delta G = - 333,2 - (273 + 25) \cdot (- 131,7 \cdot 10^{-3}) = - 293,95 \text{ Kj/mol}$$

c) Si $\Delta G < 0 \rightarrow$ **Reacción espontánea** , luego nuestra reacción **es espontánea**.

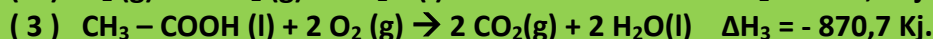
Ejercicio resuelto nº 14

Sabiendo que los calores de combustión de las sustancias C (s) , H₂(g) y CH₃ - COOH (l) son - 393,13 , -285,8 y - 870,7 KJ . mol⁻¹ , respectivamente, calcule el calor de formación a presión constante del ácido acético. Teniendo en cuenta estos datos termodinámicos: ¿ será un compuesto estable?¿ Qué datos necesita para saber si la reacción es espontánea?¿ Qué datos necesitaría para conocer su velocidad?.

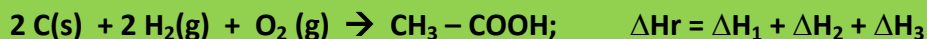
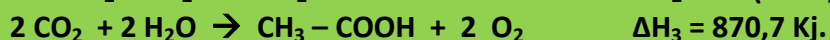
Resolución



Reacciones dato:



Multiplicamos la (2) y la (1) por 2 y le damos la vuelta a (3):



$\Delta H \text{ reacción} = \Delta H^{\circ}f = 2 \cdot (- 393,13) + 2 \cdot (- 285,8) + 870,7 = - 487,66 \text{ KJ.}$

El compuesto es estable ya que $\Delta H^{\circ}f < 0$.

La espontaneidad de la reacción depende de ΔG , siendo :

$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$

luego debemos conocer el valor de ΔS para determinar la espontaneidad de la reacción.

Para conocer la velocidad de reacción necesitaríamos saber cual es la ecuación de velocidad, esto es, los valores de la constante de velocidad así como los valores de los órdenes de reacción.



Ejercicio resuelto nº 15

- a) Concepto de entropía. Variación de la entropía.
 b) El proceso de descomposición térmica del carbonato de calcio:

$$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$$
 es endotérmico, ya que $\Delta H^\circ = 179 \text{ KJ/mol}$.
 c) En el mismo proceso, la variación de entropía, ΔS° , es $0,161 \text{ KJ/mol.K}$. Explica a qué temperatura se producirá espontáneamente la descomposición térmica del CaCO_3 .

Resolución



a) REPASAR TEORÍA.

b) Reacción química : $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$

$\Delta H^\circ = 179 \text{ KJ/mol}$; $\Delta S^\circ = 0,161 \text{ KJ/mol.oK}$.

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

Para que la reacción sea espontánea $\Delta G < 0$, luego :

$$\Delta H - T \Delta S < 0 \quad ; \quad \Delta H < T \Delta S$$

$$T > \Delta H / \Delta S > 179 / 0,161 > 1111,80 \text{ }^\circ\text{K}$$

$$1111,80 = 273 + ^\circ\text{C} \quad ; \quad ^\circ\text{C} = 1111,80 - 273 = 838,8$$

Luego la reacción será espontánea a partir de $838,8 \text{ }^\circ\text{C}$.

Ejercicio resuelto nº 16

En una carrera contrareloj, un ciclista gasta $0,8 \text{ KJ}$ de energía cada segundo por encima de sus necesidades normales. Para conseguir este rendimiento, consume azúcar (sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

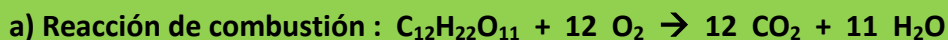
- Escribe ajustada la reacción de combustión de la sacarosa.
- Calcula la entalpía de combustión del mismo azúcar.
- Calcula la masa de sacarosa que deberá consumir si emplea una hora en realizar la carrera.
- Calcula el volumen de oxígeno, en condiciones normales, necesario para quemar la sacarosa.

Datos: Entalpías de formación estándar (ΔH°_f) en KJ/mol :

$\text{CO}_2 = -394$; $\text{H}_2\text{O} = -286$; $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = -2218$.

Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$.

Resolución



$$\Delta H_{\text{combustión}} = \sum \Delta H^{\circ}f \text{ productos} - \sum \Delta H^{\circ}f \text{ reactivos}$$

$$\Delta H_c = [12 \cdot (- 394) + 11 \cdot (- 286)] - (- 2218) = - 5656 \text{ Kj. (se desprenden)}$$

b) $0,8 \text{ Kj/s} \cdot 3600 \text{ s/h} = 2880 \text{ Kj/h.}$

Mm sacarosa = 342 u $\rightarrow 342 \text{ g / mol.}$

$$1 \text{ mol sacarosa} / 5656 \text{ Kj} ; 342 \text{ g sacarosa} / 5656 \text{ Kj.}$$

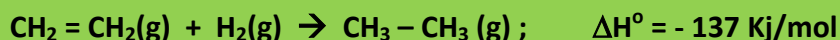
$$2880 \text{ Kj} \cdot \frac{342 \text{ g sacarosa}}{5656 \text{ Kj}} = 174,14 \text{ g sacarosa.}$$

c) $1 \text{ mol sacarosa} / 12 \text{ moles } O_2 ; 342 \text{ g sacarosa} / 12 \cdot 22,4 \text{ L. } O_2$

$$174,14 \text{ g sacarosa} \cdot \frac{12 \cdot 22,4 \text{ L. } O_2}{342 \text{ g sacarosa}} = 136,87 \text{ L. } O_2.$$

Ejercicio resuelto17

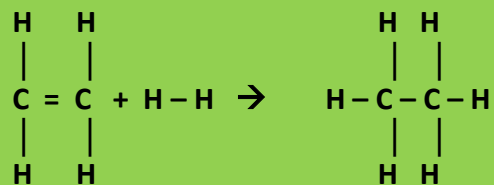
El etano puede obtenerse por hidrogenación del eteno a partir de la reacción:



- Calcule la energía del enlace C = C teniendo en cuenta que las energías de los enlaces C-H , H-H y C-H son respectivamente 346, 391 y 413 KJ/mol
- Razone cuáles serían las condiciones de presión y temperatura más adecuadas para obtener un elevado rendimiento en la producción de etano.

Resolución





$$\Delta H_r = \sum \text{energías enlaces rotos} - \sum \text{energía enlaces formados}$$

ENLACES ROTOS

4 C – H
1 C = C
1 H – H

ENLACES FORMADOS

6 C – H
1 C – C

$$-137 = [4 \cdot 413 + E_{\text{C=C}} + 1 \cdot 391] - (6 \cdot 413 + 1 \cdot 346) ; E_{\text{C=C}} = 644 \text{ KJ/mol.}$$

- b) Si la reacción la consideramos como un equilibrio químico la aplicación del principio de Le Chatelier nos permite decir:
- 1.- Puesto que se trata de un proceso exotérmico, conviene trabajar a **Bajas temperaturas.**
 - 2.- Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza hacia el miembro de menor nº de moles, es decir, hacia la derecha, luego conviene **trabajar a alta presión.**

Ejercicio resuelto18

a) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción:



c) Qué calor se desprende en la combustión de 100 dm³ de acetileno, C₂H₂, medidos a 25oC y 1 atm.

Datos: Entalpías estándar de formación en KJ . mol⁻¹: CaC₂ = – 59,0 ; CO₂ = - 393,5
H₂O = - 285,8 ; Ca(OH)₂ = - 986,0 ; C₂H₂ = 227,0.

Resolución



a) Reacción química: CaC₂ (s) + 2 H₂O (l) → Ca(OH)₂ (s) + C₂H₂ (g)

$$\Delta H_r = \sum \Delta H^{\circ}f \text{ productos} - \sum \Delta H^{\circ}f \text{ reactivos} =$$

$$= [1 \cdot (- 986) + 1 \cdot 227] - [1 \cdot (- 59) + 1 \cdot (- 285,8)] = - 414,2 \text{ KJ.}$$



$$\Delta H_{\text{combustión}} = \sum \Delta H^{\circ}f_{\text{productos}} - \sum \Delta H^{\circ}f_{\text{reactivos}}$$

$$\Delta H_c = [2 \cdot (- 393,5) + (- 285,8)] - (1 \cdot 227) = - 1299,8 \text{ Kj. (se desprenden)}$$

$$1 \text{ mol } C_2H_2 / 1299,8 \text{ Kj.}$$

Moles de C_2H_2 puestos en juego: $V = 100 \text{ dm}^3 = 100 \text{ L.}$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; 1 \cdot 100 = n \cdot 0,082 \cdot (273 + 250) ; n = 2,33 \text{ moles de } C_2H_2.$$

$$2,33 \text{ moles } C_2H_2 \cdot \frac{1299,8 \text{ Kj}}{1 \text{ mol } C_2H_2} = 3028,53 \text{ Kj.}$$

Ejercicio resuelto nº 19

Explique razonadamente las siguientes cuestiones:

- Se sabe que la reacción $A(s) \rightarrow B (s) + C (g)$ es espontánea. Si en esta reacción ΔS es positivo, ¿ podemos deducir que ΔH debe ser negativo?.
- ¿ Puede se espontánea una reacción endotérmica? ¿ Qué condiciones deben cumplirse para ello?.
- Una determinada reacción de hidrogenación es exotérmica y espontánea, pero muy lenta, si se realiza a $25^{\circ}C$ y presión atmosférica. ¿ Qué puede decir (magnitud o signo) acerca de los valores de ΔH , ΔG y energía de activación?. Si se añade un catalizador a la reacción, ¿ qué valores de los anteriores se modificaría?.

