

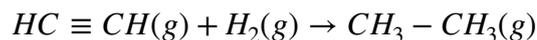


goo.gl/VtUz1W
pacobf@iesmartinrivero.org

**La ciencia es básicamente la inoculación
contra charlatanes.**

1. Dada la reacción (sin ajustar): $SiO_2(s) + C(\text{grafito}) \rightarrow SiC(s) + CO(g)$
 - a) Calcula la entalpía de reacción estándar. b) Suponiendo que ΔH^0 y ΔS^0 no varían con la temperatura, calcule la temperatura mínima para que la reacción se produzca espontáneamente.

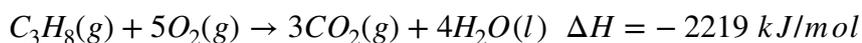
Datos: Entalpías de formación estándar en kJ/mol: $SiC(s) = -65,3$; $SiO_2(s) = -910,9$; $CO(g) = -110,5$; Variación de entropía de la reacción: $\Delta S^0 = 353 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$
2. Sabiendo que las entalpías de formación estándar del etanol en estado líquido, la del dióxido de carbono en estado gaseoso y la del agua en estado líquido son, respectivamente -278, -394 y -286 kJ/mol, calcule: a) La entalpía de combustión estándar del etanol. b) El calor que se desprende, a presión constante, si en condiciones estándar se queman 100 g de etanol.
3. En la reacción del oxígeno molecular gaseoso con el cobre sólido para formar óxido de cobre(II) sólido se desprenden 2,30 kJ por cada gramo de cobre que reacciona. Calcula la entalpía de formación del óxido de cobre(II).
4. Calcula el valor de la entalpía de hidrogenación del etino para dar etano:



a partir de las energías medias de enlace:

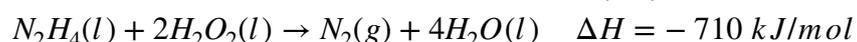
Energías de enlace media	C-H	C-C	H-H	C≡C
kJ/mol	415	347	436	830

5. Dada la reacción $A(g) + B(g) \rightarrow C(g) + D(s)$, cuyos valores de variación de entalpía y de entropía son $\Delta H = -104 \text{ kJ/mol}$ y $|\Delta S| = 70 \text{ J/mol K}$. Indica justificadamente: a) ¿cuál será el signo esperado para la variación de la entropía. b) ¿A qué temperatura la reacción está en equilibrio. c) ¿En qué intervalo de temperatura será espontánea la reacción?
6. En un horno de preparación de cal, CaO, que utiliza propano como combustible, se producen las siguientes reacciones:



¿Qué masa de propano se debe quemar para descomponer 100 kg de carbonato de calcio, si solo se aprovecha el 40% del calor desprendido?

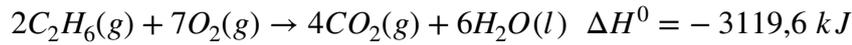
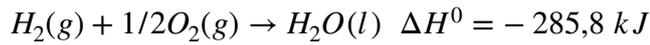
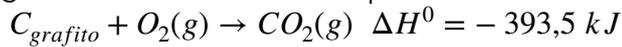
7. Las variaciones de entalpías estándar de formación del $CH_4(g)$, $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$ son, respectivamente -74,9 kJ/mol, -393,5 kJ/mol y -285,8 kJ/mol. Calcula: a) la variación de entalpía de combustión estándar del metano; b) el calor producido en la combustión completa de 1 m³ de metano medido en condiciones normales.
8. La reacción entre la hidracina (N_2H_4) y el agua oxigenada se utiliza en la propulsión de cohetes:



Las entalpías de formación del $H_2O_2(l)$ y del $H_2O(l)$ son, respectivamente -187,8 kJ/mol y -285,5 kJ/mol. Calcular: a) la entalpía de formación de la hidracina; b) el volumen de nitrógeno medido a -10°C y 50 mmHg que se producirá cuando reaccionen 64 g de hidracina.

9. Determina la entropía estándar de la siguiente reacción: $2H_2O_2(l) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$. Datos: entropías molares estándar, en J/mol K, del agua oxigenada(l), agua(l) y oxígeno(g) 109,6 , 69,9 y 205,1 respectivamente.

