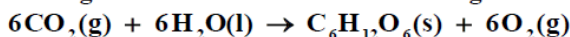


TERMOQUÍMICA

1) Entalpía de reacción. Exotérmica/endotérmica. Factor de conversión. **IMPORTANTE**

Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la fotosíntesis según la reacción:



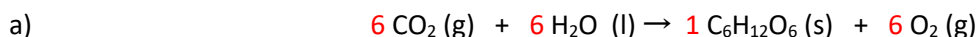
a) Calcule la entalpía de reacción estándar, a 25°C, indicando si es exotérmica o endotérmica.

b) ¿Qué energía se desprende cuando se forman 500 g de glucosa a partir de sus elementos?.

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})] = -673,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16

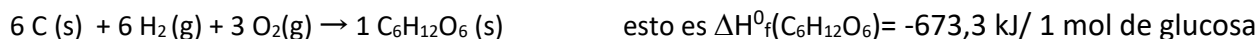
QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B



$$\Delta H_r^\circ = \sum \nu_p \Delta H_{f(p)}^\circ - \sum \nu_R \Delta H_{f(R)}^\circ = 1 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + 6 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{O}_2) - 6 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) - 6 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O})$$

$$= 1 \cdot (-673,3) + 6 \cdot (0) - 6 \cdot (-393,5) - 6 \cdot (-285,8) = +3402,5 \text{ kJ/mol (endotérmico)}$$

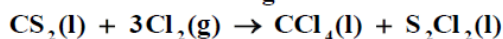
b) a partir de sus elementos, esto es referido a la reacción de formación de la glucosa a partir de sus elementos en su forma estable, es decir, a la entalpía de formación de la glucosa. (lo tenemos ya en el propio dato que da el problema). No se refiere a la entalpía de reacción del proceso de la fotosíntesis.



$$500 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol glucosa}}{180 \text{ g glucosa}} \cdot \frac{673,3 \text{ kJ liberado}}{1 \text{ mol glucosa}} = 1870,3 \text{ kJ de energía liberada}$$

2) Entalpía de reacción. Exotérmica/endotérmica. Factor de conversión.

Para la obtención del tetracloruro de carbono según:



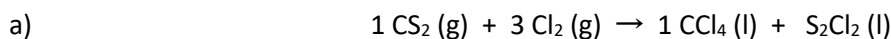
a) Calcule el calor de reacción, a presión constante, a 25°C y en condiciones estándar.

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: $\Delta H_f^\circ [\text{CS}_2(\text{l})] = 89,70 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{CCl}_4(\text{l})] = -135,40 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^\circ [\text{S}_2\text{Cl}_2(\text{l})] = -59,80 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: C = 12; Cl = 35,5

QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A



$$Q_p = \Delta H_r^\circ = \sum \nu_p \Delta H_{f(p)}^\circ - \sum \nu_R \Delta H_{f(R)}^\circ = 1 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{CCl}_4) + 1 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{S}_2\text{Cl}_2) - 1 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{CS}_2) - 3 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{Cl}_2)$$

$$= 1 \cdot (-135,40) + 1 \cdot (-59,80) - 1 \cdot (89,70) - 3 \cdot (0) = -284,9 \text{ kJ/mol (exotérmico)}$$

b) Energía intercambiada cuando se forma 1 litro de CCl₄ (al ser una sustancia líquida, se indica el dato de densidad del líquido puro).

-284,9 kJ/mol de CCl₄ formado

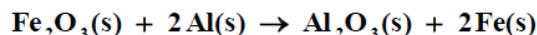
$$1000 \text{ mL} \cdot \frac{1,4 \text{ g CCl}_4}{1 \text{ mL CCl}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CCl}_4}{154 \text{ g CCl}_4} \cdot \frac{284,9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CCl}_4} = 2590 \text{ kJ de energía desprendida.}$$

(se puede incluir el signo menos, o indicar que es una energía desprendida ("negativa").

TERMOQUÍMICA

3) Entalpía de reacción. Exotérmica/endotérmica. Factor de conversión.

La reacción utilizada para la soldadura aluminotérmica es:



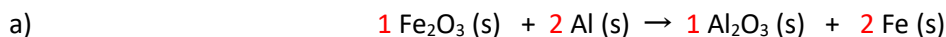
a) Calcule el calor a presión constante y el calor a volumen constante intercambiados en condiciones estándar y a la temperatura de la reacción.

b) ¿Cuántos gramos de Al_2O_3 se habrán obtenido cuando se desprendan 10000 kJ en la reacción?

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})] = -1675,7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -824,2 \text{ kJ/mol}$;

Masas atómicas: Al = 27 ; O = 16 ;

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B



$$\Delta H_r^\circ = \sum \nu_p \Delta H_f^\circ(p) - \sum \nu_R \Delta H_f^\circ(R) = 1 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) + 2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Fe}) - 1 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) - 2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Al})$$

$$= 1 \cdot (-1675,7) + 2 \cdot (0) - 1 \cdot (-824,2) - 2(0) = -851,5 \text{ kJ/mol (exotérmica)}$$

$$Q_p = \Delta H_r^\circ = -851,5 \text{ kJ/mol}$$

$$Q_p = Q_v + \Delta \nu RT \quad \text{o} \quad \Delta H = \Delta U + \Delta \nu RT$$

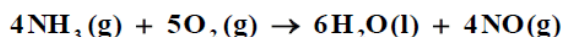
Como son todas sustancias sólidas $\Delta \nu = 0$, esto es, $Q_v = Q_p = -851,5 \text{ kJ/mol}$

b)

$$-10000 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{-851,5 \text{ kJ}} \cdot \frac{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 1197,89 \text{ g de Al}_2\text{O}_3 \text{ formados}$$

4) Entalpía de reacción. Exotérmica/endotérmica. Factor de conversión.

Para la fabricación industrial del ácido nítrico, se parte de la oxidación catalítica del amoníaco, según:



a) Calcule la entalpía de esta reacción a 25 °C, en condiciones estándar.

b) ¿Qué volumen de NO, medido en condiciones normales, se obtendrá cuando reaccionan 100 g de amoníaco con exceso de oxígeno?

