

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

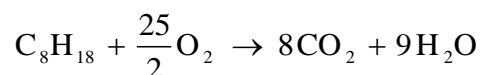
$\Delta H_f^0[\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})] = -250'0 \text{ kJ/mol}$.

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.

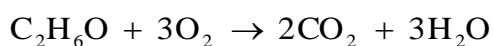
Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H=1. $\Delta H_f^0 [C_2H_5OH(l)] = -277'7 \text{ kJ/mol}$

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

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:

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

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

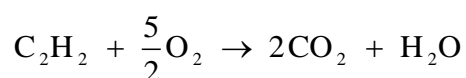
b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendida en la combustión de 1 kg de etino.

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.

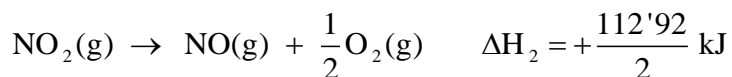
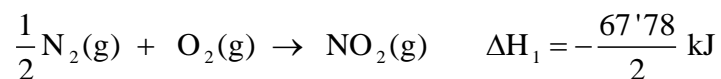
b) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que se desprende en la combustión de 90 g de monóxido de nitrógeno, en las mismas condiciones.

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)



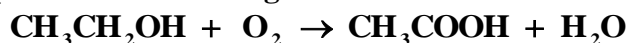
b)

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

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:

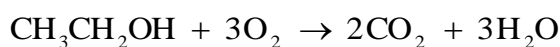


Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

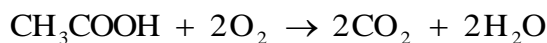
R E S O L U C I Ó N

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:

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