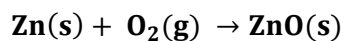


Ejer: n° 1 de la libreta

Calcula la entalpía estándar de la reacción de oxidación del cinc.



Sabiendo:

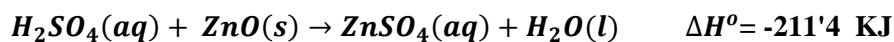
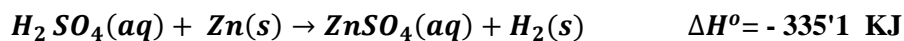
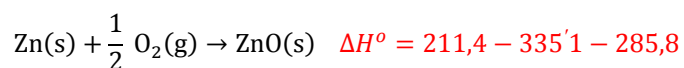
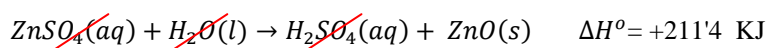
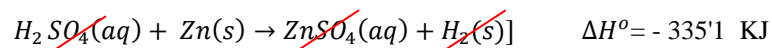


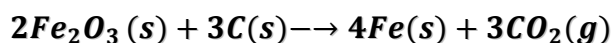
Diagrama de Hess



$$\Delta H^\circ = -409,5 \text{ KJ/mol}$$

Ejercicio nº 47)

Calcula a que temperatura es termodinámicamente posible que el carbono reduzca al óxido de hierro (III) mediante la reacción.



DATOS:

$$\Delta H_f^0 Fe_2O_3 = -824,2 \frac{KJ}{mol}$$

$$\Delta H_f^0 CO_2 = -393,5 \frac{KJ}{mol}$$

$$\Delta S_m^0 Fe = 27,3 \frac{J}{Kx mol} = 27,3 \times 10^{-3} \frac{KJ}{Kx mol}$$

$$\Delta S_m^0 Fe_2O_3 = 87,4 \frac{J}{Kx mol} = 87,4 \times 10^{-3} \frac{KJ}{Kx mol}$$

$$\Delta S_m^0 C = 5,7 \frac{J}{Kx mol} = 5,7 \times 10^{-3} \frac{KJ}{Kx mol}$$

$$\Delta S_m^0 CO_2 = 213,7 \frac{J}{Kx mol} = 213,7 \times 10^{-3} \frac{KJ}{Kx mol}$$

DESARROLLO:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \left\{ \begin{array}{l} \Delta H - T\Delta S < 0 \\ \Delta G < 0 \end{array} \right. \quad \left\{ \begin{array}{l} -T\Delta S < -\Delta H \\ T > \frac{\Delta H}{\Delta S} \end{array} \right.$$

$$\Delta H_r^0 = \Delta H_f^0(\text{productos}) - \Delta H_r^0(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_r^0 = 3(-393,5) - 2(-824,2) = 467,9 \frac{KJ}{mol}$$

$$\Delta S^0 = S_{\text{Productos}} - S_{\text{reactivos}}$$

$$\Delta S^0 = (4(273,3 \times 10^{-3}) + 3(213,7 \times 10^{-3})) - (2(87,4 \times 10^{-3}) + 3(5,7 \times 10^{-3}))$$

$$\Delta S^0 = 0,5575 \frac{KJ}{Kx mol}$$

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S}; T = 839 \text{ } ^\circ K = 566 \text{ } ^\circ C$$

Ejercicio 15, Página 151

Calcula la variación de entalpía estándar de la reacción de hidrogenización del acetileno (C₂H₂) para formar etano:

a) A partir de las energías medias de enlace:

a. H-C = 415 kJ/mol

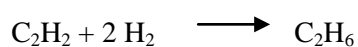
b. C ≡ C = 825 kJ/mol

c. H-H = 436 kJ/mol

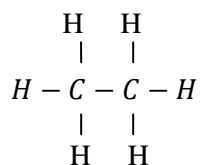
d. C-H = 415 kJ/mol

e. C-C = 350 kJ/mol

b) A partir de las entalpías estándar de formación del etano (-85 kJ/mol) y del acetileno (227 kJ/mol)



HC ≡ CH



a)

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_{\text{Enlaces rotos}} - \sum \Delta H_{\text{Enlaces formados}}$$

$$\Delta H_r = [2(\Delta H_{\text{H-C}}) + (\Delta H_{\text{C}\equiv\text{C}}) + 2(\Delta H_{\text{H-H}})] - [6(\Delta H_{\text{C-H}}) + (\Delta H_{\text{C-C}})] =$$

$$\Delta H_r = (2 \times 415 + 825 + 2 \times 436) - (6 \times 415 + 350) =$$

$$\Delta H_r = -313 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_{f_p} - \sum \Delta H_{f_r}$$

$$\Delta H_r = (\Delta H_{f_{\text{C}_2\text{H}_2}} + 2 \times \Delta H_{f_{\text{H}_2}}) - (\Delta H_{f_{\text{C}_2\text{H}_6}}) =$$

$$\Delta H_r = (-85 + 2 \times 0) - (227) =$$

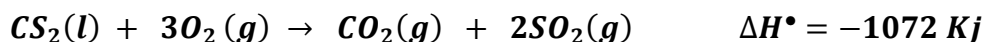
$$\Delta H_r = -312 \text{ kJ/mol}$$

Ejercicios Dictados

2.- Calcula la entalpía estándar de la síntesis del disulfuro de carbono $\text{CS}_2(\text{l})$ a partir de sus elementos: Carbono $\text{C}(\text{s})$ y Azufre $\text{S}(\text{s})$. Sabiendo:

$$\Delta H^\circ_{f\text{CO}_2(\text{g})} = -393,5 \text{ Kj/mol}$$

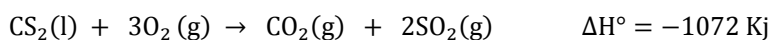
$$\Delta H^\circ_{f\text{SO}_2(\text{g})} = -296,1 \text{ Kj/mol}$$



