

QUÍMICA GENERAL

PROBLEMAS RESUELTOS

Dr. D. Pedro A. Cordero Guerrero

TERMOQUÍMICA

Enunciados de los problemas resueltos de TERMOQUÍMICA

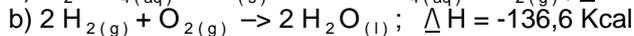
Grupo A: Ley de Hess

Grupo B: Ley de Hess + estequiometría

Grupo C: Entalpías de enlace

Grupo A: Ley de Hess

A-01 - Calcular la entalpía estándar de formación del óxido de zinc a partir de los datos siguientes:



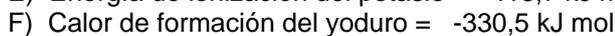
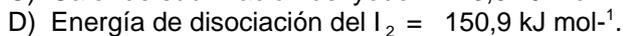
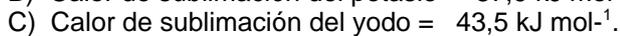
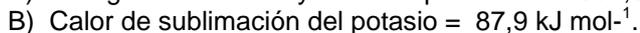
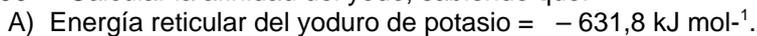
A-02 - Calcular el calor de combustión del butano sabiendo que los calores de formación de dióxido de carbono, agua líquida y butano son, respectivamente, -393,0; -242,0 y -125,0 KJ/mol

A-03 - Conociendo las entalpías normales de formación del dióxido de carbono: -94,05 Kcal/mol y del agua líquida: -68,52 Kcal/mol y la entalpía de combustión del benceno (C_6H_6): -781,68 Kcal, calcular la entalpía normal de formación del benceno.

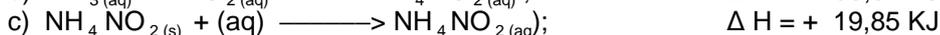
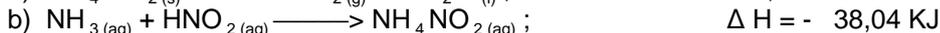
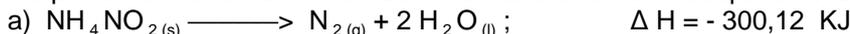
A-04 - La entalpía normal de formación del cloruro de plata sólido es de -30,4 Kcal/mol, mientras que para la reacción: $\text{Pb}(\text{s}) + 2 \text{AgCl}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Ag}(\text{s}) + \text{PbCl}_2(\text{s})$ Es $\Delta H = +25,1 \text{ Kcal}$. Con estos datos, determine la entalpía normal de formación del Cloruro de plomo(II) sólido.

A-05 - Las entalpías de formación del dióxido de carbono gas, y agua líquida son, respectivamente, -94,05 y -68,52 Kcal/mol, mientras que el calor de combustión del ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) líquido es de -2,08 Kcal/mol. Con estos datos, determine la entalpía normal de formación del ácido acético líquido.

A-06 - - Calcular la afinidad del yodo, sabiendo que:

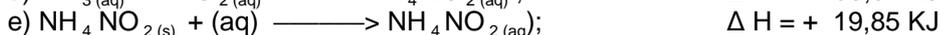
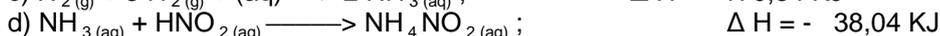
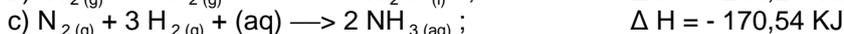
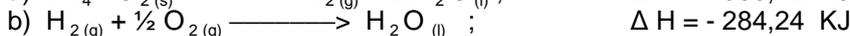
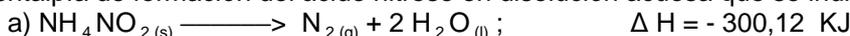


A-07 - Tomando como base las ecuaciones termoquímicas a 25°C que se indican a continuación, calcular la entalpía de formación del ácido nitroso en disolución acuosa que se indica con el subíndice (aq):