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ [\text{NH}_3(\text{g})] = -46,1 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^\circ [\text{NO}(\text{g})] = 90,25 \text{ kJ/mol}$. Masas atómicas: N = 14 ; H = 1

QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

a) Aplicar la variación de entalpía de reacción: $\Delta H_r^\circ = \sum \nu_p \Delta H_f^\circ(p) - \sum \nu_R \Delta H_f^\circ(R) =$

b) Estequiometría simple (CNormales = 0 °C y 1 atm). En la nueva PAU darán el dato de 0 °C y 1 atm. No emplearán para los gases los términos de condiciones normales o condiciones estándar. Siempre indicarán el dato de temperatura o presión, siempre que no sean parámetros a calcular.

TERMOQUÍMICA

5) Calor de reacción a presión y volumen cte. Qp y Qv (Importante)

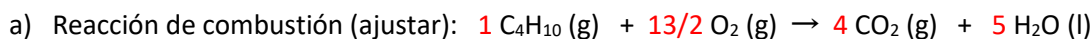
Teniendo en cuenta las entalpías estándar de formación a 25°C del butano, C_4H_{10} , dióxido de carbono y agua líquida son, respectivamente, $-125'7$, $-393'5$ y $-285'5$ $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, calcula el calor de combustión estándar del butano a esa temperatura:

a) A presión constante.

b) A volumen constante.

Datos: $R = 8'31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A



Si no especificara que es agua líquida se entiende que sale en forma gas.

$$Q_p = \Delta H_r^\circ = \sum \nu_p \Delta H_{f(p)}^\circ - \sum \nu_R \Delta H_{f(R)}^\circ = 4 \cdot \Delta H_{f(\text{CO}_2)}^\circ + 5 \cdot \Delta H_{f(\text{H}_2\text{O})}^\circ - 1 \cdot \Delta H_{f(\text{C}_4\text{H}_{10})}^\circ - 13/2 \cdot \Delta H_{f(\text{O}_2)}^\circ$$

$$= 4 \cdot (-393,5) + 5 \cdot (-285,5) - 1 \cdot (-125,7) - 13/2 (0) = -2875,8 \text{ kJ/mol (exotérmico)}$$

$$Q_p = \Delta H_r^\circ = -2875,8 \text{ kJ/mol}$$

b) $Q_p = Q_v + \Delta \nu RT$ o $\Delta H = \Delta U + \Delta \nu RT$ Si $\Delta \nu = (4 - 7,5) = -3,5$

$$Q_p = Q_v + \Delta \nu RT$$

$$-2875,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = Q_v + (-3,5) \cdot 8,314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K} \cdot \text{mol}} (298\text{K})$$

$$-2875,8 = Q_v - 8,67 \Rightarrow Q_v = -2867,13 \text{ KJ/mol}$$

6) Calor de reacción a presión y volumen cte. Qp y Qv

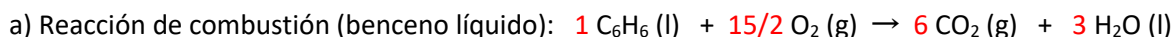
Cuando se queman 2,35 g de benceno líquido (C_6H_6) a volumen constante y a 25°C se desprenden 98'53 kJ. Sabiendo que el agua formada se encuentra en estado líquido, calcule:

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: $R = 8'31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas $C = 12$; $H = 1$.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B



$$\Delta U^\circ = Q_v = \frac{-98,53 \text{ kJ}}{2,35 \text{ g C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{78 \text{ g C}_6\text{H}_6}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6} = -3270,36 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

b) $Q_p = Q_v + \Delta \nu RT$ o $\Delta H^\circ = \Delta U^\circ + \Delta \nu RT$ Si $\Delta \nu = (6 - 7,5) = -1,5$

$$Q_p = Q_v + \Delta \nu RT$$

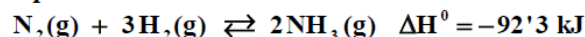
$$Q_p = -3270,36 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + (-1,5) \cdot 8,314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K} \cdot \text{mol}} (298 \text{ K})$$

$$Q_p = -3270,36 - 3,72 = -3274,08 \text{ kJ/mol (exotérmica)}$$

TERMOQUÍMICA

7) Entalpía H + entropía S + energía de Gibbs G (Ej. 8 es similar)

Dada la ecuación termoquímica a 25°C:



Calcule:

a) El calor de la reacción a volumen constante.

b) La energía libre de Gibbs a la temperatura de 25°C.

Datos: $S^\circ[\text{NH}_3(\text{g})] = 192,3 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$; $S^\circ[\text{N}_2(\text{g})] = 191 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$;

$S^\circ[\text{H}_2(\text{g})] = 130,8 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$; $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

a)

$$Q_p = Q_v + \Delta n RT \quad \text{o} \quad \Delta H^\circ = \Delta U^\circ + \Delta n RT$$

$$-92,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = Q_v + (2 - 4) \cdot 8,314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K} \cdot \text{mol}} (298 \text{ K})$$

$$-92,3 = Q_v - 4,96 \Rightarrow Q_v = -87,34 \text{ kJ/mol}$$

b) $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$, se calcula previamente la variación de entropía de la reacción. La entropía de los elementos no es cero. Sí lo es, por convenio, la entalpía de formación de los elementos.

$$\Delta S^\circ_r = \sum \nu_p S^\circ_{(p)} - \sum \nu_R S^\circ_{(R)} = 2 \cdot S^\circ(\text{NH}_3) - 1 \cdot S^\circ(\text{N}_2) - 3 \cdot S^\circ(\text{H}_2) = \quad (\text{en Julios/kelvin} \cdot \text{mol}) \text{ pasar a kJ}$$

$$= 2 \cdot (192,3) - 1 \cdot (191) - 3 \cdot (130,8) = 198,8 \text{ J/K} \cdot \text{mol} = -198,8 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/K} \cdot \text{mol}$$

(disminuye el desorden como era previsible según la reacción dada, ya que en los productos hay menos moles gas que en los reactivos)

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

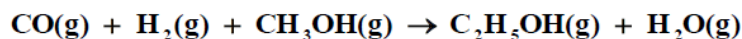
$$\Delta G^\circ = -92,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - (298 \text{ K}) \cdot (-198,8 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K} \cdot \text{mol}})$$

$$\Delta G^\circ = -33,06 \text{ kJ/mol (espontánea)}$$

No es necesario, pero se puede poner: Como $\Delta H^\circ < 0$ y $\Delta S^\circ > 0$, ΔG° siempre será negativo (espontánea) a cualquier temperatura dada la reacción para unas condiciones estándar.

