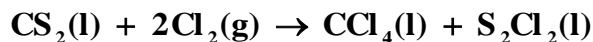


QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

- Junio, Ejercicio 5, 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 6, Opción A

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:

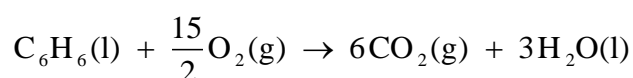
- a) El calor de combustión del benceno a volumen constante y a esa misma temperatura.
- b) El calor de combustión del benceno a presión constante y a esa misma temperatura.

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:

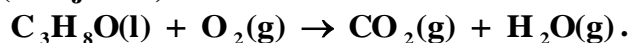
$$78 \text{ g } C_6H_6 \cdot \frac{-98'53 \text{ kJ}}{2'35 \text{ g } C_6H_6} = -3.270'35 \text{ kJ/mol} = Q_v = \Delta U$$

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

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:

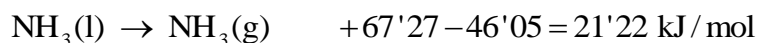
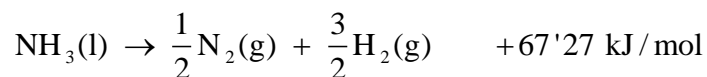
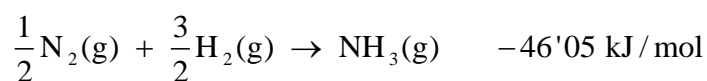
a) La entalpía de vaporización del amoníaco.

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

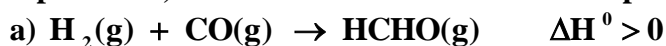
a) Calculamos la entalpía de vaporización a partir de los datos que nos dan:



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 $\Delta G < 0$.

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, $\Delta S < 0$. Como $\Delta H > 0$, entonces: $\Delta G > 0$ y la reacción no es espontánea.

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

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

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

b) Calculamos los moles de oxígeno

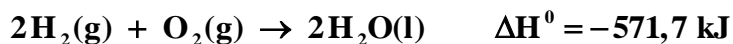
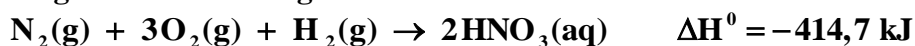
$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 10'5}{0'082 \cdot 398} = 0'32 \text{ L de } \text{O}_2.$$

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:

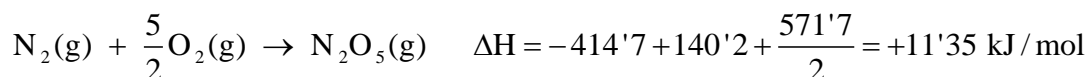
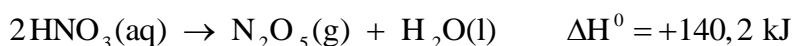
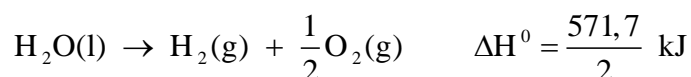
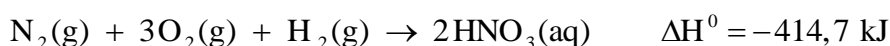


b) La energía necesaria para la formación de 50 L de $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$ a 25°C y 1 atm de presión a partir de los elementos que lo integran. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

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

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