

La tostación de la pirita se produce según: $4 \text{ FeS}_2(\text{s}) + 11 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 8 \text{ SO}_2(\text{g})$

Calcule:

a) La entalpía de reacción estándar.

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

Datos: $\Delta H_f^0[\text{FeS}_2(\text{s})] = -177'5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -822'2 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^0[\text{SO}_2(\text{g})] = -296'8 \text{ kJ/mol}$

Masas atómicas: Fe = 55'8 ; S = 32

QUÍMICA. 2008. JUNIO EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R = 2 \cdot (-822'2) + 8 \cdot (-296'8) - 4 \cdot (-177'5) = -3.308'8 \text{ kJ}$$

b)

$$25 \cdot 0'9 \text{ g} \cdot \frac{-3.308'8}{4 \cdot 119'8 \text{ g de Pirita}} = -155'35 \text{ kJ}$$

Luego se desprenden $-155'35 \text{ kJ}$

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Las reacciones espontáneas transcurren a gran velocidad.

b) La entropía del sistema disminuye en las reacciones exotérmicas.

c) El calor de reacción a presión constante es igual a la diferencia entre la entalpía de los productos y de los reactivos.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 1 EJERCICIO 3 OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falso. La velocidad no está relacionada con la espontaneidad. La velocidad depende de la temperatura, de la concentración de los reactivos y de la energía de activación, mientras que la espontaneidad depende de la energía libre de Gibbs. Una reacción espontánea puede transcurrir rápida o lentamente.

b) Falso. No tiene que ocurrir necesariamente aunque si puede ocurrir. No tiene nada que ver el criterio de que sea exotérmica (entalpía negativa), con el aumento de orden de la reacción (entropía negativa).

c) Verdadero. Es la definición de calor de reacción a presión constante.

Dada la ecuación termoquímica: $2\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$ $\Delta\text{H} = 571 \text{ kJ}$

Calcule, en las mismas condiciones de presión y temperatura:

a) La entalpía de formación del agua líquida.

b) La cantidad de calor, a presión constante, que se libera cuando reaccionan 50 g de H_2 con 50 g de O_2 .

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

QUÍMICA. 2008. RESERVA 2 EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) La reacción de formación del agua líquida es: $\text{H}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(l)}$ ΔH_f^0

$$\text{Luego, } \Delta\text{H}_f^0 = -\frac{\Delta\text{H}^0}{2} = -\frac{571}{2} = -285'5 \text{ kJ/mol}$$

b) El reactivo limitante es el oxígeno, luego:

$$\frac{50}{32} \text{ moles} \cdot \frac{-285'5 \text{ kJ}}{\frac{1}{2} \text{ mol de O}_2} = -892'18 \text{ kJ}$$

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

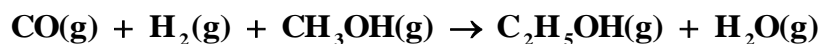
- a) La reacción $\text{N}_2\text{H}_4(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g})$ $\Delta\text{H} = -95'40 \text{ kJ}$, es espontánea.
- b) La entalpía es una función de estado.
- c) Todos los procesos espontáneos producen un aumento de la entropía del universo.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

- a) Verdadera. La reacción es espontánea si $\Delta\text{G} = \Delta\text{H} - T\Delta\text{S} < 0$. En nuestro caso hay aumento de desorden ($\Delta\text{S} > 0$) y $\Delta\text{H} < 0$, luego: $\Delta\text{G} < 0$
- b) Verdadero. La entalpía es una función de estado cuya variación expresa la cantidad de calor absorbido o desprendido en un sistema termodinámico a presión constante.
- c) Verdadero. El Segundo Principio de la Termodinámica sostiene que cualquier proceso que ocurre espontáneamente produce un aumento de entropía en el universo.

La conversión de metanol en etanol puede realizarse a través de la siguiente reacción (sin ajustar):



a) Calcule la entalpía de reacción estándar.

b) Suponiendo que ΔH y ΔS no varían con la temperatura, calcule la temperatura a la que la reacción deja de ser espontánea.

Datos: $\Delta H_f^0 [\text{CO(g)}] = -110'5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 [\text{CH}_3\text{OH(g)}] = -201'5 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^0 [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(g)}] = -235'1 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O(g)}] = -241'8 \text{ kJ/mol}$.

Variación de entropía de la reacción: $\Delta S^0 = -227'4 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^0 = (-235'1) + (-241'8) - (-110'5) - (-201'5) = -164'9 \text{ kJ}$$

b) La reacción deja de ser espontánea cuando la variación de la energía libre de Gibbs sea positiva.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0 \Rightarrow T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{-164'9}{-0'2274} = 725^\circ \text{K}$$

A 725°K , la reacción está en equilibrio y por encima de esa temperatura, la reacción no es espontánea.

Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas, en las mismas condiciones:



Calcule:

a) La entalpía de formación del $\text{PCl}_5(\text{g})$, en las mismas condiciones.

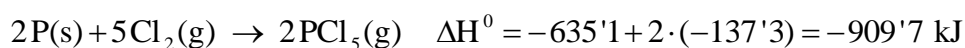
b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendido en la formación de 1 g de $\text{PCl}_5(\text{g})$ a partir de sus elementos.

Masas atómicas: $\text{P} = 31$; $\text{Cl} = 35'5$.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la ley de Hess.



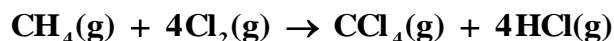
Esta es la entalpía correspondiente a la formación de 2 moles, luego, la entalpía de formación será:

$$\Delta H_f^0 = \frac{-909'7}{2} = -454'85 \text{ kJ/mol}$$

b) Calculamos la cantidad de calor desprendida:

$$1 \text{ g} \cdot \frac{-454'85 \text{ kJ}}{208'5 \text{ g de PCl}_5} = -2'18 \text{ kJ}$$

Para la siguiente reacción:



Calcule la entalpía de reacción estándar utilizando:

a) Las entalpías de enlace.

b) Las entalpías de formación estándar.

Datos:

Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-H) = 415 ; (Cl-Cl) = 244 ; (C-Cl) = 330 ; (H-Cl) = 430 ;

$\Delta H_f^0 [\text{CH}_4(\text{g})] = -74'9 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 [\text{CCl}_4(\text{g})] = -106'6 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^0 [\text{HCl}(\text{g})] = -92'3 \text{ kJ/mol}$

QUÍMICA. 2008. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) $\Delta H_R^0 = \sum(\text{Energía de enlaces rotos}) - \sum(\text{Energía de enlaces formados})$

$$\Delta H_R^0 = 4 \cdot 415 + 4 \cdot 244 - 4 \cdot 330 - 4 \cdot 430 = -404 \text{ kJ}$$

b) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum(\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum(\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^0 = -106'6 + 4 \cdot (-92'3) - (-74'9) = -400'9 \text{ kJ}$$

Calcule:

a) La entalpía de combustión estándar del octano líquido, sabiendo que se forman CO_2 y H_2O gaseosos.

b) La energía que necesita un automóvil por cada kilómetro si consume 5 L de octano por cada 100 km.

Datos: $\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241'8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{CO}_2(\text{g})] = -393'5 \text{ kJ/mol}$;

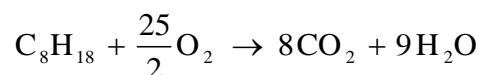
$\Delta H_f^0[\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})] = -250'0 \text{ kJ/mol}$.

Densidad del octano líquido = 0'8 kg/L. Masas atómicas: H = 1 ; C = 12

QUÍMICA. 2009. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

Escribamos la reacción combustión del octano:



a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum(\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum(\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_C = 8 \cdot (-393'5) + 9 \cdot (-241'8) - (-250) = -5074'2 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$m = v \cdot d = 0'05 \cdot 0'8 = 0'04 \text{ kg} = 40 \text{ g}$$

$$40 \text{ g} \cdot \frac{5.074'2 \text{ kJ}}{114 \text{ g de C}_8\text{H}_{18}} = 1.780'42 \text{ kJ}$$

Considere la reacción de combustión del etanol.

a) Escriba la reacción ajustada y calcule la entalpía de reacción en condiciones estándar.

b) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que se libera en la combustión completa de 100 g de etanol, en las mismas condiciones de presión y temperatura.

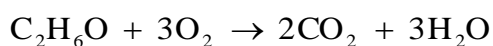
Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H=1. $\Delta H_f^0 [C_2H_5OH(l)] = -277'7 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^0 [CO_2(g)] = -393'5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 [H_2O(l)] = -285'8 \text{ kJ/mol}$

QUÍMICA. 2009. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



$$\Delta H_R^0 = 2 \cdot (-393'5) + 3 \cdot (-285'8) - (-277'7) = -1.366'7 \text{ kJ}$$

b)

$$100 \text{ g de } C_2H_6O \cdot \frac{-1.366'7 \text{ kJ}}{46 \text{ g de } C_2H_6O} = -2.971 \text{ kJ}$$

- a) Explique si un proceso exotérmico será siempre espontáneo.
- b) Indique si un proceso que suponga un aumento de desorden será siempre espontáneo.
- c) ¿Por qué hay procesos que son espontáneos a una determinada temperatura y no lo son a otra temperatura?
- QUÍMICA. 2009. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. Ya que si la entropía es negativa y la temperatura alta, entonces $\Delta G > 0$.
- b) Falsa. Ya que si el proceso es endotérmico y la temperatura baja, entonces $\Delta G > 0$.
- c) Dependiendo de los valores de ΔH , ΔS y la T, entonces ΔG puede ser positivo o negativo.