Resolución



- En un sistema dada, a presión y temperatura constante, la relación entre G , S y H viene dada por :

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

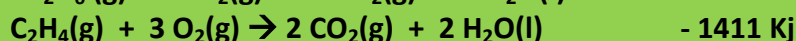
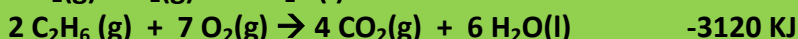
Si en la reacción $\Delta S > 0$, el segundo miembro de la ecuación anterior será negativo. Y ahora, puesto que $\Delta G < 0$, ΔH no necesariamente ha de ser negativo, ya que si se cumple que $|\Delta H| < |T\Delta S|$, aunque fuese $\Delta H > 0$, la reacción *siempre sería espontánea*.

- Si. Teniendo en cuenta lo expuesto en el apartado anterior, dado que el criterio de espontaneidad, es a P y T constante, obliga a que sea $\Delta G < 0$, la reacción será espontánea siempre que $\Delta S > 0$ y $|\Delta H| < |T\Delta S|$.

c) Si es exotérmica y espontánea, se cumple: $\Delta H < 0$ y $\Delta G < 0$, independientemente de que sus valores absolutos sean altos o bajos. Por otro lado, el que la reacción sea muy lenta implica que tiene un elevado valor de la energía de activación, magnitud que es siempre positiva. **La adición de un catalizador no afecta a las magnitudes termodinámicas, por lo que ΔH y ΔG seguirán manteniendo sus valores.** Lo único que varía es el valor de la energía de activación, que se hace más pequeña.

Ejercicio resuelto nº 20

Dadas las entalpías de las siguientes reacciones a 25°C:

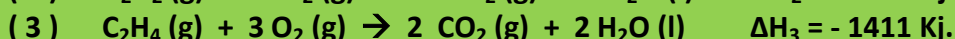
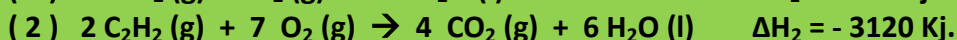
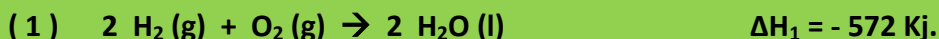


- a) Escribir la reacción de hidrogenación del eteno y deducir si se trata de una reacción endotérmica o exotérmica.
- b) Predecir, razonadamente, el signo para su cambio de entropía y justificar por qué puede ser espontánea a baja temperatura y, sin embargo, no puede serlo a temperaturas altas.

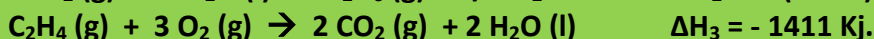
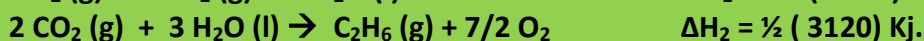
Resolución



Reacciones dato:



Dividimos la (1) y (2) por 2 y le damos la vuelta a (2):



$$\Delta H_r = \frac{1}{2} \cdot (- 572) + \frac{1}{2} \cdot 3120 + (- 1411) = - 137 \text{ KJ.}$$

Se trata de una reacción exotérmica.

- b) En el proceso de hidrogenación del eteno, que transcurre en fase gaseosa hay una disminución en el nº de moles de las sustancias gaseosas; se pasa de 2 a 1 mol, por lo que se rebajará el grado de desorden del sistema.

Por tanto, $\Delta S < 0$.

Por otro lado, el criterio de espontaneidad, a P y T const., viene dado por la expresión $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, debiendo cumplirse que $\Delta G < 0$ para que el proceso sea espontáneo. **Como $\Delta S < 0$** , el segundo miembro de la ecuación anterior

será positivo. A bajas temperaturas se cumplirá que : $|\Delta H| > |T\Delta S|$, y como $\Delta H < 0$ también lo será ΔG , *siendo el proceso espontáneo*. Se entiende que a altas temperaturas, $|T\Delta S| > |\Delta H|$, y ahora será $\Delta G > 0$, por lo que el proceso *no será espontáneo*.

Ejercicio resuelto nº 21

Los calores de formación estándar de los hidrocarburos C_4H_8 y C_4H_{10} son, respectivamente, - 13,8 KJ/mol y -123,6 KJ/mol.

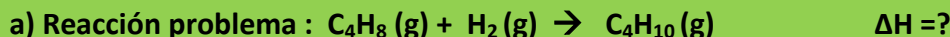
- a) Calcular el calor absorbido o desprendido, en condiciones estándar, en la hidrogenación de 15 gramos de C_4H_8 según la reacción:



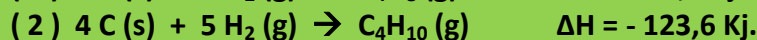
- b) Razonar si la hidrogenación será espontánea a temperaturas altas o bajas.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; C = 12.

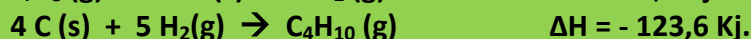
Resolución



Reacciones datos:



Le damos la vuelta a (1) :



$$\Delta H_{reacción} = 13,8 + (- 123,6) = - 109,8 \text{ Kj.}$$

Mm $C_4H_8 = 56 \text{ u} \rightarrow 56 \text{ g / mol.}$

1 mol C_4H_8 / - 109,8 Kj. ; 56 g C_4H_8 / - 109,8 Kj.

$$15 \text{ g } C_4H_8 \cdot \frac{- 109,8 \text{ Kj}}{56 \text{ g } C_4H_8} = - 29,4 \text{ Kj(se desprenden)}$$

- b) El criterio de espontaneidad, a P y T constante, viene dado por la ecuación $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, cumpliéndose que , sí $\Delta G < 0$ el proceso *será espontáneo*.

En el proceso de hidrogenación del C_4H_8 , que transcurre en fase gaseosa, hay una disminución del nº de moles por lo que se rebajará el grado de desorden del sistema. por tanto $\Delta S < 0$, y el segundo miembro de la ecuación anterior *será positivo*.

A bajas temperaturas se cumple que : $|\Delta H| > |T\Delta S|$, y como $\Delta H < 0$ también lo será ΔG , *siendo el proceso espontáneo*. Se entiende que a altas temperaturas, ocurrirá que $|\Delta H| < |T\Delta S|$ con lo que $\Delta G > 0$ y ahora el proceso *no será espontáneo*.

Ejercicio resuelto nº 22

El aluminio es un agente eficiente para la reducción de óxidos metálicos. Un ejemplo de ello es la reducción del óxido de hierro (III) a hierro metálico según la reacción:



Calcula:

- El calor desprendido en la reducción de 100 gramos de Fe_2O_3 a $298^\circ K$.
- La variación de energía libre de Gibbs a $298^\circ K$. ¿ Es espontánea la reacción a esta temperatura?.

Datos: $\Delta H^{\circ}f$ en KJ/mol : $Fe_2O_3(s) = - 821,37$; $Al_2O_3(s) = -1668,24$

ΔS° en $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$: $Fe_2O_3(s) = 90$; $Al_2O_3(s) = 51$; $Al = 28,3$; $Fe(s) = 27,2$.

Masas atómicas: $Fe = 56$; $O = 16$.

Resolución



a) Reacción química: $Fe_2O_3 (s) + 2 Al (s) \rightarrow Al_2O_3 (s) + 2 Fe (s)$

$$\begin{aligned} \Delta H_{reacción} &= \sum \Delta H^{\circ}f_{productos} - \sum \Delta H^{\circ}f_{reactivos} = \\ &= [1 \cdot (-1668,24)] - [1 \cdot (- 821,37)] = - 846,87 \text{ Kj.} \end{aligned}$$

Mm $Fe_2O_3 = 160 \text{ u} \rightarrow 160 \text{ g / mol}$.

1 mol Fe_2O_3 / - 846,87 Kj. ; **160 g Fe_2O_3 / - 846,87 Kj.**

$$100 \text{ g } Fe_2O_3 \cdot \frac{- 846,87 \text{ Kj}}{160 \text{ g } Fe_2O_3} = - 529,29 \text{ Kj (se desprenden).}$$

b) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$; si $\Delta G < 0 \rightarrow$ *reacción espontánea*.

$$\begin{aligned} \Delta S^{\circ}_{reacción} &= \sum \Delta S^{\circ}_{productos} - \sum \Delta S^{\circ}_{reactivos} = (27,2 + 51) - (90 + 28,3) = \\ &= - 40,1 \cdot 10^{-3} \text{ Kj.} \end{aligned}$$

$\Delta G = - 529,29 - 298 \cdot (- 0,0401) = - 517,34 \text{ Kj.} \rightarrow$ *La reacción será espontánea.*

Ejercicio resuelto nº23

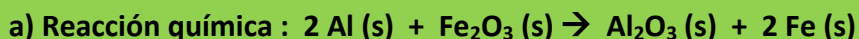
La reacción de una mezcla de aluminio en polvo con óxido de hierro (III) genera hierro y óxido de aluminio. La reacción es tan exotérmica, que el calor liberado es suficiente para fundir el hierro que se produce.

- a) Calcular el cambio de entalpía que tiene lugar cuando reaccionan completamente 53,96 gramos de aluminio con un exceso de óxido de hierro (III) a temperatura ambiente.
- b) ¿ Cuántos gramos de hierro se obtienen si el rendimiento de la reacción es del 85%?.

Datos: $\Delta H^{\circ}f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = - 822,2 \text{ KJ}$; $\Delta H^{\circ}f(\text{Al}_2\text{O}_3) = - 1676 \text{ KJ}$.

Masas atómicas: Fe = 56 ; O = 16 ; Al = 27.

