

QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

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

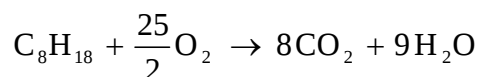
$\Delta H_f^\circ [\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})] = -250'0 \text{ kJ/mol}$.

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

Escribimos la reacción combustión del octano:



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

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

b)

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

$$\left. \begin{array}{ll} 114 \text{ g de } \text{C}_8\text{H}_{18} & \rightarrow 5074'2 \text{ kJ} \\ 40 \text{ g} & \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 1780'42 \text{ kJ}$$

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.

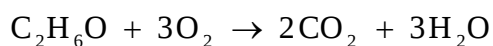
Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H=1. $\Delta H_f^0 [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(l)}] = -277'7 \text{ kJ/mol}$

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

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)

$$\left. \begin{array}{l} 46 \text{ g de } \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \rightarrow -1.366'7 \text{ kJ} \\ 100 \text{ g} \quad \quad \quad \rightarrow \quad \quad x \end{array} \right\} x = \frac{-1.366'7 \cdot 100}{46} = -2.971 \text{ kJ}$$

- 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:

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

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

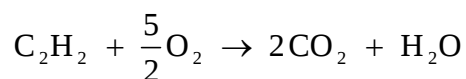
b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendida en la combustión de 1 kg de etino.

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:

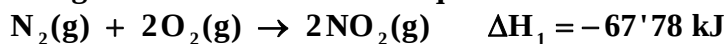
$$\left. \begin{array}{ll} 26 \text{ g C}_2\text{H}_2 & \rightarrow -1.299'8 \text{ kJ} \\ 1.000 \text{ g} & \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = -49.992'3 \text{ kJ}$$

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) Disminuye la entropía.
- b) Si, ya que siempre $\Delta G < 0$
- c) No. Ya que hay una disminución de volumen.

Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:



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

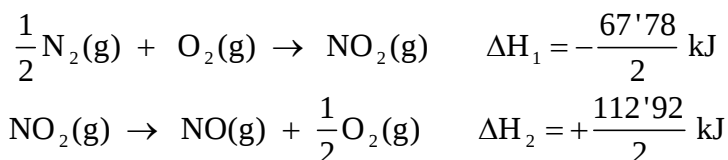
b) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que se desprende en la combustión de 90 g de monóxido de nitrógeno, en las mismas condiciones.

Masas atómicas: N = 14; O = 16.

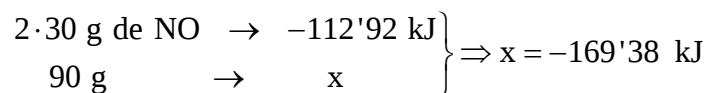
QUÍMICA. 2009. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



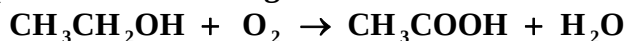
b)



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:

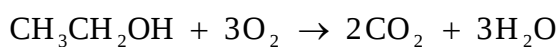


Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

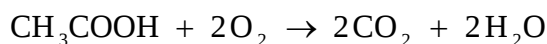
R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción de combustión del etanol.



$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g de } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow -29'8 \text{ kJ} \\ 46 \text{ g} \quad \quad \quad \rightarrow \quad \quad x \end{array} \right\} \Rightarrow x = -1.370'8 \text{ kJ/mol}$$

Escribimos la reacción de combustión del ácido acético.



$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g de } \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow -14'5 \text{ kJ} \\ 60 \text{ g} \quad \quad \quad \rightarrow \quad \quad x \end{array} \right\} \Rightarrow x = -870 \text{ kJ/mol}$$

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:

$$\Delta H_{\text{R}} = -1370'8 + 870 = -500'8 \text{ kJ}$$