

Energía y espontaneidad de las reacciones químicas

Contenido

1	INTERCAMBIO DE ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS.....	2
1.1	CALOR DE REACCIÓN.....	2
2	ENTALPIA ESTÁNDAR DE REACCIÓN	4
3	¿CÓMO SE CALCULA LA VARIACIÓN DE ENTALPÍA?.....	4
3.1	ENTALPIA ESTÁNDAR DE FORMACIÓN	4
3.2	ENTALPIA ESTÁNDAR DE COMBUSTIÓN.....	6
3.3	ENTALPIA DE ENLACE.....	7
3.4	LEY DE HESS.....	8
4	ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS	16
4.1	ENTROPÍA ESTÁNDAR DE REACCIÓN.....	16
4.2	ENTROPÍA MOLAR ESTÁNDAR Y TERCER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA.....	16
4.3	ENERGÍA LIBRE DE GIBIBS	17
4.4	CRITERIOS DE ESPONTANEIDAD.....	17

1 Intercambio de energía en las reacciones químicas

Cuando se produce una reacción química, tiene lugar un intercambio de energía entre el medio exterior y el sistema

$$\Delta U = U_{\text{productos}} - U_{\text{reactivos}} = Q + W; \quad W = P \cdot \Delta V$$

La energía térmica absorbida por el sistema y el trabajo realizado sobre él provocan un aumento de su energía interna.

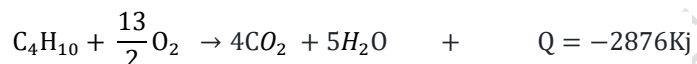
La energía térmica emitida por el sistema y el trabajo realizado por él da lugar a una disminución de su energía interna.

1.1 Calor de reacción

El calor de reacción es la energía térmica que se desprende o se absorbe en una reacción química. Se expresa en Julios/mol

Reacciones Exotérmicas (valor -)

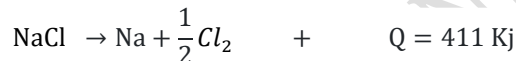
Son aquellas en las que tiene lugar un desprendimiento de energía.



1 mol de Butano quemado libera 2876KJ

Reacciones Endotérmicas (Valor +)

Son aquellas en las que se necesita un aporte de energía para que tenga lugar la reacción.



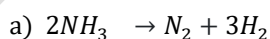
1 mol de Sal necesita 411 KJ para completar la reacción

1. Ejercicio

El gas amoníaco (NH₃) se descompone dando gas hidrógeno (H₂) y gas nitrógeno (N₂) cuando se calienta. En determinadas condiciones de presión y temperatura hacen falta 270KJ para descomponer 100g de amoníaco

1. Escribe la ecuación química de la reacción
2. Determina que volumen de gas hidrogeno, medido a 15º C y 15 atm se obtendrá con 500Kj y gas amoníaco en exceso.

Solución



$$M(NH_3) = 14,01 + 3 \cdot 1,008 = 17,034 \frac{g}{mol}; \quad M(N_2) = 28,02 \frac{g}{mol}; \quad M(H_2) = 2,016 \frac{g}{mol};$$

$$\text{En la reacción intervienen 2 moles ; } 2\text{moles} \cdot 17,034 \frac{g}{mol} = 34,068 g;$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 100 g \text{ de } NH_3 \text{ necesita } 270 KJ; \\ 34,068g \text{ de } NH_3 \text{ necesitará } x KJ; \end{array} \right. \frac{100g}{34,068 g} = \frac{270}{x}; x = \frac{34,068 \cdot 270}{100} = 91,984 KJ$$

$$\Delta H = 91,984 KJ$$



b) Teniendo en cuenta la reaccion calculamos los moles de H_2 que obtendremos con con 500Kj

Para que reaccionen dos moles de NH_3 necesito 91,984 y obtenemos 3 moles de H_2

$$\begin{cases} 91,984 \text{ Kj obtengo 3 moles de } H_2 \\ 500 \text{ kj obtendré x moles de } H_2 \end{cases} \quad \frac{91,984}{500} = \frac{3}{x}; x = \frac{3 * 500}{91,984} = 16,31 \text{ moles de } H_2$$

$$P * V = nRT; \quad 15 \text{ atm} * V = 16,31 \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{l}}{\text{mol} * \text{K}} * 288\text{K}; \quad V = 25,68 \text{ l}$$

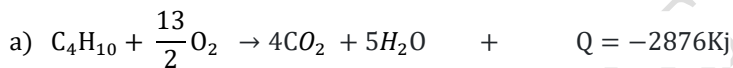
2. Ejercicio

El butano C_4H_{10} , se utiliza en las cocinas de gas de algunas casas. Se quema en presencia del oxígeno del aire formando dióxido de carbono y agua. Cada vez que se quema 1 mol de butano se desprenden 2878 kj. Calcular:

a). La cantidad de energía que se obtiene cuando se queman los 12,5 kg de butano de una bombona.

b). Los moles de dióxido de carbono que se vierten a la atmósfera cada vez que se quema una bombona de butano.

Solución



$$M(a) \quad C_4H_{10} = 4 * 12,011 + 10 * 1,008 = 58,124 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$M(CO_2) = 4 * 12,011 + 2 * 16 = 80,044$$

$$\text{Halla lo moles que son 12,5Kg de butano} = \frac{12500\text{g}}{58,124 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 215,058 \text{ moles}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de } C_4H_{10} \text{ genera } -2876 \text{ Kj} \\ 215,058 \text{ moles de } C_4H_{10} \text{ generaran x;} \end{cases} \quad \frac{1 \text{ mol}}{215,058 \text{ moles}} = \frac{-2876 \text{ Kj}}{x}; x = -618.505,264 \text{ Kj}$$

$$\text{Energía liberada} = 6,2 \cdot 10^5 \text{ Kj}$$

$$b) \begin{cases} 1 \text{ mol de } C_4H_{10} \text{ genera 4 moles de } CO_2 \\ 215,058 \text{ mol de } C_4H_{10} \text{ genera x moles de } CO_2; \end{cases} \quad \frac{1 \text{ mol}}{215,058 \text{ moles}} = \frac{4 \text{ moles}}{x};$$

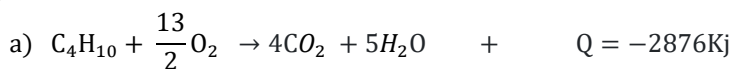
$$x = \text{moles de } CO_2 \text{ liberados} = 860,23 \text{ moles}$$

3. Ejercicio

Para cocer unos huevos necesitamos 1700 kj. Calcula qué masa de butano C_4H_{10} necesaria para esta operación si por cada mol de butano

que se quema se desprenden 2878 kj y al cocinar se aprovecha el 60% de la energía.

Solución



$$M(C_4H_{10}) = 4 * 12,011 + 10 * 1,008 = 58,124 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de } C_4H_{10} \text{ genera } -2876 \text{ Kj} \\ \text{x moles de } C_4H_{10} \text{ generaran } 1700\text{Kj;} \end{cases} \quad \frac{1 \text{ mol}}{\text{x moles}} = \frac{-2876 \text{ Kj}}{-1700\text{Kj}}; x = 0,59 \text{ moles}$$

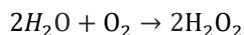
$$\text{Masa de Butano} = 58,124 \frac{\text{g}}{\text{mol}} * 0,59 \text{ moles} = 34,36\text{g}$$

$$\text{Con un rendimiento del 60\% se necesitaría } 34,36\text{g} * \frac{100}{60} = 57,27 \text{ g de butano}$$

4. Ejercicio

Se puede obtener H_2O_2 calentando H_2O con O_2 . El proceso requiere un aporte de calor de 196 KJ por cada mol de O_2 . ¿Que cantidad de energía precisaremos para que reaccionen 40g H_2O con 15 l de O_2 en condiciones estandar?;

Solución



$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 * 1,008 + 16 = 18,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; \text{ 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4l itros}$$

Vemos cual es el producto limitante.