Calcule:

a) La entalpía de combustión del etino a partir de los siguientes datos:

$$\Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O(l)}] = -285'8 \text{ kJ/mol}; \Delta H_f^0 [\text{CO}_2(\text{g})] = -393'5 \text{ kJ/mol};$$

$$\Delta H_f^0 [\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = 227'0 \text{ kJ/mol}.$$

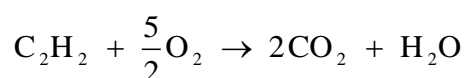
b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendida en la combustión de 1 kg de etino.

Masas atómicas: C = 12; H = 1.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción de combustión del etino.



$$\Delta H_c^0 = 2 \cdot (-393'5) + 1 \cdot (-285'8) - 227 = -1.299'8 \text{ kJ}$$

b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$1.000 \text{ g} \cdot \frac{-1.299'8 \text{ kJ}}{26 \text{ g C}_2\text{H}_2} = -49.992'3 \text{ kJ}$$

El proceso de formación del amoníaco gaseoso a partir de sus elementos es exotérmico. Razone:
a) ¿Cómo varía la entropía de este proceso?
b) ¿Será siempre espontánea la síntesis del amoníaco?
c) ¿Serán iguales los calores de formación a presión constante y a volumen constante?
QUÍMICA. 2009. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Para la reacción: $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g})$, disminuye la entropía, ya que hay una disminución del número de moles de sustancias gaseosas (sólo aparece 1 mol de sustancia gaseosas por cada 2 mol que desaparecen).

b) Puede ser espontánea, pero no necesariamente. Sabemos que $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, en nuestro caso $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$, por lo tanto, si $|\Delta H| > |T\Delta S|$, entonces: $\Delta G < 0$ y es espontánea la reacción. Pero si $|\Delta H| < |T\Delta S|$, entonces: $\Delta G > 0$ y no es espontánea la reacción. Depende por tanto, del valor de la temperatura. A temperaturas bajas será espontánea y a temperaturas altas no será espontánea.

c) No. Ya que ambos calores se relacionan con la fórmula $Q_p = Q_v + \Delta nRT$, y como en nuestro caso, $\Delta n = 1 - \frac{1}{2} - \frac{3}{2} = -1$, entonces: $Q_p = Q_v - 1 \cdot RT$.

Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:



a) Calcule la entalpía de formación del monóxido de nitrógeno, en las mismas condiciones de presión y temperatura.

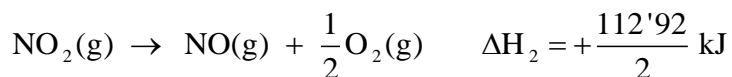
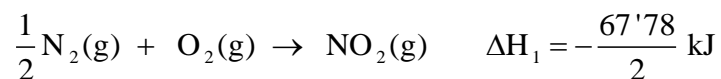
b) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que se desprende en la combustión de 90 g de monóxido de nitrógeno, en las mismas condiciones.

Masas atómicas: N = 14; O = 16.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



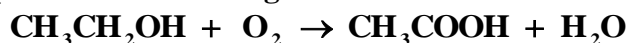
b)

$$90 \text{ g} \cdot \frac{-112'92 \text{ kJ}}{2 \cdot 30 \text{ g de NO}} = -169'38 \text{ kJ}$$

En condiciones estándar, en la combustión de 1 gramo de etanol se desprenden 29'8 kJ y en la combustión de 1 gramo de ácido acético se desprenden 14'5 kJ. Calcule:

a) La entalpía de combustión estándar del etanol y la del ácido acético.

b) La variación de entalpía estándar de la siguiente reacción:

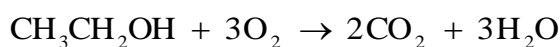


Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

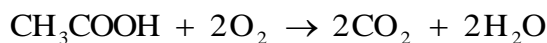
R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción de combustión del etanol.



$$46 \text{ g} \cdot \frac{-29'8 \text{ kJ}}{1 \text{ g de CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = -1.370'8 \text{ kJ/mol}$$

Escribimos la reacción de combustión del ácido acético.



$$60 \text{ g} \cdot \frac{-14'5 \text{ kJ}}{1 \text{ g de CH}_3\text{COOH}} = -870 \text{ kJ/mol}$$

b) Si sumamos la reacción de combustión del etanol y restamos la reacción de combustión del ácido acético obtenemos la reacción que nos piden, luego, su entalpía será:

$$\Delta H_R = -1.370'8 + 870 = -500'8 \text{ kJ}$$

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La entalpía de formación estándar del mercurio líquido, a 25°C, es cero.**
- b) Todas las reacciones químicas en que $\Delta G < 0$ son muy rápidas.**
- c) A -273°C la entropía de una sustancia cristalina pura es cero.**

QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Verdadera. Por convenio, la entalpía de formación estándar de un elemento en estado natural es cero y el mercurio en estado natural es líquido.

b) Falsa. El signo de ΔG nos indica la espontaneidad de una reacción que no tiene nada que ver con la rapidez con la que ocurre dicha reacción. Si $\Delta G < 0$, la reacción es espontánea pero no podemos decir nada de su velocidad.

c) Verdadera. La entropía es una medida del grado de desorden de un sistema. La entropía es menor cuando el sistema está ordenado y disminuye con la temperatura. Un sistema cristalino a $-273^\circ\text{C} = 0^\circ\text{K}$ es el caso límite que se podría alcanzar, ya que en este caso las partículas que constituyen la red cristalina estarían totalmente en reposo y, por lo tanto, la entropía valdría cero.

Para la reacción: $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(\text{l}) + \text{HCl}(\text{g})$

a) Calcule la entalpía de reacción estándar a 25°C , a partir de las entalpías de enlace y de las entalpías de formación en las mismas condiciones de presión y temperatura.

b) Sabiendo que el valor de ΔS° de la reacción es $11'1 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ y utilizando el valor de ΔH° de la reacción obtenido a partir de los valores de las entalpías de formación, calcule el valor de ΔG° .

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{CH}_4(\text{g})] = -74'8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{CH}_3\text{Cl}(\text{l})] = -82'0 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^\circ [\text{HCl}(\text{g})] = -92'3 \text{ kJ/mol}$;

Entalpías de enlace en kJ/mol : $(\text{C}-\text{H}) = 414$; $(\text{Cl}-\text{Cl}) = 243$; $(\text{C}-\text{Cl}) = 339$; $(\text{H}-\text{Cl}) = 432$

QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^\circ = \sum (\Delta H_f^\circ)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^\circ)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^\circ = -82 - 92'3 - (-74'8) = -99'5 \text{ KJ/mol}$$

Si la calculamos a partir de las energías de enlace, tenemos:

$$\Delta H_R^\circ = \sum (\text{Energía enlaces rotos}) - \sum (\text{Energía enlaces formados})$$

$$\Delta H_R^\circ = 4 \cdot 414 + 243 - (339 + 3 \cdot 414 + 432) = -114 \text{ kJ/mol}$$

b) Aplicamos la fórmula: $\Delta G = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$.

Ponemos todas las magnitudes en las mismas unidades:

$$\Delta S^\circ = 11'1 \text{ J}/^\circ\text{K} \cdot \text{mol} = 0'0111 \text{ kJ}/^\circ\text{K} \cdot \text{mol}$$

Luego: $\Delta G = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -99'5 \text{ kJ/mol} - 298^\circ\text{K} \cdot 0'0111 \text{ kJ}/^\circ\text{K} \cdot \text{mol} = -102'8 \text{ kJ/mol}$

Dada la reacción: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{g}) \quad \Delta\text{H} = -198'2 \text{ kJ}$

a) Indique razonadamente el signo de la variación de entropía.

b) Justifique por qué la disminución de la temperatura favorece la espontaneidad de dicho proceso.

QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

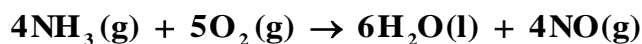
R E S O L U C I Ó N

a) La variación entropía será negativa porque en el transcurso de la reacción aumenta el orden, ya que por cada tres moles de sustancias gaseosas que desaparecen, sólo aparecen 2 moles. Disminuye el desorden y, por lo tanto, $\Delta\text{S} < 0$.

b) Para que una reacción sea espontánea, la variación de energía libre de Gibbs ha de ser negativa $\Delta\text{G} < 0$. Como $\Delta\text{G} = \Delta\text{H} - T \cdot \Delta\text{S}$ y la entalpía es negativa, tiene que cumplirse que $|\Delta\text{H}| > |T \cdot \Delta\text{S}|$

. Para ello serán convenientes temperaturas bajas. Concretamente, será espontánea si: $T < \frac{\Delta\text{H}}{\Delta\text{S}}$, es decir, para temperaturas inferiores a la de equilibrio.

Para la fabricación industrial del ácido nítrico, se parte de la oxidación catalítica del amoníaco, según:



a) Calcule la entalpía de esta reacción a 25 °C, en condiciones estándar.

b) ¿Qué volumen de NO, medido en condiciones normales, se obtendrá cuando reaccionan 100 g de amoníaco con exceso de oxígeno?

Datos: $\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{NH}_3(\text{g})] = -46'1 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^0[\text{NO}(\text{g})] = 90'25 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: N = 14 ; H = 1

QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum(\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum(\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R = 4 \cdot 90'25 + 6 \cdot (-285'8) - 4 \cdot (-46'1) = -1.169'4 \text{ kJ}$$

b)

$$100 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{4 \text{ mol NO}}{4 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{22'4 \text{ L NO}}{1 \text{ mol NO}} = 131'76 \text{ L NO}$$

En la oxidación catalítica a 400 °C del dióxido de azufre se obtiene trióxido de azufre según:



Calcule la cantidad de energía que se desprende en la oxidación de 60'2 g de dióxido de azufre si:

a) La reacción se realiza a presión constante.

b) La reacción tiene lugar a volumen constante.