La reacción de síntesis de cualquier compuesto es la reacción de formación:



En relación a los datos conocidos, para la resolución este problema podemos aplicar la Ley de Hess, o usar la ecuación de la entalpía estándar de una reacción, ya que tenemos como datos las entalpías de formación del CO_2 y del SO_2 . Además al ser la entalpía de la reacción negativa, se está desprendiendo energía, siendo así una reacción exotérmica. A continuación resolveré el problema aplicando la segunda opción:



$$\Delta H^\circ_{f\text{SO}_2(\text{g})} = -296,1 \text{ Kj/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{f\text{CO}_2(\text{g})} = -393,5 \text{ Kj/mol}$$

$$\Delta H_{\text{CS}_2} = ??$$

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_{\text{productos}} - \sum \Delta H_{\text{reactivos}}$$

$$\Delta H_r = (2\Delta H_{\text{SO}_2} + \Delta H_{\text{CO}_2}) - (\Delta H_{\text{CS}_2} + 3\Delta H_{\text{O}_2})$$

$$-1072 = (2 \cdot (-296,1) + (-393,5)) - (X + 3 \cdot (0))$$

$$-1072 = -985,7 - X$$

$$-1072 + 985,7 = -X$$

$$-86,3 = -X$$

$$X = 86,3 \text{ Kj/mol}$$

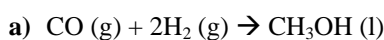
OK

Ejercicio 33 pág. 153

Calcula las entalpías estándar de las siguientes reacciones a partir de las entalpías de formación de reactivos y productos.

DATOS : ΔH°_f (CO) = - 110,5 KJ/mol ; ΔH°_f (CH₃OH) = - 238,9 KJ/mol ; ΔH°_f (NH₃) = - 46,1 KJ/mol ; ΔH°_f (HCl) = - 92,3 KJ/mol ; ΔH°_f (NH₄Cl) = - 315,4 KJ/mol ; ΔH°_f (H₂O) = - 285,8 KJ/mol ; ΔH°_f (CO₂) = -393 KJ/mol

$$\begin{aligned} aA + bB &\rightarrow cC + dD \\ \Delta H^{\circ} &= \sum \Delta H^{\circ}_f \text{ productos} - \sum \Delta H^{\circ}_f \text{ reactivos} \\ \Delta H^{\circ} &= (c\Delta H^{\circ}_{fC} + d\Delta H^{\circ}_{fD}) - (a\Delta H^{\circ}_{fA} + b\Delta H^{\circ}_{fB}) \end{aligned}$$



$$\Delta H^{\circ} = (c\Delta H^{\circ}_{fC}) - (a\Delta H^{\circ}_{fA} + b\Delta H^{\circ}_{fB})$$

$$\Delta H^{\circ} = (1\Delta H^{\circ}_{f \text{ CH}_3\text{OH}}) - (1\Delta H^{\circ}_{f \text{ CO}} + 2\Delta H^{\circ}_{f \text{ H}_2})$$

$$\Delta H^{\circ} = (1 \cdot (-238,9)) - (1 \cdot (-110,5) + 2 \cdot 0)$$

SOLUCIÓN $\Delta H^{\circ} = -128,4 \text{ KJ/mol}$



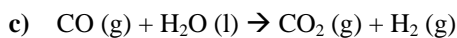
$$\Delta H^{\circ} = (c\Delta H^{\circ}_{fC}) - (a\Delta H^{\circ}_{fA} + b\Delta H^{\circ}_{fB})$$

$$\Delta H^{\circ} = (1 \cdot \Delta H^{\circ}_{f \text{ NH}_4\text{Cl}}) - (1 \cdot \Delta H^{\circ}_{f \text{ NH}_3} + 1 \cdot \Delta H^{\circ}_{f \text{ HCl}})$$

$$\Delta H^{\circ} = (1 \cdot (-315,4)) - (1 \cdot (-46,1) + 1 \cdot (-92,3))$$

SOLUCIÓN $\Delta H^{\circ} = -177 \text{ KJ/mol}$

Saque la entalpía de formación del NH₄Cl (s) de internet, porque no salía en los datos del libro.



$$\Delta H^{\circ} = (c\Delta H^{\circ}_{fC} + d\Delta H^{\circ}_{fD}) - (a\Delta H^{\circ}_{fA} + b\Delta H^{\circ}_{fB})$$

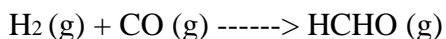
$$\Delta H^{\circ} = (1 \cdot \Delta H^{\circ}_{f \text{ CO}_2} + 1 \cdot \Delta H^{\circ}_{f \text{ H}_2}) - (1 \cdot \Delta H^{\circ}_{f \text{ CO}} + 1 \cdot \Delta H^{\circ}_{f \text{ H}_2\text{O}})$$

$$\Delta H^{\circ} = (1 \cdot (-393,5) + 2 \cdot 0) - (1 \cdot (-110,5) + 1 \cdot (-285,8))$$

SOLUCIÓN $\Delta H^{\circ} = 2,8 \text{ KJ/mol}$

Ejercicio 42 página 154. Química

La formación del formaldehído $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{HCHO}(\text{g})$ transcurre con $\Delta H = 1,96 \text{ kJ/mol}$ y $\Delta S_m = -109,6 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$. Calcula el cambio de entropía del entorno y el cambio de entropía total a 25 grados centígrados, y predice la espontaneidad de la reacción a esta temperatura.