Así como las entalpías de formación del agua líquida ($\Delta H = -284,24 \text{ KJ}$) y del amoníaco en disolución acuosa ($\Delta H = -85,27 \text{ KJ}$)

A-07(bis) Tomando como base las ecuaciones termoquímicas a 25°C que se indican a continuación, calcular la entalpía de formación del ácido nitroso en disolución acuosa que se indica con el subíndice (aq):



A-08 - Sabiendo que la entalpía de combustión de la propanona, $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3(\text{l})$ es $\Delta H = -187,2 \text{ KJ/mol}$, hallar la entalpía de formación de la misma, si las entalpías de formación del dióxido de carbono y del agua líquida son, respectivamente: -393,5 y -285,8 KJ/mol. (Suponer que el agua final se obtiene en estado líquido.)

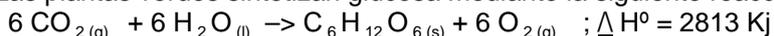
A-09 - Conociendo las entalpías normales de formación del dióxido de carbono: -94,05 Kcal/mol y del agua líquida: -68,52 Kcal/mol y la entalpía de combustión del benceno (C_6H_6): -781,68 Kcal, calcular la entalpía normal de formación del benceno.

A-10 - Las entalpías de formación del dióxido de carbono gas, y agua líquida son, respectivamente, -94,05 y -68,52 Kcal/mol, mientras que el calor de combustión del ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) líquido es de -2,08 Kcal/mol. Con estos datos, determine la entalpía normal de formación del ácido acético líquido.