Datos: $R = 8'31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$

QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

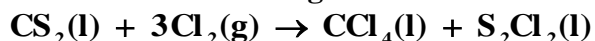
a) Por definición, si la reacción transcurre a presión constante, el calor transferido en la misma es la variación de entalpía, dato que conocemos referido a dos moles de dióxido y se puede calcular referido a 60'2 g de dióxido:

$$60'2 \text{ g SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{64 \text{ g SO}_2} \cdot \frac{-198'2 \text{ kJ}}{2 \text{ moles SO}_2} = 93'21 \text{ kJ}$$

b) Por definición también, si la reacción transcurre a volumen constante, el calor transferido en la misma es la variación de energía interna, que se calcula a partir de la entalpía según:

$$\Delta\text{U} = \Delta\text{H} - \Delta n \cdot R \cdot T = -93'21 - (-1) \cdot 8'31 \cdot 10^{-3} \cdot 673 = -87'61 \text{ kJ}$$

Para la obtención del tetracloruro de carbono según:



a) Calcule el calor de reacción, a presión constante, a 25°C y en condiciones estándar.

b) ¿Cuál es la energía intercambiada en la reacción anterior, en las mismas condiciones, cuando se forma un litro de tetracloruro de carbono cuya densidad es 1'4 g/mL?

Datos: $\Delta H_f^0 [\text{CS}_2(\text{l})] = 89'70 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 [\text{CCl}_4(\text{l})] = -135'4 \text{ kJ/mol}$;

$$\Delta H_f^0 [\text{S}_2\text{Cl}_2(\text{l})] = -59'8 \text{ kJ/mol}$$

Masas atómicas: C = 12 ; Cl = 35'5

QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^0 = -135'4 - 59'8 - 89'7 = -284'9 \text{ kJ}$$

b)

$$1.000 \text{ mL CCl}_4 \cdot \frac{1'4 \text{ g CCl}_4}{1 \text{ mL CCl}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CCl}_4}{154 \text{ g CCl}_4} = 9'1 \text{ mol CCl}_4$$

$$9'1 \text{ mol CCl}_4 \cdot \frac{-284'9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CCl}_4} = -2.592'6 \text{ kJ}$$

Considere la reacción de hidrogenación del propino: $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CH} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$

a) Calcule la entalpía de reacción, a partir de las energías medias de enlace.

b) Determine la cantidad de energía que habrá que proporcionar a 100 g de hidrógeno molecular para disociarlo completamente en sus átomos.

Datos: Entalpías de enlace en kJ/mol: $(\text{C}-\text{C}) = 347$; $(\text{C}\equiv\text{C}) = 830$; $(\text{C}-\text{H}) = 415$; $(\text{H}-\text{H}) = 436$

Masa atómica: $\text{H}=1$.

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

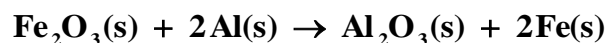
a) La entalpía de cualquier reacción se puede calcular restándole a la suma de las energías de enlaces rotos, la suma de las energías de los enlaces formados.

$$\Delta H_{\text{R}} = \left(\sum H\right)_{\text{enlaces rotos}} - \left(\sum H\right)_{\text{enlaces formados}} = 4 \cdot 415 + 347 + 830 + 2 \cdot 436 - (2 \cdot 347 + 8 \cdot 415) = -305 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$100 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \cdot \frac{436 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2} = 21.800 \text{ kJ}$$

La reacción utilizada para la soldadura aluminotérmica es:



a) Calcule el calor a presión constante y el calor a volumen constante intercambiados en condiciones estándar y a la temperatura de la reacción.

b) ¿Cuántos gramos de Al_2O_3 se habrán obtenido cuando se desprendan 10000 kJ en la reacción?.

Datos: $\Delta H_f^0[\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})] = -1675'7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -824'2 \text{ kJ/mol}$;

Masas atómicas: Al = 27 ; O = 16;

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El calor a presión constante es la entalpía de la reacción, luego:

$$\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$$

$$\Delta H_R^0 = -1675'7 - (-824'2) = -851'5 \text{ kJ/mol}$$

El calor a volumen constante es la energía interna, luego: $\Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T$. Como en esta reacción $\Delta n = 0$, entonces, $\Delta U = \Delta H = -851'5 \text{ kJ/mol}$

b)

$$10000 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{851'5 \text{ kJ}} \cdot \frac{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol}} = 1197'88 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

Dada la reacción: $2\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{S}(\text{s})$

a) Calcule la entalpía de esta reacción a 25 °C, en condiciones estándar.

b) En estas condiciones, determine si la reacción es espontánea.

Datos: $\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{S}(\text{g})] = -20'63 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{SO}_2(\text{g})] = -296'8 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8 \text{ kJ/mol}$; $S^0[\text{H}_2\text{S}(\text{g})] = 205'8 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$;

$S^0[\text{SO}_2(\text{g})] = 248'2 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $S^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = 69'9 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$;

$S^0[\text{S}(\text{s})] = 31'8 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum(\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum(\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^0 = 2 \cdot (-285'8) - [2 \cdot (-20'63) + (-296'8)] = -233'54 \text{ kJ}$$

b) Aplicamos la fórmula: $\Delta G = \Delta H^0 - T\Delta S^0$.

$$\Delta S^0 = 2 \cdot 69'9 + 3 \cdot 31'8 - 2 \cdot 205'8 - 248'2 = -424'6 \text{ J/}^\circ\text{K}\cdot\text{mol} = -0'4246 \text{ kJ/}^\circ\text{K}\cdot\text{mol}$$

Luego: $\Delta G = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -233'54 \text{ kJ/mol} - 298^\circ\text{K} \cdot (-0'4246) \text{ kJ/}^\circ\text{K}\cdot\text{mol} = -107 \text{ kJ/mol}$

Por lo tanto, la reacción es espontánea, ya que $\Delta G < 0$

Dada la reacción $2\text{H}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$, conteste de forma razonada:

a) ¿Cuánto vale ΔH de la reacción si la energía de enlace $\text{H}-\text{H}$ es 436 kJ/mol ?

b) ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción?

c) ¿Cómo afecta la temperatura a la espontaneidad de la reacción?

QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la entalpía.

$$\Delta\text{H}_R = \left(\sum \text{H}\right)_{\text{enlaces rotos}} - \left(\sum \text{H}\right)_{\text{enlaces formados}} = 0 - 436 = -436 \text{ kJ}$$

b) La entropía es negativa ya que disminuye el desorden.

c) La espontaneidad viene determinada por el valor de ΔG .

$$\Delta\text{G} = \Delta\text{H} - T\Delta\text{S}$$

Si la temperatura es muy alta, entonces $T\Delta\text{S} > \Delta\text{H}$, con lo cual, $\Delta\text{G} > 0$ y la reacción no es espontánea. Si la temperatura es baja, entonces $\Delta\text{H} > T\Delta\text{S}$, con lo cual, $\Delta\text{G} < 0$ y la reacción es espontánea.

Para 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) Calcule la variación de entalpía y de la entropía de la reacción en condiciones estándar a 25 °C.

b) Indique razonadamente si el proceso es espontáneo a 100 °C.

Datos: $\Delta H_f^0 [\text{CH}_4(\text{g})] = -74'8 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0 [\text{CO}_2(\text{g})] = -393'5 \text{ kJ/mol}$,

$\Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'5 \text{ kJ/mol}$.

$S^0 [\text{CH}_4(\text{g})] = 186'3 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, $S^0 [\text{O}_2(\text{g})] = 205'1 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$,

$S^0 [\text{CO}_2(\text{g})] = 213'7 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$, $S^0 [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = 69'9 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la entalpía.

$$\Delta H_R = (\sum H)_{\text{productos}} - (\sum H)_{\text{reactivos}} = -393'5 + 2 \cdot (-285'5) - (-74'8) = -889'7 \text{ kJ}$$

Calculamos la entropía.

$$\Delta S = 213'7 + 2 \cdot (69'9) - (186'3 + 2 \cdot 205'1) = -243 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1} = -0'243 \text{ kJ}\cdot\text{K}^{-1}$$

b) Para ver si la reacción es espontánea tenemos que calcular el valor de ΔG .

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = -889'7 - 373 \cdot (-0'243) = -799'061 < 0 \Rightarrow \text{Es espontánea.}$$

Dada la reacción: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta\text{H}^0 = -483'6 \text{ kJ}$

Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) Al formarse 18 g de agua en condiciones estándar se desprenden 483'6 kJ.

b) Dado que $\Delta\text{H}^0 < 0$, la formación de agua es un proceso espontáneo.

c) La reacción de formación de agua es un proceso exotérmico.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falso. Se desprenden $\frac{483'6}{2} = 241'8 \text{ kJ}$

b) Falso. La espontaneidad de una reacción tiene que ver con el valor de ΔG y no con el valor de ΔH .

c) Verdadera. Ya que se desprenden 483'6 kJ

En Andalucía se encalan las casas con cal, que se obtiene por el apagado de la cal viva con agua, según la reacción: $\text{CaO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2\text{(s)}$

a) Calcule la entalpía de reacción en condiciones estándar, a 25°C.

b) ¿Cuánto calor se desprende a presión constante al apagar 250 kg de cal viva del 90 % de riqueza en óxido de calcio?