$$\Delta H = 1,96 \text{ kJ/mol} \quad \Delta S_m = -109,6 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$$

$$\Delta S_e = -(-1,96)/298 = 0,00658 \text{ KJ/K}\cdot\text{mol} \times 1000 = \underline{6,58} \text{ J/K}\cdot\text{mol}$$

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{entorno}}$$

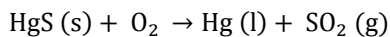
$$\Delta S = -109,6 + 6,58 = -103 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$$

$$\Delta G_{\text{sistema}} = \Delta H_{\text{sistema}} - T \cdot \Delta S_{\text{sistema}}$$

Al ser la ΔH positiva al igual que la T , pero siendo la ΔS_s negativa la ΔG va a ser positiva de manera que la reacción no será espontánea. (Una reacción que absorbe energía y se ordena nunca será espontánea)

Ejercicios dictados el día 17/10/11:

4. En la reacción de tostación del sulfuro de mercurio (II): $\text{HgS (s)} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Hg (l)} + \text{SO}_2 \text{ (g)}$, se sabe que $\Delta H^\circ = -238'6 \text{ KJ}$ y $\Delta S^\circ = 36'7 \text{ J/K}$. ¿A partir de qué temperatura la reacción es espontánea?



$$\Delta H^\circ = -238'6 \text{ KJ}$$

$$\Delta S^\circ = 36'7 \frac{\text{J}}{\text{K}} = 3'67 \cdot 10^{-2} \frac{\text{KJ}}{\text{K}}$$

Una reacción es espontánea si la energía libre de Gibbs es negativa, por tanto si tomamos como ΔG° el 0, la temperatura obtenida será el umbral a partir del cual la reacción será espontánea.

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

$$0 = -238'6 - T(3'67 \cdot 10^{-2})$$

$$T = \frac{238'6}{-3'67 \cdot 10^{-2}}$$

~~$T = -6501 \text{ K}$~~

Este resultado no tiene sentido puesto que el cero absoluto es un límite físico (no existen temperaturas absolutas negativas). Si analizamos los datos que se nos dan, observamos que es una reacción exotérmica $\Delta H^\circ < 0$ y que se desordena $\Delta S^\circ > 0$, las cuales son las condiciones necesarias para que una reacción siempre sea espontánea. Por tanto se concluye que esta reacción será espontánea para cualquier temperatura.

Nº3 (ejercicios pizarra):

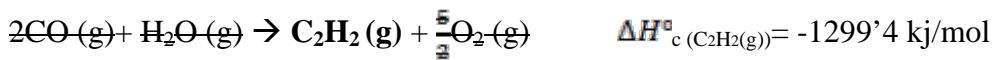
Calcula la entalpía estándar de formación del acetileno, $C_2H_2(g)$, sabiendo que la de combustión de dicho gas es $\Delta H_c^\circ = -1299'4 \text{ KJ/mol}$ y se produce agua líquida.

Realiza también, un diagrama de entalpías.

Datos: $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393'5 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285'8 \text{ KJ/mol}$

Partiendo de la reacción de combustión del acetileno, $C_2H_2(g)$: $C_2H_2(g) + \frac{5}{2}O_2(g) \rightarrow 2CO(g) + H_2O(g)$; y de las de formación del CO_2 : $2C(\text{grafito}) + 2O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g)$; y H_2O : $H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$; podremos aplicar la Ley de Hess de tal forma que:

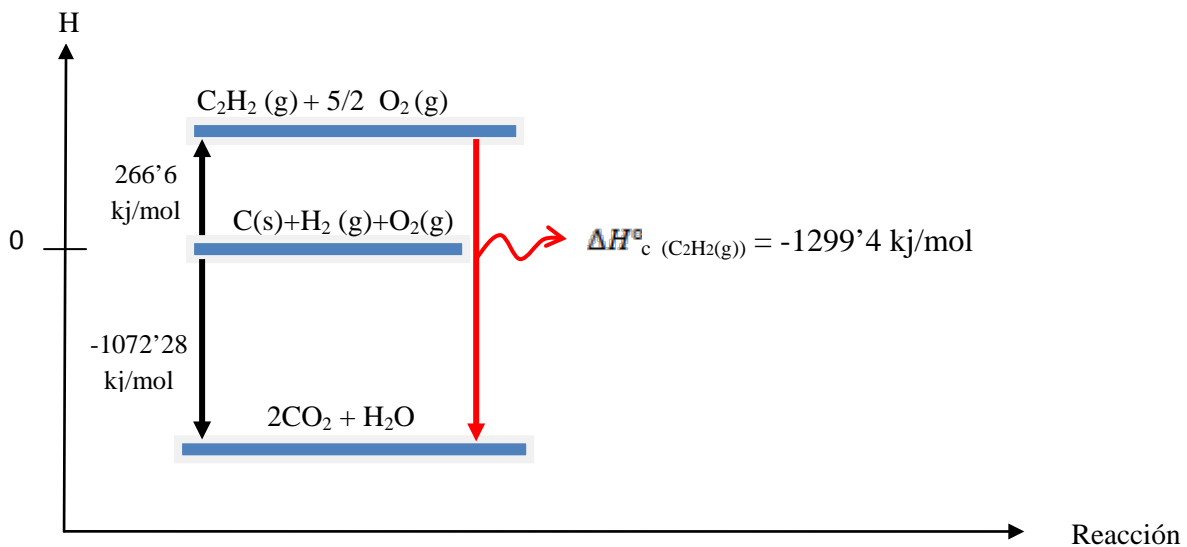


También podríamos hacerlo:

$$\Delta H_f^\circ(C_2H_2(g)) = 2\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) + \Delta H_f^\circ(H_2O(l)) - \Delta H_c^\circ(C_2H_2(g))$$

$$\Delta H_f^\circ(C_2H_2(g)) = 2 \cdot (-393'5) + (-285'8) - (-1299'4) = 226'6 \text{ kJ/mol}$$

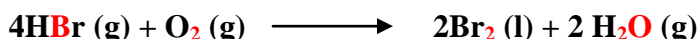
Diagrama entálpico



Carmen Megías Bringas nº 21

Página 155, ejercicios 6 y 7.

