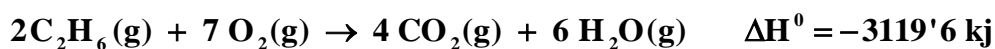
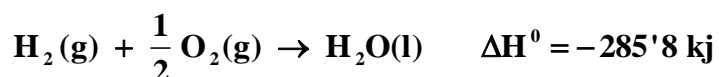


QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:



Calcule:

a) La entalpía de formación estándar del etano

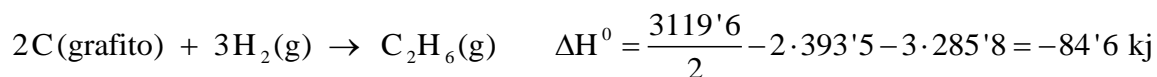
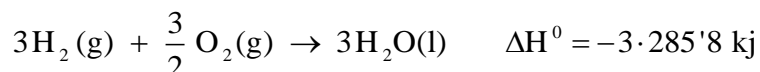
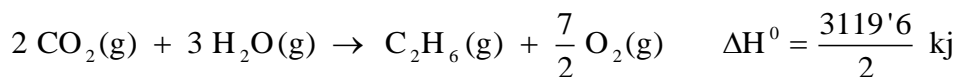
b) La cantidad de calor, a presión constante, que se libera en la combustión de 100 g de etano.

Masas atómicas: C = 12, H = 1

QUÍMICA. 2007. JUNIO EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$\text{b) } 100 \text{ g C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{-3.119'6 \text{ kJ}}{2 \cdot 30 \text{ g C}_2\text{H}_6} = -5.199'33 \text{ kJ}$$

Se liberan 5.199'33 kJ

Dada la reacción: $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{Cl}(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$.

Calcule la entalpía de reacción estándar utilizando:

a) Las entalpías de enlace.

b) Las entalpías de formación estándar.

Datos: Entalpías de enlace en kJ/mol: (C-H) = 414; (Cl-Cl) = 243; (C-Cl) = 339; (H-Cl) = 432.

$\Delta H_f^\circ [\text{CH}_4(\text{g})] = -74'9 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{CH}_3\text{Cl}(\text{g})] = -82 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{HCl}(\text{g})] = -92'3 \text{ kJ/mol}$

QUÍMICA. 2007. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Si la calculamos a partir de las energías de enlace, tenemos:

$$\Delta H_R^\circ = \sum(\text{Energía enlaces rotos}) - \sum(\text{Energía enlaces formados})$$

$$\Delta H_R^\circ = 4 \cdot 414 + 243 - (339 + 3 \cdot 414 + 432) = -114 \text{ kJ/mol}$$

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

$$\Delta H_R^\circ = -82 - 92'3 - (-74'9) = -99'4 \text{ kJ/mol}$$

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Las reacciones espontáneas transcurren a gran velocidad.

b) La entropía disminuye en las reacciones exotérmicas.

c) La energía libre de Gibbs es independiente del camino por el que transcurre la reacción.

QUÍMICA. 2007. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falso. La velocidad de reacción no depende de la espontaneidad.

b) Falso. Hay reacciones exotérmicas en las que aumenta la entropía, por ejemplo, la combustión del papel en el aire.

c) Cierto. La energía libre de Gibbs es una función de estado y, por lo tanto, no depende del camino por el que transcurra la reacción.

La descomposición térmica del clorato de potasio se produce según la reacción (sin ajustar):



Calcule:

a) La entalpía de reacción estándar.

b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendido al obtener 30 L de oxígeno, medidos a 25°C y 1 atmósfera.

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

$\Delta H_f^0 [\text{KClO}_3(\text{s})] = -414 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 [\text{KCl}(\text{s})] = -436 \text{ kJ/mol}$.

QUÍMICA. 2007. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

Ajustamos la reacción: $\text{KClO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{KCl}(\text{s}) + \frac{3}{2} \text{O}_2(\text{g})$

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^0 = -436 - (-414) = -22 \text{ kJ}$$

b) Calculamos los moles: $n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 30}{0'082 \cdot 298} = 1'22 \text{ moles}$

Calculamos el calor desprendido:

$$1'22 \text{ moles} \cdot \frac{-22 \text{ kJ}}{1'5 \text{ moles}} = -17'89 \text{ kJ}$$

Dada la reacción (sin ajustar): $\text{SiO}_2(\text{s}) + \text{C}(\text{grafito}) \rightarrow \text{SiC}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g})$

a) Calcule la entalpía de reacción estándar.

b) Suponiendo que ΔH y ΔS no varían con la temperatura, calcule la temperatura mínima para que la reacción se produzca espontáneamente.

Datos:

$$\Delta H_f^0 [\text{SiC}(\text{s})] = -65'3 \text{ kJ/mol} ; \Delta H_f^0 [\text{SiO}_2(\text{s})] = -910'9 \text{ kJ/mol} ; \Delta H_f^0 [\text{CO}(\text{g})] = -110'5 \text{ kJ/mol}$$

. Variación de entropía de la reacción: $\Delta S^0 = 353 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2007. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

Ajustamos la reacción: $\text{SiO}_2(\text{s}) + 3\text{C}(\text{grafito}) \rightarrow \text{SiC}(\text{s}) + 2\text{CO}(\text{g})$

a) Para cualquier reacción: $\Delta H_R^0 = \sum (\Delta H_f^0)_{\text{productos}} - \sum (\Delta H_f^0)_{\text{reactivos}}$, luego:

$$\Delta H_R^0 = -65'3 - 2 \cdot 110'5 - (-910'9) = -624'6 \text{ kJ}$$

$$\text{b) } T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{624'6}{0'353} = 1769'4 \text{ }^\circ\text{K}$$

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) La entalpía no es una función de estado.

b) Si un sistema realiza un trabajo se produce un aumento de su energía interna.

c) Si $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$, la reacción es espontánea a cualquier temperatura.

QUÍMICA. 2007. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falso. La entalpía es una función de estado, ya que su variación depende del estado inicial y el final y no del camino seguido.

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”. La afirmación es falsa, ya que si el sistema realiza un trabajo, la energía interna disminuye.

c) Verdadero. Ya que $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ y si $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$, entonces $\Delta G < 0$ siempre

Sabiendo que las entalpías de formación estándar del $C_2H_5OH(l)$, $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$ son, respectivamente, -228 , -394 y -286 kJ/mol, calcule:

a) La entalpía de combustión estándar del etanol.

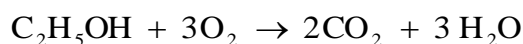
b) El calor que se desprende, a presión constante, si en condiciones estándar se queman 100 g de etanol.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1

QUÍMICA. 2007. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



$$\Delta H_c = 2 \cdot (-394) + 3 \cdot (-286) - (-228) = -1418 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$100 \text{ g} \cdot \frac{-1.418 \text{ kJ}}{46 \text{ g}} = -3.082'6 \text{ kJ}$$

Luego, se desprenden $-3.082'6$ kJ.