$$\left\{ \begin{array}{l} 1\text{mol de } \text{H}_2\text{O} \text{ pesa } 18,016 \text{ g} \\ x\text{mol de } \text{H}_2\text{O} \text{ pesaran } 40 \text{ g} \end{array} \right. \frac{1\text{mol}}{x \text{ moles}} = \frac{18,016}{40}; x = 2,22 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1\text{mol de } \text{O}_2 \text{ ocupa } 22,4 \text{ l} \\ x \text{ mol de } \text{O}_2 \text{ ocuparan } 15 \text{ l} \end{array} \right. \frac{1\text{mol}}{x \text{ moles}} = \frac{22,4 \text{ l}}{15 \text{ l}}; x = 0,67 \text{ moles de } \text{O}_2$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} \text{ reaccionan con } 1\text{mol } \text{O}_2 \\ x \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} \text{ reaccionan con } 0,67 \text{ mol } \text{O}_2 \end{array} \right. \frac{2\text{mol}}{x \text{ moles}} = \frac{1 \text{ mol}}{0,67 \text{ moles}}; x = 1,34 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$$

como tenemos 2,22 moles de H_2O el limitante es el O_2

$$\left\{ \begin{array}{l} 1\text{mol de } \text{O}_2 \text{ necesita } +196 \text{ KJ} \\ 0,67 \text{ mol de } \text{O}_2 \text{ genera } -x \text{ KJ} \end{array} \right. \frac{1\text{mol}}{0,67 \text{ moles}} = \frac{+196 \text{ KJ}}{x}; x = +131,32 \text{ KJ}$$

2 Entalpia estándar de reacción

La variación de entalpia ΔH es el calor de reaccion a presion constante. $\Delta H = Q_p$.

La entalpia es una funcion de estado ,solo depende de los estados inicial y final.

Si es negativo $\Delta H < 0$, la reaccion es exotermica

Si es positivo $\Delta H > 0$, la reaccion es endotermica

3 ¿Cómo se calcula la variación de entalpía?

Dado que no podemos conocer las energías absolutas asociadas a cada sustancia.

Tenemos cuatro formas de hacerlo:

1. Mediante medidas calorimétricas (de forma experimental)
2. Mediante la ley de Hess.
3. Mediante entalpías de formación.
4. Mediante entalpías de enlace.

3.1 Entalpia estándar de formación

La entalpía normal de formación de un compuesto en condiciones estándar, también

denominada calor de formación, se mide $\frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$ se representará por ΔH_f^0 y se define

como el cambio de entalpía ΔH , que tiene lugar cuando se forma un mol de compuesto

a partir de los elementos que lo constituyen, a los que se le asigna una entalpia de formación 0

Para este proceso:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum H_{\text{productos}} - \sum H_{\text{reactivos}}$$

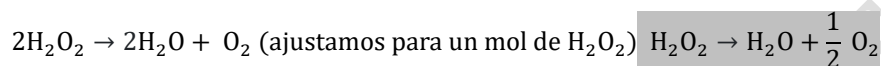
Por convenio la entalpía de las sustancias simples en condiciones estándar y en su estado termodinámico más estable a 25°C es 0. $\Delta H_f^0 \text{O}_2 = 0$; $\Delta H_f^0 \text{Cl}_2 = 0$;

5. Ejercicio

A partir de la entalpía del agua y el agua oxigenada (ambos líquidos), determinar la variación de entalpía del proceso en que el agua oxigenada se descompone en agua y oxígeno.

$$\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O} = -285,8; \Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O}_2 = -187,8$$

Solución



$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum H_{\text{productos}} - \sum H_{\text{reactivos}}; \Delta H_{\text{reacción}} = (-285,8) + 0 - (-187,8) =$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = -98 \frac{\text{KJ}}{\text{Mol}}$$

6. Ejercicio

El etanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (l) arde en O_2 , produciendo CO_2 (g) y H_2O (l). Determinar la variación de entalpía de combustión del etanol utilizando las entalpías de formación de las sustancias que intervienen en el proceso

$$\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O} = -285,8; \Delta H_f^0 \text{CO}_2 = -393,5; \Delta H_f^0 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 277,7$$

Solución



$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum H_{\text{productos}} - \sum H_{\text{reactivos}};$$

$$\Delta H = 3 * \Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O} + 2 * \Delta H_f^0 \text{CO}_2 - \Delta H_f^0 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} - \Delta H_f^0 \text{O}_2$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = 3 * (-285,8) + 2 * (-393,5) - (-277,7) + 0 = -857,4 - 787 + 277,7$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = -1366,7 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

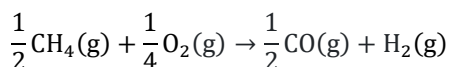
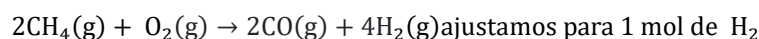
7. Ejercicio

Controlando las condiciones de reacción se puede obtener gas H_2 combinando metano con oxígeno. La ecuación química del proceso es $2\text{CH}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{g}) + 4\text{H}_2(\text{g})$

Utilizando los datos de las entalpías de formación de las sustancias, calcula la variación de entalpía del proceso

$$\Delta H_f^0 \text{CH}_4 = -74,8; \Delta H_f^0 \text{CO} = -110,5;$$

Solución



$$\Delta H = \frac{1}{2} * \Delta H_f^0 \text{CO} + \Delta H_f^0 \text{H}_2 - \frac{1}{2} * \Delta H_f^0 \text{CH}_4 - \frac{1}{4} \Delta H_f^0 \text{O}_2 = \frac{1}{2} * (-110,5) - \frac{1}{2} * (-74,8)$$

$$\Delta H = -55,25 + 37,4 = -17,85 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

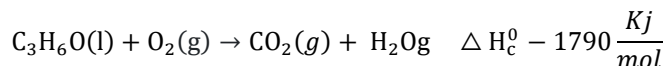
3.2 Entalpia estándar de combustión

La entalpia de combustion ΔH_c° Es la variacion de entalpia que se produce al quemar un mol de sustancia en condiciones normales

La entalpia de combustión se mide $\frac{Kj}{mol}$. Al ser una reaccion exotérmica es siempre negativa.

8. Ejercicio

Calcular la masa de acetona C_3H_6O que es necesario quemar para producir 15000 Kj teneindo en cuenta la siguiente reaccion de combustion



Solución



$$M(C_3H_6O) = 3 * 12,011 + 6 * 1,008 + 16 = 58,081 \text{ g/mol}$$

Calculo los moles que son necesarios .

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de } C_3H_6O \text{ ardiendo genera } -1790 \text{ Kj} \\ x \text{ mol de } C_3H_6O \text{ ardiendo generaran } -15000 \text{ Kj} \end{cases} \quad \frac{1 \text{ mol}}{x \text{ moles}} = \frac{-1790 \text{ Kj}}{-15000 \text{ Kj}} ; x = +8,38 \text{ moles}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de } C_3H_6O \text{ pesa } 58,081 \text{ g} \\ 8,38 \text{ mol de } C_3H_6O \text{ pesaran } x \text{ g} \end{cases} \quad \frac{1 \text{ mol}}{8,38 \text{ moles}} = \frac{58,081 \text{ g}}{x \text{ g}} ; x = 486,71 \text{ g}$$

9. Ejercicio

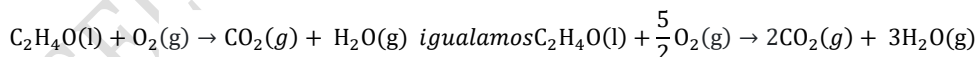
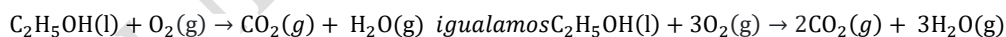
Las entalpías de combustión del etanol C_2H_5OH y del etanal C_2H_4O son respectivamente

$$-1370,7 \frac{kJ}{mol} \text{ y } -1167,30 \frac{kJ}{mol}$$

a) Escriba las reacciones de combustión del etanol y del etanal.

b) ¿Cuál de las dos sustancias producirá más calor en el proceso de combustión, por unidad de masa?