Resolución



$$\Delta H^{\circ} \text{reacción} = \sum \Delta H^{\circ}f \text{ productos} - \sum \Delta H^{\circ}f \text{ reactivos} =$$

$$= [1 \cdot (-1676)] - [1 \cdot (- 822,2)] = - 853,8 \text{ KJ.}$$

Ma Al = 27 u \rightarrow 27 g / atomo-gramo.

2 átomos-gramo Al / - 853,8 KJ ; $2 \cdot 27 \text{ g Al} / - 853,8 \text{ KJ}$.

$$53,96 \text{ g Al} \cdot \frac{- 853,8 \text{ KJ}}{2 \cdot 27 \text{ g Al}} = - 853,16 \text{ KJ.}$$

b) Ma Fe = 56 u \rightarrow 56 g /átomo-gramo.

2 moles Al / 2 moles Fe ; $2 \cdot 27 \text{ g Al} / 2 \cdot 56 \text{ g Fe}$

$$53,96 \text{ g Al} \cdot \frac{2 \cdot 56 \text{ g Fe}}{2 \cdot 27 \text{ g Al}} = 111,92 \text{ g Fe.}$$

Como la reacción tiene un rendimiento del 85%, se obtendrá de Fe:

$$85/100 \cdot 111,92 = 95,13 \text{ g de Fe.}$$

Ejercicio resuelto nº 24

El clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno. Las entalpías estándar de formación del cloruro de potasio y el clorato de potasio a 25°C son, respectivamente, - 437 KJ.mol⁻¹ y -398 KJ.mol⁻¹.

- Escribe la reacción correspondiente a la descomposición, debidamente ajustada.
- Calcule la variación de entalpía de la reacción e indique si esta es exotérmica o endotérmica.
- Razone cuál será el signo de la variación de la entropía estándar de la reacción.
- Justifique si la reacción será o no espontánea en condiciones estándar.

Resolución



a) Reacción química: $\text{KClO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{KCl} (\text{s}) + 3/2 \text{O}_2 (\text{g})$

b) $\Delta H^\circ \text{reacción} = \sum \Delta H^\circ f \text{ productos} - \sum \Delta H^\circ f \text{ reactivos} = [1 \cdot (-437)] - [1 \cdot (- 398)] = - 39 \text{ KJ.} \rightarrow \text{reacción exotérmica.}$

c) Pasamos de un estado ordenado (KClO₃ sólido) a un estado desordenado (se obtiene O₂ gas), **luego $\Delta S > 0$.**

d) El criterio de espontaneidad lo establece ΔG , cuando $\Delta G < 0$ la reacción es espontánea. Por otra parte $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$. Como $|\Delta H| < 0$ y $|T \Delta S| > 0$, el segundo miembro de la ecuación anterior **será negativo** y por lo tanto el proceso **será espontáneo.**

Ejercicio resuelto nº 25

a) Calcule la variación de entalpía estándar correspondiente a la disociación del carbonato de calcio sólido en óxido de calcio y dióxido de carbono gaseoso. ¿ Es un proceso exotérmico o endotérmico?. Razone la respuesta.

Datos: $\Delta H^\circ f \text{ CaCO}_3 = - 1206,9 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H^\circ f \text{ CO}_2 = - 393,13 \text{ KJ/mol}$
 $\Delta H^\circ f \text{ CaO} = - 635,1 \text{ KJ/mol.}$

b) ¿ Qué volumen de CO₂, en condiciones normales, se produce al descomponerse 750 gramos de CaCO₃?.

Datos: Masas atómicas: Ca = 40 ; C = 12 ; O = 16.

Resolución



a) Reacción química: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ $\Delta H = ?$

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ \text{reacción} &= \sum \Delta H^\circ f_{\text{productos}} - \sum \Delta H^\circ f_{\text{reactivos}} = \\ &= [1 \text{ mol} \cdot (-393,13 \text{ KJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot (-635,1 \text{ KJ/mol})] - \\ &- [1 \text{ mol} \cdot (-1206,9 \text{ KJ/mol})] = 178,68 \text{ KJ} \text{ (se deben proporcionar)} \end{aligned}$$

Se trata de un proceso endotérmico.

b) Mm $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ u} \rightarrow 100 \text{ g/mol}$.

1 mol CaCO_3 / 1mol CO_2 ; 1 mol CaCO_3 / 22,4 L. CO_2

100 g CaCO_3 / 22,4 L. CO_2 .

$$750 \text{ g } \text{CaCO}_3 \cdot \frac{22,4 \text{ L. } \text{CO}_2}{100 \text{ g } \text{CaCO}_3} = 168 \text{ L. } \text{CO}_2.$$

Ejercicio resuelto nº26

a) Para una reacción química entre gases, ¿ qué relación existe entre el calor de reacción a volumen constante y la variación de entalpía en la reacción? ¿ Pueden ser iguales?. Razónelo.

b) ¿ Podría decirse que una reacción cuya variación de entalpía es negativa es espontánea?. Justifíquelo.

Resolución



a) En los procesos a $V = \text{constante}$, el calor de reacción, coincide con la variación que experimenta la energía interna: $q_v = \Delta U$

Sabemos que $\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V \rightarrow \Delta H = q_v + p \cdot \Delta V$

Suponiendo un comportamiento ideal para la mezcla de gases : $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

A temperatura constante $p \cdot \Delta V = \Delta n \cdot R \cdot T$ por lo que podemos escribir :

$\Delta H = q_v + \Delta n \cdot R \cdot T$; cuando $\Delta n = 0 \rightarrow \Delta H = q_v$.

b) El criterio de espontaneidad viene dado por ΔG cumpliendose que $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ y siendo el proceso espontáneo cuando $\Delta G < 0$.

Para que el proceso *sea espontáneo* no sólo $\Delta H < 0$, también influye el signo de ΔS . Si $\Delta S > 0$, reacción en la cual hay un aumento de desorden, esta será siempre *espontánea* . Por el contrario si $\Delta S < 0$ la reacción *sólo será espontánea cuando* $|\Delta H| > |T \Delta S|$.

Ejercicio resuelto nº 27

Calcule el calor de hidrogenación del eteno, sabiendo que el calor de combustión del eteno y del etano son de $-337,3$ y $-372,9$ Kcal/mol, respectivamente, y que la entalpía de formación del agua es de $-68,3$ Kcal/mol.

Resolución

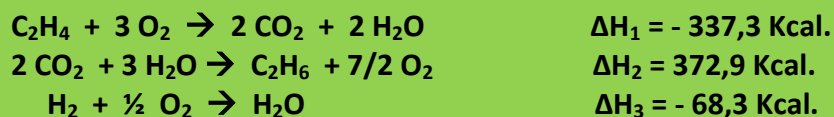


Reacción problema : $C_2H_4 (g) + H_2 (g) \rightarrow C_2H_6 (g)$

Reacciones dato:

- (1) $C_2H_4 (g) + 3 O_2 (g) \rightarrow 2 CO_2 (g) + 2 H_2O (l)$ $\Delta H_1 = - 337,3$ Kcal.
 (2) $C_2 H_6 (g) + 7/2 O_2 (g) \rightarrow 2 CO_2 (g) + 3 H_2O (l)$ $\Delta H_2 = - 372,9$ Kcal.
 (3) $H_2 (g) + \frac{1}{2} O_2 (g) \rightarrow H_2O (l)$ $\Delta H_3 = - 68,3$ Kcal.

Le damos la vuelta a la (2) :

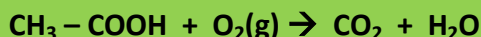


Este procedimiento corresponde a la 2ª ley de Hess:

$\Delta H_{reacción} = - 337,3 + 372,9 - 68,3 = - 32,7$ Kcal. (reacción exotérmico)

Ejercicio resuelto nº 28

Cuando se quema 1 gramo de ácido acético ($CH_3- COOH$) se desprenden 14,5 KJ, según:



- a) ¿Cuál será el valor de la entalpía de combustión?
 b) Halle la entalpía estándar de formación del ácido acético.

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; O = 16.

$\Delta H^{\circ}fCO_2 = - 394$ KJ/mol. ; $\Delta H^{\circ}fH_2O = - 259$ KJ/mol

Resolución



Reacción química : $CH_3 - COOH + 2 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 2 H_2O$

$Mm CH_3 - COOH = 60 u \rightarrow 60 g / mol.$

$$60 \text{ g CH}_3 - \text{COOH} \cdot \frac{-14,5 \text{ Kj}}{1 \text{ g CH}_3 - \text{COOH}} = -870 \text{ Kj.}$$

$$\Delta H_{\text{combustion}} = -870 \text{ Kj / mol.}$$

b) $\Delta H^\circ_{\text{combustion}} = \sum \Delta H^\circ_f \text{ productos} - \sum \Delta H^\circ_f \text{ reactivos}$

$$-870 = [2 \cdot (-394) + 2 \cdot (-259)] - \Delta H^\circ_f \text{ CH}_3 - \text{COOH}$$

$$\Delta H^\circ_f \text{ CH}_3 - \text{COOH} = -436 \text{ Kj / mol.}$$

Ejercicio resuelto nº 29

Para una determinada reacción a 25°C, el valor de ΔH° es 10,5 KJ, y el de ΔS° es 30,04 J/°K. Según esto, podemos afirmar que:

- Se trata de una reacción espontánea.
- Es una reacción exotérmica.
- Es una reacción en la que disminuye el desorden.
- La variación de energía libre es negativa.