10. A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:



Calcule la entalpía de formación estándar del etano

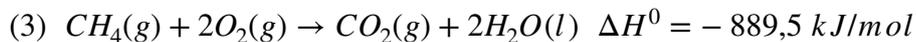
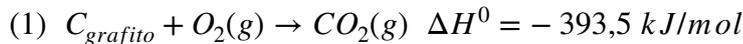
11. Sabiendo que la entalpía de combustión de la propanona, $CH_3-CO-CH_3$ (l) es $\Delta H = -187,2 \text{ kJ/mol}$, hallar la entalpía de formación de la misma, si las entalpías de formación del dióxido de carbono y del agua líquida son, respectivamente: $-393,5$ y $-285,8 \text{ kJ/mol}$.

Soluciones:

- | | |
|---|---|
| 1. a) 624,6 kJ/mol; b) $T_{\text{mínima}} = 1770 \text{ K}$ | 7. a) 890,2 kJ/mol ; b) $39,7 \cdot 10^6 \text{ J}$ |
| 2. a) -1368 kJ/mol ; b) 2969 kJ | 8. a) -56,4 kJ/mol; b) 656 L |
| 3. $-1,5 \cdot 10^2 \text{ kJ/mol}$ | 9. 125,7 J/mol K |
| 4. -305 kJ/mol | 10. -84,6 kJ/mol |
| 5. a) negativo; b) 1486 K; c) inferior a 1486 K | 11. -1850,7 kJ/mol |
| 6. 8,9 kg de propano | |

EJERCICIOS RESUELTOS Y EXPLICADOS

1. Dadas las siguientes reacciones a 25°C :



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

Datos: Masas atómicas relativas: $C=12$; $O=16$; 1 atm = 101325 Pa; $R = 0,082 \text{ atmL/K mol}$

Solución:

- a. De (3) sabemos que de cada mol de CH_4 que se queme se forma un mol de CO_2 ; además la masa molar del metano es de 16 g/mol. Calculemos los moles de CO_2 que se forman cuando se quemen 150 g de CH_4 :

$$150 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CH_4} = 9,4 \text{ moles de } CO_2$$

Suponiendo que el CO_2 se comporte como un gas ideal, podemos aplicar la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{9,375 * 0,082 * 298,15 * 101325}{10^5} = 2,3 \cdot 10^2 \text{ L}$$

- b. De cada mol de CH_4 que se queme se desprende 889,5 kJ, por tanto:

$$150 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{889,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } CH_4} = 8,3 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

Por lo tanto se desprenden $8,3 \cdot 10^3 \text{ kJ}$ al quemar 150 g de CH_4

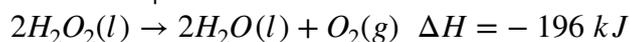
- c. Aplicando la ley de Hess, podemos ver que para obtener la ecuación de formación del $\text{CH}_4(\text{g})$: $\text{C}(\text{grafito}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g})$, la combinación es la siguiente: sumar la primera ecuación (1) con el doble de la segunda (2) y restarle la tercera (3) : (1) + 2(2) -(3); eso nos da un valor de la entalpía estándar (normal) de formación para el metano gaseoso de: $\Delta H_f^0 = -75,6 \text{ kJ/mol}$
2. El pentaborano-9, B_5H_9 , es un líquido cuyo reacción con oxígeno molecular genera $\text{B}_2\text{O}_3(\text{s})$ y agua líquida.
- Escribe y ajusta la reacción de combustión descrita en el enunciado.
 - Calcula ΔH^0 de dicha reacción de combustión.
 - Razona si la reacción de combustión del B_5H_9 será o no espontánea en algún intervalo de temperatura.
 - Calcula ΔH^0 en la combustión de 22 g de B_5H_9 .
- Datos: Entalpías de formación estándar (kJ/mol) : $\text{B}_5\text{H}_9(\text{l}) = -73,2$; $\text{B}_2\text{O}_3(\text{s}) = -1270$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8$; masas atómicas relativas: H = 1,0 ; B = 10,8

Solución:

- La ecuación química ajustada es: $2 \text{B}_5\text{H}_9 (\text{l}) + 12 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 5 \text{B}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 9 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$.
- Para calcular la ΔH^0 de la reacción de combustión, utilizaremos las entalpías estándar de formación, por tanto : $\Delta H_c^0 = 9\Delta H_{f\text{H}_2\text{O}(\text{l})}^0 + 5\Delta H_{f\text{B}_2\text{O}_3(\text{s})}^0 - 2\Delta H_{f\text{B}_5\text{H}_9(\text{l})}^0$, en la que se ha tenido en cuenta que la entalpía estándar del oxígeno es cero (elemento) ; sustituyendo valores se obtiene un valor de 8775,8 kJ para la reacción indicada en el apartado a).
- Para que sea espontánea, la variación de la energía libre de Gibbs debe ser negativa; el valor de la energía libre depende de dos factores: el entálpico y el entrópico: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$; como la variación de entalpía es negativa y la variación de entropía es negativa (de gas pasa sólido), las temperaturas bajas favorecen la espontaneidad de la reacción.
- Para calcular la variación de entalpía de los 22 g de B_5H_9 , tenemos que tener claro que la variación de entalpía calculada en el apartado b) , 8775,8 kJ, es la energía que se desprende por cada 2 moles de B_5H_9 , por tanto:

$$22 \text{ g } \cancel{\text{B}_5\text{H}_9} \cdot \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{B}_5\text{H}_9}}{63 \text{ g } \cancel{\text{B}_5\text{H}_9}} \cdot \frac{8775,8 \text{ kJ}}{2 \text{ mol } \cancel{\text{B}_5\text{H}_9}} = 1,5 \cdot 10^3 \text{ kJ}; \text{ En la combustión de 22 g de } \text{B}_5\text{H}_9, \text{ se desprenden } 1,5 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

3. Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:



Justifica:

- El signo que probablemente tendrá la variación de entropía en cada caso.
- El proceso que será siempre espontáneo y el que dependerá de la temperatura para serlo.

Solución:

- En la primera ecuación química se observa que tenemos 2 moles en estado líquido en los reactivos y 2 moles en estado líquido y 1 mol en estado gaseoso, por lo que podemos predecir que la variación de entropía para esta ecuación debe ser positiva ($\Delta S > 0$); en el caso de la segunda ecuación, tanto en los reactivos como en los productos las sustancias son gaseosas, por lo que debemos ver el número de moles en cada miembro de la ecuación: en los reactivos tendríamos 4 moles y en los productos 2, por tanto podemos predecir que la entropía disminuye ($\Delta S < 0$).

- b. En la primera ecuación, la variación de la energía libre de Gibbs, $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, es siempre negativa puesto que la variación de entropía es positiva, los dos términos de esa ecuación son negativos; se trata pues de una reacción espontánea a cualquier temperatura. En la segunda ecuación, al tener la variación de entropía negativa, el segundo factor de la ecuación se hace positivo y en este caso dependerá del valor de la temperatura para que la reacción sea espontánea o no. De la observación de la ecuación de la energía libre de Gibbs se concluye que temperaturas bajas favorecerán que la reacción sea espontánea.
4. La glucosa es un azúcar de masa molecular relativa 180, que contiene C, H y O. Calcula:
- La fórmula molecular de la glucosa si la combustión completa de 1,8 g de glucosa produce 2,64 g de CO_2 y 1,08 g de H_2O .
 - La entalpía estándar de combustión de la glucosa.
- Datos: Entalpías de formación estándar en kJ/mol: glucosa = -103,6; CO_2 = -393,5 y H_2O = -284,7; Masas atómicas relativas: C : 12; O : 16 ; H : 1

Solución:

- a. En la combustión de la glucosa, todo el carbono que hay en la glucosa estará en el CO_2 y todo el hidrógeno de la glucosa estará en el H_2O que se haya formado, por tanto, debemos calcular la masa de carbono y de hidrógeno que hay en los 2,64 g de CO_2 y en los 1,08 g de H_2O respectivamente. Teniendo en cuenta las masas molares del CO_2 y del H_2O , podemos escribir:

$$2,64 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} = 0,72 \text{ g de C} \quad \text{y de hidrógeno} \quad 1,08 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 0,12 \text{ g de H, y}$$

en consecuencia, la masa de oxígeno en la glucosa es de $1,80 - 0,72 - 0,12 = 0,96$ g de oxígeno.

Ahora calcularemos los moles de átomos de los elementos que constituyen la glucosa:

$$0,72 \text{ g } \cancel{\text{C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos de C}}{12 \text{ g } \cancel{\text{C}}} = 0,06 \text{ moles de átomos de C}$$

$$0,12 \text{ g } \cancel{\text{H}} \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos de H}}{1 \text{ g } \cancel{\text{H}}} = 0,12 \text{ moles de átomos de H}$$

$$0,96 \text{ g } \cancel{\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos de O}}{16 \text{ g } \cancel{\text{O}}} = 0,06 \text{ moles de átomos de O}$$