Solución



$$M(C_2H_5OH) = 2 * 12,011 + 6 * 1,008 + 16 = 46,07 \text{ g/mol}$$

$$M(C_2H_4O) = 2 * 12,011 + 4 * 1,008 + 16 = 44,054 \text{ g/mol}$$

Moles en 1Kg= moles en 1000g

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de } C_2H_5OH(l) \text{ pesa } 46,07 \text{ g} \\ x \text{ mol de } C_2H_5OH \text{ pesaran } 1000 \text{ g} \end{cases} \quad \frac{1 \text{ mol}}{x \text{ moles}} = \frac{46,07 \text{ g}}{1000 \text{ g}} ; x = 21,71 \text{ mol}$$

$$\Delta H = 21,71 \text{ mol} * \left(-1370,7 \frac{kJ}{mol} \right) = -29.757,897 \text{ KJ}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de } C_2H_4O(l) \text{ pesa } 44,054 \text{ g} \\ x \text{ mol de } C_2H_4O \text{ pesaran } 1000 \text{ g} \end{cases} \quad \frac{1 \text{ mol}}{x \text{ moles}} = \frac{44,054 \text{ g}}{1000 \text{ g}} ; x = 22,7 \text{ mol}$$

$$\Delta H = 22,7 \text{ mol} * \left(-1167,30 \frac{kJ}{mol} \right) = -26.497,71 \text{ KJ}$$

Etanol C_2H_5OH genera mas calor - 3260,18 KJ

3.3 Entalpia de enlace

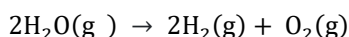
Es la energía necesaria para romper un mol de dichos enlaces

$$\Delta H^0_{\text{reacción}} = \sum \Delta H \text{ enlaces rotos} - \sum \Delta H \text{ enlaces formados}$$

10. Ejercicio

En la descomposición de agua $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ en H_2 y O_2 hallar la entalpia de enlace sabiendo que la energía media del enlace $\text{O}-\text{H} = 462,6 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$

Solución



En la descomposición del agua tengo dos enlaces $\text{H}-\text{O}$; $\Delta H = 462,6 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} * 2 = 925,2 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$;

No hay enlaces de formación

11. Ejercicio

El Propano C_3H_8 es uno de los combustibles fósiles más utilizados

- Formula y ajusta su reacción de combustión.
- Calcule la entalpía estándar de combustión e indique si el proceso es exotérmico o endotérmico
- Calcule los litros de dióxido de carbono que se obtienen, medidos a 25°C y 760 mm de Hg, si la energía intercambiada ha sido de 5990 KJ

Energía media de enlace ($\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) $\text{C}-\text{C} = 347$, $\text{C}-\text{H} = 414$; $\text{O}-\text{H} = 460$, $\text{O}=\text{O} = 498,7$;
 $\text{C}=\text{O} = 745$

Solución

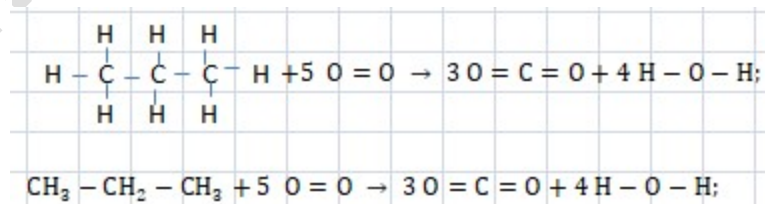
- Formula y ajusta su reacción de combustión



- Calcule la entalpía estándar de combustión e indique si el proceso es exotérmico o endotérmico

Para calcular la entalpía de reacción por entalpía de enlace, es conveniente escribir las estructuras de los compuestos que interviene, de forma desarrollada ya que:

$$\Delta H^0_{\text{reacción}} = \sum \Delta H \text{ enlaces rotos} - \sum \Delta H \text{ enlaces formados}$$



$$\Delta H^0_{\text{enlaces rotos}} = 2 \Delta H^0_e (\text{C}-\text{C}) + 8 \Delta H^0_e (\text{C}-\text{H}) + 5 \Delta H^0_e (\text{O}=\text{O})$$

$$\Delta H^0_{\text{enlaces rotos}} = 2 * 347 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} + 8 * 414 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} + 5 * 498,7 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} = 6499,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H^0_{\text{enlaces formados}} = 3 \Delta H^0_e 2(\text{C}=\text{O}) + 4 \Delta H^0_e 2(\text{O}-\text{H});$$

$$\Delta H^0 \text{enlaces formados} = 3 * 2 * 745 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} + 4 * 2 * 460 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} = 8150 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H^0 \text{reacción} = 6499,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} - 8150 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} = -1650,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \text{ como es menor que cero es exotermica desprende calor}$$

c) Calcule los litros de dióxido de carbono que se obtienen, medidos a 25°C y 760 mm de Hg, si la energía intercambiada ha sido de 5990Kj

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de } C_3H_8 \text{ desprende } 1650,5 \text{ KJ} \\ x \text{ mol de } C_3H_8 \text{ desprenderán } 5990 \text{ KJ} \end{cases} \frac{1 \text{ mol}}{x \text{ moles}} = \frac{1650,5 \text{ KJ}}{5990 \text{ KJ}} ; x = 3,63 \text{ mol}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de } C_3H_8 \text{ generan } 3CO_2 \\ 3,63 \text{ mol de } C_3H_8 \text{ generaran } x \end{cases} \frac{1 \text{ mol}}{3,63 \text{ moles}} = \frac{3 \text{ moles}}{x} ; x = 10,89 \text{ mol de } CO_2$$

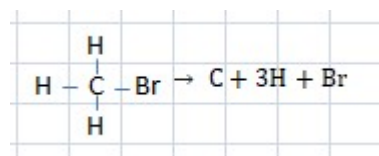
$$\begin{cases} 1 \text{ mol en condiciones estandar ocupa } 22,4 \text{ l} \\ 10,89 \text{ mol en condiciones estandar ocuparan } x \end{cases} \frac{1 \text{ mol}}{10,89 \text{ moles}} = \frac{22,4 \text{ l}}{x} ; x = 243,94 \text{ l}$$

12. Ejercicio

A partir de las entalpías de enlace. Calcule la variación de entalpía de la siguiente reacción química $CH_3Br \rightarrow C + 3H + Br$

Energía media de enlace ($\text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) $C - Br = 276$, $C - H = 414$

Solución



$$\Delta H^0 \text{reacción} = \sum \Delta H \text{enlaces rotos} - \sum \Delta H \text{enlaces formados}$$

$$\Delta H^0 \text{enlaces rotos} = 3 \Delta H_e^0 (C - H) + \Delta H_e^0 (C - Br) = 3 * 414 + 276 = 1518 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H^0 \text{enlaces formados} = 0; \text{ No hay enlaces de formacion.}$$

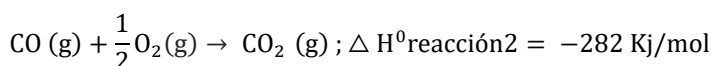
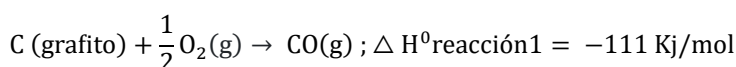
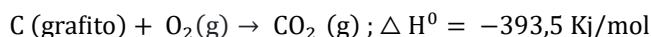
$$\Delta H^0 \text{reacción} = 1518 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} - 0 = 1518 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

3.4 Ley de Hess

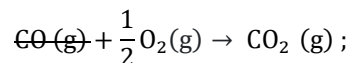
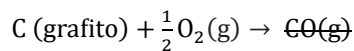
El calor absorbido o desprendido en una reacción química a presión constante es siempre el mismo, independiente de si el proceso se lleva a cabo en una o varias etapas

Ejemplo:

El carbono en forma de grafito puede oxidarse por combustión hasta dar dióxido de carbono



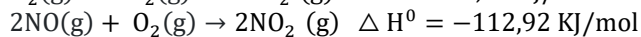
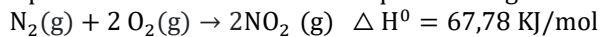
Se cumple que $\Delta H^0 = \Delta H^0 \text{reacción1} + \Delta H^0 \text{reacción2}$



Sumamos miembro a miembro la ecuacion $\text{C (grafito)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$