9) Entalpía H + entropía S + energía de Gibbs G. Temperatura para que no sea espontánea. **IMPORTANTE**

La conversión de metanol en etanol puede realizarse a través de la siguiente reacción (sin ajustar):



a) Calcule la entalpía de reacción estándar.

b) Suponiendo que ΔH y ΔS no varían con la temperatura, calcule la temperatura a la que la reacción deja de ser espontánea.

Datos: $\Delta H_f^\circ[\text{CO}(\text{g})] = -110,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ[\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})] = -201,5 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^\circ[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})] = -235,1 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241,8 \text{ kJ/mol}$.

Variación de entropía de la reacción: $\Delta S^\circ = -227,4 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 6. OPCIÓN B

a) ajustar: $1 \text{ CO}(\text{g}) + 2 \text{ H}_2(\text{g}) + 1 \text{ CH}_3\text{OH} \rightarrow 1 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g}) + 1 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$ (todos son gases)

$$\Delta H^\circ_r = \sum \nu_p \Delta H^\circ_{f(p)} - \sum \nu_R \Delta H^\circ_{f(R)} = 1 \cdot \Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + 1 \cdot \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) - 1 \cdot \Delta H^\circ_f(\text{CO}) - 2 \cdot \Delta H^\circ_f(\text{H}_2) - 1 \cdot \Delta H^\circ_f(\text{CH}_3\text{OH})$$

$$= 1 \cdot (-235,1) + 1 \cdot (-241,8) - 1 \cdot (-110,5) - 2(0) - 1 \cdot (-201,5) = -164,9 \text{ kJ/mol (exotérmico)}$$

TERMOQUÍMICA

En este caso se usa como criterio de espontaneidad ΔG° (estándar) ya que según $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$, $\ln Q$ es cero para condiciones estándar 1M de todas las especies y a 25 °C. En consecuencia, $\Delta G = \Delta G^\circ$. Además, se consideran que ΔH_r° y ΔS_r° no varían con la temperatura. Por tanto, se puede seguir usando la expresión: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$, la cual se iguala a cero para calcular la temperatura que cumple la ecuación $0 = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$

$$0 = -164,9 - T(-227 \cdot 10^{-3} \text{ KJ/K}\cdot\text{mol})$$

$$T = 164,9 / 227 \cdot 10^{-3} = 726,43 \text{ K} \quad T(^{\circ}\text{C}) = 726,43 - 273 = 453,4 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

- - (-) => ΔG° debe ser positivo para que deje de ser espontánea, luego esto lo será a altas temperaturas. En este caso, por encima de 453,4 °C la reacción no ocurrirá.

*****Nota importante para un caso más general*****

Antes de poner los valores, es mejor despejar T de la fórmula,

$0 = \Delta H - T\Delta S$ lo que implica que $T = \Delta H / \Delta S$.

Como el numerador y denominador pueden ser indistintamente positivo o negativo, para que la temperatura en kelvin sea siempre positiva según su definición, tomamos el valor absoluto de la expresión:

$$T = |\Delta H / \Delta S|$$

10) Entalpía H + entropía S + energía de Gibbs G. Temperatura para que sea espontánea. **IMPORTANTE**

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:

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

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

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

a) Ajustar: $1 \text{ SiO}_2(\text{s}) + 3 \text{ C}(\text{grafito}) \rightarrow 1 \text{ SiC}(\text{s}) + 2 \text{ CO}(\text{g})$

$$\Delta H_r^\circ = \sum \nu_p \Delta H_f^\circ(p) - \sum \nu_R \Delta H_f^\circ(R) = 1 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{SiC}) + 2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}) - 1 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{SiO}_2) - 3 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{C})$$

$$= 1 \cdot (-65,3) + 2 \cdot (-110,5) - 1 \cdot (-910,9) - 3(0) = +624,6 \text{ kJ/mol (endotérmico)}$$

En este caso se usa como criterio de espontaneidad ΔG° (estándar) ya que según $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$, $\ln Q$ es cero para condiciones estándar 1M de todas las especies y a 25 °C. En consecuencia, $\Delta G = \Delta G^\circ$. Además, se consideran que ΔH_r° y ΔS_r° no varían con la temperatura. Por tanto, se puede seguir usando la expresión: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$, la cual se iguala a cero para calcular la temperatura que cumple la ecuación $0 = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

+ - (+) => ΔG° será negativo a altas temperaturas; para que sea espontánea.

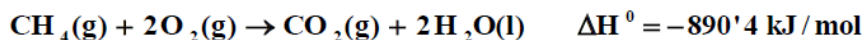
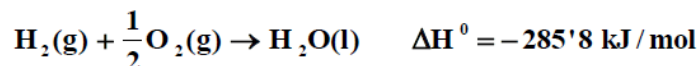
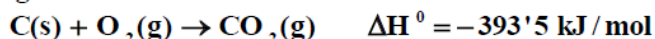
$0 = \Delta H - T\Delta S$ lo que implica que $T = |\Delta H / \Delta S|$

$$T = |624,6 / 353 \cdot 10^{-3}| = 1769,4 \text{ K (por encima de esta temperatura el proceso será espontáneo).}$$

TERMOQUÍMICA

11) Ley de Hess. (realizado en clase)

a) Calcule el calor de formación del metano a presión constante, en condiciones estándar y a 25°C, a partir de los siguientes datos



b) Calcule el calor producido cuando se queman 10 m³ de metano medidos a 1 atm de presión y a 25°C.

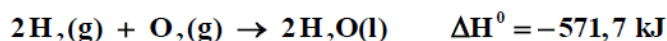
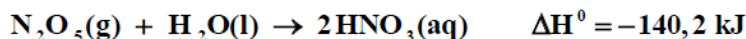
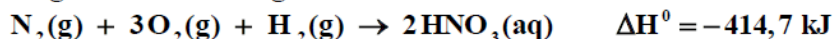
Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

12) Ley de Hess.