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{CaO(s)}] = -635'1 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O(l)}] = -285'8 \text{ kJ/mol}$,

$\Delta H_f^\circ [\text{Ca(OH)}_2\text{(s)}] = -986'0 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: Ca = 40; O = 16.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

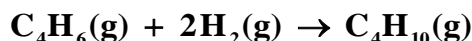
a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^\circ = \sum (\Delta H_f^\circ)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^\circ)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^\circ = -986'0 - (-635'1 - 285'8) = -65'1 \text{ kJ}$$

b)

$$250.000 \text{ g} \cdot \frac{90}{100} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{56 \text{ g}} \cdot \frac{-65'1 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -261.562'5 \text{ kJ}$$

La reacción de hidrogenación del buta-1,3-dieno para dar butano es:



Calcule la entalpía de la reacción a 25°C y en condiciones estándar:

a) A partir de la entalpía de formación del agua y de las entalpías de combustión del buta-1,3-dieno y del butano.

b) A partir de las entalpías de enlace.

Datos: $\Delta H^0_c[\text{C}_4\text{H}_6(\text{g})] = -2540'2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^0_c[\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})] = -2877'6 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H^0_f[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'6 \text{ kJ/mol}$;

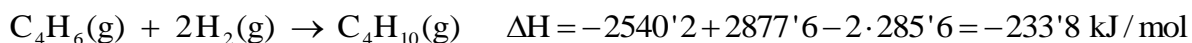
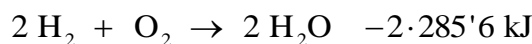
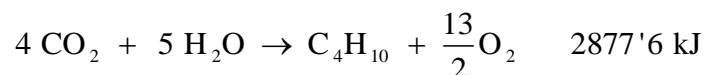
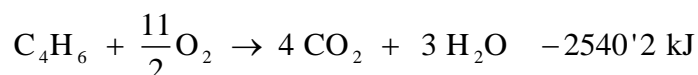
Entalpías de enlace en kJ/mol:

(C-C) = 348'2; (C=C) = 612'9; (C-H) = 415'3; (H-H) = 436'4

QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

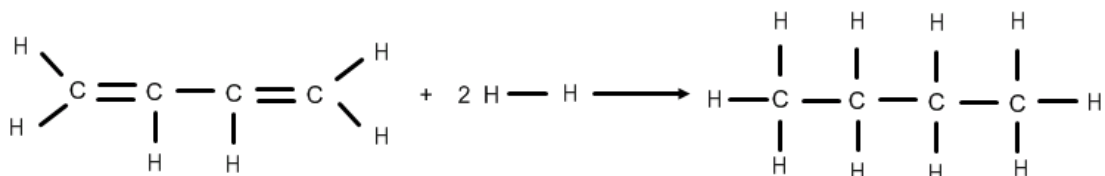
R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la ley de Hess.



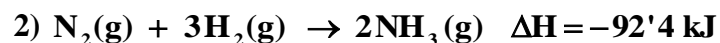
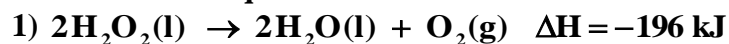
b) Si la calculamos a partir de las energías de enlace, tenemos:

$$\Delta H^0_R = \sum(\text{Energía enlaces rotos}) - \sum(\text{Energía enlaces formados})$$



$$\Delta H^0_R = 6 \cdot 415'3 + 348'2 + 2 \cdot 612'9 + 2 \cdot 436'4 - (3 \cdot 348'2 + 10 \cdot 415'3) = -259 \text{ kJ/mol}$$

Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:



Justifique:

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

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La variación de entropía ΔS es positiva para los procesos en que aumenta el desorden molecular.

En la reacción (1) aumenta el número de moléculas y además se generan gases, por lo tanto, $\Delta\text{S} > 0$. En la reacción (2) disminuye el número de moléculas y de moles de gas, por lo tanto, $\Delta\text{S} < 0$.

b) Los procesos espontáneos son aquellos en que $\Delta\text{G} = \Delta\text{H} - T\Delta\text{S} < 0$.

En la reacción (1), $\Delta\text{H} < 0$ y $\Delta\text{S} > 0$, por lo tanto, $\Delta\text{G} < 0$, luego, el proceso será siempre espontáneo.

c) En la reacción (2), $\Delta\text{H} < 0$ y $\Delta\text{S} < 0$, entonces: si la temperatura es alta $\Delta\text{G} > 0$ y no es espontánea, en cambio, si la temperatura es baja, $\Delta\text{G} < 0$, y la reacción es espontánea.

Dada la ecuación termoquímica a 25°C:



Calcule:

a) El calor de la reacción a volumen constante.

b) La energía libre de Gibbs a la temperatura de 25°C.

Datos: $S^0[(\text{NH}_3)_\text{g}] = 192'3 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$; $S^0[(\text{N}_2)_\text{g}] = 191 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$;

$S^0[(\text{H}_2)_\text{g}] = 130'8 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$; $R = 8'31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El calor de reacción a volumen constante es ΔU^0 , luego:

$$\Delta U^0 = \Delta H^0 - \Delta n \cdot R \cdot T = -92.300 - (-2) \cdot 8'31 \cdot 298 = -87.347'24 \text{ J} = -87'34 \text{ kJ}$$

b) Calculamos la variación de entropía:

$$\Delta S^0 = \sum(S^0)_{\text{productos}} - \sum(S^0)_{\text{reactivos}} = 2 \cdot 192'3 - 191 - 3 \cdot 130'8 = -198'8 \text{ J/K}$$

Calculamos la energía libre de Gibbs:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -92.300 - 298 \cdot (-198'8) = -33.057'6 \text{ J} = -33'06 \text{ kJ}$$

Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Toda reacción exotérmica es espontánea.

b) En toda reacción química espontánea la variación de entropía es positiva.

c) En el cambio de estado $\text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(g)}$ se produce un aumento de entropía.

QUIMICA. 2012. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Para que una reacción química sea espontánea se tiene que cumplir que: $\Delta G < 0$, y como $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, para una reacción en donde $\Delta S < 0$ y T sea alta, no sería espontánea a pesar de que fuese exotérmica.

b) Falsa. Si T fuese baja, puede ocurrir que $\Delta H > T\Delta S$, con lo cual no sería espontánea.

c) Cierta. Ya que al pasar del estado líquido al gaseoso aumenta el desorden, con lo cual aumenta la entropía.

Las entalpías estándar de combustión a 25 °C del C (grafito), y del CO gaseoso son respectivamente -393 kJ/mol y -283 kJ/mol.

a) Calcule la entalpía estándar, a 25 °C, de formación del CO gaseoso.

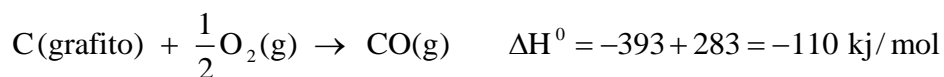
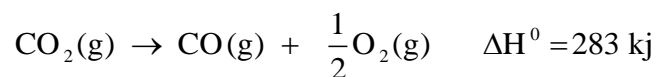
b) Si se hace reaccionar a presión constante 140 g de CO con exceso de O_2 para formar CO_2 gaseoso ¿Qué cantidad de calor se desprenderá en esa reacción?

Masas atómicas: C=12; O=16.

QUIMICA. 2012. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



b)

$$140 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28 \text{ g CO}} \cdot \frac{-283 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}} = -1.415 \text{ kJ}$$

En las condiciones adecuadas el cloruro de amonio sólido se descompone en amoníaco gaseoso y cloruro de hidrógeno gaseoso. Calcule:

a) La variación de entalpía de la reacción de descomposición en condiciones estándar.

b) ¿Qué cantidad de calor, se absorberá o se desprenderá en la descomposición del cloruro de amonio contenido en una muestra de 87 g de una riqueza del 79%?

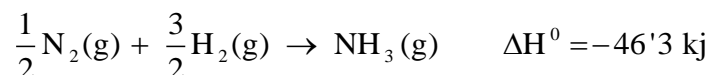
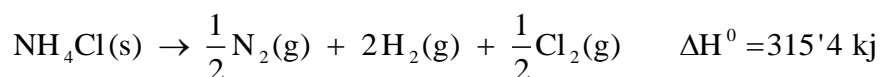
Datos: ΔH_f^0 (Kj/mol): $\text{NH}_4\text{Cl(s)} = -315'4$; $\text{NH}_3(\text{g}) = -46'3$; $\text{HCl(g)} = -92'3$. Masas atómicas.

H = 1 ; N = 14 ; Cl = 35'5

QUIMICA. 2012. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

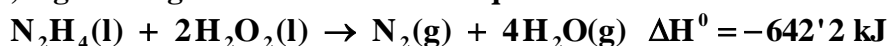


b)

$$87 \text{ gr muestra} \cdot \frac{79 \text{ gr NH}_4\text{Cl}}{100 \text{ gr muestra}} \cdot \frac{176'8 \text{ kJ}}{53'5 \text{ gr NH}_4\text{Cl}} = 227'13 \text{ kJ}$$

Luego, se absorben 227'13 kJ

La reacción de la hidracina, N_2H_4 , con el peróxido de hidrógeno se usa en la propulsión de cohetes, según la siguiente ecuación termoquímica:



a) Calcula la entalpía de formación estándar de la hidracina.

b) Calcula el volumen en litros de los gases formados al reaccionar 320 g de hidracina con la cantidad adecuada de peróxido de hidrógeno a 600 °C y 650 mm de Hg.