-6) Las entalpías estándar de formación a 25 °C del bromuro de hidrógeno y del vapor de agua son -36,4 kJ mol⁻¹ y -242 kJ mol⁻¹, respectivamente. La variación estándar de la entalpía de la reacción:



A 25 °C será:

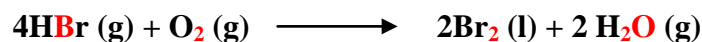
- a) -338,4 kJ mol⁻¹ c) -383,2 kJ mol⁻¹
b) -833,1 kJ mol⁻¹ d) -138 kJ mol⁻¹



$$\Delta H^\circ_{f(\text{HBr})} = -36,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{f(\text{H}_2\text{O})} = -242 \text{ kJ mol}^{-1}$$

¿ $\Delta H^\circ_{\text{reacción}}$?



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

$$\Delta H^\circ_r = (2 \times \Delta H^\circ_{f(\text{Br}_2)} + 2 \times \Delta H^\circ_{f(\text{H}_2\text{O})}) - (4 \times \Delta H^\circ_{f(\text{HBr})} + \Delta H^\circ_{f(\text{O}_2)})$$

$$\Delta H^\circ_r = (2 \times (-242)) - (4 \times (-36,4))$$

$$\Delta H^\circ_r = -338,4 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ (respuesta a)}$$

-7) Si las entalpías de combustión estándar a 25°C del carbono, del hidrógeno y del etano son -394 kJ mol⁻¹, -286 kJ mol⁻¹ y -1560 kJ mol⁻¹, respectivamente, la entalpía de formación estándar del etano a 25°C será:

- a) -3206 kJ mol⁻¹ c) -86 kJ mol⁻¹
b) -1454 kJ mol⁻¹ d) -2240 kJ mol⁻¹

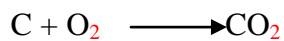
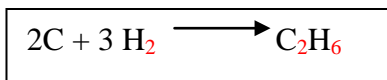


$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}(\text{C})} = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$$

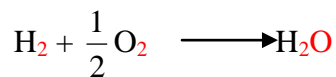
$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}(\text{H}_2)} = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{combustión}(\text{C}_2\text{H}_6)} = -1560 \text{ kJ mol}^{-1}$$

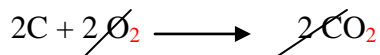
¿ $\Delta H^\circ_{f(\text{C}_2\text{H}_6)}$?



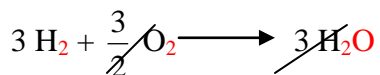
$$\Delta H^\circ \text{ combustión}(\text{C}) = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$$



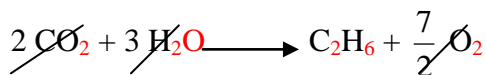
$$\Delta H^\circ \text{ combustión}(\text{H}_2) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$$



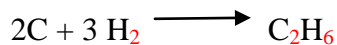
$$\Delta H^\circ r = 2 \times (-394) \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H^\circ r = 3 \times (-286) \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H^\circ r = 1560 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H_{f(\text{C}_2\text{H}_6)}^\circ = -86 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ (respuesta c)}$$

Tienes que editar mejor los trabajos

Pág. 154 Ejercicio 41

Calcula las entropías molares estándar de las reacciones del ejercicio 40, y comprueba las predicciones hechas.

DATOS: S^0 [$\text{NH}_4\text{Cl (s)}$] = $94,6 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; S^0 [$\text{NH}_3 \text{ (g)}$] = $192,4 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$;
 S^0 [HCl (g)] = $186,8 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; S^0 [$\text{CH}_4 \text{ (g)}$] = $187,9 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; S^0 [$\text{O}_2 \text{ (g)}$] = $205,1 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$;
 S^0 [$\text{CO}_2 \text{ (g)}$] = $213,7 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; S^0 [$\text{H}_2\text{O (g)}$] = $188,8 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$;
 S^0 [$\text{C}_3\text{H}_8 \text{ (g)}$] = $269,9 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; S^0 [$\text{H}_2 \text{ (g)}$] = $130,7 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; S^0 [$\text{I}_2 \text{ (g)}$] = $260,6 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; S^0 [HI (g)] = $206,6 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

- a) $\text{NH}_4\text{Cl (s)} \rightarrow \text{NH}_3 \text{ (g)} + \text{HCl (g)}$
- b) $\text{CH}_4 \text{ (g)} + 2 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + 2 \text{ H}_2\text{O (g)}$
- c) $\text{C}_3\text{H}_8 \text{ (g)} + 5 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 3 \text{ CO}_2 \text{ (g)} + 4 \text{ H}_2\text{O (g)}$
- d) $\text{H}_2 \text{ (g)} + \text{I}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ HI (g)}$

$$\Delta S_{\text{reaccion}} = \sum \Delta S_{\text{productos}} - \sum \Delta S_{\text{reactivos}}$$

a) $\Delta S = (192,4 + 186,8) - (94,6) = 284,6 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

b) $\Delta S = (213,7 + (2 \cdot 188,8)) - (187,9 + 2 \cdot 205,1) = -6,8 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

c) $\Delta S = (4 \cdot 188,8 + 3 \cdot 213,7) - (269,9 + 5 \cdot 205,1) = 100,9 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

d) $\Delta S = (2 \cdot 206,6) - (130,7 + 260,6) = 21,9 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