Determine:

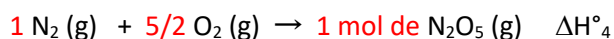
a) La entalpía de la reacción en la que se forma 1 mol de N₂O₅(g) a partir de los elementos que lo integran. Utilice los siguientes datos:



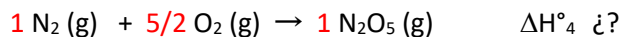
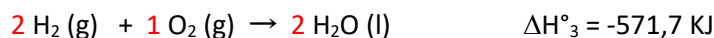
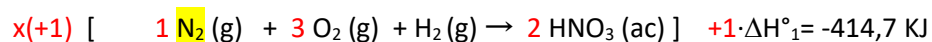
b) La energía necesaria para la formación de 50 L de N₂O₅(g) a 25°C y 1 atm de presión a partir de los elementos que lo integran. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

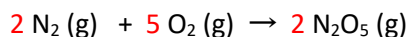
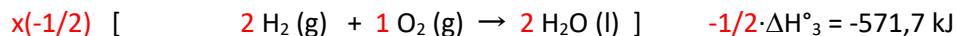
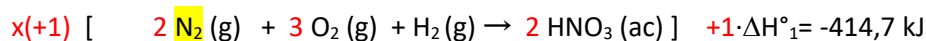
a) Reacción referida: entalpía de formación de N₂O₅(g)



Según la ley de Hess, el calor de una reacción puede escribirse como combinación lineal de otros calores de reacción.



Llegado hasta aquí, falta cómo poner la tercera reacción. Como en la segunda reacción el agua queda hacia la derecha y por 1 mol (después de haberla multiplicado por -1), sabes que el agua de la tercera reacción debe ir a la izquierda y multiplicada solo por -1/2.



$$\Delta H^\circ_4 = +1 \cdot \Delta H^\circ_1 - 1 \cdot \Delta H^\circ_2 - 1/2 \cdot \Delta H^\circ_3 = -414,7 - 1 \cdot (-140,2) - 1/2 \cdot (-571,7) = 11,35 \text{ kJ/mol (endotérmica)}$$

TERMOQUÍMICA

b) 50 L de N_2O_5 a $25^\circ C$ y 1 atm. $PV=nRT$, se calculan los X moles y después se aplica factor de conversión de energía.

$$-X \text{ mol } N_2O_5 \frac{11,35 \text{ KJ}}{\text{mol } N_2O_5} = 23,22 \text{ KJ}$$

13) Energía de enlace. Calor de reacción. (el ejercicio 14 es equivalente)

El propano (C_3H_8) es uno de los combustibles fósiles más utilizados.

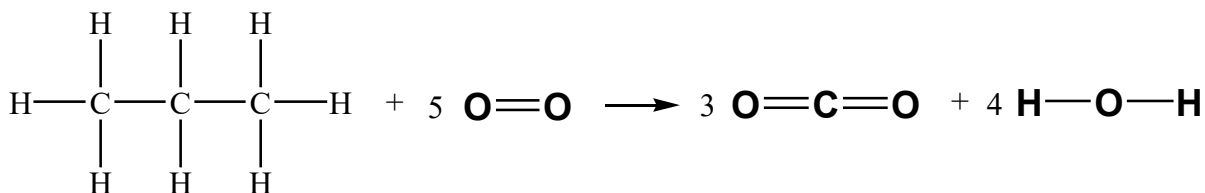
a) Formule y ajuste su reacción de combustión y calcule la entalpía estándar de combustión.

b) Calcule los litros de dióxido de carbono que se obtienen, medidos a $25^\circ C$ y 760 mmHg, si la energía intercambiada ha sido de 5990 kJ.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1}$. Energías medias de enlace ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $(C-C) = 347$; $(C-H) = 415$; $(O-H) = 460$; $(O=O) = 494$ y $(C=O) = 730$.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

a) Reacción de combustión ajustada: $1 \text{ mol } C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$



$$\Delta H_r^0 = \Sigma E_{\text{rotos}} - \Sigma E_{\text{formados}}$$

$$\Delta H_r^0 = 2 \cdot E(C-C) + 8 \cdot E(C-H) + 5 \cdot E(O=O) - 3 \cdot 2 E(C=O) - 4 \cdot 2 \cdot E(H-O) =$$

$$\Delta H_r^0 = 2 \cdot (347) + 8 \cdot (415) + 5 \cdot (494) - 3 \cdot 2 (730) - 4 \cdot 2 (460) =$$

$$\Delta H_r^0 = -1576 \text{ kJ/mol de propano (exotérmica)}$$

b) Saber 1 atm=760 mmHg. Factor de conversión simple.

$$5.990 \text{ kJ} \cdot \frac{3 \text{ moles } CO_2}{1.576 \text{ kJ}} = 11'4 \text{ moles } CO_2$$

Calculamos el volumen

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{11'4 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 278'57 \text{ L de } CO_2.$$

14) Energía de enlace. Calor de reacción.

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

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

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

QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

TERMOQUÍMICA

15) Energía de enlace. Calor de reacción.

a) Calcule la variación de entalpía de formación del amoníaco, a partir de los siguientes datos de energías de enlace:

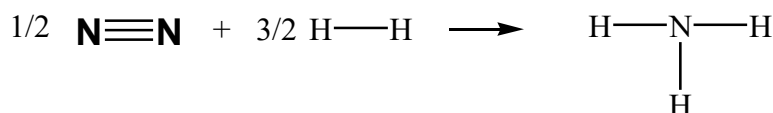
$$E(\text{H}-\text{H}) = 436 \text{ kJ/mol}; E(\text{N}-\text{H}) = 389 \text{ kJ/mol}; E(\text{N}\equiv\text{N}) = 945 \text{ kJ/mol}$$

b) Calcule la variación de energía interna en la formación del amoníaco a la temperatura de 25° C.

Dato: $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

QUÍMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

a) reacción que hay que analizar: $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 1 \text{ mol de NH}_3(\text{g})$



$$\Delta H_r^0 = \sum E_{\text{rotos}} - \sum E_{\text{formados}}$$

$$\Delta H_r^0 = \frac{1}{2} \cdot E(\text{N}\equiv\text{N}) + \frac{3}{2} \cdot E(\text{H}-\text{H}) - 3 \cdot E(\text{N}-\text{H})$$

$$\Delta H_r^0 = \frac{1}{2} \cdot (945) + \frac{3}{2} (436) - 3 \cdot (389) =$$

$$\Delta H_r^0 = -40,5 \text{ kJ/mol de amoníaco formado}$$

b) $Q_p = Q_v + \Delta vRT$ o $\Delta H^0 = \Delta U^0 + \Delta vRT$

$$-40,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = \Delta U^0 + (1 - 2) \cdot 8,314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K} \cdot \text{mol}} (298\text{K})$$

$$-40,5 = \Delta U^0 - 2,48 \Rightarrow \Delta U^0 = -38,02 \text{ KJ/mol de amoníaco formado}$$

16) Energía de enlace. Calor de reacción. (realizado en clase)

Para la reacción: $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}(\text{l}) + \text{HCl}(\text{g})$

a) Calcule la entalpía de reacción estándar a 25°C, a partir de las entalpías de enlace y de las entalpías de formación en las mismas condiciones de presión y temperatura.

b) Sabiendo que el valor de ΔS^0 de la reacción es $11,1 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ y utilizando el valor de ΔH^0 de la reacción obtenido a partir de los valores de las entalpías de formación, calcule el valor de ΔG^0 .

