

QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

emestrada

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).

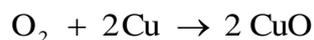
b) El calor desprendido a presión constante cuando reaccionan 100 L de oxígeno, medidos a 1,5 atm y 27°C.

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:

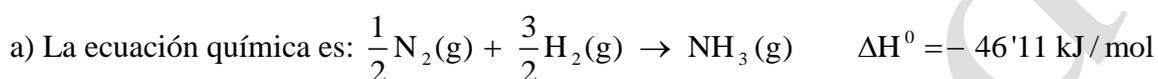
$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1'5 \cdot 100}{0'082 \cdot 300} = 6'097 \text{ moles de O}_2$$

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



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.

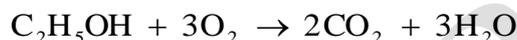
b) ¿Qué volumen de etanol es necesario para producir la misma energía que 1 L de octano?

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.

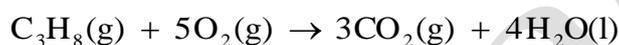
b) El calor de la reacción a presión constante.

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:

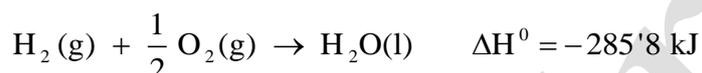
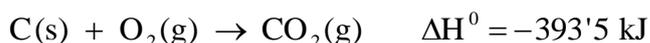
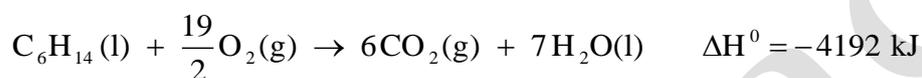
a) La entalpía de formación del hexano líquido a 25°C.

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

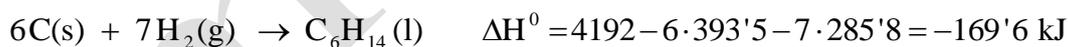
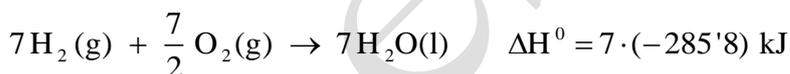
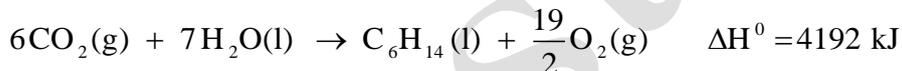
QUÍMICA. 2013. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

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, $\Delta n = 10 - 9 = 1$, 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.