

QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

emestrada

Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

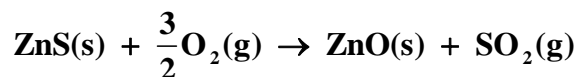
- a) Toda reacción exotérmica es espontánea.**
- b) En toda reacción química espontánea, la variación de entropía es positiva.**
- c) En el cambio de estado $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ se produce un aumento de entropía.**

QUÍMICA. 2006. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. Para que una reacción química sea espontánea se tiene que cumplir que: $\Delta G < 0$, y como $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, para una reacción en donde $\Delta S < 0$ y T sea alta, no sería espontánea a pesar de que fuese exotérmica.
- b) Falsa. Si T fuese baja, puede ocurrir que $\Delta H > T\Delta S$, con lo cual no sería espontánea.
- c) Cierta. Ya que al pasar del estado líquido al gaseoso aumenta el desorden, con lo cual aumenta la entropía.

a) Calcule la variación de entalpía estándar, a 25°C, de la reacción:



b) ¿Qué calor se absorbe o desprende, a presión constante, cuando reaccionan 150 g de ZnS con oxígeno gaseoso?

Datos: $\Delta H_f^0[\text{ZnS(s)}] = -203\text{kJ/mol}$, $\Delta H_f^0[\text{ZnO(s)}] = -348\text{kJ/mol}$,

$\Delta H_f^0[\text{SO}_2(\text{g})] = -296\text{kJ/mol}$. Masas atómicas: S = 32; Zn = 65'4.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 1. 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:

$$\Delta H_R = -348 - 296 + 203 = -441 \text{ kJ/mol}$$

b)

$$150 \text{ g} \cdot \frac{-441 \text{ kJ}}{97'4 \text{ g de ZnS}} = -679'16 \text{ kJ}$$

Luego se desprenden $-679'16 \text{ kJ}$

Para una reacción determinada $\Delta H = 100 \text{ kJ}$ y $\Delta S = 300 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$. Suponiendo que ΔH y ΔS no varían con la temperatura razone:

a) Si la reacción será espontánea a temperatura inferior a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

b) La temperatura a la que el sistema estará en equilibrio.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Una reacción es espontánea cuando $\Delta G < 0$ y como:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 100000 - 300 \cdot 298 = 10600 \text{ J} > 0 \Rightarrow \text{No espontánea.}$$

b) Una reacción está en equilibrio cuando $\Delta G = 0$, luego:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 100000 - 300 \cdot T = 0 \Rightarrow T = 333,33 \text{ }^\circ\text{K}$$

Calcule la variación de entalpía estándar de hidrogenación, a 25°C, del acetileno para formar etano según la reacción: $C_2H_2(g) + 2H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$

a) A partir de las energías medias de enlace.

b) A partir de las entalpías estándar de formación, a 25 °C.

Datos: Energías medias de enlace en kJ/mol: (C-H) = 415; (H-H) = 436; (C-C) = 350;

(C≡C) = 825. $\Delta H_f^0 [C_2H_6(g)] = -85 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^0 [C_2H_2(g)] = 227 \text{ kJ/mol}$.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

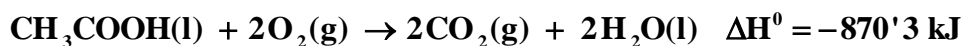
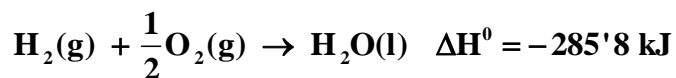
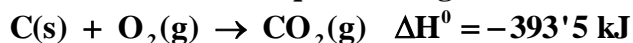
a)

$$\Delta H_R = (\sum H)_{\text{enlaces rotos}} - (\sum H)_{\text{enlaces formados}} = 825 + 2 \cdot 415 + 2 \cdot 436 - 350 - 6 \cdot 415 = -313 \text{ kJ}$$

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

$$\Delta H_R^0 = -85 - (227) = -312 \text{ kJ}$$

Dadas las ecuaciones termoquímicas siguientes:



Calcule:

a) La entalpía estándar de formación del ácido acético.

b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendido en la combustión de 1 kg de este ácido.

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

QUÍMICA. 2006. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

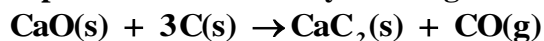
a)



b)

$$1.000 \text{ g} \cdot \frac{-870'3 \text{ kJ}}{60 \text{ g de CH}_3\text{COOH}} = -14.505 \text{ kJ}$$

Las entalpías estándar de formación a 25°C del CaO(s), CaC₂(s) y CO(g) son, respectivamente, -636, -61 y -111 kJ/mol. A partir de estos datos y de la siguiente ecuación:



calcule:

a) La cantidad de calor, a presión constante, necesaria para obtener una tonelada de CaC₂.

b) La cantidad de calor, a presión constante, necesaria para obtener 2 toneladas de CaC₂ si el rendimiento del proceso es del 80 %.

Masas atómicas: C = 12; Ca = 40.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

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:

$$\Delta H_R = -61 - 111 + 636 = 464 \text{ kJ/mol}$$

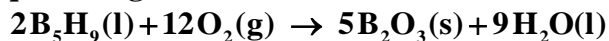
$$10^6 \text{ g} \cdot \frac{464 \text{ kJ}}{64 \text{ g de CaC}_2} = 7.250.000 \text{ kJ}$$

b)

$$2 \cdot \frac{100}{80} = 2'5 \text{ Toneladas}$$

$$2'5 \text{ Tm} \cdot \frac{7.250.000 \text{ kJ}}{1 \text{ Tm}} = 18.125.000 \text{ kJ}$$

El pentaborano nuevo se quema según la reacción:



Calcule:

a) La entalpía estándar de la reacción, a 25 °C.

b) El calor que se desprende, a presión constante, en la combustión de un gramo de B_5H_9 .

Datos: $\Delta H_f^\circ[\text{B}_5\text{H}_9(\text{l})] = 73'25 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ[\text{B}_2\text{O}_3(\text{s})] = -1.263 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{B} = 11$

QUÍMICA. 2006. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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

$$\Delta H_R^\circ = 5 \cdot (-1263) + 9 \cdot (-285'8) - 2 \cdot (73'2) = -9.033'6 \text{ kJ}$$

b)

$$1 \text{ g} \cdot \frac{-9.033'6 \text{ kJ}}{2 \cdot 64 \text{ g de B}_5\text{H}_9} = -70'58 \text{ kJ}$$

Luego se desprenden $-70'58 \text{ kJ}$