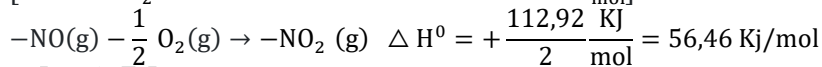
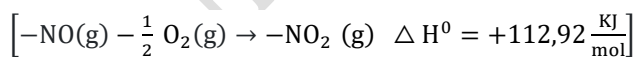
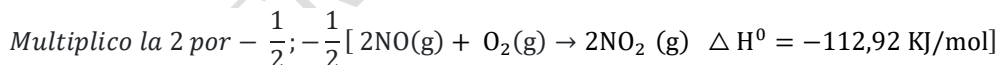
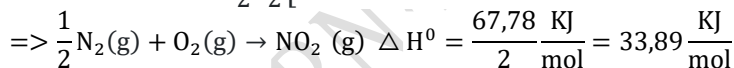
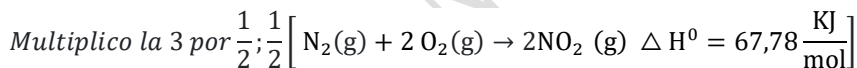
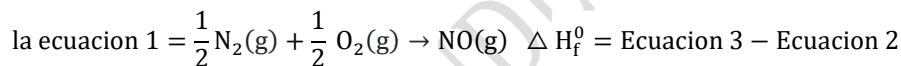
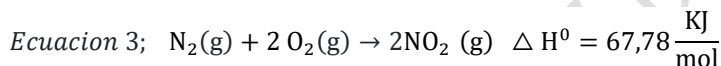
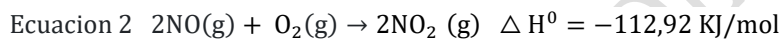
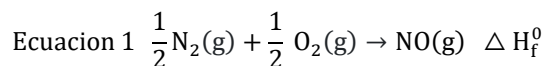
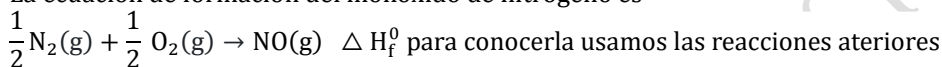
13. Ejercicio

Calcular la entalpia de formación estándar del monóxido de nitrógeno a presión constante a partir de las ecuaciones termoquímicas siguientes:



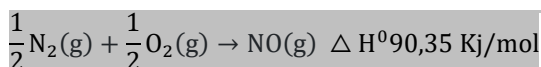
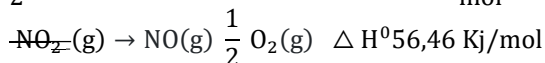
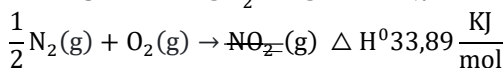
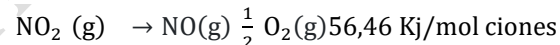
Solución

La ecuación de formación del monóxido de nitrógeno es



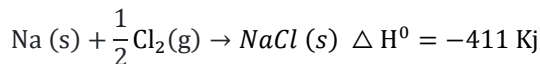
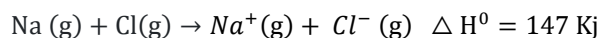
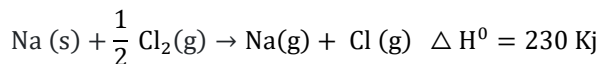
Escribimos la ecuacion en sentido inverso con lo que cambia el signo

Sumo las dos ecua



14. Ejercicio

Dada las reacciones



a) Calcule la variación de entalpía para la reacción $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl(s)}$

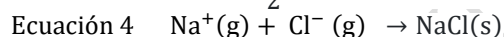
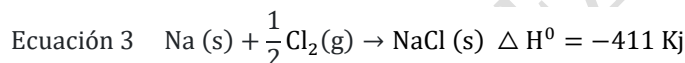
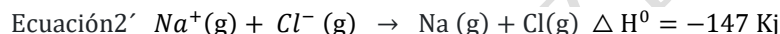
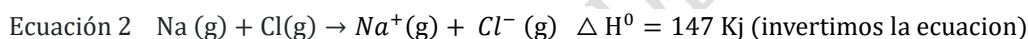
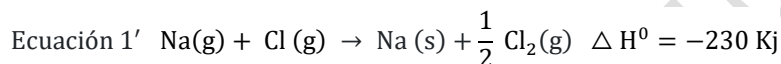
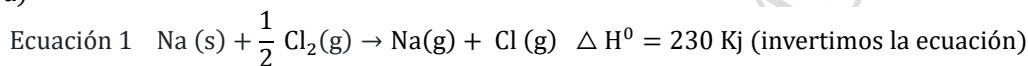
b) Calcule la cantidad de energía intercambiada en forma de calor al formarse 100 g de NaCl (s), según la reacción del apartado a).

c) Calcule la entalpía de formación de NaCl expresándola en kJ/mol y en J/g.

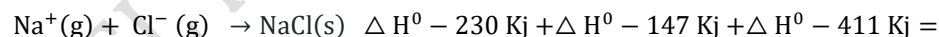
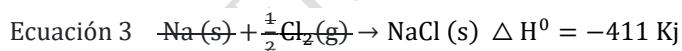
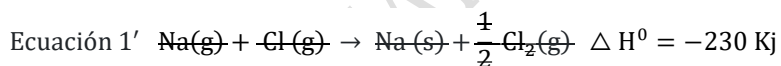
Datos : Masas atómicas Na: 23; Cl: 35,5)

Solución

a)



Sumamos las ecuaciones



$$\Delta H^0 = -788 \text{ Kj/mol}$$

b) Calcule la cantidad de energía intercambiada en forma de calor al formarse 100 g de NaCl (s), según la reacción del apartado a).



$$M(\text{NaCl}) = 22,99 + 35,45 = 58,44 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de NaCl pesa } 58,44 \text{ g} \\ x \text{ mol de NaCl pesará } 100 \text{ g} \end{array} \right. \quad \frac{1 \text{ mol}}{x \text{ moles}} = \frac{58,44 \text{ g}}{100 \text{ g}}; x = 1,711 \text{ mol}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de NaCl necesita } -788 \text{ Kj} \\ 1,711 \text{ mol de NaCl necesitará } x \end{array} \right. \quad \frac{1 \text{ mol}}{1,711} = \frac{-788 \text{ Kj}}{x}; x = -1348,392 \text{ Kj}$$

c) Calcule la entalpía de formación de NaCl expresándola en kJ/mol y en J/g

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum H_{\text{productos}} - \sum H_{\text{reactivos}}$$

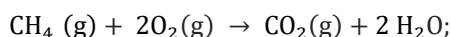
$$\Delta H_f^0 = \sum H_{\text{NaCl(s)}} - \sum H_{\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g})} = -411,12 - (0 - 0) = \Delta H_f^0 - 411,12 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}};$$

$$\Delta H_f^0 - 411,12 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} = -411120 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = \frac{411120 \text{ J/mol}}{58,44 \text{ g/mol}}; \Delta H_f^0 = 7035 \text{ J/g}$$

15. Ejercicio

La entalpía estándar de formación del dióxido de carbono (g) es -393,5 kJ/mol, la del agua líquida -285,8 kJ/mol y la del metano (g) -748,0 kJ/mol. Calcular la variación de entalpía estándar de la reacción de combustión del gas metano. Resultado: $\Delta H^0 = -217,1 \text{ kJ/mol}$

Solución



$$\Delta H^0_{\text{reacción}} = \sum \Delta H_{\text{enlaces rotos}} - \sum \Delta H_{\text{enlaces formados}}$$

$$\Delta H_f^0 = \sum H_{\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}} - \sum H_{\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g})} =$$

$$\Delta H_f^0 = -748,0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 0 - \left(-393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 2 * 285,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right); \Delta H_f^0 = 217,1 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}};$$

16. Ejercicio

La reacción de descomposición del óxido de magnesio sólido necesita 300,5 kJ por cada mol que se descompone. Sabiendo que en esta reacción se forman magnesio sólido y oxígeno, escribe la ecuación termoquímica correspondiente.

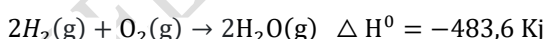
Solución



$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de MgO necesita } 300,5 \text{ KJ} \\ 2 \text{ mol de MgO necesitará } x \end{array} \right. \frac{1 \text{ mol}}{2} = \frac{300,5 \text{ KJ}}{x}; x = 601 \text{ KJ}$$

17. Ejercicio

Dada la siguiente reacción termoquímica reacción



Razona si es verdadero o falso que al formarse 8g de agua en condiciones estandar se desprende 483,6KJ

Solución

Según la ecuación para formar dos moles de agua se genera 483,6KJ

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 * 1 + 16 = 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; \text{ dos moles pesaran } 32 \text{ g}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{para formar 2mol de } \text{H}_2\text{O} (32\text{g}) \text{ se generan } 483,6 \text{ KJ} \\ \text{para formar 8 g de } \text{H}_2\text{O} \text{ se generan } x \text{ KJ} \end{array} \right. \frac{32 \text{ g}}{8 \text{ g}} = \frac{483,6 \text{ KJ}}{x}; x = 370,75 \text{ KJ}$$

Falso

18. Ejercicio

El benceno (C₆H₆) se puede obtener a partir del acetileno (C₂H₂) según la reacción siguiente:

$3\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ Cuando la reacción tiene lugar a presión constante el calor de reacción es $-631 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$ C₆H₆. Indica si la reacción es endotérmica o exotérmica y la energía intercambiada en la reacción de 100 g de acetileno.