Resolución



a) **FALSO**. Al sustituir datos en $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$:

$$\Delta G = 10,5 - [(273 + 25) \cdot 30,04 \cdot 10^{-3}] = 1,56 \text{ Kj.}$$

Al ser $\Delta G > 0$ la reacción **no será espontánea**.

b) **FALSO**. Una reacción es exotérmica si $\Delta H < 0$, lo que **no ocurre en este caso**.

c) **FALSO**. Si disminuye el desorden es que $\Delta S_{\text{productos}} < \Delta S_{\text{reactivos}}$ lo que implicaría que $\Delta S < 0$, que va en contra del **dato del enunciado**.

d) **FALSO**. Según hemos visto en el apartado a).

Ejercicio resuelto nº 30

Determine la cantidad de calor que se necesita emplear para producir 7 toneladas de óxido de calcio, mediante la descomposición de carbonato de calcio en su óxido de carbono, si el rendimiento de la descomposición es del 90 %.

Datos: $\Delta H^\circ_f \text{ CaCO}_3 = -1209,6 \text{ KJ/mol.}$

$\Delta H^\circ_f \text{ CO}_2 = -393,3 \text{ KJ/mol.}$

$\Delta H^\circ_f \text{ CaO} = -635,1 \text{ KJ/mol.}$

Mm CaO = 56,0 g/mol.

Resolución



$$\Delta H^\circ \text{ reacción} = \sum \Delta H^\circ_f \text{ productos} - \sum \Delta H^\circ_f \text{ reactivos} =$$

$$= [1 \cdot (-635,1) + 1 \cdot (-393,3)] - [1 \cdot (-1209,6)] = 181,2 \text{ Kj.}$$

(que se deben proporcionar)

Mm CaO = 56u \rightarrow 56 g / mol.

Las 7 toneladas implicarán un nº de moles = $7 \cdot 10^6 / 56 = 1,25 \cdot 10^5$ moles de CaO = $1,25 \cdot 10^5$ moles de CaCO_3 puesto que **1 mol CaCO_3 / 1 mol CaO.**

Al ser el rendimiento del 90% necesitaremos más cantidad de CaCO_3 :

$$\begin{array}{r} \text{Si de 100 moles calentados ----- 90 moles de CaCO}_3 \\ \text{X ----- 1,25} \cdot 10^5 \text{ moles CaCO}_3 \end{array}$$

$$X = 1,39 \cdot 10^5 \text{ moles de CaCO}_3.$$

$$1,39 \cdot 10^5 \text{ moles CaCO}_3 \cdot \frac{181,2 \text{ Kj}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 2,52 \cdot 10^7 \text{ Kj.}$$

Ejercicio resuelto nº 31

La descomposición del tetraóxido de dinitrógeno, $\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{NO}_2$, ocurre espontáneamente a temperaturas altas . Los datos termodinámicos, a 298 K, se incluyen en la tabla adjunta. Determine para dicha reacción:

- ΔH° e ΔS° a 298 K.
- La variación de energía interna a 298 K.
- Si la reacción es espontánea a 298 K en condiciones estándar.
- La temperatura a partir de la cual el proceso es espontáneo (considere que ΔH° y ΔS° son independientes de la temperatura).

	$\Delta H^\circ_f (\text{Kj} \cdot \text{mol}^{-1})$	$\Delta S^\circ (\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})$
N ₂ O ₄	9,2	304
NO ₂	33,2	240

Resolución



a) Reacción química : $\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{NO}_2$

$$\Delta H^\circ \text{reacción} = \sum \Delta H^\circ f \text{ productos} - \sum \Delta H^\circ f \text{ reactivos} =$$

$$= 2 \cdot 33,2 - 1 \cdot 9,2 = 57,2 \text{ Kj.}$$

$$\Delta S^\circ = \sum \Delta S^\circ \text{ productos} - \sum \Delta S^\circ \text{ reactivos} = 2 \cdot 240 - 1 \cdot 304 = 176 \text{ J.K}^{-1}.$$

b) $\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T \rightarrow \Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T$

$$\Delta U = 57,2 - (1 \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298) = 54,7 \text{ Kj.}$$

c) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 57,2 - (298 \cdot 176 \cdot 10^{-3}) = 4,75 \text{ Kj.}$

Por tanto, al ser $\Delta G > 0$, el proceso *no será espontáneo* en condiciones estandar.

d) $\Delta H - T\Delta S < 0$; $T > \Delta H / \Delta S > 57,2 / 176 \cdot 10^{-3} > 325^\circ\text{K}$; $T > 325^\circ\text{C}$

a partir de 325 °K la reacción será espontánea.

Ejercicio resuelto nº 32

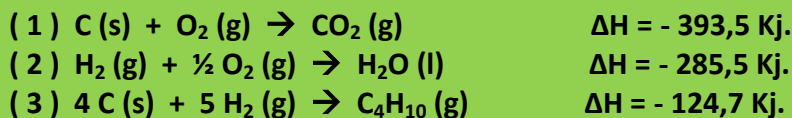
Dadas las siguientes entalpías de formación: $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ KJ/mol}$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,5 \text{ KJ/mol}$ y $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) = -124,7 \text{ KJ/mol}$:

- Escriba las reacciones a las que se refieren estos datos.
- Calcule el calor de combustión del $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})$.

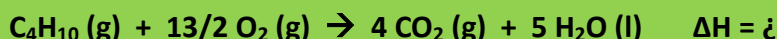
Resolución



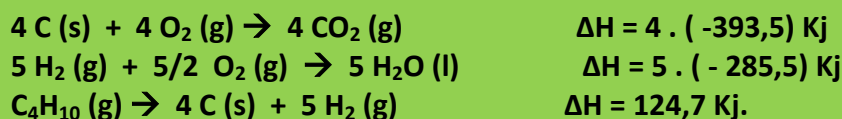
a) Los procesos de formación son :

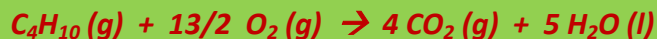


b) La reacción de combustión del butano (C_4H_{10}) es :



Si multiplicamos por 4 la (1), por 5 la (2) e invertimos la (3):



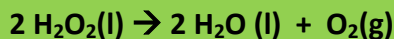


$$\Delta H_{reacción} = 4 \cdot (-393,5) + 5 \cdot (-285,5) + 124,7 = -2877 \text{ Kj.}$$

(se desprenden)

Ejercicio resuelto nº 33

Dada la reacción:



- Explica si la descomposición del agua oxigenada es un proceso endotérmico o exotérmico.
- Determina si el proceso es espontáneo en condiciones estándar.
¿ Es espontánea a cualquier temperatura?.

COMPUESTO	$\Delta H^{\circ}f$ KJ/mol	$\Delta S^{\circ}J/mol.K$
H ₂ O ₂ (l)	- 187,8	109,6
H ₂ O(l)	- 285,8	70
O ₂ (g)	0	205

Resolución



a) Reacción química : $2 H_2O_2(l) \rightarrow 2 H_2O(l) + O_2(g)$ $\Delta H = ?$

$$\Delta H^{\circ} \text{ reacción} = \sum \Delta H^{\circ}f \text{ productos} - \sum \Delta H^{\circ}f \text{ reactivos} =$$

$$= [2 \cdot (-285,8) + 1 \cdot 0] - [2 \cdot (-187,7)] = -196 \text{ Kj.}$$

Al ser $\Delta H < 0$ la reacción será espontánea.

b) Debemos calcular ΔG : $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ (1)

$$\Delta S^{\circ} \text{ reacción} = \sum \Delta S^{\circ} \text{ productos} - \sum \Delta S^{\circ} \text{ reactivos} =$$

$$= (2 \cdot 70 + 1 \cdot 205) - (2 \cdot 109,6) = 126 \text{ J}^{\circ}K$$

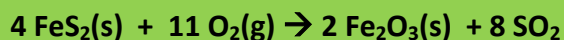
Volvemos a (1):

$$\Delta G = -196 - 298 \cdot 0,126 = -233,6 \text{ Kj.}$$

Por tanto el proceso *será espontáneo* y podemos afirmar que el ser siempre $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$, *la espontaneidad se mantendrá a cualquier temperatura.*

Ejercicio resuelto nº 34

La tostación de la pirita se produce según:



Calcula:

- La entalpía de reacción estándar.
- La cantidad de calor, a presión constante, desprendida en la combustión de 25 g de pirita del 90% de riqueza en peso.

Datos: Ma Fe = 55,8 ; Ma S = 32.

$\Delta H^\circ_f[\text{FeS}_2(\text{s})] = -177,5 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f[\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -822,2 \text{ KJ/mol}$;

$\Delta H^\circ_f[\text{SO}_2(\text{g})] = -296,8 \text{ KJ/mol}$.

Resolución



a) Reacción problema:



Según la 1ª Ley de Hess:

$$\Delta H^\circ_r = \sum \Delta H^\circ_f_{\text{productos}} - \sum \Delta H^\circ_f_{\text{reactivos}}$$

$$\Delta H^\circ_r = [2 \text{ mol} \cdot (-822,2 \text{ KJ/mol}) + 8 \text{ mol} \cdot (-296,8 \text{ KJ/mol})] - [4 \text{ mol} \cdot (-177,5 \text{ KJ/mol})] =$$

$$= -3308,8 \text{ KJ. (proceso exotérmico)}$$

c) En los 25 gramos de pirita del 90% tenemos:

$$25 \text{ g muestra pirita} \cdot 90 \text{ g pirita}/100 \text{ g muestra} = 22,5 \text{ g de FeS}_2.$$

$$\text{Mm FeS}_2 = 119,8 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol FeS}_2 / 119,8 \text{ g}.$$

Los moles de pirita que se ponen en juego:

$$22,5 \text{ g FeS}_2 \cdot 1 \text{ mol}/119,8 \text{ g FeS}_2 = 0,188 \text{ mol de FeS}_2.$$

A presión constante el calor de reacción es igual a ΔH°_r :

$$0,188 \text{ mol FeS}_2 \cdot (-3308,8 \text{ KJ}/ 4 \text{ mol FeS}_2) = -155,5 \text{ KJ. (se desprende energía)}.$$

Ejercicio resuelto nº 35

Las entalpías de combustión del propano y del butano, a 25°C y 1 atm, son -2220 KJ/mol y -2876 KJ/mol, respectivamente.