Datos: Masas atómicas: H= 1; N=14; $\Delta H_f^0 [H_2O_2(l)] = -187'8 \text{ kJ/mol}$;

$$\Delta H_f^0 [H_2O(g)] = -241'8 \text{ kJ/mol} ; R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

QUIMICA. 2012. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$-642'2 = 4 \cdot (-241'8) - 2 \cdot (-187'8) - \Delta H_f^0 \Rightarrow \Delta H_f^0 = 50'6 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$320 \text{ g} \cdot \frac{28 \text{ g de } N_2}{32 \text{ g de } N_2H_4} = 280 \text{ g}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{\frac{280}{28} \cdot 0'082 \cdot 873}{\frac{650}{760}} = 837 \text{ L de } N_2$$

$$320 \text{ g} \cdot \frac{4 \cdot 18 \text{ g de } H_2O}{32 \text{ g de } N_2H_4} = 720 \text{ g}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{\frac{720}{18} \cdot 0'082 \cdot 873}{\frac{650}{760}} = 3.348 \text{ L de } H_2O$$

Luego, se obtienen $837 + 3.348 = 4.185$ L de gases.

a) Calcule la variación de entalpía de formación del amoníaco, a partir de los siguientes datos de energías de enlace:

$$E(\text{H}-\text{H}) = 436 \text{ kJ/mol}; E(\text{N}-\text{H}) = 389 \text{ kJ/mol}; E(\text{N}\equiv\text{N}) = 945 \text{ kJ/mol}$$

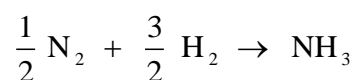
b) Calcule la variación de energía interna en la formación del amoníaco a la temperatura de 25° C.

$$\text{Dato: } R = 8'31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

QUÍMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción de formación del amoníaco



$$\Delta H_{\text{R}}^0 = \sum(\text{Energía enlaces rotos}) - \sum(\text{Energía enlaces formados})$$

$$\Delta H_{\text{R}}^0 = \frac{1}{2} \cdot 945 + \frac{3}{2} \cdot 436 - 3 \cdot 389 = 472'5 + 654 - 1167 = -40'5 \text{ kJ/mol}$$

b) Calculamos la energía interna

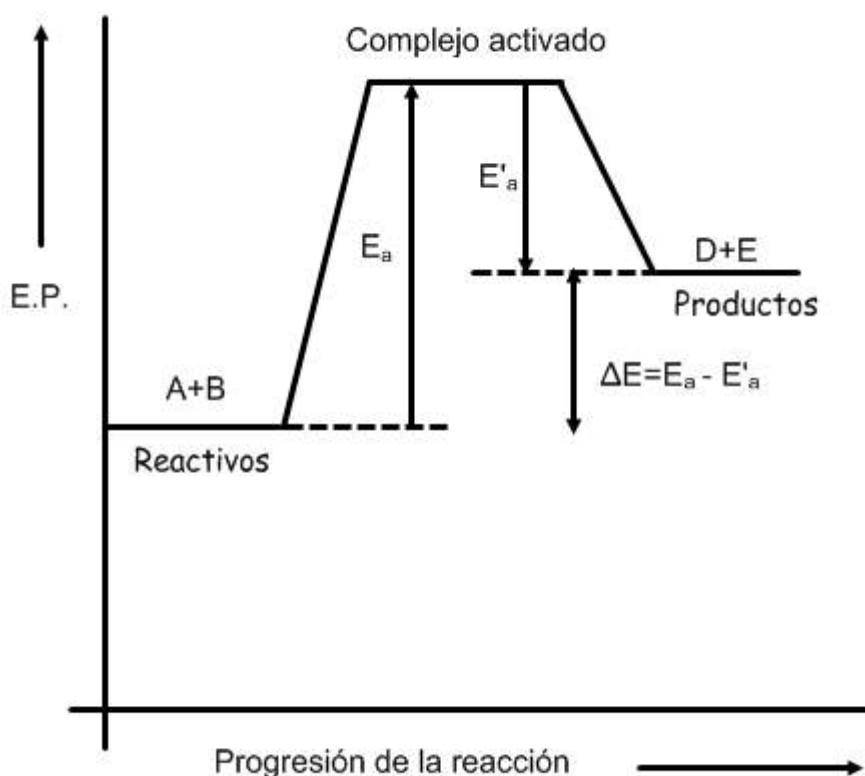
$$U = \Delta H - p \cdot V = \Delta H - nRT = -40'5 - (-1) \cdot 8'31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -38'02 \text{ kJ/mol}$$

En una reacción endotérmica: a) Dibuja el diagrama entálpico de la reacción. b) ¿Cuál es mayor, la energía de activación directa o la inversa? c) ¿Cómo afectará al diagrama anterior la adición de un catalizador?

QUIMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Una reacción es endotérmica cuando se suministra calor a los reactivos para formar los productos. El diagrama entálpico es:



b) Como vemos en el diagrama, la energía de activación directa, E_a , es mayor que la inversa, E'_a .

c) Los catalizadores, si son positivos, sólo actúan disminuyendo la energía de activación, por lo que, al aumentar el número de moléculas con energía cinética igual a la de activación, se incrementa la velocidad de reacción. Por lo tanto, el complejo activado disminuye su energía potencial situándose más bajo en el diagrama, haciendo más pequeña tanto la energía de activación directa como la inversa.

En la reacción del oxígeno molecular gaseoso con el cobre para formar óxido de cobre(II) se desprenden 2,30 kJ por cada gramo de cobre que reacciona, a 298 K y 760 mmHg. Calcule:

a) La entalpía de formación del óxido de cobre(II).

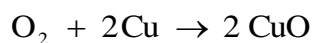
b) El calor desprendido a presión constante cuando reaccionan 100 L de oxígeno, medidos a 1,5 atm y 27°C.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masa atómica Cu = 63,5

QUÍMICA. 2013. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción:



Calculamos la entalpía:

$$-2'30 \frac{\text{kJ}}{\text{g Cu}} \cdot \frac{63'5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = -146'05 \text{ kJ/mol}$$

b) Calculamos los moles de oxígeno que reaccionan:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1'5 \cdot 100}{0'082 \cdot 300} = 6'097 \text{ moles de O}_2$$

Calculamos el calor que se desprende:

$$6'097 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{2 \cdot (-146'05 \text{ kJ})}{1 \text{ mol O}_2} = -1780'93 \text{ kJ}$$

a) La entalpía de formación del $\text{NH}_3(\text{g})$ a 298 K es $\Delta H_f^0 = -46'11 \text{ kJ/mol}$. Escriba la ecuación química a la que se refiere este valor.

b) ¿Cuál es la variación de energía interna (ΔU) de un sistema si absorbe un calor de 67 J y realiza un trabajo de 67 J? Razone la respuesta.

c) ¿Puede una reacción exotérmica no ser espontánea? Razone la respuesta.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La ecuación química es: $\frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2}\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H^0 = -46'11 \text{ kJ/mol}$

b) El Primer Principio de la termodinámica establece: “Todo sistema posee una propiedad termodinámica, llamada energía interna, que toma un valor definido para cada estado y que aumenta cuando el sistema absorbe calor o soporta un trabajo”. Matemáticamente lo podemos expresar con la ecuación: $\Delta U = q - w$. Como en nuestro caso q es positivo y w también es positivo, y los dos tienen el mismo valor numérico, la variación de energía interna será nula.

c) Una reacción química es espontánea cuando $\Delta G < 0$. Una reacción química exotérmica puede no ser espontánea si $\Delta S < 0$ y la temperatura es alta, ya que $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ sería mayor que 0.

Tanto el etanol (C_2H_5OH) como la gasolina (supuestamente octano puro, C_8H_{18}) se usan como combustibles para automóviles.

a) Escriba las reacciones de combustión de ambos compuestos y calcule las entalpías de combustión estándar del etanol y de la gasolina.

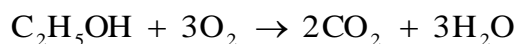
b) ¿Qué volumen de etanol es necesario para producir la misma energía que 1 L de octano?

Datos: Densidades (g/mL) etanol = 0,7894; octano = 0,7025. ΔH_f^0 (kJ/mol): etanol = -277'0; octano = -249'9; CO_2 = -393'5; H_2O = -285'8. Masas atómicas H = 1; C = 12; O = 16.

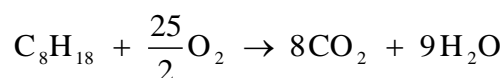
QUÍMICA. 2013. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$\Delta H_C^0 = 2 \cdot (-393'5) + 3 \cdot (-285'8) - (-277) = -1.367'4 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_C^0 = 8 \cdot (-393'5) + 9 \cdot (-285'8) - (-249'9) = -5.470'3 \text{ kJ/mol}$$

b) Calculamos la energía que desprende 1 L de octano

$$1000 \text{ mL } C_8H_{18} \cdot \frac{0'7025 \text{ g } C_8H_{18}}{1 \text{ mL } C_8H_{18}} \cdot \frac{-5.470'3 \text{ kJ}}{114 \text{ g } C_8H_{18}} = -33.709'52 \text{ kJ}$$

Calculamos el volumen de etanol

$$-33.709'52 \text{ kJ} \cdot \frac{46 \text{ g } C_2H_5OH}{-1.367'4 \text{ kJ}} \cdot \frac{1 \text{ mL } C_2H_5OH}{0'7894 \text{ g } C_2H_5OH} = 1436'53 \text{ mL} \approx 1'44 \text{ L } C_2H_5OH$$

Cuando se quema 1 g de gas propano en presencia de un exceso de oxígeno en un calorímetro manteniendo constante el volumen a 25°C, se desprenden 52,50 kJ de calor y se produce gas CO₂ y agua en estado líquido. Calcule:

a) El calor de la reacción a volumen constante.

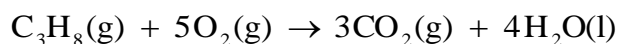
b) El calor de la reacción a presión constante.