Datos: $\Delta H_f^0 [\text{CH}_4(\text{g})] = -74,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^0 [\text{CH}_3\text{Cl}(\text{l})] = -82,0 \text{ kJ/mol}$;

$\Delta H_f^0 [\text{HCl}(\text{g})] = -92,3 \text{ kJ/mol}$;

Entalpías de enlace en kJ/mol: $(\text{C}-\text{H}) = 414$; $(\text{Cl}-\text{Cl}) = 243$; $(\text{C}-\text{Cl}) = 339$; $(\text{H}-\text{Cl}) = 432$

QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

La entalpía de reacción calculada bien por la ecuación $\Delta H_r^0 = \sum E_{\text{rotos}} - \sum E_{\text{formados}}$ o bien por la ecuación general $\Delta H_r^0 = \sum \nu_p \Delta H_{f(p)}^0 - \sum \nu_R \Delta H_{f(R)}^0$, no siempre dan el mismo valor. Hay una ligera diferencia, pero está dentro del error.

TERMOQUÍMICA

17) Termoquímica. Razonamiento. Usa como criterio de espontaneidad ΔG

Dada la siguiente ecuación termoquímica: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = -483,6 \text{ kJ}$

Justifique cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y cuáles falsas:

- a) Al formarse 18 g de agua en esas condiciones se desprenden 483,6 kJ.
- b) Dado que $\Delta H < 0$, la formación de agua es un proceso espontáneo.
- c) La reacción de formación del agua será muy rápida.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

a) FALSO. Según el valor de ΔH dado para esta reacción se liberan 483,6 kJ por dos moles de H_2O formados, por 2 moles de H_2 o por 1 mol de O_2 que reacciona. Esto es:

$$2 \text{ mol H}_2\text{O} \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 36 \text{ g de H}_2\text{O} \text{ (por tanto, es falso).}$$

b) Falso, el signo de la entalpía de una reacción solo indica si la reacción libera o absorbe calor (exotérmica o endotérmica). Hay que analizar también el signo de la entropía y determinar el signo de ΔG para determinar si el proceso es o no es espontáneo. En este caso:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

- - (-) => a bajas temperatura será espontánea, ΔG será negativa.

En este caso, como $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$ (ya se forman menos moles gas (2 mol gas) en los productos respecto de los reactivos (3 mol gas), ΔG será negativo, es decir, el proceso será espontáneo a bajas temperaturas.

c) FALSO. La Termoquímica no estudia la velocidad de los procesos químicos, esta se centra en el estudio de la espontaneidad de los mismos. En otras palabras, con ΔG podemos conocer si el proceso ocurre, pero no cómo de rápido ocurre. Por otro lado, aunque las reacciones en fase gas sean más rápidas como es este caso, algunas requieren de activación o de un catalizador para activarlas (superar la barrera de activación, E_a) y aumentar así la velocidad de la reacción. **(IMPORTANTÍSIMO)**

18) Termoquímica. Razonamiento. Usa como criterio de espontaneidad ΔG

Para la reacción siguiente: $2\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H < 0$

Razone:

- a) Si a una misma temperatura, el calor desprendido a volumen constante es mayor, menor o igual que el desprendido si la reacción tuviera lugar a presión constante.
- b) Si la entropía en la reacción anterior aumenta o disminuye.
- c) Si la reacción será espontánea a cualquier temperatura.

QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

a) Según $Q_p = Q_v + \Delta nRT$, para una misma temperatura, dependerá del signo de la variación de los coeficientes. En este caso, para esta reacción, $\Delta n = 10 \text{ mol gas} - 9 \text{ mol gas} = 1 > 0$.

Como el calor es negativo si atendemos al valor absoluto, $|Q_p|$ es menor que $|Q_v|$, así que se desprenderá más calor a volumen constante ya que $|Q_v|$ es mayor que $|Q_p|$.

$\Delta H^\circ = \Delta U^\circ + \Delta nRT$		¿Se absorbe o se desprende más/menos a ...?
$Q_p = Q_v + \Delta nRT$	Q_p será mayor o menor que Q_v	P cte. o V cte.
$+200 = 150 + 50$	$Q_p > Q_v$	Se absorbe más calor a presión constante
$+150 = 150 - 50$	$Q_p < Q_v$	Se absorbe menos calor a presión constante
$-150 = -200 + 50$	$Q_p > Q_v \Rightarrow Q_p < Q_v $	En valor absoluto 200 kJ es mayor que 150 kJ, se libera más calor a volumen cte. $ Q_v $
$-250 = -200 - 50$	$Q_p < Q_v \Rightarrow Q_p > Q_v $	En valor absoluto 200 kJ es menor que 250 kJ, se liberará más calor a presión cte. $ Q_p $

Si no especificara la reacción tenemos que poner los tres casos, indicando que depende de Δn :

Si $\Delta n = 0 \Rightarrow Q_p = Q_v$; Si $\Delta n > 0 \Rightarrow Q_p > Q_v$; Si $\Delta n < 0 \Rightarrow Q_p < Q_v$; REFERIDO SEGÚN LA ESCALA NUMÉRICA

TERMOQUÍMICA

b) Según la estequiometría de la reacción, en los productos se forman 10 moles de gas por cada 9 moles iniciales que reaccionan en los reactivos. Esto es, al aumentar el número de moles (hacia la derecha), aumenta el desorden y, por tanto, aumenta la entropía, $\Delta S > 0$.

c) Para esta reacción tenemos que:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

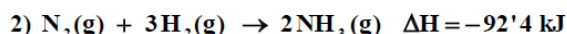
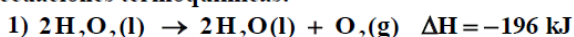
- - - (+) => siempre será espontánea (a cualquier temperatura)

En este caso, como $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$,

ΔG siempre será negativo, es decir, el proceso será siempre espontáneo (a cualquier temperatura).

19) Termoquímica. Razonamiento. Usa como criterio de espontaneidad ΔG

Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:



Justifique:

a) El signo que probablemente tendrá la variación de entropía en cada caso.

b) El proceso que será siempre espontáneo.

c) El proceso que dependerá de la temperatura para ser espontáneo.