Solución

Se desprende energía luego la reacción es exotérmica

$$M(\text{C}_2\text{H}_2) = 2 \cdot 12,011 + 2 \cdot 1,008 = 26,038 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

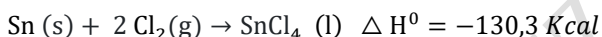
Según la ecuación 3 moles de C₂H₂ producen 1 mol de C₆H₆ y generan -631 KJ

$$\left\{ \begin{array}{l} 3 \text{ moles de C}_2\text{H}_2 (26,038 \cdot 3 \text{ g}) \text{ generan } -631 \text{ KJ} \\ 100 \text{ g de C}_2\text{H}_2 \text{ generan } x \text{ KJ} \end{array} \right. \quad \frac{78,14 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{-631 \text{ KJ}}{x}; x = 807,525 \text{ KJ}$$

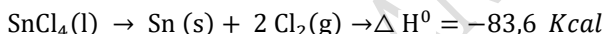
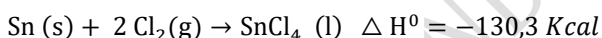
19. Ejercicio

Determina la entalpía de vaporización del tetracloruro de estaño líquido en KJ a partir de

Las siguientes ecuaciones térmicas



Solución



Entalpía de vaporización será la diferencia de pasar de líquido a gas

$$\Delta H = -130,3 \text{ Kcal} - (-83,6) \text{ Kcal} = -46,7 \text{ kcal}$$

$$\text{para pasar de Kcal a kJ} \Rightarrow 1 \text{ cal} = 4,1868 \text{ J}; \Delta H = -46,7 \text{ Kcal} \Rightarrow 195,524 \text{ KJ}$$

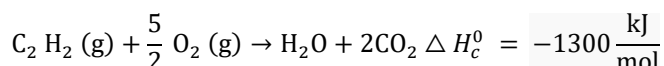
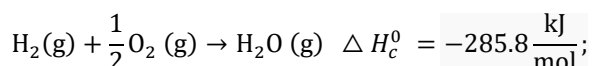
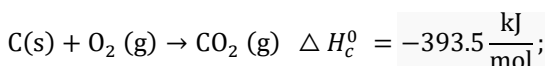
20. Ejercicio

Calcula la entalpía de formación estándar del etino C₂H₂, sabiendo que las entalpías de combustión C(s), H₂(g) y etino C₂H₂(g), son respectivamente $-393,5$; $-285,8$;

$$\text{y } -1300 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Solución

Planteo las reacciones de combustión y aplico ley de Hess



Como tengo que obtener esta reacción $2\text{C(s)} + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H_f^0 = ?$

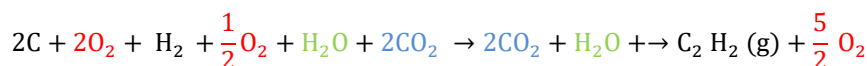
$$\text{multiplico por 2 para tener } 2\text{C} \Rightarrow 2\text{C(s)} + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H_c^0 = -787 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}};$$

necesito H_2 y ya lo tengo $\Rightarrow H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(g) \quad \Delta H_c^0 = -285.8 \frac{kJ}{mol}$;

multiplico por $-1 \Rightarrow H_2O + 2CO_2 \rightarrow C_2H_2(g) + \frac{5}{2} O_2(g) \quad \Delta H_f^0 = 1300 \frac{kJ}{mol}$

Sumamos reactivos :

sumamos productos



$2O_2 + \frac{1}{2} O_2 = \frac{5}{2} O_2$ se van rojos con rojos, verdes con verdes y azules con azules

$$2C(s) + H_2(g) \rightarrow C_2H_2(g) \quad \Delta H_f^0 = -787 \frac{kJ}{mol} - 285.8 \frac{kJ}{mol} + 1300 \frac{kJ}{mol} = 227.2 \frac{kJ}{mol}$$

21. Ejercicio

La entalpia de combustión estándar de un mol de propano en estado gaseoso es de $-526,3Kcal$. Si la entalpia de formación del dióxido de carbono gaseosos y el agua líquida son respectivamente $-94,03$ y $-68,30 Kcal/mol$

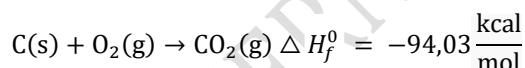
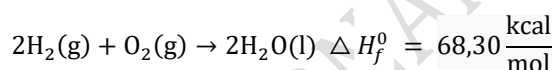
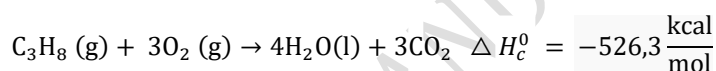
Calcular:

a) La entalpia de formación del propano expresada en Kj/mol

b) La masa de Carbono que habría que quemar (suponiendo un rendimiento en la combustión del 80%) para producir la misma cantidad de energía que la obtenida en la combustión de un kg de propano. Entalpia combustión del carbono $5 Kcal/g$

Solución

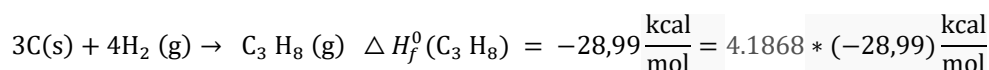
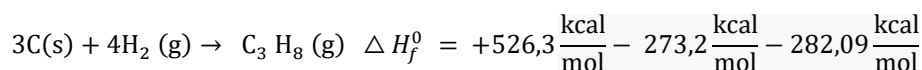
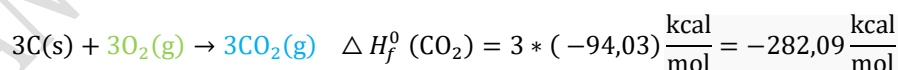
a) La entalpia de formación del propano expresada en Kj/mol



Como tengo que obtener esta reaccion $3C(s) + 4H_2(g) \rightarrow C_3H_8(g) \quad \Delta H_f^0 = ?$

Multiplico la 1ª por $-1 \Rightarrow 4H_2O(l) + 3CO_2 \rightarrow C_3H_8(g) + 5O_2(g) + 526,3 \frac{kcal}{mol}$

multiplico la 2ª por 2 $\Rightarrow 4H_2(g) + 2O_2(g) \rightarrow 4H_2O(l) \quad \Delta H_f^0(4H_2O) = 4 * 68,30 \frac{kcal}{mol}$
 $= -273,2Kcal$



$$\Delta H_f^0(C_3H_8) = -121,37 KJ/mol$$

b) La masa de Carbono que habría que quemar (suponiendo un rendimiento en la combustión del 80%) para producir la misma cantidad de energía que la obtenida en la combustión de un kg de propano. Entalpia combustión del carbono 5 Kcal/g

$$M(C_3H_8) = 3 * 12,011 + 8 * 1,008 = 44,097 \frac{g}{mol};$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ moles de } C_3H_8 (44,097) \text{ generan } -526,3 \text{ Kcal} \\ 1000 \text{ g de } C_3H_8 \text{ generan } x \text{ Kcal} \end{array} \right. \quad \frac{44,097 \text{ g}}{1000 \text{ g}} = \frac{-526,3 \text{ Kcal}}{x};$$

$$x = 11935,05 \text{ Kcal}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ g de carbono genera } 5 \text{ Kcal} \\ x \text{ g de carbono generan } 11935,05 \text{ Kcal} \end{array} \right. \quad \frac{1 \text{ g}}{x \text{ g}} = \frac{5 \text{ Kcal}}{11935,05}; x = 2397,01 \text{ g}$$

$$\text{Como el rendimiento es el 80\% necesitaré } 2397,01 * \frac{100}{80} = 2983,76 \text{ g de carbono}$$