Datos: $R = 8'31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas C = 12; H = 1.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

Escribimos y ajustamos la reacción que tiene lugar:



a) Calculamos el calor a volumen constante:

$$44 \text{ g C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{-52'50 \text{ kJ}}{1 \text{ g C}_3\text{H}_8} = -2.310 \text{ kJ/mol} = Q_v = \Delta U$$

b) Calculamos el calor a presión constante:

$$Q_p = \Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T = -2.310 - 3 \cdot 8'31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -2.317.42 \text{ kJ}$$

Sabemos que 25 °C las entalpías de combustión estándar del hexano líquido, carbono sólido e hidrógeno gas son $-4192'0$ kJ/mol , $-393'5$ kJ/mol y $-285'8$ kJ/mol , respectivamente.

Calcule:

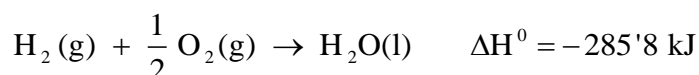
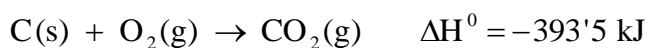
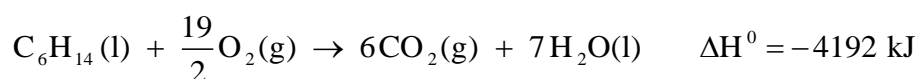
a) La entalpía de formación del hexano líquido a 25°C.

b) El número de moles de hidrógeno gaseoso consumidos en la formación del hexano líquido cuando se han liberado 30 kJ.

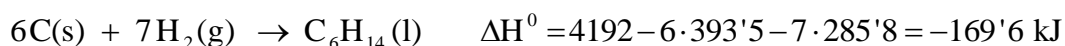
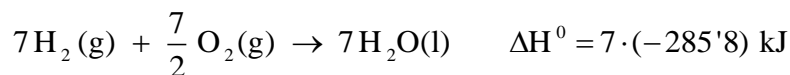
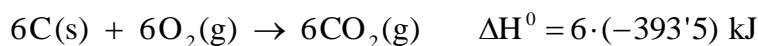
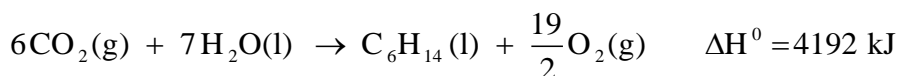
QUÍMICA. 2013. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Los datos que nos da el problema son las reacciones:



A partir de ellos calculamos la entalpía de formación del hexano.



b) Calculamos los moles de hidrógeno consumidos

$$-30 \text{ kJ} \cdot \frac{7 \text{ moles H}_2}{-169'6 \text{ kJ}} = 1'238 \text{ moles H}_2$$

Para la reacción siguiente: $2\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta\text{H} < 0$

Razone:

a) Si a una misma temperatura, el calor desprendido a volumen constante es mayor, menor o igual que el desprendido si la reacción tuviera lugar a presión constante.

b) Si la entropía en la reacción anterior aumenta o disminuye.

c) Si la reacción será espontánea a cualquier temperatura.

QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

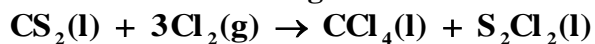
a) Ambos calores se relacionen entre sí de la forma: $Q_p = Q_v + \Delta n \cdot R \cdot T$.

Serán iguales cuando $\Delta n = 0$, o sea, si no hay gases en el proceso o si, habiendo gases, no hay variación del número de moles gaseosos entre productos y reactivos. En nuestro caso el número de moles aumenta, luego, el calor a volumen constante es menor que el calor a presión constante.

b) Aumenta, ya que el número de moles en los productos es mayor que en los reactivos.

c) Verdadero. Una reacción química es espontánea siempre que $\Delta G < 0$. En nuestro caso $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$, por lo tanto: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$ a cualquier temperatura.

Para la obtención del tetracloruro de carbono según:



a) Calcule el calor de reacción, a presión constante, a 25°C y en condiciones estándar.

b) ¿Cuál es la energía intercambiada en la reacción anterior, en las mismas condiciones, cuando se forma un litro de tetracloruro de carbono cuya densidad es 1'4 g/mL.

Datos: $\Delta H_f^0[\text{CS}_2(\text{l})] = 89'70 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{CCl}_4(\text{l})] = -135'40 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^0[\text{S}_2\text{Cl}_2(\text{l})] = -59'80 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: C = 12 ; Cl = 35'5

QUIMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum(\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum(\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^0 = -135'40 - 59'80 - (89'70) = -284'90 \text{ kJ}$$

b) Calculamos el calor desprendido

$$1000 \text{ mL} \cdot \frac{1'4 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol CCl}_4}{154 \text{ g CCl}_4} \cdot \frac{-284'9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CCl}_4} = -2590 \text{ kJ}$$

Cuando se queman 2,35 g de benceno líquido (C_6H_6) a volumen constante y a $25^\circ C$ se desprenden 98'53 kJ. Sabiendo que el agua formada se encuentra en estado líquido, calcule:

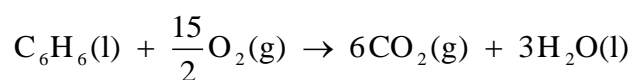
- El calor de combustión del benceno a volumen constante y a esa misma temperatura.
- El calor de combustión del benceno a presión constante y a esa misma temperatura.

Datos: $R = 8'31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas $C = 12$; $H = 1$.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

Escribimos y ajustamos la reacción que tiene lugar:



- a) Calculamos el calor a volumen constante:

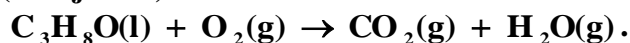
$$78 \text{ g } C_6H_6 \cdot \frac{-98'53 \text{ kJ}}{2'35 \text{ g } C_6H_6} = -3.270'35 \text{ kJ/mol} = Q_v = \Delta U$$

- b) Calculamos el calor a presión constante:

$$Q_p = \Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T = -3.270'35 - \frac{3}{2} \cdot 8'31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -3.274'06 \text{ kJ}$$

a) Razone si las reacciones con valores positivos de ΔS^0 siempre son espontáneas a alta temperatura.

b) La siguiente reacción (sin ajustar) es exotérmica:



Justifique si a presión constante se desprende más, igual o menos calor que a volumen constante.

c) Razone si en un proceso exotérmico la entalpía de los reactivos es siempre menor que la de los productos.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Una reacción es espontánea cuando $\Delta G < 0$. Teniendo en cuenta la fórmula de la variación de energía libre: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ podemos hacer la discusión.

Será espontánea si $|\Delta H| < |T \cdot \Delta S|$ para el caso en que $\Delta H > 0$. Si $\Delta H < 0$, entonces siempre será espontánea.

b) Ajustamos la reacción: $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}(\text{l}) + \frac{9}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

Sabemos que: $Q_p = \Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$. Como en la reacción que nos dan $\Delta n = 7 - \frac{9}{2} = \frac{5}{2}$, entonces se desprende menos calor.

c) Sabemos que: $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, por lo tanto, si $\Delta H_R^0 < 0$, entonces la entalpía de los reactivos es siempre mayor que la de los productos.

A 291 K, las entalpías de formación del amoníaco en los estados gaseoso y líquido son $-46'05$ y $-67'27 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, respectivamente. Calcule:

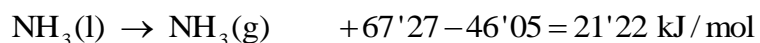
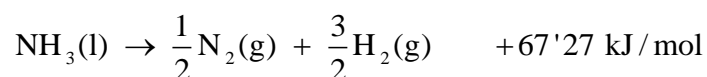
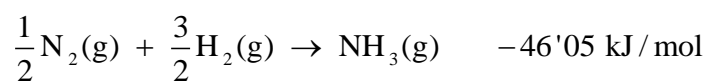
a) La entalpía de vaporización del amoníaco.

b) La energía que se desprende cuando se forman $1'5 \cdot 10^{22}$ moléculas de amoníaco líquido a 291 K.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

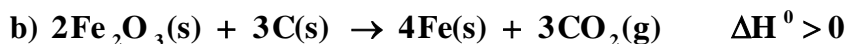
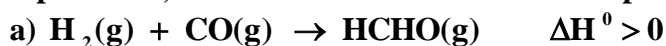
a) Calculamos la entalpía de vaporización a partir de los datos que nos dan:



b) Calculamos la energía que se desprende

$$1'5 \cdot 10^{22} \text{ moléculas NH}_3(\text{l}) \cdot \frac{-67'27 \text{ kJ}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas NH}_3(\text{l})} = -1'67 \text{ kJ}$$

Sin efectuar cálculo alguno justifique, para cada uno de los siguientes procesos, si será siempre espontáneo, si no lo será nunca o si lo será dependiendo de la temperatura:



QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

Para que una reacción sea espontánea, la variación de energía libre de Gibbs ha de ser negativa $\Delta\text{G} < 0$.

a) La variación entropía será negativa porque en el transcurso de la reacción aumenta el orden, ya que por cada dos moles de sustancias gaseosas que desaparecen, sólo aparece 1 mol. Disminuye el desorden y, por lo tanto, $\Delta\text{S} < 0$. Como $\Delta\text{H} > 0$, entonces: $\Delta\text{G} > 0$ y la reacción no es espontánea.

b) La variación entropía será positiva ($\Delta\text{S} > 0$) porque en el transcurso de la reacción aumenta el desorden, pues aparecen 3 moles de gas. Como $\Delta\text{H} > 0$, entonces: $\Delta\text{G} < 0$ si la temperatura es alta, ya que entonces $|\Delta\text{H}| < |T \cdot \Delta\text{S}|$ y, por lo tanto, la reacción será espontánea sólo a temperaturas altas.

c) La variación entropía será positiva ($\Delta\text{S} > 0$) porque en el transcurso de la reacción aumenta el desorden, pues desaparecen 9 moles de gas y aparecen 10 moles. Como $\Delta\text{H} < 0$, entonces: $\Delta\text{G} < 0$ y la reacción será siempre espontánea.