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

a) En la reacción (1), tenemos la formación de un líquido y de un gas en los productos frente a una sustancia líquida en los reactivos. Por tanto, aumenta el desorden hacia la derecha, es decir, la variación de entropía será positiva, $\Delta S > 0$.

En la reacción (2), todas las sustancias están en fase gas, pero en los reactivos hay 4 moles gas frente a 2 moles gas en los productos. Esto es, disminuye el desorden hacia la derecha, y ΔS será negativo.

b) Para el estudio de la espontaneidad se analizará el signo de ΔG en cada caso:

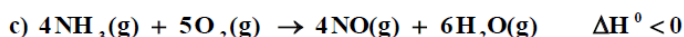
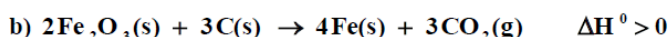
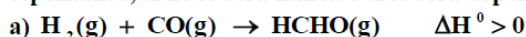
Reacción (1)	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
	- - - (+) => siempre será espontánea (a cualquier temperatura)
Reacción (2)	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
	- - (-) => ΔG será negativo (espontánea) a bajas temperaturas.

Por tanto, el proceso que será siempre espontáneo es la reacción 1.

c) Según el análisis realizado en el apartado anterior, la reacción 2 es la que depende de la temperatura para ser espontánea. Esta lo será a bajas temperaturas.

20) Termoquímica. Razonamiento.

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:



QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

Se usa como criterio de espontaneidad ΔG° ya que según $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$, $\ln Q$ es cero para condiciones estándar 1M de todas las especies y a la temperatura de 25 °C. En consecuencia, $\Delta G = \Delta G^\circ$.

a) Hay más moles de gas en los reactivos (2 moles gas) que en los productos (1mol de gas), luego la entropía disminuye hacia la derecha. Como $\Delta H^\circ > 0$ y $\Delta S^\circ < 0$, ΔG° siempre será positivo y nunca ocurrirá.

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

+ + - (-) => ΔG° siempre será positivo (nunca ocurrirá en ese sentido)

TERMOQUÍMICA

b) En los productos se forma un sólido y un gas frente las sustancias sólidas que hay de partida en los reactivos. Por tanto, aumenta el desorden hacia la derecha y la entropía será positiva, $\Delta S^\circ > 0$.

Como $\Delta H^\circ > 0$ y $\Delta S^\circ > 0$, ΔG° será negativo (espontáneo) a altas temperaturas.

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

+ - (+) => ΔG° será negativo (espontáneo) a altas temperaturas.

c) Hay menos moles de gas en los reactivos (9 moles gas) que en los productos (10 moles de gas), luego la entropía aumenta hacia la derecha. Como $\Delta H^\circ < 0$ y $\Delta S^\circ > 0$, ΔG° siempre será negativo, esto es, siempre será espontánea a cualquier temperatura.

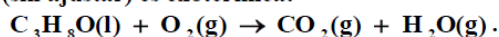
$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

- - (+) => ΔG° siempre será negativo (espontáneo) a cualquier temperatura.

21) Termoquímica. Razonamiento.

a) Razone si las reacciones con valores positivos de ΔS° siempre son espontáneas a alta temperatura.

b) La siguiente reacción (sin ajustar) es exotérmica:



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

a) Nota: Se usa como criterio de espontaneidad ΔG° ya que según $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$, $\ln Q$ es cero para condiciones estándar 1M de todas las especies y a la temperatura de 25 °C. En consecuencia, $\Delta G = \Delta G^\circ$.

Según $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$, para ΔS° positivo, el término $T\Delta S^\circ$, es negativo. Este factor predominará a altas temperaturas independientemente del signo de ΔH° , y hará que ΔG° sea negativo. Verdadero.

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

-/+ - (+) => ΔG° será negativo (espontáneo) a altas temperaturas.

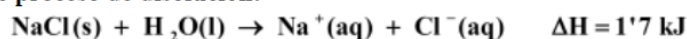
b) Reacción ajustada: $1 \text{ C}_3\text{H}_8\text{O(l)} + \frac{9}{2} \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 3 \text{ CO}_2\text{(g)} + 4 \text{ H}_2\text{O(g)}$

Para esta reacción $\Delta v = 7 - 9/2 > 0$, luego según $Q_p = Q_v + \Delta v RT$, Q_p es mayor que Q_v .

c) Según $\Delta H_r = \sum v \Delta H(\text{Productos}) - \sum v \Delta H(\text{Reactivos})$, el proceso será exotérmico cuando ΔH_r sea negativo. Esto es, el sumatorio de las entalpías de los reactivos debe ser mayor que la de los productos. Dibujar un diagrama de energía de un perfil exotérmico.

22) Termoquímica. Razonamiento. Al disolver la sal de cocina en agua se nota que la disolución se enfría.

Dado el siguiente proceso de disolución:



Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El proceso es exotérmico.

b) Se produce un aumento de la entropía.

c) El proceso es siempre espontáneo.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

a) Falso, si ΔH es positivo el proceso es endotérmico, absorbe energía del medio o es necesario calentar.

TERMOQUÍMICA

b) Verdadero. En los productos tenemos iones en disolución frente a un sólido y un líquido en los reactivos. En el proceso de disolución de una sal por lo general aumenta el desorden y se produce un aumento de entropía.

c) Como $\Delta H > 0$ y $\Delta S > 0$, ΔG será negativo (espontáneo) a mayor temperatura.

$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$
+ - (+) => ΔG° será negativo (espontáneo) a mayor temperatura.

Abro paréntesis. DOS CASOS que son procesos espontáneos a temperatura ambiente. Disolver hidróxido de potasio o nitrato de amonio en agua. El proceso ocurre a temperatura ambiente (a unos 25 °C)

KOH (sólido en agua) proceso exotérmico (se calienta muchísimo el matraz), con ΔS positivo.

Exotérmico, porque los iones pequeños se estabilizan mucho al rodearse de molécula de agua (interacción ion-molécula) y el exceso de energía se libera en forma de calor. Energía productos es menor Energía reactivos.

Entropía positiva porque respecto al compuesto iónico SÓLIDO, disolver implica iones en disolución y por tanto muchas más partículas en movimiento y, en consecuencia, mayor desorden.

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
- - (+) => ΔG° siempre será negativo (espontáneo) a cualquier temperatura

NH₄NO₃ (nitrato de amonio, sólido en agua) proceso endotérmico, se enfría muchísimo, con ΔS positivo.