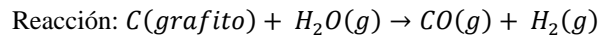
Página 151 ejercicio 16

16. El carbono reacciona con el vapor de agua para producir monóxido de carbono e hidrógeno, ambos gaseosos. Las entalpías estándar de formación del monóxido de carbono gaseoso y del vapor de agua son, respectivamente $-110,52 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $-241,82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Las entropías estándar del hidrógeno gas, monóxido de carbono gas, carbono grafito y agua vapor son, respectivamente, $130,68 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $197,67 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $574 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $188,82 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Con estos datos:

- Calcula ΔH_m^0 y ΔS_m^0 para la reacción citada.
- Calcula ΔG_m^0 a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ e indica si la reacción será o no espontánea en condiciones estándar y a esa temperatura.
- ¿A partir de qué temperatura es espontánea la reacción?

SOLUCIÓN:

a)



$$\Delta H_m^0 = \Sigma \Delta H_f^0[\text{productos}] - \Sigma \Delta H_f^0[\text{reactivos}]$$

$$\Delta H_m^0 = (\Delta H_f^0[CO] + \Delta H_f^0[H_2]) - (\Delta H_f^0[C] + \Delta H_f^0[H_2O])$$

*Tanto la entalpía de formación del H_2 como del C(grafito) valen 0.

$$\Delta H_m^0 = -110,52 + 241,82$$

$$\Delta H_m^0 = 131,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta S_m^0 = \Sigma \Delta S[\text{productos}] - \Sigma \Delta S[\text{reactivos}]$$

$$\Delta S_m^0 = (S_m^0[CO] + S_m^0[H_2]) - (S_m^0[C] + S_m^0[H_2O])$$

$$\Delta S_m^0 = (197,67 + 130,68) - (574 + 188,82)$$

$$\Delta S_m^0 = -434,47 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = -0,43447 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

b)

$$\Delta G_m^0 \text{ a } 298 \text{ K}$$

$$\Delta G_m^0 = \Delta H_m^0 - T\Delta S_m^0$$

$$\Delta G_m^0 = 131,3 - 298 \cdot (-0,43447)$$

$$\Delta G_m^0 = 260,77 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$\Delta G > 0$ por lo que la reacción no será espontánea en las condiciones descritas

c)

$$\Delta G_m^0 = \Delta H_m^0 - T\Delta S_m^0$$

$$\Delta H_m^0 - T\Delta S_m^0 = 0$$

$$131,3 - (-0,43447) \cdot T = 0$$

$$T = -302,2 \text{ K}$$

Este resultado no tiene sentido puesto que el cero absoluto es un límite físico (no existen temperaturas absolutas negativas). Si analizamos los datos que se nos dan, observamos que es una reacción endotérmica $\Delta H^0 > 0$ y que se ordena $\Delta S^0 < 0$, las cuales son las condiciones necesarias para que una reacción siempre sea **NO** espontánea. Por tanto se concluye que esta reacción **NO** será espontánea para ninguna temperatura.

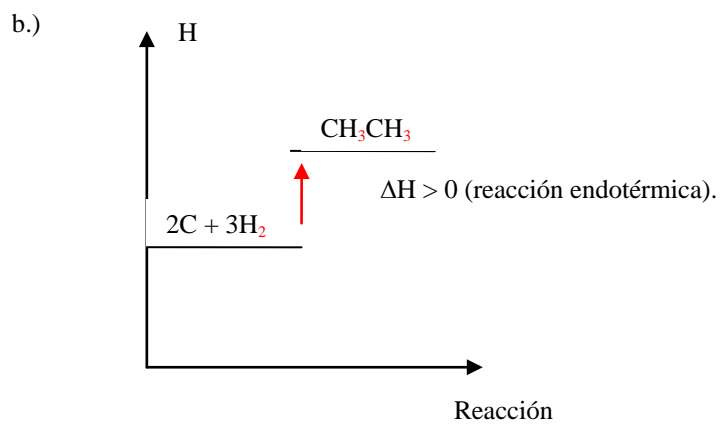
Como bien hiciste el libro presenta un significativo error de cálculo en la entropía de la reacción

Página 136, ejercicio número 8:

La entalpía estándar de formación del etano, CH_3CH_3 (g), es $226,9 \text{ kJ/mol}$.

a.) Escribe la ecuación de la reacción de formación del etano a partir de sus elementos.

b.) Representa, en un diagrama de niveles de entalpía, la entalpía de formación del etano.



Página 150, ejercicio 13.

13 – En algunos países, se utiliza el etanol como alternativa a la gasolina en los motores de los automóviles. Suponiendo que la gasolina es un octano puro:

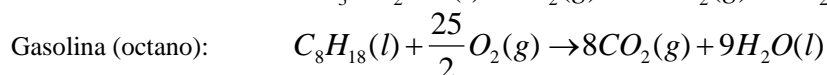
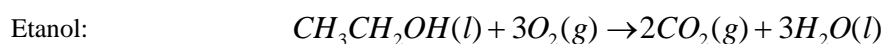
- a) Escribe, las reacciones de combustión ajustadas, de ambas sustancias.
b) Determina qué combustible tiene mayor poder calorífico (calor producido por cada kg quemado).

