

QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

- Junio, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 2, Ejercicio 4, Opción A
- Reserva 2, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 5, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 5, Opción A

emestrada

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

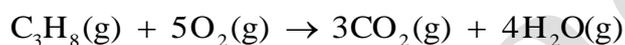
$$(\text{kJ/mol}) : (C-C) = 347; (C-H) = 414; (O=O) = 498.7; (C=O) = 745; (O-H) = 460$$

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

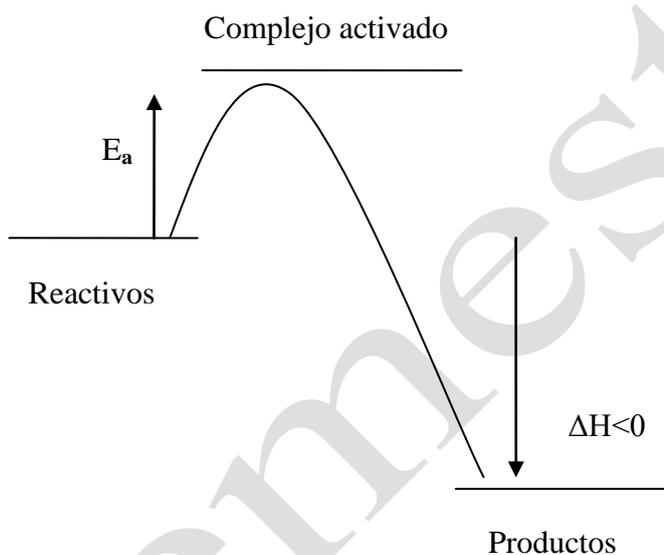
R E S O L U C I Ó N

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?

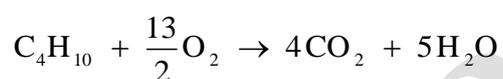
Datos: $\Delta H_f^0 [CO_2(g)] = -393'5$ kJ/mol ; $\Delta H_f^0 [H_2O(l)] = -285'8$ kJ/mol

$\Delta H_{\text{combustión}}^0 [C_4H_{10}(g)] = -2878'6$ 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° y ΔS° .

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

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

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

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

R E S O L U C I Ó N

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

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

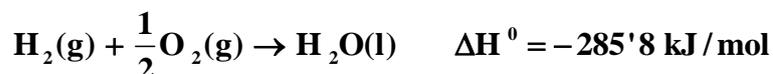
$$\Delta\text{S}^\circ = 2 \cdot 69'9 + 3 \cdot 31'8 - 2 \cdot 205'8 - 248'2 = -424'6 \text{ J}^\circ\text{K}\cdot\text{mol} = -0'4246 \text{ kJ}^\circ\text{K}\cdot\text{mol}$$

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

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

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



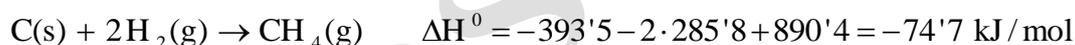
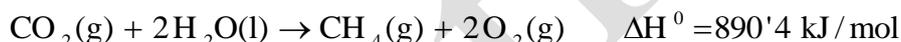
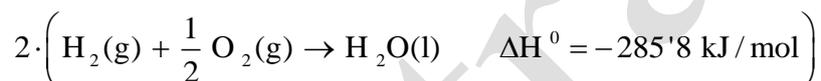
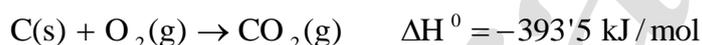
b) Calcule el calor producido cuando se queman 10 m³ de metano medidos a 1 atm de presión y a 25°C.

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

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

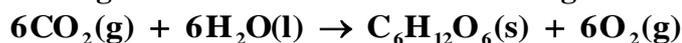
QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

- Junio, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 5, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 5, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 5, Opción A

emestrada

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

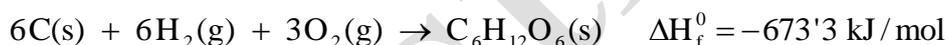
R E S O L U C I Ó N

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.

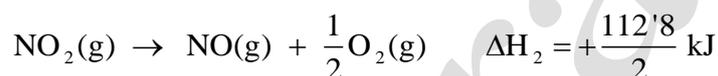
b) Calcule los litros de aire necesarios para convertir en dióxido de nitrógeno 50 L de monóxido de nitrógeno, todos ellos medidos en condiciones normales.

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.

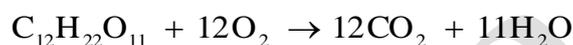
Datos: $\Delta H_{\text{combustión}}^0(C_{12}H_{22}O_{11}) = -5650 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[CO_2(g)] = -393'5 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^0[H_2O(l)] = -285'8 \text{ kJ/mol}$; 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: $\Delta H_R^0 = \sum(\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum(\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, 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.

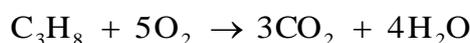
- a) Formule y ajuste su reacción de combustión y calcule la entalpía estándar de combustión.
b) Calcule los litros de dióxido de carbono que se obtienen, medidos a $25^\circ C$ y 760 mmHg , si la energía intercambiada ha sido de 5990 kJ .

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

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

- 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.

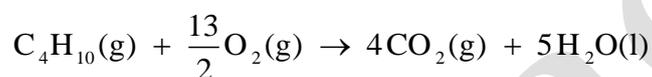
b) A volumen constante.

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:

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