A partir de los siguientes valores de energías de enlace en kJ/mol: C = O (707) ; O = O (498) ; H – O (464) ; C – H (414) , calcule:

a) La variación de entalpía para la reacción: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

b) ¿Qué energía se desprende al quemar $\text{CH}_4(\text{g})$ con 10,5 L de O_2 medidos a 1 atm y 125°C?

Dato: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

$$\Delta H_R = (\sum H)_{\text{enlaces rotos}} - (\sum H)_{\text{enlaces formados}} = 4 \cdot 414 + 2 \cdot 498 - 2 \cdot 707 - 4 \cdot 464 = -618 \text{ kJ}$$

b) Calculamos los moles de oxígeno

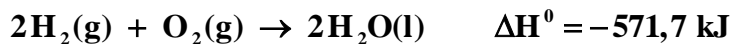
$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 10^5}{0'082 \cdot 398} = 0'32 \text{ moles de } \text{O}_2.$$

Calculamos la energía que se desprende:

$$0'32 \text{ moles } \text{O}_2 \cdot \frac{-618 \text{ kJ}}{2 \text{ moles } \text{O}_2} = -98'88 \text{ kJ}$$

Determine:

a) La entalpía de la reacción en la que se forma 1 mol de $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$ a partir de los elementos que lo integran. Utilice los siguientes datos:

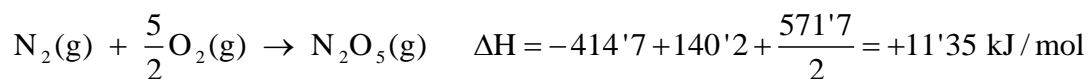
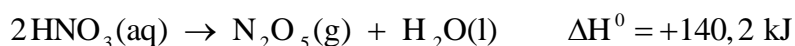
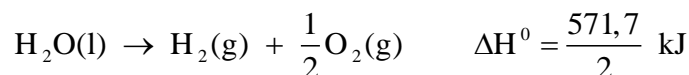
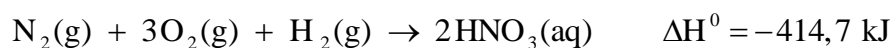


b) La energía necesaria para la formación de 50 L de $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$ a 25°C y 1 atm de presión a partir de los elementos que lo integran. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) A partir de los datos que nos dan escribimos la reacción de formación del $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$



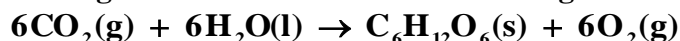
b) Calculamos el número de moles

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 50}{0,082 \cdot 298} = 2,046 \text{ moles}$$

Calculamos la energía

$$2,046 \text{ moles} \cdot \frac{11,35 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = 23,22 \text{ kJ}$$

Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la fotosíntesis según la reacción:



a) Calcule la entalpía de reacción estándar, a 25°C, indicando si es exotérmica o endotérmica.

b) ¿Qué energía se desprende cuando se forman 500 g de glucosa a partir de sus elementos?.

Datos: $\Delta H_f^0[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})] = -673'3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{CO}_2(\text{g})] = -393'5 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; O = 16

QUIMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

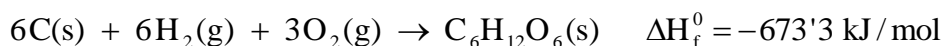
R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^0 = -673'3 - 6 \cdot (-393'5) - 6 \cdot (-285'8) = 3.402'5 \text{ kJ}$$

Luego, la reacción es endotérmica.

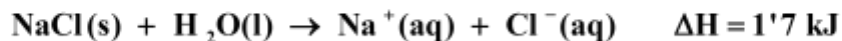
b) Escribimos la reacción de formación de la glucosa a partir de sus elementos.



Calculamos el calor desprendido

$$500 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{-673'3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = -1.870'27 \text{ kJ}$$

Dado el siguiente proceso de disolución:



Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

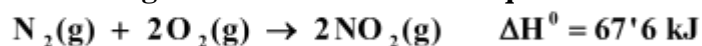
- a) El proceso es exotérmico.
- b) Se produce un aumento de la entropía.
- c) El proceso es siempre espontáneo.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa, ya que ΔH es positivo, por lo tanto, es un proceso endotérmico.
- b) Cierta, ya que pasamos de un estado ordenado (cristal de cloruro de sodio) a otro muy desordenado como es la disolución. Aumenta, por lo tanto, el desorden y con él la entropía.
- c) Falsa. Una reacción es espontánea cuando $\Delta G < 0$. Teniendo en cuenta la fórmula de la variación de energía libre: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ podemos hacer la discusión. En nuestro caso: $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$, entonces $\Delta G < 0$ solo si la temperatura es alta y, en ese caso, la reacción será espontánea.

A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:



a) Calcule la entalpía de formación estándar, a 25°C, del monóxido de nitrógeno.

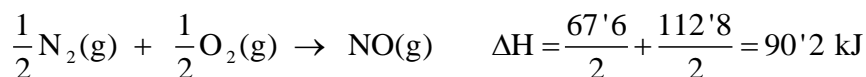
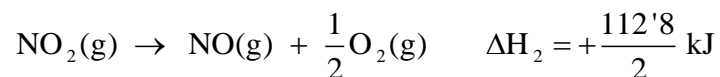
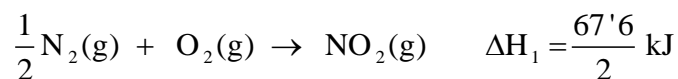
b) Calcule los litros de aire necesarios para convertir en dióxido de nitrógeno 50 L de monóxido de nitrógeno, todos ellos medidos en condiciones normales.

Datos: Composición volumétrica del aire: 21% O₂ y 79% N₂.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la ley de Hess



b) Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$50 \text{ L de NO} \cdot \frac{1 \text{ L de O}_2}{2 \text{ L de NO}} \cdot \frac{100 \text{ L de aire}}{21 \text{ L de O}_2} = 119'05 \text{ L de aire}$$

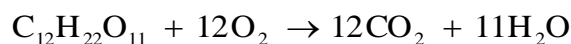
- a) Calcule la entalpía de formación estándar, a 25°C, de la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
- b) Si nuestros músculos convierten en trabajo sólo el 30% de la energía producida en la combustión de la sacarosa, determine el trabajo muscular que podemos realizar al metabolizar 1 g de sacarosa.

Datos: $\Delta H_{\text{combustión}}^{\circ}(C_{12}H_{22}O_{11}) = -5650 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^{\circ}[CO_2(g)] = -393'5 \text{ kJ/mol}$;
 $\Delta H_f^{\circ}[H_2O(l)] = -285'8 \text{ kJ/mol}$; Masas atómicas C = 12 ; O = 16 ; H = 1.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Escribimos la reacción de combustión de la sacarosa:



Para cualquier reacción: $\Delta H_R^{\circ} = \sum(\Delta H_f^{\circ})_{\text{productos}} - \sum(\Delta H_f^{\circ})_{\text{reactivos}}$, luego:

$$-5.650 = 12 \cdot (-393'5) + 11 \cdot (-285'8) - \Delta H_f \Rightarrow \Delta H_f = -2.215'8 \text{ kJ/mol}$$

- b) Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$1 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{-5.650 \text{ kJ}}{342 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot \frac{30}{100} = -4'95 \text{ kJ}$$

Luego, podemos realizar un trabajo muscular de 4'95 kJ

El propano (C_3H_8) es uno de los combustibles fósiles más utilizados.

a) Formule y ajuste su reacción de combustión y calcule la entalpía estándar de combustión.

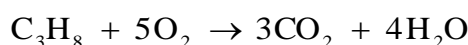
b) Calcule los litros de dióxido de carbono que se obtienen, medidos a $25^\circ C$ y 760 mmHg , si la energía intercambiada ha sido de 5990 kJ .

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Energías medias de enlace ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $(C - C) = 347$; $(C - H) = 415$; $(O - H) = 460$; $(O = O) = 494$ y $(C = O) = 730$.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos y ajustamos la reacción de combustión



Calculamos la entalpía de combustión

$$\Delta H_c = \left(\sum H \right)_{\text{enlaces rotos}} - \left(\sum H \right)_{\text{enlaces formados}} = 2 \cdot 347 + 8 \cdot 415 + 5 \cdot 494 - 6 \cdot 730 - 8 \cdot 460 = -1.576 \text{ kJ/mol}$$

b) Calculamos los moles de dióxido de carbono

$$5.990 \text{ kJ} \cdot \frac{3 \text{ moles } CO_2}{1.576 \text{ kJ}} = 11'4 \text{ moles } CO_2$$

Calculamos el volumen

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{11'4 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 278'57 \text{ L de } CO_2.$$

Teniendo en cuenta las entalpías estándar de formación a 25°C del butano, C_4H_{10} , dióxido de carbono y agua líquida son, respectivamente, $-125'7$, $-393'5$ y $-285'5$ $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcula el calor de combustión estándar del butano a esa temperatura:

a) A presión constante.

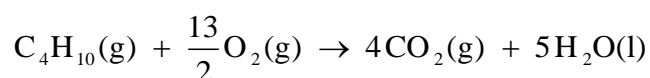
b) A volumen constante.

