

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

www.yoquieroaprobar.es

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

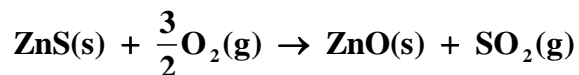
R E S O L U C I Ó N

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

$\Delta H_f^\circ[\text{SO}_2(\text{g})] = -296\text{kJ/mol}$. 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: $\Delta H_R^\circ = \sum(\Delta H_f^\circ)_{\text{productos}} - \sum(\Delta H_f^\circ)_{\text{reactivos}}$, 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

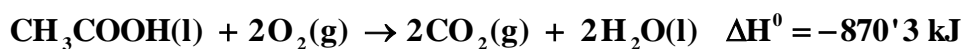
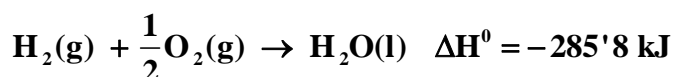
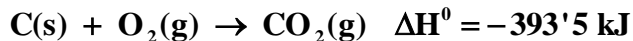
a)

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

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

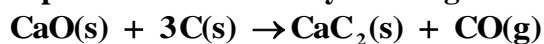
a)



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:

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

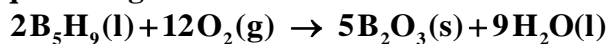
$$10^6 \text{ g} \cdot \frac{464 \text{ kJ}}{64 \text{ g de CaC}_2} = 7.250.000 \text{ kJ}$$

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 nueve 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 $-70'58 \text{ kJ}$