22. Ejercicio

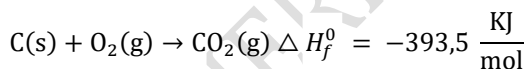
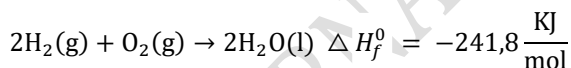
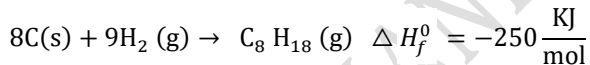
A efectos prácticos, podemos considerar la gasolina un hidrocarburo, octano C_8H_{18} . Si las entalpias de formación estándar del $H_2O(g)$, $CO_2(g)$ y $C_8H_{18}(l)$ son respectivamente

$$-241,8 \frac{KJ}{mol}, -393,5 \frac{KJ}{mol} \text{ y } -250 \frac{KJ}{mol}. \text{ Calcular.}$$

- La entalpia de combustión del octano liquido
- La energía que necesita un automóvil por cada km, si su consumo es de 5,0 l de octano liquido por cada 100km. la densidad del octano liquido es 800 g/l

Solución

- La entalpia de combustión del octano liquido

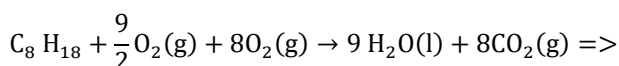
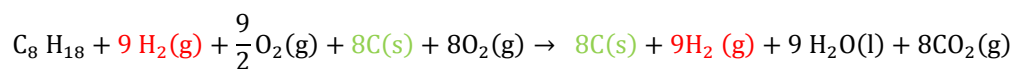


$$\text{Como tengo que obtener } C_8H_{18}(g) + \frac{25}{2} O_2(g) \rightarrow 9H_2O(l) + 8CO_2 \quad \Delta H_c^0 = ? \frac{kcal}{mol}$$

$$\text{multiplico } * -1 \Rightarrow C_8H_{18} \rightarrow 8C(s) + 9H_2(g) \quad \Delta H_f^0 = +250 \frac{KJ}{mol}$$

$$\text{multiplico por } \frac{9}{2} \Rightarrow 9H_2(g) + \frac{9}{2} O_2(g) \rightarrow 9H_2O(l) \quad \Delta H_f^0 = -241,8 * 9 \frac{KJ}{mol} \\ = -2176,2 \text{ KJ/mol}$$

$$\text{Multiplico por } 8 \Rightarrow 8C(s) + 8O_2(g) \rightarrow 8CO_2(g) \quad \Delta H_f^0 = -393,5 * 8 \frac{KJ}{mol} = -3148 \frac{KJ}{mol}$$



$$C_8H_{18} + \frac{25}{2} O_2(g) \rightarrow 9H_2O(l) + 8CO_2(g) \quad \Delta H_c^0 = +250 \frac{KJ}{mol} - 2176,2 \frac{KJ}{mol} - 3148 \frac{KJ}{mol} =$$

$$\Delta H_c^0 = -5074,2 \frac{KJ}{mol}$$

- c) La energía que necesita un automóvil por cada km, si su consumo es de 5,0 l de octano líquido por cada 100km. la densidad del octano líquido es 800 g/l

$$\text{En un Km gastará } \frac{5}{100} = 0,05 \frac{\text{litros}}{\text{km}};$$

$$\text{Densidad } 800 \frac{\text{g}}{\text{l}} \Rightarrow 0,05 \text{ l} * 800 \frac{\text{g}}{\text{l}} = 40\text{g consume por km}$$

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 * 12,011 + 18 * 1,008 = 114,232 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol } (114,232\text{g}) \text{ de } \text{C}_8\text{H}_{18} \text{ genera } -5074,2 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} \\ 40\text{g de } \text{C}_8\text{H}_{18} \text{ generan } x \end{array} \right. \quad \frac{114,232 \text{ g}}{40 \text{ g}} = \frac{-5074,2}{x};$$

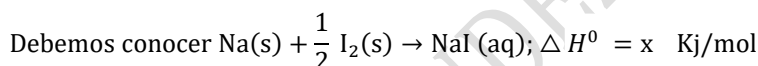
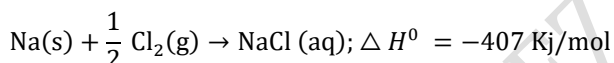
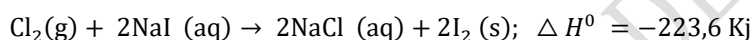
$$x = 1776,80 \text{ Kj}$$

23. Ejercicio

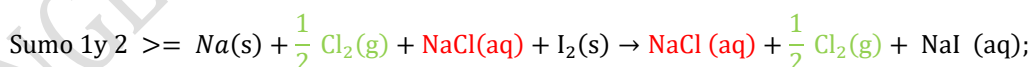
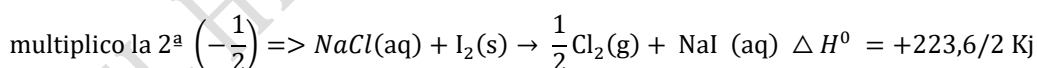
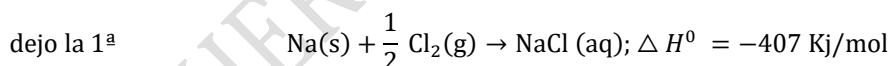
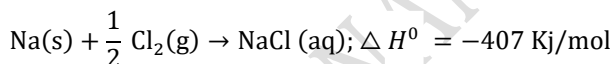
Dada la siguiente ecuación química $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{NaI}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{NaCl}(\text{aq}) + 2\text{I}_2(\text{s})$;

$\Delta H^0 = -223,6 \text{ Kj}$. calcular la entalpía estándar de formación del $\text{NaI}(\text{aq})$ sabiendo que la entalpía estándar de formación de $\text{NaCl}(\text{aq})$ es de -407 Kj/mol

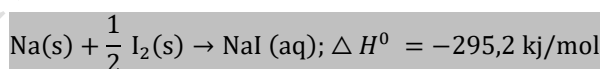
Solución



Partimos de las siguientes ecuaciones



$$\Delta H^0 = -407 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} + 111,8 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} = -295,2 \text{ kj/mol}$$



24. Ejercicio

El amoníaco NH_3 es un gas que se utiliza en la fabricación de fertilizantes.

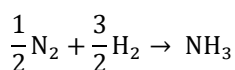
- a) Determina la entalpía de formación del amoníaco a partir de sus elementos, teniendo en cuenta los siguientes valores de entalpía de enlace

$$\Delta H^0[\text{H} - \text{H}] = 436,4 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}; \Delta H^0[\text{N} - \text{H}] = 389 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}; \Delta H^0[\text{N} = \text{N}] = 945 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}$$

b) Podrías determinar $\Delta H_f^\circ [\text{NH}_3(\text{l})]$

Solución

a) Ecuación química de la formación del amoníaco $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ *ajusto para un mol*



$$\Delta H^\circ \text{reacción} = \sum \Delta H \text{ enlaces rotos} - \sum \Delta H \text{ enlaces formados}$$

$$\Delta H^\circ \text{reacción} = \frac{1}{2} * 945 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} + \frac{3}{2} * 436,4 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} - 3 * 389 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} =$$

$$472,5 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} + 654,6 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} - 1167 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} = -39,9 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} ; \Delta H^\circ \text{reacción} = -39,9 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}$$

b) $\Delta H_f^\circ [\text{NH}_3(\text{l})]$ **necesitaríamos conocer las condiciones de presión y temperatura en las que tiene lugar la reacción.**

4 Espontaneidad de las reacciones químicas

Un proceso espontáneo es aquel que evoluciona en el tiempo liberando energía, normalmente en forma de calor, hasta alcanzar un estado energético más estable

4.1 Entropía estándar de reacción

Es una función de estado que mide el grado de desorden de un sistema. A mayor desorden mayor entropía

$$\Delta S (\text{entropía}) = \frac{Q_{rev}}{T}; \text{Temperatura cte}$$

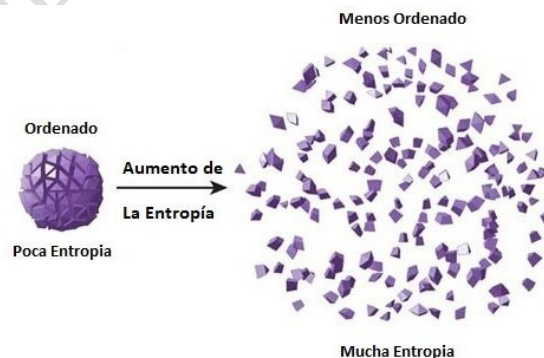
(un líquido que se congela, se evapora o biceversa)

La variación de entropía ΔS de un proceso

es el cociente entre el calor transferido

al sistema de forma reversible y la

temperatura absoluta T al que tiene lugar esta transferencia.