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

	Etanol (l)	Octano (l)	Dióxido de carbono (g)	Agua (l)
ΔH_f° (Kjmol ⁻¹)	- 278	- 208	- 394	- 286

M_r (etanol) = 46,1 ; M_r (octano) = 114,2

a) Las ecuaciones de las reacciones de combustión son:



b) ¿Qué combustible tiene mayor poder calorífico?

- Para hallar el poder calorífico de cada uno, para después compararlos, utilizamos la siguiente fórmula:

$$\text{Poder calorífico} = \frac{-\Delta H_c^\circ}{Mm}$$

Poder calorífico del etanol:

- Para hallar el poder calorífico necesito la ΔH_c° del etanol:

$$\Delta H_c^\circ = \sum \Delta H_{fp}^\circ - \sum \Delta H_{fr}^\circ$$

$$\begin{aligned} \Delta H_{c(CH_3CH_2OH(l))}^\circ &= (2\Delta H_{f(CO_2(g))}^\circ + 3\Delta H_{f(H_2O(l))}^\circ) - (\Delta H_{f(CH_3CH_2OH(l))}^\circ) = \\ &= (3 \cdot -286) + (2 \cdot -394) + 278 = -1368 \text{Kjmol}^{-1} \end{aligned}$$

- M_r (etanol) = 46,1

$$\text{Poder calorífico} = \frac{-\Delta H_c^\circ}{Mm} = \frac{-(-1368)}{46,1} = 29,7 \text{Kjg}^{-1} \rightarrow 29,7 \cdot 10^3 \text{KjKg}^{-1}$$

Poder calorífico de la gasolina (octano):

- Para hallar el poder calorífico necesito la ΔH_c° de la gasolina (octano):

$$\begin{aligned}\Delta H_c^\circ &= \sum \Delta H_{fp}^\circ - \sum \Delta H_{fr}^\circ \\ \Delta H_{c(C_8H_{18}(l))}^\circ &= (8\Delta H_{f(CO_2(g))}^\circ + 9\Delta H_{f(H_2O(l))}^\circ) - (\Delta H_{f(C_8H_{18}(l))}^\circ) = \\ &= (8 \cdot -394) + (9 \cdot -286) + 208 = -5518 \text{KJmol}^{-1}\end{aligned}$$

- M_r de la gasolina (octano) = 114,2

$$\text{Poder calorífico} = \frac{-\Delta H_c^\circ}{Mm} = \frac{-(-5518)}{114,2} = 48,3 \text{KJg}^{-1} \rightarrow 48,3 \cdot 10^3 \text{KJKg}^{-1}$$

SOLUCIÓN:

- Poder calorífico del etanol: $29,7 \cdot 10^3 \text{Kj/Kg}$

- Poder calorífico de la gasolina (octano): $48,3 \cdot 10^3 \text{Kj/Kg}$

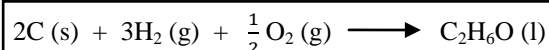
El poder calorífico de la gasolina (octano) es mayor que el del etanol.

Página 153 ejercicio nº30.

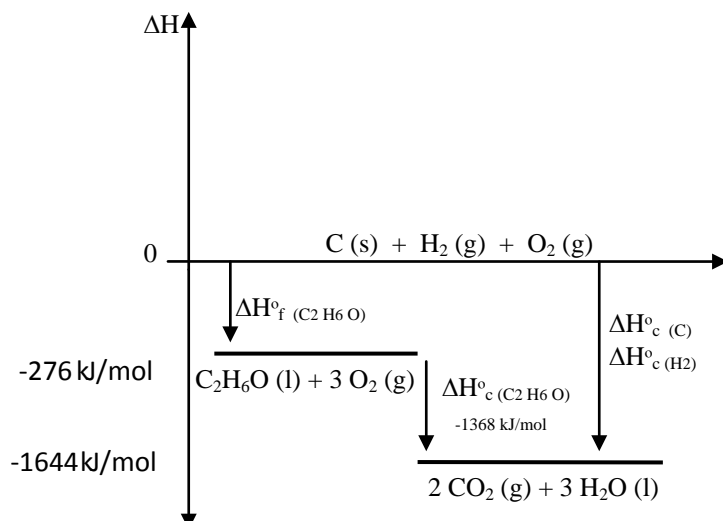
El etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (l)) no se puede preparar directamente a partir de sus elementos; por tanto, su entalpía estándar de formación se ha de obtener indirectamente a través de las entalpías de combustión del etanol y de sus elementos constituyentes.

Datos: $\Delta H^\circ_c(\text{C}(\text{s})) = -393 \text{ KJ/mol}$ $\Delta H^\circ_c(\text{H}_2(\text{g})) = -286 \text{ KJ/mol}$ $\Delta H^\circ_c(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})) = -1368 \text{ KJ/mol}$

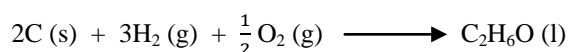
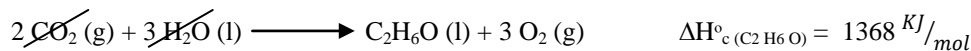
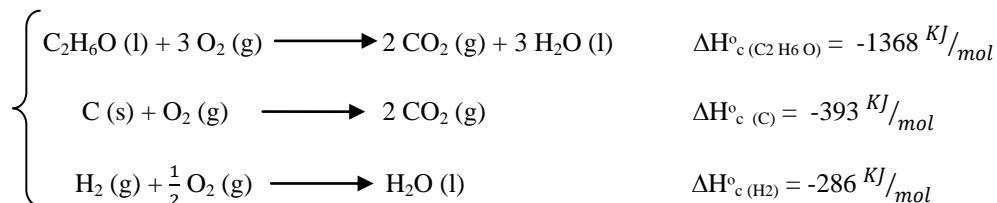
a) Escribe la ecuación de la reacción de formación del etanol.



