

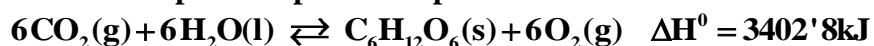
QUÍMICA

TEMA 4: ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

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

emestrada

El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación:



Calcule:

a) La entalpía de formación estándar de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

b) La energía necesaria para la formación de 500 g de glucosa mediante fotosíntesis.

Datos: $\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285'8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0[\text{CO}_2(\text{g})] = -393'5 \text{ kJ/mol}$.

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

QUÍMICA. 2003. JUNIO. 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:

$$3.402'8 = \Delta H_f - 6 \cdot (-393'5) - 6 \cdot (-285'8) \Rightarrow \Delta H_f = -673'8 \text{ kJ}$$

b)

$$500 \text{ g} \cdot \frac{3.402'8 \text{ kJ}}{180 \text{ g de glucosa}} = 9.452'2 \text{ kJ}$$

A efectos prácticos se puede considerar la gasolina como octano (C_8H_{18}). Las entalpías de formación estándar de $H_2O(g)$, $CO_2(g)$ y $C_8H_{18}(l)$ son, respectivamente: $-241'8\text{kJ/mol}$, $-393'5\text{kJ/mol}$ y $-250'0\text{kJ/mol}$. Calcule:

a) La entalpía de combustión estándar del octano líquido, expresada en kJ/mol , sabiendo que se forman CO_2 y H_2O gaseosos.

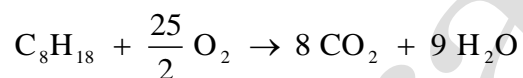
b) La energía, en kilojulios, que necesita un automóvil por cada kilómetro, si su consumo es de 5 L de octano líquido por cada 100 km.

Datos: Densidad del octano líquido = $0'8\text{ kg/L}$. Masas atómicas: $C = 12$; $H = 1$.

QUÍMICA. 2003. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción de combustión del octano:



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

$$\Delta H_c = 8 \cdot (-393'5) + 9 \cdot (-241'8) - (-250) = -5.074'2 \text{ kJ}$$

b)

$$40 \text{ g de } C_8H_{18} \cdot \frac{-5.074'2 \text{ kJ}}{114 \text{ g de } C_8H_{18}} = -1.780'4 \text{ kJ}$$

Indique, razonadamente, cómo variará la entropía en los siguientes procesos:

a) Disolución de nitrato de potasio, KNO_3 , en agua.

b) Solidificación del agua.

c) Síntesis del amoníaco: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$

QUÍMICA. 2003. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Se pasa de un estado muy ordenado (cristal de nitrato potásico) a otro muy desordenado como es la disolución. Aumenta por tanto el desorden y con él, la entropía.

b) Sucede ahora lo contrario, se pasa de estado líquido a sólido ordenado, por lo que disminuye la entropía al aumentar el orden en el sistema.

c) En esta reacción disminuye el desorden porque por cada cuatro moles de gas que desaparecen, sólo aparecen dos moles. Disminuirá por tanto la entropía.

Se obtiene cloruro de hidrógeno a partir de la reacción:



Calcule:

a) La energía desprendida para la producción de 100 kg de cloruro de hidrógeno.

b) La entalpía del enlace H-Cl, si las entalpías de enlace H-H y Cl-Cl son, respectivamente, 435 kJ/mol y 243 kJ/mol.

Masas atómicas: Cl = 35'5; H = 1.

QUÍMICA. 2003. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

$$100000 \text{ g HCl} \cdot \frac{-184'4 \text{ kJ}}{2 \cdot 36'5 \text{ g HCl}} = 252.602'7 \text{ kJ}$$

b)

$$\Delta\text{H}_R = (\sum H)_{\text{enlaces rotos}} - (\sum H)_{\text{enlaces formados}}$$

$$-184'4 = 435 + 243 - 2\Delta\text{H}_{\text{HCl}} \Rightarrow \Delta\text{H}_{\text{HCl}} = 431'2 \text{ kJ}$$

Justifique si es posible que:

a) Una reacción endotérmica sea espontánea.

b) Los calores de reacción a volumen constante y a presión constante sean iguales en algún proceso químico.

QUÍMICA. 2003. RESERVA 4. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

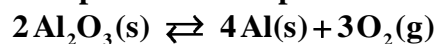
R E S O L U C I Ó N

a) Para que una reacción sea espontánea ha de suceder que: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$. Como la entalpía es positiva (endotérmica), la energía libre será negativa siempre que ΔS sea positivo (aumente el desorden) y además $|T\Delta S| > |\Delta H|$. De esta forma ΔG será negativo y la reacción será espontánea.

b) Ambos calores se relacionen entre sí de la forma: $Q_p = Q_v + \Delta n \cdot R \cdot T$.

Serán iguales cuando $\Delta n = 0$, o sea, si no hay gases en el proceso o si, habiendo gases, no hay variación del número de moles gaseosos entre productos y reactivos.

A 25° C y 1 atm, la variación de entalpía es 3351 kJ para la reacción:



Calcule:

a) La entalpía de formación estándar del Al_2O_3 .

b) La variación de entalpía cuando se forman 10 g de Al_2O_3 , en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Masas atómicas: Al = 27; O = 16.

QUÍMICA. 2003. RESERVA 4. EJERCICIO 6. 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:

$$3351 = 0 - 2 \cdot \Delta H_f \Rightarrow \Delta H_f = -1675'5 \text{ kJ}$$

b)

$$10 \text{ g de Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{-3.351 \text{ kJ}}{2 \cdot 102 \text{ g de Al}_2\text{O}_3} = -164'26 \text{ kJ}$$

Calcule:

a) La variación de entalpía estándar para la descomposición de 1 mol de carbonato de calcio, $\text{CaCO}_3(\text{s})$, en dióxido de carbono, $\text{CO}_2(\text{g})$, y óxido de calcio, $\text{CaO}(\text{s})$.

b) La energía necesaria para preparar 3 kg de óxido de calcio.

Datos: ΔH_f^0 (kJ/mol) : $\text{CO}_2(\text{g}) = -393'5$; $\text{CaCO}_3(\text{s}) = -1206'2$; $\text{CaO}(\text{s}) = -635'6$.

Masas atómicas: Ca = 40; O = 16.

QUÍMICA. 2003. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción de descomposición del carbonato de calcio:



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

$$\Delta H_R = -393'5 - 635'6 - (-1206'2) = 177'1 \text{ kJ}$$

b)

$$3000 \text{ g} \cdot \frac{177'1 \text{ kJ}}{56 \text{ g de CaO}} = 9.487'5 \text{ kJ}$$