- Calcula la diferencia de calor desprendido al quemar 10 gramos de cada uno de estos gases.
- Calcula la diferencia de calor desprendida al quemar 10 litros de cada uno de estos gases, medidos a 25°C y 1 atm.

Datos: Ma C = 12 ; Ma H = 1.

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1}.$$

Resolución



a) Mm propano (C_3H_8) = 44 u \rightarrow 1 mol C_3H_8 / 44 g.

Mm butano (C_4H_{10}) = 58 u \rightarrow 1 mol C_4H_{10} / 58 g.

Moles de C_3H_8 puestos en juego:

10 g C_3H_8 . 1 mol/44 g = **0,227 moles de C_3H_8 .**

Moles de C_4H_{10} puestos en juego:

10 g C_4H_{10} . 1 mol/58 g = **0,172 moles de C_4H_{10} .**

Energía desprendida por el C_3H_8 :

0,227 mol C_3H_8 . (-2220 KJ/1 mol) = **-503,94 KJ.**

Energía desprendida por C_4H_{10} :

0,172 mol C_4H_{10} . (-2876 KJ/1 mol) = **-494,67 KJ.**

ΔE = -503,94 - (-494,67) = -9,27 KJ.

En la combustión del C_3H_8 se desprenden **9,27 KJ** más que en la combustión del C_4H_{10} .

b) Si aplicamos la ecuación general de los gases perfectos a estos dos gases, cuyas cantidades (en volumen) y condiciones son iguales para los dos, el número de moles puestos en juego de gases son:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot 10 = n \cdot 0,082 (273+25) ; n = 0,409 \text{ moles.}$$

La energía desprendida por el C_3H_8 será:

$$0,409 \text{ mol } C_3H_8 \cdot (-2220 \text{ KJ/1 mol}) = -907,98 \text{ KJ.}$$

La energía desprendida por el C_4H_{10} es:

$$0,409 \text{ mol } C_4H_{10} \cdot (-2876 \text{ KJ/1 mol}) = -1176,24 \text{ KJ.}$$

$$\Delta E = -907,98 - (-1176,24) = 268,26 \text{ KJ.}$$

En este caso el calor desprendido por C_4H_{10} es **superior** al desprendido por C_3H_8 , en **268,26 KJ.**

Ejercicio resuelto nº 36

Responde, justificando brevemente la respuesta, a las siguientes cuestiones:

- Para una reacción espontánea con ΔS positiva ¿será obligatoriamente ΔH negativo?
- ¿Qué condiciones deben cumplirse para que una reacción endotérmica sea espontánea?.
- ¿Qué efecto tiene sobre ΔH de una reacción la adición de un catalizador?.

Resolución



a) La relación entre la variación de energía libre de Gibbs, ΔG , la variación de entropía, ΔS y la variación de entalpía, ΔH es : **$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$.**

Si la reacción **es espontánea** tenemos **$\Delta G < 0$** . Al ser **$\Delta S > 0$** , el término **$(-T \cdot \Delta S)$** será **negativo**; luego, **ΔH no tiene por qué ser obligatoriamente negativo**, puede ser **positivo** siempre y cuando se cumpla, en valor absoluto:

$$|\Delta H| < |T \cdot \Delta S|$$

b) Teniendo en cuenta lo expuesto en el apartado anterior, una reacción endotérmica, $\Delta H > 0$, es espontánea siempre que $\Delta S > 0$ y:

$$|\Delta H| < |T \cdot \Delta S|$$

c) Ninguno. *La adición de un catalizador modifica los aspectos cinéticos, pero no los termodinámicos.*

Ejercicio resuelto nº 37

Para una determinada reacción $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$ (valores que pueden considerarse constantes con la temperatura). Responde razonadamente:

- Si en esa reacción se desprende o se absorbe calor.
- La energía de activación de esa reacción será positiva o negativa.
- Si la reacción es espontánea siempre, o habrá una temperatura límite a partir de la cual, o por debajo de la cual, no lo sea.

Resolución



a) En esta reacción se absorbe calor, ya que el enunciado nos dice que $\Delta H^\circ > 0$.

b) *La energía de activación de esa reacción, y de cualquier otra, es siempre positiva*, ya que es la diferencia de energía entre el estado de transición, que ocupa siempre la "cima" energética y los reactivos.

c) Cuando un factor es favorable, aumento del desorden, $\Delta S^\circ > 0$, y otro desfavorable, proceso endotérmico, $\Delta H^\circ > 0$, la reacción *no siempre es espontánea*, sino que depende de la **temperatura**:

Si $|\Delta H^\circ| > |T \cdot \Delta S^\circ|$, cosa que ocurre a bajas temperatura, $\Delta G > 0$ y por lo tanto la reacción *no es espontánea*.

Si $|\Delta H^\circ| < |T \cdot \Delta S^\circ|$, circunstancia que se produce a altas temperaturas, $\Delta G < 0$ y la reacción será *espontánea*.

De la segunda condición: $T > |\Delta H^\circ|/|\Delta S^\circ|$, es decir, *para una temperatura cuyo valor esté por debajo de ese cociente, la reacción no será espontánea*.

Cuando $T = |\Delta H^\circ|/|\Delta S^\circ|$, el sistema *está en equilibrio*.

Ejercicio resuelto nº 38

Mediante la fotosíntesis, las plantas verdes producen oxígeno y glucosa a partir de dióxido de carbono y agua, según la reacción:



La variación de entalpía estándar de esta reacción es 2813,1 Kj/mol. Calcula:

- La entalpía de formación estándar de la glucosa.
- La energía necesaria para obtener 100 gramos de glucosa mediante fotosíntesis.

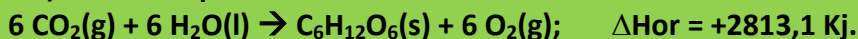
Datos: $\Delta H^\circ_{\text{fCO}_2(\text{g})} = -393,51 \text{ Kj/mol}$; $\Delta H^\circ_{\text{fH}_2\text{O}(\text{l})} = -285,8 \text{ Kj/mol}$.

Ma C = 12 ; Ma O = 16 ; Ma H = 1.

Resolución



a) Reacción química:



Si aplicamos la ecuación de la 1ª ley de Hess:

$$\Delta H^{\circ}r = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{productos}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{reactivos}}$$

$$+2813,1 \text{ KJ} = (1 \text{ mol} \cdot \Delta H^{\circ}f_{\text{glucosa}}) - [6 \text{ mol} \cdot (-393,5 \text{ KJ/mol}) + 6 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ KJ/mol})]$$

$$\Delta H^{\circ}f_{\text{glucosa}} = -1262,76 \text{ KJ/mol.}$$

b) Mm $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 / 180 \text{ g.}$

$$100 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot 1 \text{ mol}/180 \text{ g} = 0,556 \text{ moles de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6.$$

La cantidad de energía necesaria para obtener esta cantidad será:

$$0,556 \text{ mol} \cdot 2813,1 \text{ KJ} / 1 \text{ mol} = 1564,1 \text{ KJ.}$$

Ejercicio resuelto nº 39

El carbonato de calcio (s) se descompone térmicamente en óxido de calcio (s) y dióxido de carbono (g).

a) Calcula, a partir de los datos dados, el calor de la reacción de descomposición.

b) Calcula el calor absorbido o desprendido en el proceso si se obtienen 12,8 g de óxido de calcio.

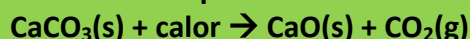
Datos: $\Delta H^{\circ}f_{\text{CaO}(\text{s})} = -633 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H^{\circ}f_{\text{CO}_2(\text{g})} = -393 \text{ KJ/mol}$;

$$\Delta H^{\circ}f_{\text{CaCO}_3(\text{s})} = -1207 \text{ KJ/mol.}$$

Resolución



a) la reacción de descomposición del carbonato de calcio es:



Recordemos que:

$$\Delta H^{\circ}r = \sum \Delta H^{\circ}f_{\text{productos}} - \sum \Delta H^{\circ}f_{\text{reactivos}}$$

$$\Delta H^{\circ}r = [1 \text{ mol} \cdot (-633 \text{ KJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot (-393 \text{ KJ/mol})] - [1 \text{ mol} \cdot (-1207 \text{ KJ/mol})] =$$

$$= +181 \text{ KJ. (Se trata de una reacción endotérmica).}$$

b) Mm $\text{CaO} = 56,08 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } \text{CaO}/56,08 \text{ g.}$

Los moles correspondientes a 12,8 g de esta sustancia serán:

$$12,8 \text{ g } \text{CaO} \cdot 1 \text{ mol}/56,08 \text{ g} = 0,228 \text{ moles de } \text{CaO.}$$

El calor absorbido será:

$$0,228 \text{ mol } \text{CaO} \cdot 181 \text{ KJ}/1 \text{ mol} = 41,3 \text{ KJ.}$$



Ejercicio resuelto nº 40

El butano y el propano son dos gases combustibles utilizados en la industria y en las casas.

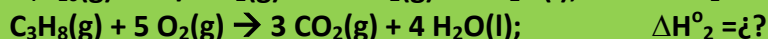
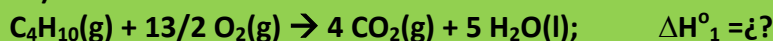
- a) Escribe las reacciones de combustión del butano y del propano, y calcula, para cada combustión, el calor a presión constante liberado en condiciones estándar, a 25°C, cuando se forma un mol de CO₂.
- b) Considerando el calor a presión constante liberado cuando se forma 1 mol de CO₂, justifica cuál de los dos gases contribuirá más al agravamiento del efecto invernadero.