b) Dibuja el diagrama de niveles de entalpía que muestre cómo se puede obtener la entalpía de formación del etanol a partir de las entalpías de combustión.



c) Calcula la entalpía estándar de formación del etanol.



$$\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -276 \text{ KJ/mol}$$

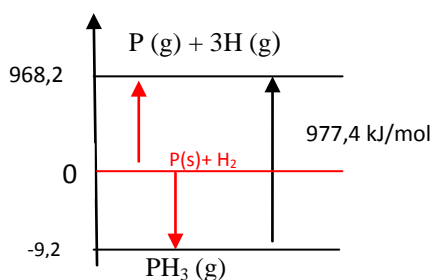
35. Para calcular la entalpía del enlace P-H en el PH_3 (g) hay que conocer la entalpía de atomización del PH_3 (g).

Datos: $\Delta H_{\text{fP(g)}}^{\circ} = 314,5 \text{ KJ/mol}$, $\Delta H_{\text{fH(g)}}^{\circ} = 217,9 \text{ KJ/mol}$, $\Delta H_{\text{fPH}_3(\text{g})}^{\circ} = -9,2 \text{ KJ/mol}$.

a) Escribe la ecuación de la reacción de atomización del PH_3 (g).



b) Dibuja el diagrama de niveles de entalpía que permita calcular la entalpía de atomización del PH_3 (g) a partir de ese diagrama.



c) Calcula la entalpía de atomización del PH_3 (g) a partir de las $\Delta H_{\text{f}}^{\circ}$ de cada sustancia .

$$\Delta H_{\text{R}}^{\circ} = \sum \Delta H_{\text{fp}}^{\circ} - \sum \Delta H_{\text{fr}}^{\circ}$$

$$\Delta H_{\text{R}}^{\circ} = (314,5 + 3 \cdot 217,9) - (-9,2) = 977,4 \text{ KJ/mol}$$

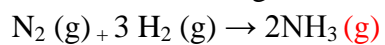
d) Calcula la entalpía estándar de disociación del enlace P-H.

$$\text{¿ } \Delta H_{\text{P-H}}^{\circ} \text{?}$$

$$\Delta H_{\text{R}}^{\circ} = \sum \Delta H_{\text{e.rotos}}^{\circ} - \sum \Delta H_{\text{e.formados}}^{\circ}$$

$$977,4 = 3 \cdot \Delta H_{\text{P-H}}^{\circ} \quad \Delta H_{\text{P-H}}^{\circ} = 325,8 \text{ KJ/mol}$$

43. Calcula la energía libre de Gibbs estándar de la reacción:



Teniendo en cuenta que $\Delta H_m^\circ = -92,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $\Delta S_m^\circ = -198,7 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ a 25°C .

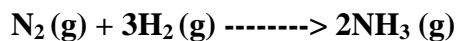
Predice si la reacción será espontánea a 25°C en condiciones estándar.

Una introducción al ejercicio hubiera venido bien. El cambio de unidades, etc...

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

$$\Delta G = -92 - (298 \cdot -0,1987) = -32,78 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

4) Indica la relación entre la variación de entalpía, ΔH , y la variación de la energía interna, ΔU , de la reacción:



- a) $\Delta H = \Delta U + RT$
- b) Son iguales
- c) $\Delta H = \Delta U - 2RT$
- d) $\Delta H = \Delta U + 2RT$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

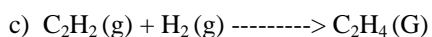
$$\Delta n = -2$$

$$\text{c) } \Delta H = \Delta U - 2RT$$

Ya que la variación de los moles es "-2"

5) ¿Cuál de las siguientes reacciones no es una reacción de formación?

- a) $2\text{C}(\text{grafito}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \text{-----} > \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$
- b) $2\text{C}(\text{grafito}) + \text{H}_2(\text{g}) \text{-----} > \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$
- c) $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \text{-----} > \text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$
- d) $2\text{C}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \text{-----} > \text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$



Ya que las reacciones de formación presentan los elementos primarios en los reactivos a partir de los cuáles se forma el compuesto o producto final.

¿Cuáles de las siguientes reacciones serán espontáneas en condiciones estándar a 298 K?

- I. $\text{Mg (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \longrightarrow 2 \text{MgO (s)}$
 II. $2 \text{NH}_3 \text{ (g)} \longrightarrow \text{N}_2 \text{ (g)} + 3 \text{H}_2 \text{ (g)}$
 III. $\text{NaClO}_3 \text{ (s)} \longrightarrow 2 \text{NaCl (s)} + 3 \text{O}_2 \text{ (g)}$
 IV. $\text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ (s)} + 3 \text{C (grafito)} \longrightarrow 4 \text{Fe (s)} + 3 \text{CO}_2$

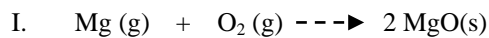
Solución:

- a) I y III b) I y IV c) II y III d) III y IV

Resolución del ejercicio:

*Serán espontáneas aquellas en las que el resultado sea negativo. Se calcula mediante la ecuación de energía libre de Gibbs:

$$\Delta G = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$



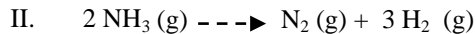
$$(\Delta H^0 = -1203,4 \text{ kJ/mol} \quad \Delta S^0 = -216,4 \text{ J/K} \longrightarrow 216,4 \times 10^{-3} \text{ kJ/K})$$

$$\Delta G = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

$$\Delta G = (-1203,4) - (298 \cdot (-216,4 \times 10^{-3}))$$

$$\Delta G = -1138,9 \text{ kJ/mol}$$

La reacción es espontánea



$$(\Delta H^0 = 92,2 \text{ kJ/mol} \quad \Delta S^0 = 198,7 \text{ J/K} \longrightarrow 198,7 \times 10^{-3} \text{ kJ/K})$$

$$\Delta G = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

$$\Delta G = (92,2) - (298 \cdot 198,7 \times 10^{-3})$$

$$\Delta G = 32,9 \text{ kJ/mol}$$

La reacción NO es espontánea



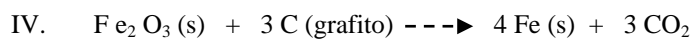
$$(\Delta H^0 = -90,8 \text{ kJ/mol} \quad \Delta S^0 = 512,9 \text{ J/K} \rightarrow 512,9 \times 10^{-3} \text{ kJ/k})$$

$$\Delta G = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

$$\Delta G = (-90,8) - (298 \cdot 512,9 \times 10^{-3})$$

$$\Delta G = -240,6 \text{ kJ/mol}$$

La reacción es espontánea



$$(\Delta H^0 = 467,9 \text{ kJ/mol} \quad \Delta S^0 = 560,3 \text{ J/K} \rightarrow 560,3 \times 10^{-3} \text{ kJ/k})$$

$$\Delta G = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

$$\Delta G = (467,9) - (298 \cdot 560,3 \times 10^{-3})$$

$$\Delta G = 330,9 \text{ kJ/mol}$$

La reacción NO es espontánea

La solución correcta es la:

a) I y III

Página 154; 44) Calcula la energía libre de Gibbs estándar de las siguientes reacciones a 25°C a partir de las energías libres estándar de formación y, predice si serán o no espontáneas:

- a) $C(s) + O_2 \rightarrow CO_2$
 b) $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$
 c) $2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$
 d) $6CO_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g)$

Datos:

$$\Delta G^\circ[CO_2(g)] = -694,4 \text{ KJ/mol}$$

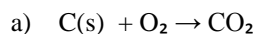
$$\Delta G^\circ[NH_3(g)] = -16,7 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta G^\circ[SO_3(g)] = -370,4 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta G^\circ[CO_2(g)] = -394,4 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta G^\circ[H_2O(l)] = -237,2 \text{ KJ/mol}$$

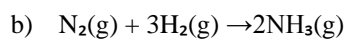
$$\Delta G^\circ[C_6H_{12}O_6(g)] = -910 \text{ KJ/mol}$$



$$\Delta G^\circ = \sum \Delta G^\circ_p - \sum \Delta G^\circ_r$$

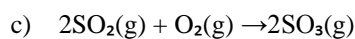
$$\Delta G^\circ = (\Delta G^\circ_{CO_2}) - (\Delta G^\circ_c + \Delta G^\circ_{O_2})$$

$$\Delta G^\circ = -394,4 \text{ KJ/mol}$$



$$\Delta G^\circ = (2\Delta G^\circ_{NH_3}) - (\Delta G^\circ_{N_2} + \Delta G^\circ_{H_2})$$

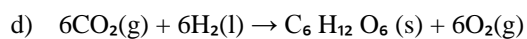
$$\Delta G^\circ = (-16,7 \cdot 2) = -33,4 \text{ KJ/mol}$$



$$= (-370,4 \cdot 2) - (-394,4 \cdot 2)$$

$$= -740,8 - 600,8 = -140 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta G^\circ = -140 \text{ KJ/mol}$$



$$\Delta G^\circ = \sum G^\circ_p - \sum G^\circ_r =$$

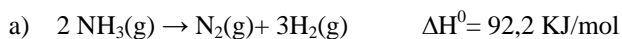
$$= [(6 \cdot -394,4) + (6 \cdot -237,2)] - (-910) =$$

$$-3790 - 910 = 2789$$

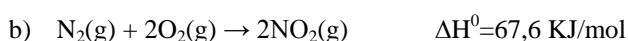
$$\Delta G^\circ = 2789 \text{ KJ/mol}$$

Pág. 155(ejercicio 16)

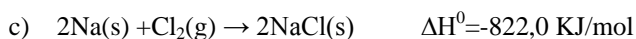
¿En cuál de las siguientes reacciones se cumple siempre $\Delta G > 0$ (no espontanea), independientemente de la temperatura?



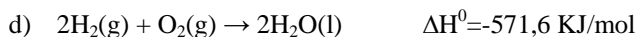
El número de moles **gaseosos** de los productos es mayor que el de los reactivos, por tanto la entropía aumenta ($\Delta S^0 > 0$). Si la entalpia es positiva y la entropía aumenta, **la espontaneidad o no dependerá de la temperatura**



El número de moles **gaseosos** de los productos es menor que el de los reactivos, por tanto la entropía bajara ($\Delta S^0 < 0$). Si la entalpia es positiva y la entropía baja $\Delta G > 0$ y **siempre será no espontánea.**



Los reactivos son gaseosos (y tienen mayor número de moles) y el producto solido, por tanto la entropía desciende ($\Delta S^0 < 0$), si la entalpia es negativa y la entropía desciende, **la espontaneidad o no dependerá de la temperatura**



Los reactivos son gaseosos y el producto es líquido (y tiene menor número de moles), por tanto la entropía desciende ($\Delta S^0 < 0$), si la entalpia es negativa y la entropía desciende, **la espontaneidad o no dependerá de la temperatura**

Solución: **apartado b**