Endotérmico, porque en este caso los iones se estabilizan menos al rodearse de molécula de agua (interacción ion-molécula) y se requiere absorber energía para pasar a productos. Los iones amonio NH₄⁺ y nitrato NO₃⁻ al ser muy grandes les cuesta rodearse de moléculas de agua y no se estabilizan tanto.

Entropía positiva porque respecto al compuesto iónico SÓLIDO, disolver implica iones en disolución y por tanto mayor desorden.

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
+ - (+) => ΔG° será negativo (espontáneo) a mayor temperatura.

Ya a temperatura ambiente se comprueba para esta sal que el proceso es espontáneo.

23) Termoquímica. Razonamiento

Indique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Toda reacción exotérmica es espontánea.

b) En toda reacción química espontánea la variación de entropía es positiva.

c) En el cambio de estado H₂O(l) → H₂O(g) se produce un aumento de entropía.

QUIMICA. 2024. JULIO. EJERCICIO B5

EJERCICIO PAU (MODELO NUEVO). OBTENCIÓN DE ACEROS EN LA INDUSTRIA SIDERÚRGICA

PARTE importante del texto

En una primera etapa el carbono se transforma a óxido de carbono según: $C + O_2 \rightarrow CO$

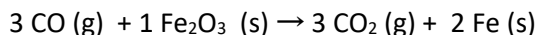
En una segunda etapa, el monóxido de carbono actúa como reductor y reacciona con Fe₂O₃ con un 60 % de riqueza para dar hierro y dióxido de carbono con un rendimiento del 85 %.

Hay que obtener la reacción: $CO(g) + Fe_2O_3(s) \rightarrow CO_2(g) + Fe(s)$ “sin ajustar”

(aclaración: a altas temperaturas el hierro se encuentra líquido y se introduce en moldes para la fabricación de piezas, herramientas o material de construcción antes de enfriarse).

TERMOQUÍMICA

a) Calcula la entalpía de la reacción en la segunda etapa, si se conocen las entalpías de formación, a 1 atm y 25 °C. Datos: $\Delta H_f^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -825,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}) = -110,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$



$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= \sum \nu_p \Delta H_f^\circ(p) - \sum \nu_R \Delta H_f^\circ(R) = 3 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 2 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Fe}) - 3 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}) - 1 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) \\ &= 3 \cdot (-393,5) + 2 \cdot (0) - 3 \cdot (-110,5) - 1 \cdot (-825,5) = -23,5 \text{ kJ/mol (exotérmica)} \end{aligned}$$

b) Calcule el volumen de CO_2 , medido en estas condiciones, que se obtendrá con la liberación de 500 kJ de energía. Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol}$; Si finalmente se libera toda esa energía, es como consecuencia de todo el CO_2 que finalmente se haya producido al final de la reacción. Luego solo debemos usar ese valor de energía para calcular los moles de CO_2 que finalmente se hayan producido. Y si se han producido esos moles será porque ya ha reaccionado un material de determinada riqueza y se ha tenido en cuenta el rendimiento de la reacción. No hay que usar el dato de riqueza ni del rendimiento.

$$500 \text{ kJ} \cdot \frac{3 \text{ mol CO}_2}{23,5 \text{ KJ}} = 63,83 \text{ mol de CO}_2 \quad \text{o poniendo el signo} \quad -500 \text{ kJ} \cdot \frac{3 \text{ mol CO}_2}{-23,5 \text{ KJ}} = 63,83 \text{ mol de CO}_2$$

Después se aplica $PV=nRT$ $\Rightarrow V=1559,7 \text{ L de CO}_2$ formado si fuese el rendimiento del 100 %.

$$\text{Al ser del 85 \% se aplica } 1559,7 \text{ L} \cdot \frac{85 \text{ L experi}}{100 \text{ L teóricos}} = 1326 \text{ Litros experimentales CO}_2$$

Cómo sería la pregunta para tener que usar los datos de riqueza 60 % y rendimiento 85 %:

Primera posibilidad: cuánta energía se libera si se hace reaccionar 1000 kg de mineral de hierro (Fe_2O_3)

Segunda posibilidad: si se libera 500 KJ qué masa de mineral de hierro (Fe_2O_3) sería necesaria. *Aquí se refiere a uno de los reactivos de partida (ESTA ES LA CLAVE), y no a uno de los productos como por ejemplo al CO_2 que finalmente se puede producir.

1) Primera solución: datos Pesos atómicos: Fe=56 O=16

$$\begin{aligned} &1000 \text{ kg} \cdot \frac{1000 \text{ g mineral}}{1 \text{ kg mineral}} \cdot \frac{60 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{85 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \text{ exper}}{100 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \text{ teórico}} \cdot \frac{-23,5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \\ &= -74906,25 \text{ kJ de energía liberada.} \end{aligned}$$

2) Segunda solución: datos Pesos atómicos: Fe=56 O=16 (sería como el proceso inverso a la solución anterior)

$$\begin{aligned} &500 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \text{ reaccionado}}{23,5 \text{ kJ}} \cdot \frac{100 \text{ mol teórico Fe}_2\text{O}_3}{85 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \text{ reaccionan exper}} \cdot \frac{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{100 \text{ g mineral}}{60 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3} = \\ &= 6675 \text{ g de mineral de hierro} \end{aligned}$$

c) Formule o nombre todos los compuestos de hierro. 2 fórmulas, 2 nombres

FeS_2 disulfuro de hierro;

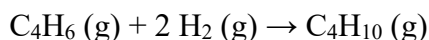
Óxido de hierro FeO

Sulfato de hierro(II) FeSO_4 otro ejemplo más: sulfato de hierro(III), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Fe_2O_3 , trióxido de hierro u óxido de hierro(III) (*solo se indicará un nombre)

OTROS EJEMPLOS DE LEY DE HESS

A. La reacción de hidrogenación del buta-1,3-dieno para dar butano es:

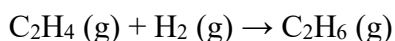


Calcule la entalpía de la reacción a 25 °C y en condiciones estándar:

- a) A partir de la entalpía de formación del agua líquida y de las entalpías de reacción de combustión del buta-1,3- dieno y del butano.
- b) A partir de las entalpías de enlace.