Datos: $\Delta H^{\circ}_f(\text{propano}) = -103,8 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H^{\circ}_f(\text{butano}) = -126,5 \text{ KJ/mol}$;
 $\Delta H^{\circ}_f(\text{H}_2\text{O(l)}) = -285,8 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H^{\circ}_f(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ KJ/mol}$.

Resolución



a) Las ecuaciones de combustión son:



El calor de reacción, a presión constante es igual a ΔH°_r , luego:

$$\Delta H^{\circ}_r = \sum \Delta H^{\circ}_f(\text{productos}) - \sum \Delta H^{\circ}_f(\text{reactivos})$$

$$\begin{aligned} \Delta H^{\circ}_1 &= [5 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ KJ/mol}) + 4 \text{ mol} \cdot (-393,5 \text{ KJ/mol})] - \\ &\quad - [1 \text{ mol} \cdot (-126,5 \text{ KJ/mol}) + 13/2 \text{ mol} \cdot 0 \text{ KJ/mol}] = \\ &= -2876,5 \text{ KJ}. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta H^{\circ}_2 &= [4 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ KJ/mol}) + 3 \text{ mol} \cdot (-393,5 \text{ KJ/mol})] - \\ &\quad - [1 \text{ mol} \cdot (-103,8 \text{ KJ/mol}) + 5 \text{ mol} \cdot 0] = -2219,9 \text{ KJ}. \end{aligned}$$

Estamos en condiciones de calcular el calor liberado por mol obtenido de CO₂:

Butano: 1 mol C₄H₁₀ · (-2876,5 KJ/4 mol CO₂) = **-719,1 KJ/mol**.

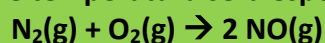
Propano: 1 mol C₃H₈ · (-2219,9 KJ/ 3 mol CO₂) = **-740,0 KJ/mol**.

b) Como se sabe, el dióxido de carbono es uno de los gases presentes en la atmósfera que contribuye al efecto invernadero.

Es preferible el empleo de propano pues libera menos CO₂ a la atmósfera para una cantidad de energía generada muy parecida.

Ejercicio resuelto nº 41

Determina a qué temperatura será espontánea la reacción:



Datos: ΔS° (Kj · mol⁻¹ · K⁻¹): NO = 0,21 ; O₂ = 0,20 ; N₂ = 0,19;

$\Delta H^{\circ}_f(\text{NO}) = 90,4 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Ma O = 16,0 ; S = 32,0

Número de Avogadro: 6,022 · 10²³.

Resolución



Decimos que una reacción es espontánea, a presión y temperatura constante, cuando se cumple la condición de que $\Delta G < 0$.

Sabemos que para determinar el valor de ΔG debemos utilizar la ecuación de la energía libre de Giss:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Reacción química: $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO(g)$ (1)

$$\Delta H^{\circ}r = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{productos}} - \Delta H^{\circ}_{\text{reactivos}} =$$

$$= (2 \text{ mol} \cdot 90,4 \text{ KJ/mol}) - [1 \text{ mol} \cdot 0 + 1 \text{ mol} \cdot 0] = 180,8 \text{ KJ}.$$

$$\Delta S^{\circ}r = \sum S^{\circ}_{\text{productos}} - \sum S^{\circ}_{\text{reactivos}} = [2 \text{ mol} \cdot 0,21 \text{ KJ/mol.K}] - [1 \text{ mol} \cdot 0,19 \text{ KJ/mol.K} + 1 \text{ mol} \cdot 0,20 \text{ KJ/mol.K}] = 0,03 \text{ KJ/K}.$$

Aplicando la ecuación (1):

$$\Delta H - T \cdot \Delta S < 0 ; 180,8 \text{ KJ} - T \cdot 0,03 \text{ KJ/K} < 0 ; T > 180,8 \text{ KJ} / 0,03 \text{ KJ/K} > 6027 \text{ K}.$$

Este cálculo nos dice que la reacción anterior solo es espontánea a temperaturas superiores a 6027 K.

Ejercicio resuelto nº 42

Determina la entalpía molar de formación del ácido nitroso disuelto a partir de los siguientes datos:



Datos: Entalpía molar de formación del agua líquida = -68,3 kcal.

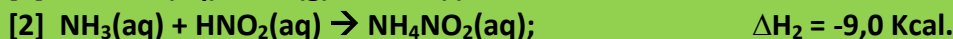
Resolución



La reacción problema es:

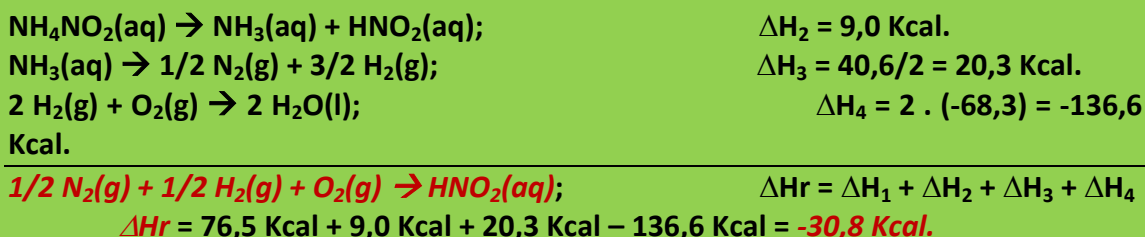


Reacciones dato:



Estudiando la reacción problema y comparándola con las reacciones dato llegamos a la conclusión que: le damos la vuelta a las reacciones 1 y 2, dividimos por dos la ecuación 3 y multiplicamos por dos la reacción 4. De esta forma podemos conocer la entalpía molar de formación del ácido $HNO_2(aq)$:





La entalpía molar de formación, *por definición*, será: **-30,8 Kcal/mol**.

Ejercicio resuelto nº 43

A partir de los siguientes datos a 298 K, justifica si las siguientes frases son verdaderas o falsas:

a) La formación del NO a partir de nitrógeno y oxígeno en condiciones estándar es un proceso endotérmico.

La energía libre de Gibbs de formación del NO₂ es menor que la del NO; por tanto, el NO₂ se forma más rápidamente que el NO.

c) La oxidación con oxígeno en condiciones estándar de NO a NO₂ es exotérmica.

d) La oxidación con oxígeno en condiciones estándar de NO a NO₂ es espontánea.

	$\Delta H^{\circ}f(\text{Kj/mol})$	$\Delta G^{\circ}f(\text{Kj/mol})$
NO(g)	90,25	86,57
NO ₂ (g)	33,18	51,30

Resolución



Los datos de la tabla:

	$\Delta H^{\circ}f(\text{Kj/mol})$	$\Delta G^{\circ}f(\text{Kj/mol})$
NO(g)	90,25	86,57
NO ₂ (g)	33,18	51,30

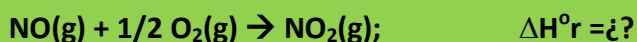
nos indican que las reacciones de formación estándar del NO(g) y NO₂(g) son a 298 K:

- Que las reacciones son endotérmicas puesto que $\Delta H > 0$.
- Que son no espontáneas puesto que $\Delta G > 0$.

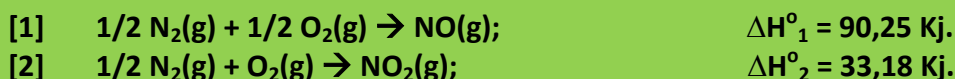
Luego:

- VERDADERA**. Según lo hemos expuesto anteriormente.
- FALSA**. Las magnitudes termodinámicas no proporcionan ninguna información sobre la cinética de reacción.
- VERDADERA**. La justificación la tenemos con la aplicación de la ley de Hess:

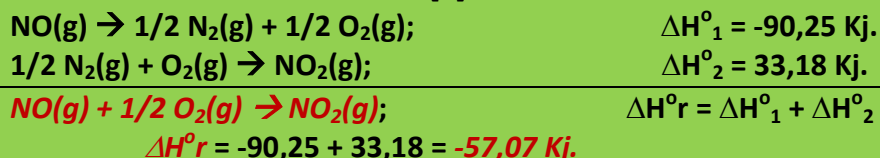
Reacción problema:



Reacciones dato:



Si le damos la vuelta a la a la reacción [1]:



Al ser $\Delta H^\circ_r < 0$, la reacción será *exotérmica*.

d) **VERDADERA**. Tenemos la reacción: $\text{NO(g)} + 1/2 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{NO}_2\text{(g)}$

Si calculamos ΔG°_r , mediante la ecuación:

$$\begin{aligned} \Delta G^\circ_r &= \sum \Delta G^\circ_{\text{productos}} - \sum \Delta G^\circ_{\text{reactivos}} \\ \Delta G^\circ_r &= 51,30 \text{ Kj} - 88,57 \text{ Kj} = -35,27 \text{ Kj.} \end{aligned}$$

Llegamos a la conclusión de que la oxidación del NO(g) a $\text{NO}_2\text{(g)}$ es espontánea en condiciones estándar a 298 K.

Ejercicio resuelto nº 44

La reacción de hidrogenación del eteno para dar etano es:



Se pide:

- Calcula a partir de las entalpías de combustión del eteno y del etano y de la entalpía de formación del agua, la entalpía de la reacción de hidrogenación, haciendo uso de la ley de Hees.
- Calcula la cantidad de calor que acompaña a la reacción de hidrogenación cuando se consumen 11,3 litros de H_2 a 1 atm de presión y 0°C .

Datos: $\Delta H^\circ_{\text{combustiónC}_2\text{H}_4} = -1386,1 \text{ Kj/mol}$.