Datos: $R = 8'31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

Escribimos y ajustamos la reacción de combustión:



a) Calculamos el calor a presión constante:

$$\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}} = 4 \cdot (-393'5) + 5 \cdot (-285'5) - (-125'7) = -2.875'8 \text{ kJ/mol}$$

b) Calculamos el calor a volumen constante:

$$Q_v = \Delta U = \Delta H - \Delta n \cdot R \cdot T = -2.875'8 - \left(-\frac{7}{2} \cdot 8'31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 \right) = -2.867'13 \text{ kJ/mol}$$

Dada la siguiente ecuación termoquímica: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta\text{H} = -483'6 \text{ kJ}$

Justifique cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y cuáles falsas:

- a) Al formarse 18 g de agua en esas condiciones se desprenden 483'6 kJ.
- b) Dado que $\Delta\text{H} < 0$, la formación de agua es un proceso espontáneo.
- c) La reacción de formación del agua será muy rápida.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falso. Se desprenden $\frac{-483'6}{2} = -241'8 \text{ kJ}$

b) Falso. La espontaneidad de una reacción tiene que ver con el valor de ΔG y no con el valor de ΔH . La espontaneidad en este caso dependerá de la temperatura ya que $\Delta\text{S} < 0$ en esta reacción. Si T es alta, entonces $\Delta\text{G} = \Delta\text{H} - T\Delta\text{S} > 0$, no será espontánea. Si T es baja, entonces $\Delta\text{G} = \Delta\text{H} - T\Delta\text{S} < 0$, será espontánea

c) Verdadera. Ya que uno de los factores que influye en la velocidad de una reacción es el estado físico de los reactivos. Las reacciones homogéneas son más rápidas, sobre todo las reacciones entre gases.

a) En la reacción de combustión de 1 mol de propano (C_3H_8), a $127^\circ C$ y presión constante, se desprenden 2200 kJ. Calcule el calor de reacción a volumen constante a la misma temperatura, considerando que todas las especies están en estado gaseoso.

b) Calcule la entalpía estándar de combustión del propano, a $25^\circ C$, conocidas las energías medias de los enlaces

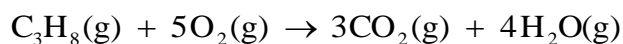
$$(\text{kJ/mol}) : (C-C) = 347; (C-H) = 414; (O=O) = 498'7; (C=O) = 745; (O-H) = 460$$

Dato: $R = 8'31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción de combustión del propano.



El calor de reacción a volumen constante es ΔU^0 , luego:

$$\Delta U^0 = \Delta H^0 - \Delta n \cdot R \cdot T = -2.200.000 - 1 \cdot 8'31 \cdot 400 = -2.203.324 \text{ J} = -2.203'32 \text{ kJ}$$

b) Calculamos la entalpía de combustión

$$\Delta H_R = \left(\sum H \right)_{\text{enlaces rotos}} - \left(\sum H \right)_{\text{enlaces formados}} = 2 \cdot 347 + 8 \cdot 414 + 5 \cdot 498'7 - 6 \cdot 745 - 8 \cdot 460 = -1.650'5 \text{ kJ}$$

a) La reacción $\text{CuO(s)} + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cu(s)} + \text{H}_2\text{O(l)}$, en condiciones estándar y a 25°C , ¿es exotérmica o endotérmica? Justifique la respuesta.

Datos: $\Delta H_f^\circ[\text{CuO(s)}] = -161'1 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O(l)}] = -285'8 \text{ kJ/mol}$

b) Dibuje el diagrama entálpico correspondiente.

c) Razone cuál será el signo de la ΔS° para dicha reacción.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

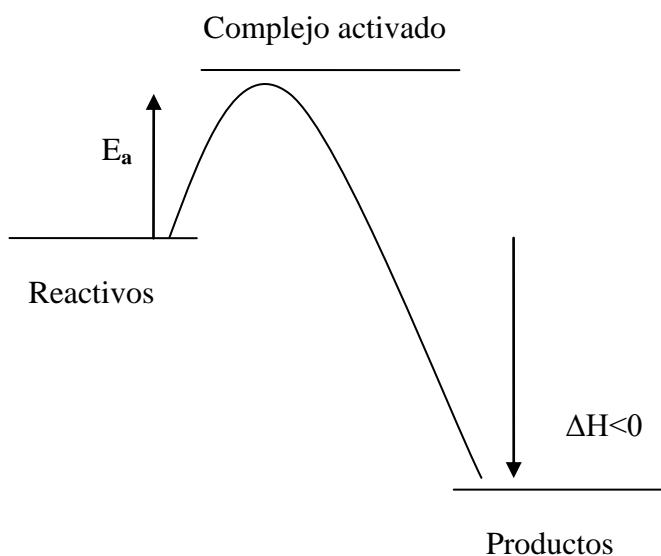
R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^\circ = \sum(\Delta H_f^\circ)_{\text{productos}} - \sum(\Delta H_f^\circ)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^\circ = -285'8 - (-161'1) = -124'7 \text{ kJ}$$

La reacción es exotérmica.

b)



c) La variación entropía será negativa porque en el transcurso de la reacción aumenta el orden. Disminuye el desorden y, por lo tanto, $\Delta S < 0$.

- a) Determine el calor de formación del $C_4H_{10}(g)$ utilizando los datos de entalpías que se dan.
- b) Para fundir una determinada cantidad de sodio se necesitan $1'98 \cdot 10^5$ kJ. ¿Cuántos kg de gas butano serán necesarios quemar para conseguir fundir el sodio?

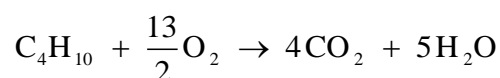
Datos: $\Delta H_f^0 [CO_2(g)] = -393'5$ kJ/mol ; $\Delta H_f^0 [H_2O(l)] = -285'8$ kJ/mol

$\Delta H_{\text{combustión}}^0 [C_4H_{10}(g)] = -2878'6$ kJ/mol ; Masas atómicas C = 12; H = 1

QUÍMICA. 2016. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Escribimos la reacción de combustión del butano.



Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$-2.878'6 = 4 \cdot (-393'5) + 5 \cdot (-285'8) - \Delta H_f \Rightarrow \Delta H_f = -124'4 \text{ kJ/mol}$$

- b)

$$1'98 \cdot 10^5 \text{ kJ} \cdot \frac{58 \text{ g } C_4H_{10}}{2.878'6 \text{ kJ}} = 3.989'44 \text{ g} = 3'99 \text{ kg de } C_4H_{10}$$

Luego se desprenden $-3.850'46$ kJ

Para la reacción $2\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{S}(\text{s})$, a 25°C :

a) Determine ΔH^0 y ΔS^0 .

b) Prediga si es espontánea o no, a esa temperatura.

Datos a 25°C : $\Delta\text{H}_f^0(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$ $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) = -20'6$; $\text{SO}_2(\text{g}) = -296'8$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285'8$

$\text{S}^0(\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$ $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) = 205'8$; $\text{SO}_2(\text{g}) = 248'2$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = 69'9$; $\text{S}(\text{s}) = 31'8$

QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Para cualquier reacción: $\Delta\text{H}_R^0 = \sum(\Delta\text{H}_f^0)_{\text{productos}} - \sum(\Delta\text{H}_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta\text{H}_R^0 = 2 \cdot (-285'8) - [2 \cdot (-20'6) + (-296'8)] = -233'6 \text{ kJ}$$

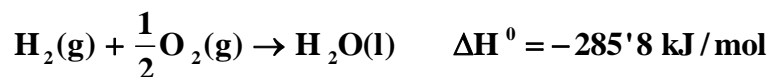
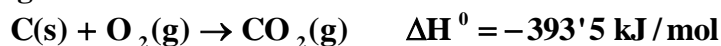
$$\Delta\text{S}^0 = 2 \cdot 69'9 + 3 \cdot 31'8 - 2 \cdot 205'8 - 248'2 = -424'6 \text{ J}/^\circ\text{K}\cdot\text{mol} = -0'4246 \text{ kJ}/^\circ\text{K}\cdot\text{mol}$$

b) Aplicamos la fórmula: $\Delta\text{G} = \Delta\text{H}^0 - \text{T}\Delta\text{S}^0$.

$$\text{Luego: } \Delta\text{G} = \Delta\text{H}^0 - \text{T}\Delta\text{S}^0 = -233'6 \text{ kJ/mol} - 298^\circ\text{K} \cdot (-0'4246) \text{ kJ}/^\circ\text{K}\cdot\text{mol} = -107'07 \text{ kJ/mol}$$

Por lo tanto, la reacción es espontánea, ya que $\Delta\text{G} < 0$

a) Calcule el calor de formación del metano a presión constante, en condiciones estándar y a 25°C, a partir de los siguientes datos



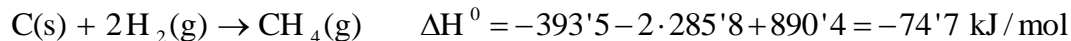
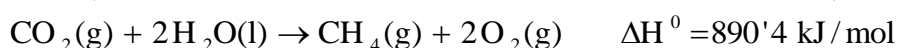
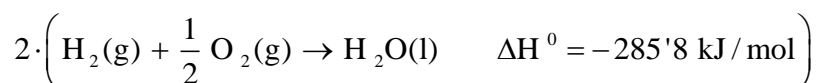
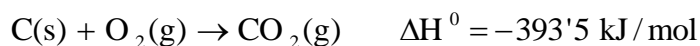
b) Calcule el calor producido cuando se queman 10 m³ de metano medidos a 1 atm de presión y a 25°C.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



b) La reacción de combustión del metano es:



Calculamos los moles de metano

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 10.000}{0'082 \cdot 298} = 409'23 \text{ moles}$$

Calculamos el calor que se desprende

$$409'23 \text{ moles} \cdot \frac{-890'4 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -364.378'39 \text{ kJ}$$