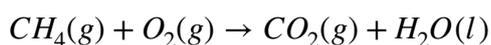
Esta proporción de los moles de átomos nos puede proporcionar la fórmula empírica de la glucosa; la proporción es de 1:2:1, como se desprende de los moles de átomos; por tanto la fórmula empírica es CH_2O . La masa molecular de la fórmula empírica es de 30, que es justamente la sexta parte de la masa molecular de la glucosa (180), por tanto la fórmula molecular de la glucosa es $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

- b. Para calcular la entalpía estándar de formación de la glucosa, escribiremos la ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de la glucosa y posteriormente utilizaremos las entalpías estándar de formación de las sustancias que intervienen en esa ecuación:

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 9 \text{ O}_2 \rightarrow 6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$, la entalpía estándar de esta ecuación se puede calcular aplicando:

$\Delta H_c^0 = (6\Delta H_f^0 \text{ CO}_2 + 6\Delta H_f^0 \text{ H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^0 \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$. Si sustituimos los valores se obtiene un valor para la entalpía estándar de combustión de la glucosa de -3965,6 kJ/mol

5. Teniendo en cuenta los datos que se ofrecen, calcula para la siguiente reacción:



- Calcula la entalpía estándar de la reacción.

b. El valor de ΔG y la espontaneidad a 100°C .

c. Temperatura de equilibrio del proceso.

Datos: Entalpías estándar de formación (en kJ/mol): $\text{CH}_4(\text{g}) = -74,8$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,5$; Variación de entropía de la reacción: $\Delta S^0 = -243 \text{ JK}^{-1}$

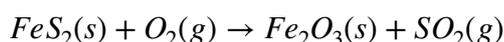
Solución:

a. Lo primero que debemos hacer es ajustar la reacción: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$; a continuación calcularemos la entalpía estándar de la reacción utilizando los valores de las entalpías estándar de formación: $\Delta H_c^0 = (\Delta H_f^0 \text{CO}_2 + 2\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^0 \text{CH}_4)$; sustituyendo valores se obtiene un valor para la entalpía estándar de la reacción de $-889,7 \text{ kJ}$.

b. (Suponiendo que los valores de la entalpía y de la entropía no varíen con la temperatura). Sustituyendo valores en $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, se obtiene un valor de la energía libre de Gibbs de -799 kJ ; este valor nos indica que a esa temperatura el proceso es espontáneo.

c. Si en la ecuación de la energía libre de Gibbs, hacemos un cero en la energía libre de Gibbs (proceso en equilibrio), se obtiene $0 = -889,7 + T \cdot 0,243$; despejando la temperatura se obtiene un valor para la temperatura de 3661 K (3388°C); para temperaturas inferiores, el valor de ΔG se hace negativa, siendo el proceso espontáneo; para temperaturas superiores el proceso es no espontáneo.

6. La tostación de la pirita se produce según la ecuación química:



a. Calcula la entalpía estándar de la reacción.

b. Calcula la cantidad de calor, a presión constante, desprendida en la combustión de 25 g de pirita del 90% de riqueza en peso.

Datos: Entalpías estándar de formación (en kJ/mol): $\text{FeS}_2(\text{s}) = -177,5$; $\text{SO}_2(\text{g}) = -296,8$; $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) = -822,2$; Masas atómicas relativas: Fe : $55,8$; S : $32,0$

Solución:

a. En primer lugar ajustaremos la reacción: $2\text{FeS}_2(\text{s}) + \frac{11}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 4\text{SO}_2(\text{g})$; utilizando las entalpías estándar de formación podemos calcular la entalpía estándar de la reacción:

$\Delta H_r^0 = (4\Delta H_f^0 \text{SO}_2 + \Delta H_f^0 \text{Fe}_2\text{O}_3) - (2\Delta H_f^0 \text{FeS}_2)$; sustituyendo valores obtenemos $-1654,4 \text{ kJ}$; por cada dos moles de disulfuro de hierro se desprenden $1654,4 \text{ kJ}$.

b. Teniendo en cuenta el calor que se desprende en la sección descrita, y la masa molar del disulfuro de hierro, $119,8 \text{ g/mol}$, podemos escribir:

$$25 \text{ g pirita} \cdot \frac{90 \text{ g FeS}_2}{100 \text{ g pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}_2}{119,8 \text{ g FeS}_2} \cdot \frac{1654,4 \text{ kJ}}{2 \text{ mol FeS}_2} = 155 \text{ kJ}$$

Por tanto, se liberan 155 kJ por 25 g de pirita.