4.2 Entropía molar estándar y tercer principio de la termodinámica

La entropía molar estándar es la **entropía** correspondiente a un **mol** de una sustancia en estado estándar

$$S^\circ \text{ se mide en } \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

Calculo de la variación de entropía estándar de reacción a partir de las entropías molares estándar

$$\Delta S^\circ \text{reacción} = \sum n * S^\circ \text{productos} - \sum n * S^\circ \text{reactivos}$$

25. Ejercicio

Calcula la variación de entropía estándar que tienen lugar en las descomposición de Carbonato de magnesio

$$S^0[\text{MgCO}_3(\text{s})] = 65,69 \frac{\text{J}}{\text{molK}}; S^0[\text{MgO}(\text{s})] = 26,78 \frac{\text{J}}{\text{molK}}; S^0[\text{CO}_2(\text{g})] = 213,6 \frac{\text{J}}{\text{molK}}$$

Solución



$$\Delta S^0_{\text{reacción}} = \sum n * S^0_{\text{productos}} - \sum n * S^0_{\text{reactivos}} ;$$

$$\Delta S^0_{\text{reacción}} = 1\text{mol} * 65,69 \frac{\text{J}}{\text{molK}} - \left(1\text{mol} * 26,78 \frac{\text{J}}{\text{molK}} + 1\text{mol} * 213,6 \frac{\text{J}}{\text{molK}} \right)$$

$$\Delta S^0_{\text{reacción}} = 65,69 \frac{\text{J}}{\text{K}} - 240,38 \frac{\text{J}}{\text{K}} = 174,69 \frac{\text{J}}{\text{K}};$$

$$\Delta S^0 = 174,69 \frac{\text{J}}{\text{K}} \text{ se produce un aumento de entropía}$$

4.3 Energía libre de Gibbbs

Es una variable termodinámica que relaciona la entalpía de un sistema con su entropía

$$\Delta G_{\text{sistema}} = \Delta H_{\text{sistema}} - T * \Delta S_{\text{sistema}}$$

Energía libre de Gibbs estándar de formación

ΔG_f^0 Es la variación de energía libre de Gibbs que sucede en la formación de un mol de sustancia, en estado estándar a partir de los elementos en dicho estado, a los que se le asigna una energía libre de formación cero.

Energía libre de Gibbs estándar de reacción

$$\Delta G_r^0 = \sum n * \Delta G_f^0_{\text{productos}} - \sum n * \Delta G_f^0_{\text{reactivos}} =$$

ΔG_r^0 la variación de energía libre de Gibbs estándar de reacción es igual a la diferencia entre la energía libre estándar de formación de los productos y los reactivos

4.4 Criterios de espontaneidad

La tendencia a evolucionar de un proceso termodinámico viene determinada por:

Según al primer principio, hacia la menor entalpía

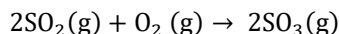
Según el segundo principio hacia la mayor entropía

Dado que la variación de energía libre de Gibbs relaciona entalpía y entropía podremos decir que un proceso es espontáneo cuando $\Delta G < 0$

$\Delta G = \Delta H - T * \Delta S$ la fórmula está condicionada por la temperatura

26. Ejercicio

Calcular la variación de energía libre de Gibbs estándar que tiene lugar en la siguiente reacción de oxidación



$$\Delta G_f^\circ [\text{SO}_2(\text{g})] = -300,4 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}; \Delta G_f^\circ [\text{O}_2(\text{g})] = 0 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}; \Delta G_f^\circ [\text{SO}_3(\text{g})] = -370,4 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}$$

¿Se trata de una reacción espontánea?

Solución

$$\Delta G_r^\circ = \sum n * \Delta G_f^\circ \text{productos} - \sum n * \Delta G_f^\circ \text{reactivos}$$

$$\Delta G_r^\circ = 2 * \Delta G_f^\circ [\text{SO}_3(\text{g})] - 2 \Delta G_f^\circ [\text{SO}_2(\text{g})] - \Delta G_f^\circ [\text{O}_2(\text{g})]$$

$$\Delta G_r^\circ = 2 \left(-370,4 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} \right) - 0 - 2 \left(-300,4 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} \right) = -140 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta G_r^\circ = -140 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} \Rightarrow \Delta G_r^\circ < 0 \text{ luego la reacción es espontánea}$$

27. Ejercicio

Si la variación de entalpía estándar de una reacción es de 60,7Kj y la entropía estándar tiene un valor de 110,6 j/K, ¿a partir de que temperatura será espontánea?

Solución

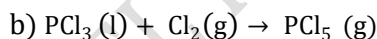
$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T * \Delta S_r^\circ; \Delta G_r^\circ = 60,7\text{Kj} - 0,1106 \frac{\text{Kj}}{\text{K}} T;$$

$$\text{será espontánea cuando } \Delta G_r^\circ < 0; 60,7\text{Kj} - 0,1106 \frac{\text{Kj}}{\text{K}} T < 0;$$

$$60,7\text{Kj} < 0,1106 \frac{\text{Kj}}{\text{K}} * T; T > \frac{60,7}{0,1106}; T > 548,82^\circ\text{K}$$

28. Ejercicio

Predice si en las siguientes reacciones químicas hay un aumento o disminución de entropía



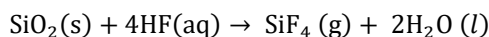
Solución:

a) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HBr}(\text{g})$ disminución de entropía, aumenta el orden ya que los reactivos son moléculas separadas y el producto moléculas unidas en un compuesto

b) $\text{PCl}_3(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_5(\text{g})$ aumenta la entropía pues pasamos de un líquido a un gas

29. Ejercicio

El ácido fluorhídrico puede disolver la sílice según la siguiente reacción



Calcula la variación de entropía estándar de la reacción a partir de los siguientes datos

$$S^\circ[\text{SiO}_2(\text{s})] = 46,9 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}}; S^\circ[\text{HF}(\text{aq})] = 88,7 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}};$$

$$S^\circ[\text{SiF}_4(\text{g})] = 282,1 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}}; S^\circ[\text{H}_2\text{O}] = 69,9 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}}$$

Solución

$$\Delta S^0_{\text{reacción}} = \sum n * S^0_{\text{productos}} - \sum n * S^0_{\text{reactivos}} ;$$

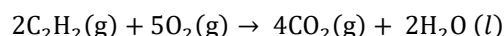
$$\Delta S^0_r = 1 * S^0[\text{SiF}_4(\text{g})] + 2 * S^0[\text{H}_2\text{O}] - S^0[\text{SiO}_2(\text{s})] - 4 * S^0[\text{HF}(\text{aq})]$$

$$\Delta S^0_r = 1\text{mol} * 282,1 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}} + 2\text{mol} * 69,9 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}} - 1\text{mol} * 46,9 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}} - 4\text{mol} * 88,7 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}};$$

$$\Delta S^0_r = 421,9 \frac{\text{J}}{\text{K}} - 401,7 \frac{\text{J}}{\text{K}} = 20,2 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

30. Ejercicio

Calcula la variación de energía de Gibbs estándar que tiene lugar en la reacción de combustión del acetileno



$$\Delta G^0_f[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = 209,2 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}; \Delta G^0_f[\text{O}_2(\text{g})] = 0 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}; \Delta G^0_f[\text{CO}_2(\text{g})] = -394,42 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}};$$

$$\Delta G^0_f[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -237,2 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}};$$

Solución

$$\Delta G^0_r = \sum n * \Delta G^0_f \text{productos} - \sum n * \Delta G^0_f \text{reactivos}$$

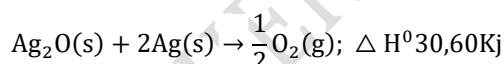
$$\Delta G^0_r = 4\text{mol} * \Delta G^0_f[\text{CO}_2(\text{g})] + 2\text{mol} * \Delta G^0_f[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - 2\text{mol} * \Delta G^0_f[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] - 5 * \Delta G^0_f[\text{O}_2(\text{g})];$$

$$\Delta G^0_r = 4\text{mol} * \left(-394,42 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}\right) + 2\text{mol} * \left(-237,2 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}\right) - 2\text{mol} * \left(209,2 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}\right) - 5\text{mol} * 0 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}$$

$$\Delta G^0_r = -1577,68 \text{Kj} + (-546,4\text{Kj}) - 418,4\text{Kj} = -2542,48 \text{Kj}$$

31. Ejercicio

La siguiente ecuación termoquímica corresponde a la descomposición del óxido de plata



Sabiendo que la variación de entropía estándar de esta reacción es de 66,04 J/K y suponiendo que tanto la entalpía como la entropía permanecen constantes con la temperatura.