Datos: $\Delta H^0_{\text{combustión}} \text{C}_4\text{H}_6 (\text{g}) = - 2540 \text{ kJ /mol}$; $\Delta H^0_{\text{combustión}} \text{C}_4\text{H}_{10} (\text{g}) = - 2875 \text{ kJ /mol}$, $\Delta H^0_f \text{H}_2\text{O} (\text{l}) = - 285,8 \text{ kJ /mol}$. Energías de enlaces en kJ/mol: (C-C) = 345; (C=C) = 615; (C-H) = 415; (H-H) = 435

B. La reacción de hidrogenación del eteno para dar etano es:



- a) Calcule la entalpía de la reacción a 25 °C y en condiciones estándar, a partir de la entalpía de formación del agua líquida y de las entalpías de reacción de combustión del eteno y del etano.
- b) Calcule el calor de combustión del propano.

Datos: $\Delta H^0_{\text{combustión}} \text{C}_2\text{H}_4 (\text{g}) = -1385 \text{ kJ /mol}$; $\Delta H^0_{\text{combustión}} \text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) = -1540 \text{ kJ /mol}$, $\Delta H^0_f [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] = - 286 \text{ kJ /mol}$ $\Delta H^0_f [\text{CO}_2 (\text{g})] = - 393,5 \text{ kJ /mol}$.

Energías de enlaces en kJ/mol: (C-C) = 347; (O-H) = 460; (C-H) = 415; (O=O) = 494; (C=O) = 730.

C. EJERCICIO TIPO: Cálculo de la entalpía de formación de una sustancia a través de la ecuación general de entalpía de reacción. $\Delta H^0_r = \sum v_p \Delta H^0_{f(p)} - \sum v_R \Delta H^0_{f(R)}$

Sabiendo que para la reacción de aluminotermia: $1 \text{ Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 2 \text{ Al} (\text{s}) \rightarrow 1 \text{ Al}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 2 \text{ Fe} (\text{s})$ se liberan 851,5 kJ/mol, **calcula la entalpía de formación del trióxido de dihierro.**

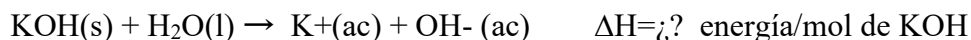
$$\Delta H^0_r = \sum v_p \Delta H^0_{f(p)} - \sum v_R \Delta H^0_{f(R)} = 1 \cdot \Delta H^0_f (\text{Al}_2\text{O}_3) + 2 \cdot \Delta H^0_f (\text{Fe}) - 1 \cdot \Delta H^0_f (\text{Fe}_2\text{O}_3) - 2 \cdot \Delta H^0_f (\text{Al})$$

$$-851,5 \text{ kJ/mol} = 1 \cdot (-1675,7) + 2 \cdot (0) - 1 \cdot \Delta H^0_f (\text{Fe}_2\text{O}_3) - 2(0) =$$

Despejar la incógnita, $\Delta H^0_f (\text{Fe}_2\text{O}_3)$

EJERCICIO DEL CALORÍMETRO. Medir la entalpía de un proceso exotérmico o endotérmico

La disolución de 5 gramos KOH(s) en 70 mL de agua produce un **aumento** de la temperatura de la disolución de +11,4 °C ($\Delta T = T_f - T_o$). **Calcule la entalpía del proceso de disolución:**



Datos:

$c_e(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$. (1 J=0,24 cal; 1 cal=4,18 J)

(calor específico del agua: energía que se requiere para aumentar un gramo de agua en un grado centígrado)

Pesos atómicos: H=1, O=16, K=39

Para una disolución diluida, es decir, prácticamente agua, la densidad se aproxima a $d=1 \text{ g/mL}$.

.....

La energía ni se crea ni se destruye, luego el calor intercambiado por todos los elementos del calorímetro debe ser igual a cero. En otras palabras, la energía que pierde un elemento la ganará otro.

$$Q_{\text{reacción}} + Q_{(\text{ac})} + Q_{\text{paredes}} + Q_{\text{aire}} = 0$$

$Q_{\text{reacción}}$ (calor que absorbe o libera la reacción inmersa en el calorímetro)

Q_{ac} (calor que absorbe o libera la disolución acuosa: agua + sal)

Q_{paredes} (calor que absorbe o libera las paredes del recipiente)

Q_{aire} (calor que absorbe o libera el aire del entorno)

Si despreciamos el calor de las paredes y el del aire, $Q=0$

La expresión queda así $Q_{\text{reacción}} + Q_{(\text{ac})} = 0$, es decir, lo que libera la reacción lo absorbe la disolución. O lo que absorbe la reacción lo perderá la disolución.

Luego, $Q_{(\text{ac})} = -Q_{\text{reacción}}$

Así que tenemos que medir el calor que absorbe o pierde la disolución acuosa midiendo la variación de temperatura que experimenta el proceso, temperatura inicial y temperatura final.

$$Q_{(\text{ac})} = m(\text{ac}) \cdot c_e \cdot \Delta T$$

Masa de la disolución acuosa: 5 gramos de KOH + 70 gramos de agua = 75 gramos de D

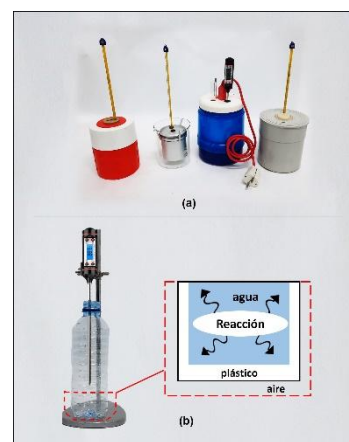
$c_e = 1 \text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}$; $\Delta T = +11,4^\circ\text{C}$ (dice aumento); si dijera una disminución de...sería $-11,4^\circ\text{C}$, o bien nos dan los datos de temperatura inicial y final y tenemos que hacer: $\Delta T = T_f - T_o$.

$$Q_{(\text{ac})} = m(\text{ac}) \cdot c_e \cdot \Delta T$$

$$Q_{(\text{ac})} = 75 \text{ g} \cdot 1 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 11,4^\circ\text{C} = 855 \text{ cal} \cdot 4,18 \frac{\text{J}}{\text{cal}} = 3574 \text{ J para 5 gramos de KOH}$$

Luego entalpía de disolución por mol de KOH es:

$$\Delta H = \frac{3573,9}{5 \text{ g KOH}} \cdot \frac{56 \text{ g}}{1 \text{ mol KOH}} = 40029 \text{ J, que en kilojulios es } \Delta H = 40,03 \text{ kJ/mol de KOH}$$



Más INFO sobre el calorímetro [aquí](#)