$\Delta H^\circ_{\text{combustiónC}_2\text{H}_6} = -1539,9 \text{ Kj/mol}$.

$\Delta H^\circ_{\text{fH}_2\text{O}} = -285,6 \text{ Kj/mol}$.

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$

Resolución



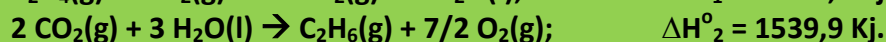
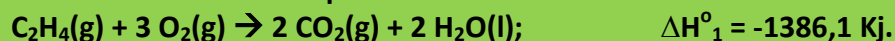
a) La reacción de hidrogenación, reacción problema, es:



Reacciones dato que podemos obtener del enunciado del problema:

- [1] $\text{C}_2\text{H}_4\text{(g)} + 3 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_2\text{(g)} + 2 \text{H}_2\text{O(l);} \quad \Delta H^\circ_1 = -1386,1 \text{ Kj.}$
- [2] $\text{C}_2\text{H}_6\text{(g)} + 7/2 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_2\text{(g)} + 3 \text{H}_2\text{O(l);} \quad \Delta H^\circ_2 = -1539,9 \text{ Kj.}$
- [3] $\text{H}_2\text{(g)} + 1/2 \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l);} \quad \Delta H^\circ_3 = -285,6 \text{ Kj.}$

Podemos obtener la reacción problema dando la vuelta a la reacción 2:



$$\Delta H^{\circ}r = -1386,1 + 1539,9 - 285,6 = -131,8 \text{ Kj.}$$

b) En condiciones normales: 1 mol H₂/22,4 L. H₂

$$11,3 \text{ L. H}_2 \cdot 1 \text{ mol}/22,4 \text{ L. H}_2 = 0,504 \text{ moles de H}_2.$$

Según la reacción química:

$$1 \text{ mol H}_2 / -131,8 \text{ Kj.}$$

Luego la energía asociada a los 11,3 L. de H₂ es:

$$0,504 \text{ mol H}_2 \cdot (-131,8 \text{ Kj}/1 \text{ mol H}_2) = -66,4 \text{ Kj. (se desprenden).}$$

Ejercicio resuelto nº 45

La entalpía estándar de formación del dióxido de carbono gaseoso es -393,5 Kj/mol, la del agua líquida -285,8 Kj/mol y la del metano gaseoso -748,0 Kj/mol.

a) ¿Cuál es la entalpía estándar de combustión del gas metano?

b) ¿Cuántas calorías se intercambian al quemar 10 gramos de metano? ¿Se absorben o se desprenden?.

Dato: 1 Julio = 0,239 calorías.

Resolución



a) La reacción de combustión del metano es:



Como tenemos los datos de las entalpías de formación:

$$\Delta H^{\circ}r = \sum \Delta H^{\circ}f_{\text{productos}} - \sum \Delta H^{\circ}f_{\text{reactivos}}$$

$\Delta H^{\circ}r = [1 \text{ mol} \cdot (-393,5 \text{ Kj/mol}) + 2 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ Kj/mol})] - [1 \text{ mol} \cdot (-748,0 \text{ Kj/mol})] = -217,1 \text{ Kj.}$ Este resultado lo podemos poner como **-217,1 Kj/mol** puesto que en la reacción sólo se pone en juego **1 mol de metano**.

b) Hemos deducido en el apartado anterior que la combustión del metano es un proceso exotérmico ($\Delta H < 0$). En la combustión de 10 gramos de metano **HABRÁ UN DESPRENDIMIENTO DE ENERGÍA**, que vamos a determinar:

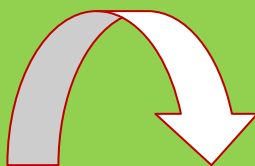
Del apartado anterior podemos establecer que: **1 mol CH₄/-217,1 Kj.**

Los moles de metano puestos en juego son:

$$\text{Mm CH}_4 = 16 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CH}_4)/16 \text{ g.}$$

$$10 \text{ g CH}_4 \cdot 1 \text{ mol}/16 \text{ g} = 0,625 \text{ mol CH}_4.$$

$$0,625 \text{ mol CH}_4 \cdot (-217,1 \text{ Kj/mol}) = -135,68 \text{ Kj} \cdot 1000 \text{ J}/1 \text{ Kj} \cdot 0,239 \text{ cal}/\text{J} = -32429,31 \text{ cal.}$$



Ejercicio resuelto nº 46

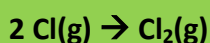
Considera la reacción química siguiente: $2 \text{Cl(g)} \rightarrow \text{Cl}_2\text{(g)}$. Contesta de forma razonada:

- ¿Qué signo tiene la variación de entalpía de dicha reacción?
- ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción?
- ¿La reacción será espontánea a temperaturas altas o bajas?
- ¿Cuánto vale ΔH de la reacción, si la energía Cl – Cl es $243 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Resolución



La reacción problema es:



- Cada átomo de cloro tiene un electrón desapareado que lo pueden utilizar para la formación de un enlace covalente que una los dos átomos de cloro y obtengamos la molécula de gas cloro (Cl_2). *Esta unión estabilizará el sistema y llevará consigo un desprendimiento de energía. La reacción es exotérmica y se cumple que $\Delta H < 0$.*
- En el miembro de la izquierda hay dos moles de reactivo gaseoso y en la derecha existe un mol de producto gaseoso, el desorden es mayor en la izquierda que en la derecha, es decir, $S_{\text{reactivos}} > S_{\text{productos}}$ por lo que:
 $\Delta S = S_{\text{productos}} - S_{\text{reactivos}} \rightarrow \Delta S < 0$.
- Para que la reacción sea espontánea: $\Delta G < 0$.
 $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$
 $(-)-(-) = (-)(+)$
 Si estamos trabajando a temperaturas altas: $|\Delta H| < |T \cdot \Delta S| \rightarrow \Delta G > 0$.
 La reacción *no sería espontánea*.
 Si trabajamos a temperaturas bajas: $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$, la reacción *sería espontánea*.
- La energía de reacción coincide en módulo con la energía de enlace Cl – Cl pero con signo negativo puesto que en el apartado a) se llegó a la conclusión que:
 $\Delta H < 0$, es decir, $\Delta H_r = -243 \text{ KJ}$.

Ejercicio resuelto nº 47

Sea la reacción: $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HBr(g)} \rightarrow \text{Producto (g)}$

- Completa la reacción e indica el nombre de los reactivos y del producto mayoritario.
- Calcula ΔH de la reacción.
- Calcula la temperatura a la que la reacción será espontánea.

Datos: $\Delta S^\circ_{\text{reacción}} = -114,5 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_{\text{fCH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2} = 20,4 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$\Delta H^\circ_{\text{fHBr}} = -36,4 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_{\text{fproducto mayoritario}} = -95,6 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Resolución



a) La reacción completa es:



La regla seguida para obtener la reacción completa es la llamada regla de Markovnikov que para alquenos no simétricos, como es el nuestro, dice: el átomo de H del HBr se adiciona al átomo de C del doble enlace que más hidrógeno tenga.

b) Nos proporcionan como datos las entalpías de formación de productos y de reactivos, luego:

$$\Delta H^{\circ} r = \sum \Delta H^{\circ} f_{\text{productos}} - \sum \Delta H^{\circ} \text{reactivos}$$

$$\Delta H^{\circ} r = [1 \text{ mol} \cdot (-95,6 \text{ KJ/mol})] - [1 \text{ mol} \cdot 20,4 \text{ KJ/mol} + 1 \text{ mol} \cdot (-36,4 \text{ KJ/mol})] = -79,6 \text{ KJ}$$

c) Sabemos que para que la reacción sea espontánea $\Delta G < 0$.

También sabemos que: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$.

Por otra parte $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0 \rightarrow -\Delta H - T \cdot (-\Delta S) < 0 \rightarrow -\Delta H + T \cdot \Delta S < 0$

A temperaturas elevadas $|T \cdot \Delta S| > |\Delta H| \rightarrow \Delta G > 0$ **NO ESPONTÁNEA.**

A temperaturas bajas $|T \cdot \Delta S| < |\Delta H| \rightarrow \Delta G < 0$ **ESPONTÁNEA.**

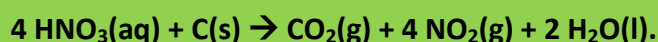
Luego la temperatura de espontaneidad será:

$$T < |\Delta H| / |\Delta S| < 79,6 \text{ KJ} / 0,1145 \text{ KJ} \cdot \text{K}^{-1} < 695,2 \text{ K}$$

Para que la reacción sea espontánea la temperatura **debe ser inferior a 695,2 K.**

Ejercicio resuelto nº 48

Para la reacción:



A partir de la tabla adjunta determina si el proceso es espontáneo en condiciones estándar.

	$\Delta H^{\circ} f(\text{KJ/mol})$	$\Delta S^{\circ}(\text{J/mol.K})$
HNO ₃ (aq)	-207,36	146,4
C(s)	0	5,74
CO ₂ (g)	-393,5	213,74
NO ₂ (g)	33,84	240,6
H ₂ O(l)	-285,8	69,91

Resolución

Ejercicio resuelto nº 48

La espontaneidad de un proceso químico la determina la ecuación de la energía libre de Giss:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \quad (1)$$

y se debe cumplir que: $\Delta G < 0$.

Luego el problema consiste en conocer el valor de la funciones de estado (ΔH y ΔS) y aplicar la ecuación (1).

