PROBLEMAS RESUELTOS
SELECTIVIDAD ANDALUCÍA
2014

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

www.yoquieroaprobar.es

Para la obtención del tetracloruro de carbono según:

$$CS_2(l) + 3Cl_2(g) \rightarrow CCl_4(l) + S_2Cl_2(l)$$

a) Calcule el calor de reacción, a presión constante, a 25ºC 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: $\Delta H_f^0\left[CS_2(l)\right] = 89'70\ kJ/mol$; $\Delta H_f^0\left[CCl_4(l)\right] = -135'40\ kJ/mol$;

$\Delta H_f^0\left[S_2Cl_2(l)\right] = -59'80\ kJ/mol$ **. 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: $\Delta H^0_R = \sum\left(\Delta H^0_f\right)_{productos} - \sum\left(\Delta H^0_f\right)_{reactivos}$, luego:

$$\Delta H^0_R = -135'40 - 59'80 - (89'70) = -284'90\ kJ$$

b) Calculamos el calor desprendido

$$1000\ mL \cdot \frac{1'4\ g}{1\ mL} \cdot \frac{1 mol\ CCl_4}{154\ g\ CCl_4} \cdot \frac{-284'9\ kJ}{1 mol\ CCl_4} = -2590\ kJ$$

www.yoquieroaprobar.es

Cuando se queman 2,35 g de benceno líquido (C_6H_6) a volumen constante y a 25ºC 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: $R = 8'31\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$. 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:

$$C_6H_6(l) + \frac{15}{2}O_2(g) \rightarrow 6CO_2(g) + 3H_2O(l)$$

a) Calculamos el calor a volumen constante:

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

b) Calculamos el calor a presión constante:

$$Q_p = \Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T = -3.270'35 - \frac{3}{2} \cdot 8'31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -3.274'06\ kJ$$

www.yoquieroaprobar.es

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:

$$C_3H_8O(l) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g).$$

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 espontanea si $|\Delta H| < |T \cdot \Delta S|$ para el caso en que $\Delta H > 0$. Si $\Delta H < 0$, entonces siempre será espontanea.

b) Ajustamos la reacción: $C_3H_8O(l) + \frac{9}{2}O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$

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: $\Delta H^0_R = \sum \left(\Delta H^0_f\right)_{productos} - \sum \left(\Delta H^0_f\right)_{reactivos}$, por lo tanto, si $\Delta H^0_R < 0$, entonces la entalpía de los reactivos es siempre mayor que la de los productos.

www.yoquieroaprobar.es

A 291 K, las entalpías de formación del amoniaco 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 amoniaco.
b) La energía que se desprende cuando se forman $1'5\cdot10^{22}$ moléculas de amoniaco 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:

$$\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{3}{2}H_2(g) \rightarrow NH_3(g) \qquad -46'05\ \text{kJ/mol}$$

$$NH_3(l) \rightarrow \frac{1}{2}N_2(g) + \frac{3}{2}H_2(g) \qquad +67'27\ \text{kJ/mol}$$

$$NH_3(l) \rightarrow NH_3(g) \qquad +67'27-46'05=21'22\ \text{kJ/mol}$$

b) Calculamos la energía que se desprende

$$1'5\cdot10^{22}\ \text{moléculas}\ NH_3(l)\cdot\frac{-67'27\ \text{kJ}}{6'023\cdot10^{23}\ \text{moléculas}\ NH_3(l)}=-1'67\ \text{kJ}$$

www.yoquieroaprobar.es

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:

a) $H_2(g) + CO(g) \rightarrow HCHO(g) \qquad \Delta H^0 > 0$

b) $2Fe_2O_3(s) + 3C(s) \rightarrow 4Fe(s) + 3CO_2(g) \qquad \Delta H^0 > 0$

c) $4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g) \qquad \Delta H^0 < 0$

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.

www.yoquieroaprobar.es

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: $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$.

b) ¿Qué energía se desprende al quemar $CH_4(g)$ con 10,5 L de O_2 medidos a 1 atm y 125ºC?

Dato: $R = 0'082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$.

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

$$n = \frac{P\cdot V}{R\cdot T} = \frac{1\cdot 10'5}{0'082\cdot 398} = 0'32\ \text{moles de } O_2.$$

Calculamos la energía que se desprende:

$$0'32\ \text{moles } O_2 \cdot \frac{-618\ \text{kJ}}{2\ \text{moles } O_2} = -98'88\ \text{kJ}$$

www.yoquieroaprobar.es

Determine:

a) La entalpía de la reacción en la que se forma 1 mol de $N_2O_5(g)$ a partir de los elementos que lo integran. Utilice los siguientes datos:

$$N_2(g) + 3O_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2HNO_3(aq) \qquad \Delta H^0 = -414,7\ kJ$$

$$N_2O_5(g) + H_2O(l) \rightarrow 2HNO_3(aq) \qquad \Delta H^0 = -140,2\ kJ$$

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l) \qquad \Delta H^0 = -571,7\ kJ$$

b) La energía necesaria para la formación de 50 L de $N_2O_5(g)$ a 25ºC y 1 atm de presión a partir de los elementos que lo integran. Dato: $R = 0,082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$

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 $N_2O_5(g)$

$$N_2(g) + 3O_2(g) + H_2(g) \rightarrow 2HNO_3(aq) \qquad \Delta H^0 = -414,7\ kJ$$

$$H_2O(l) \rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \qquad \Delta H^0 = \frac{571,7}{2}\ kJ$$

$$2HNO_3(aq) \rightarrow N_2O_5(g) + H_2O(l) \qquad \Delta H^0 = +140,2\ kJ$$

$$N_2(g) + \frac{5}{2}O_2(g) \rightarrow N_2O_5(g) \qquad \Delta H = -414'7 + 140'2 + \frac{571'7}{2} = +11'35\ kJ/mol$$

b) Calculamos el número de moles

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 50}{0'082 \cdot 298} = 2'046\ moles$$

Calculamos la energía

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

www.yoquieroaprobar.es