Calcular :

- Variación de energía libre de Gibbs a 298K, indicando si la reacción es o no espontánea
- Temperatura a partir de la cual la reacción es espontánea

Solución

$$\text{a) } \Delta G^0 = \Delta H^0 - T * \Delta S^0; \Delta G^0 = 30,60 \text{Kj} - 298 \text{K} * 0,06604 \text{Kj/K} = 10,92\text{Kj}$$

No es espontánea

$$\Delta G^0 < 0; \Rightarrow \Delta H^0 < T * \Delta S^0; 30,60\text{KJ} < x \text{K} * 0,06604 \frac{\text{Kj}}{\text{K}}; x > \frac{30,6}{0,06604} = 463,36;$$

La reacción sería espontánea a partir de 463,36 K

32. Ejercicio

Consideremos que reaccionan a 298 K la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{g})$;

Calcular si es espontánea la reacción

$$\Delta H_f^\circ[\text{NO}(\text{g})] = 90,3 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}}; S^\circ[\text{N}_2(\text{g})] = 191,5 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}};$$

$$S^\circ[\text{O}_2(\text{g})] = 205,0 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \text{ y } S^\circ[\text{NO}(\text{g})] = 210,6 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Solución

Calculo Entalpia de reacción

$$\Delta H_r^\circ \text{ de dos moles de NO(g)} = 2 * \Delta H_f^\circ[\text{NO}(\text{g})] = 2\text{mol} * 90,3 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} = 180,6 \text{ Kj};$$

Calculo entropía de reacción

$$\Delta S^\circ_{\text{reacción}} = \sum n * S^\circ_{\text{productos}} - \sum n * S^\circ_{\text{reactivos}} ;$$

$$\Delta S_r^\circ = 2 * S^\circ[\text{NO}(\text{g})] - S^\circ[\text{O}_2(\text{g})] - S^\circ[\text{N}_2(\text{g})];$$

$$\Delta S_r^\circ = 2\text{mol} * 210,6 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} - 1\text{mol} * 191,5 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} - 1\text{mol} * 205,0 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}};$$

$$\Delta S_r^\circ = 24,7 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

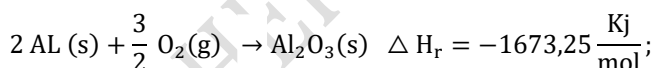
Calculo energía libre de Gibbs

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T * \Delta S^\circ; \Delta G^\circ = 180,6 \text{ Kj} - 298\text{K} * 0,0247 \frac{\text{KJ}}{\text{K}} = 173,24\text{Kj}$$

$$\Delta G^\circ = 173,24\text{Kj} > 0 \text{ no es espontánea para } 298 \text{ K}$$

33. Ejercicio

Según la reacción de oxidación del aluminio



$$S^\circ[\text{Al}(\text{s})] = 28,29 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}; S^\circ[\text{O}_2(\text{g})] = 204,82 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}};$$

$$S^\circ[\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})] = 50,95 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Calcular:

- El calor de formación del óxido de aluminio
- La entropía de reacción
- La espontaneidad de la reacción a 25°C. ¿Se oxida el aluminio a temperatura ambiente?

Solución

a) Calculo Entalpia de reacción

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ[\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})] - \Delta H_f^\circ\text{O}_2(\text{g}) - \Delta H_f^\circ\text{Al}(\text{s});$$

$$\Delta H_r^\circ = -1673,25 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}} - 0 - 0 = 1\text{mol} * (-1673,25 \frac{\text{Kj}}{\text{mol}});$$

b) Calculo entropía de reacción

$$\Delta S^\circ_{\text{reacción}} = \sum n * S^\circ_{\text{productos}} - \sum n * S^\circ_{\text{reactivos}} ;$$

$$\Delta S_r^0 = S^0[\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})] - 2 * S^0[\text{Al}(\text{s})] - \frac{3}{2} S^0[\text{O}_2(\text{g})];$$

$$\Delta S_r^0 = 1\text{mol} * 50,95 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}} - 2\text{mol} * 28,29 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}} - \frac{3}{2} \text{mol} * 204,82 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}};$$

$$\Delta S_r^0 = -312,89 \frac{\text{J}}{\text{K}};$$

c) *Calculo energía libre de Gibbs*

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T * \Delta S^0; \Delta G^0 = -1673,25 \text{ KJ} - (273 + 25)\text{K} * \left(-0,31289 \frac{\text{KJ}}{\text{K}}\right);$$

$$\Delta G^0 = -1580 \text{ KJ} \text{ Dado que } \Delta G^0 = -1580 \text{ KJ} < 0 \text{ es espontanea}$$

A temperatura ambiente 25°C se oxidará el aluminio

34. Ejercicio

Para el proceso $\text{N}_2\text{O}(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ a 298 KJ. Calcular:

- Entalpia de reacción, , indicando si es un proceso endotérmico o exotérmico
- Variación de entropía y energía libre. Indique si es un proceso espontaneo en estas condiciones y en que intervalo de temperatura lo serán (la entalpia y entropía no varía con la temperatura).

$$\Delta H_r^0[\text{N}_2\text{O}(\text{g})] = 81,6 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}; \Delta H_r^0[\text{NO}_2(\text{g})] = 33,2 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$S^0[\text{N}_2\text{O}(\text{g})] = 220,1 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}}; S^0[\text{NO}_2(\text{g})] = 240,1 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}};$$

$$S^0[\text{O}_2(\text{g})] = 205,2 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}}$$

a) *Calculo Entalpia de reacción*

$$\Delta H_r^0 = \Delta H_r^0[\text{NO}_2(\text{g})] - \Delta H_r^0[\text{N}_2\text{O}(\text{g})] - \Delta H_r^0[\text{O}_2(\text{g})];$$

$$\Delta H_r^0 = 2\text{mol} * 33,2 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} - 81,6 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} - 0 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}} = -15,2 \text{ KJ}; \text{ al ser negativo es exotermico}$$

b) *Calculo entropía de reacción*

$$\Delta S^0 \text{reacción} = \sum n * S^0 \text{productos} - \sum n * S^0 \text{reactivos}$$

$$\Delta S^0 \text{reacción} = 2 * S^0[\text{NO}_2(\text{g})] - S^0[\text{N}_2\text{O}(\text{g})] - S^0[\text{O}_2(\text{g})];$$

$$\Delta S^0 \text{reacción} = 2\text{mol} * 240,1 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}} - 1\text{mol} * 220,1 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}} - \frac{3}{2} \text{mol} * 205,2 \frac{\text{J}}{\text{mol} * \text{K}};$$

$$\Delta S^0 \text{reacción} = 480,2 \frac{\text{J}}{\text{K}} - 220,1 \frac{\text{J}}{\text{K}} - 307,8 \frac{\text{J}}{\text{K}}; \Delta S^0 \text{reacción} = -47,7 \frac{\text{J}}{\text{K}};$$

c) *Calculo energía libre de Gibbs*

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T * \Delta S^0; \Delta G^0 = -15,2 \text{ KJ} - x * \left(-0,0477 \frac{\text{KJ}}{\text{K}}\right) < 0;$$

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T * \Delta S^0; \Delta G^0 = -15,2 \text{ KJ} - x * \left(-0,0477 \frac{\text{KJ}}{\text{K}}\right) < 0;$$

$$\Delta G^0 = -15,2 \text{ KJ} + 0,0477x \frac{\text{KJ}}{\text{K}} > 0 \Rightarrow 0,0477x \frac{\text{KJ}}{\text{K}} > 15,2 \text{ KJ};$$

$$x > \frac{15,2\text{KJ}}{0,0477\text{KJ}}; x > 318,66 \text{ K};$$