La reacción química es:



$$\Delta H^{\circ}r = \sum \Delta H^{\circ}f_{\text{productos}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{reactivos}} = [1 \text{ mol} \cdot (-393,5 \text{ Kj/mol}) + 4 \text{ mol} \cdot 33,84 \text{ Kj/mol} + 2 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ Kj/mol})] - [4 \text{ mol} \cdot (-207,36 \text{ Kj/mol})] = -0,3 \text{ Kj}.$$

$$\Delta S^{\circ}r = \sum \Delta S^{\circ}_{\text{productos}} - \sum \Delta S^{\circ}_{\text{reactivos}} = [1 \text{ mol} \cdot 213,74 \text{ J/mol.K} + 4 \text{ mol} \cdot 240,06 \text{ J/mol.K} + 2 \text{ mol} \cdot 69,91 \text{ J/mol.K}] - [4 \text{ mol} \cdot 146,4 \text{ J/mol.K} + 1 \text{ mol} \cdot 5,74 \text{ J/mol.K}] = 722,46 \text{ J/K}.$$

Nos vamos a la ecuación (1):

$$\Delta G = -0,3 \text{ Kj} - (273+25) \text{ K} \cdot 0,72246 \text{ Kj/K} = -215,6 \text{ Kj}.$$

La conclusión: *la reacción química es espontánea a 25°C. (298 K).*

Ejercicio resuelto nº 49

a) Calcula la entalpía de combustión del etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) sabiendo que las entalpías de formación estándar del etanol, dióxido de carbono y agua son, respectivamente, -277,7 ; -393,5 y -285,8 Kj/mol.

b) Discute sobre la espontaneidad de dicho proceso sabiendo que su variación de entropía es +216,8 J/mol.K.

Resolución



a) La reacción de combustión es:



$$\Delta H^{\circ}r = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{productos}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{reactivos}} = [2 \text{ mol} \cdot (-393,5 \text{ Kj/mol}) + 3 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ Kj/mol})] - [1 \text{ mol} \cdot (-277,7 \text{ Kj/mol})] = -1366,7 \text{ Kj/mol. (se trata de un proceso exotérmico)}$$

b) En lo referente a la espontaneidad, sabemos que $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$.

Para que la reacción sea espontánea $\Delta G < 0$ y sabemos que:

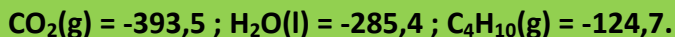
$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S; \text{ como } \Delta H < 0 \rightarrow \Delta G < 0 \text{ (independientemente de la temperatura).}$$

Por lo tanto la combustión del etanol es *un proceso espontáneo a cualquier temperatura.*



Ejercicio resuelto nº 50

Dadas las siguientes entalpías estándar de formación (en KJ/mol):



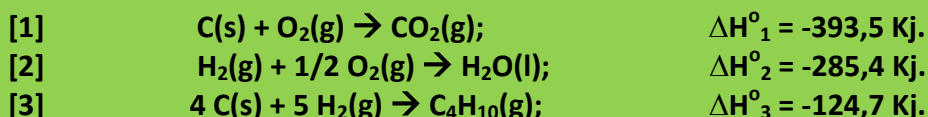
- Escribe y explica las reacciones a que se refieren estos datos.
- Calcula el calor de combustión del butano.
- Determina la masa de butano necesaria para calentar 50 L de agua desde 4°C hasta 50°C , suponiendo que el rendimiento es del 70%.

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; H = 1.

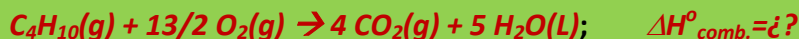
Resolución



a) los datos sobre entalpías de formación se pueden transformar en reacciones dato:

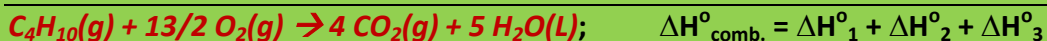
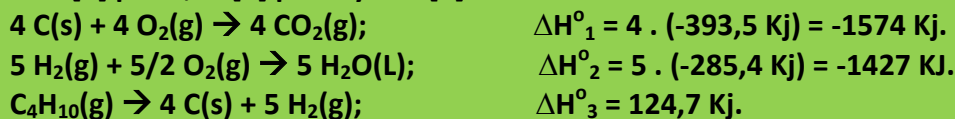


b) La reacción de combustión del butano es:



Estudiando las reacciones del apartado anterior podemos llegar a la reacción de combustión del butano, de la siguiente forma:

Multiplicamos la [1] por 4; la [2] por 5 y a la [3] le damos la vuelta:



Mediante la 2ª ley de Hess:

$\Delta\text{H}^\circ_{\text{comb.}} = -1574 \text{ KJ} - 1427 \text{ KJ} + 124,7 \text{ KJ} = -2876,3 \text{ KJ} \text{ (} -2876,3 \text{ KJ/mol) .}$

c) El calor necesario lo calcularemos mediante la ecuación:

$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$

c (calor específico) = 4,184 KJ/Kg.K (Dato que no lo proporciona el enunciado del problema. En estos casos pedirlo a los profesores de la Selectividad)

$V_{\text{H}_2\text{O}} = 50 \text{ L} = 50 \text{ Kg.}$ (Esta igualdad se cumple únicamente en el H_2O ; $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/ mL}$)

$\Delta T = [(273+50)] - [(273+4)] = 46 \text{ K.}$

Mm $\text{C}_4\text{H}_{10} = 58 \text{ u.}$

$Q = 50 \text{ Kg.} \cdot 4,184 \text{ KJ/Kg.K} \cdot 46 \text{ K} = 9623,2 \text{ KJ.}$

Como el rendimiento del proceso calorífico es del 70%.

$9623,2 \text{ KJ(útiles)} \cdot 100 \text{ KJ/70 KJ(útiles)} = 13747,4 \text{ KJ.}$

Según la reacción de combustión:



$1 \text{ mol} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{C}_4\text{H}_{10}) / 58 \text{ g.}$

$$58 \text{ g } C_4H_{10} / 2876,3 \text{ Kj.}$$

Utilizaré la regla de tres para que entendáis mejor el cálculo de la masa de butano:

$$\begin{array}{r} 58 \text{ g } C_4H_{10} \text{ ----- } 2876,3 \text{ Kj} \\ m \text{ ----- } 13747,4 \text{ Kj} \end{array}$$

$$2876,3 \text{ Kj} \cdot m = 58 \text{ g } C_4H_{10} \cdot 13747,4 \text{ Kj} ; m = 277,21 \text{ g de } C_4H_{10} \text{ (Butano).}$$

Ejercicio resuelto nº 51

El etanol, $CH_3CH_2OH(l)$, está siendo considerado como un posible sustituto de los combustibles fósiles tales como el octano, $C_8H_{18}(l)$, componente mayoritario de la gasolina. Teniendo en cuenta que la combustión, tanto del etanol como del octano, da lugar a $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$, calcula:

- La entalpía correspondiente a la combustión de 1 mol de etanol y la correspondiente a la combustión de 1 mol de octano.
- La cantidad de energía en forma de calor que desprenderá al quemarse 1 gramo de etanol y compárala con la que desprende la combustión de 1 gramo de octano.
- La cantidad de energía en forma de calor que se desprende en cada una de las reacciones de combustión (del etanol y del octano) por cada mol de CO_2 que se produce.

Datos: $\Delta H^{\circ}_f_{CH_3CH_2OH} = -277,7 \text{ Kj} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$\Delta H^{\circ}_f_{C_8H_{18}(l)} = -250,1 \text{ Kj} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\Delta H^{\circ}_f_{CO_2(g)} = -393,5 \text{ Kj} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\Delta H^{\circ}_f_{H_2O(l)} = -285,8 \text{ Kj} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Masas atómicas: H = 1 ; C = 12 ; O = 16.

Resolución



a) Las reacciones de combustión son:



Puesto que el enunciado nos proporciona las entalpías de formación, aplicando la 1ª

ley de Hess: $\Delta H^{\circ}_r = \sum \Delta H^{\circ}_f_{\text{productos}} - \sum \Delta H^{\circ}_f_{\text{reactivos}}$.

$$\Delta H^{\circ}_1 = [2 \text{ mol} \cdot (-393,5 \text{ Kj/mol}) + 3 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ Kj/mol})] - [1 \text{ mol} \cdot (-277,7 \text{ Kj/mol})] = -1366,7 \text{ Kj. (Kj/mol)}$$

$$\Delta H^{\circ}_2 = [8 \text{ mol} \cdot (-393,5 \text{ Kj/mol}) + 9 \text{ mol} \cdot (-285,8 \text{ Kj/mol})] - [1 \text{ mol} \cdot (-250,1 \text{ Kj/mol})] = -5470,1 \text{ Kj. (KJ/mol)}$$

b) Mm $C_2H_5OH = 46 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 46 \text{ g etanol.}$

Mm $C_8H_{18} = 114 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_8H_{18}) / 114 \text{ g octano.}$

La energía desprendida por gramo será:

$$1 \text{ g } C_2H_5OH \cdot 1 \text{ mol} / 46 \text{ g.} = 0,021 \text{ mol.}$$

$$0,021 \text{ mol } C_2H_5OH \cdot (-1366,7 \text{ Kj/mol}) = -28,7 \text{ Kj.}$$

$$1 \text{ g } C_8H_{18} \cdot 1 \text{ mol} / 114 \text{ g} = 0,0087 \text{ mol.}$$

$$0,0087 \text{ mol } C_8H_{18} \cdot (-5470,1 \text{ Kj/mol}) = -47,58 \text{ Kj.}$$

c) Teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos:

[1] **2 moles CO_2 / -1366,7 Kj.**

1 mol CO_2 . (-1366,7 Kj/2 moles CO_2) = **-683,35 Kj.**

[2] **8 moles CO_2 / -5470,1 Kj.**

1 mol CO_2 . (-5470,1 Kj/ 8 moles CO_2) = **-683,76 Kj.**



Antonio Zaragoza López