- A-11** - Las entalpías normales de formación del cloruro de zinc sólido y del cloruro de hidrógeno gas son, respectivamente - 416 y - 92,8 KJ/mol y sus entalpías de disolución en agua son, respectivamente - 65,7 y - 72,9 KJ/mol. Con estos datos, determine la entalpía de reacción entre en zinc metálico y el ácido clorhídrico
- A-12** Las entalpías normales de formación del cloruro de zinc sólido y del cloruro de hidrógeno gas son, respectivamente - 99,55 y - 22,03 Kcal/mol y sus entalpías de disolución en agua son, respectivamente - 15,72 y - 17,44 Kcal/mol. Con estos datos, determine la entalpía de reacción entre en zinc metálico y el ácido clorhídrico
- A-13** - Calcular la variación de entalpía de la reacción: $3C_{(grafito)} + 4H_{2(g)} \rightarrow C_3H_{8(g)}$
 Datos: Entalpías de combustión : $C_3H_{8(g)} = - 2220$ kJ/mol; $C_{(grafito)} = - 393,5$ kJ/mol y del $H_{2(g)} = - 285,9$ kJ/mol
- A-14** - La entalpía de formación del hidróxido de potasio sólido es $\Delta H = + 426$ KJ/mol, y la del agua líquida es, por su parte: $\Delta H = - 285,9$ KJ/mol. Además se sabe que cuando el potasio metálico reacciona con el agua líquida se desprenden $\Delta H = - 2011$ KJ/mol y se origina hidrógeno gaseoso e hidróxido de potasio, que queda disuelto en el agua . Con estos datos, calcule la entalpía de disolución del hidróxido de potasio en agua.
- A-15** - Calcule la entalpía estándar de formación del acetileno (etino: C_2H_2) e interprete su signo, conocidos los siguientes datos: Entalpía estándar de formación del agua líquida: $\Delta H^\circ = - 286,0$ kJ/mol
 Entalpía estándar de formación del dióxido de carbono gas: $\Delta H^\circ = - 393,0$ kJ/mol
 Entalpía estándar de combustión del acetileno: $\Delta H^\circ = - 1300,0$ kJ/mol
 Escriba todas las reacciones implicadas en el proceso
- A-16** - El naftaleno ($C_{10}H_8$) es un compuesto aromático sólido que se vende en forma de bolitas para combatir la polilla. La combustión completa de este compuesto para producir $CO_{2(g)}$ y $H_2O_{(l)}$ a 25°C produce 5154 kJ/mol.
 a) Escriba las reacciones de formación del naftaleno a partir de sus elementos y la reacción de combustión.
 b) Calcule la entalpía estándar de formación del naftaleno.
 Datos a 298 K: $\Delta H_{CO_2(g)} = -393,5$ kJ/mol $\Delta H_{H_2O(l)} = -285,8$ kJ/mol.
- A-17** - - A partir de los siguientes datos:
 - Energía de ionización del Litio:..... $\Delta H = + 519,4$ kJ/mol
 - Afinidad electrónica del Flúor:..... $\Delta H = - 334,4$ kJ/mol
 - Entalpía de sublimación del Litio:..... $\Delta H = + 154,7$ kJ/mol
 - Energía de red del fluoruro de Litio :..... $\Delta H = - 1019,92$ kJ/mol (Energía reticular)
 - Energía de disociación de la molécula de fúor: $\Delta H = + 154,7$ kJ/mol
 Determine la entalpía de formación del fluoruro de litio sólido.
-
- Grupo B: Ley de Hess + estequiometría**
- B-01** - Teniendo en cuenta las entalpías estándar de formación: $CaCO_{3(s)} : - 1206,9$ kJ/mol ; $CaO_{(s)} = - 635,1$ kJ/mol y $CO_{2(g)} = - 393,5$ kJ/mol, determine la entalpía correspondiente a la descomposición térmica del carbonato de calcio en óxido de calcio y dióxido de carbono. ¿Qué cantidad de calor se necesitará para descomponer 6 toneladas de piedra caliza del 85% de riqueza en carbonato de calcio?
- B-02** - El apagado de la cal viva (Óxido de calcio) consiste en la reacción: $CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(s)}$.
 Calcular la entalpía de esta reacción conocidas las entalpías de formación del Óxido de calcio sólido, agua líquida e Hidróxido de sodio sólido, que son, respectivamente: - 152,0 ; - 68,52 y - 223,9 Kcal/mol. ¿Qué cantidad de cal apagada (Hidróxido de calcio) y qué cantidad de calor se desprende cuando se apaga 1 Kg de cal viva?
- B-03** - A 298°C y 1 atm, la entalpía de combustión de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) sólida es de -673,88 Kcal/mol y la entalpía de combustión del etanol líquido es -327,0 Kcal/mol. Determine la entalpía normal para la reacción de fermentación de la glucosa la cual SIN AJUSTAR, es: $C_6H_{12}O_{6(s)} \rightarrow C_2H_5OH_{(l)} + CO_{2(g)}$. ¿Qué cantidad de calor se obtiene en la fermentación de 1 Kg de glucosa? ¿Cuanto etanol se obtendrá?
- B-04** - a) Se tiene la reacción, no ajustada, $CH_3OH_{(l)} + O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$, en la que, a presión constante, se desprenden 725,5 KJ por cada mol de metanol que reacciona. Calcule ΔH cuando: 1) en el proceso se obtienen 4 moles de $CO_{2(g)}$; 2) la dirección de la reacción se invierte (los reactivos se convierten en productos y viceversa) y se obtienen 2 moles de $CH_3OH_{(l)}$
 b) ¿Cuál o cuáles de las siguientes sustancias tienen valor de entalpía de formación estándar distinta de cero

a 25°C y 1 atm de presión: Fe (s), Ne (g), H (g), CH₄(g) y Hg (s)? Razone las respuestas.

B-05 - Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la siguiente reacción de fotosíntesis:



A) Calcule la energía necesaria para obtener 1 g de glucosa.

B) Calcule la entalpía de formación de la glucosa si las entalpías de formación del dióxido de carbono gaseoso y del agua líquida son, respectivamente: - 393,5 KJ/mol y - 285,5 KJ/mol

B-06 - A partir de los siguientes datos termoquímicos: calor de formación del metano (g) partiendo de carbono (grafito) -17,89; calor de combustión del carbono (grafito) -94,05; calor de formación del agua (líquida) -68,32 , todos ellos expresados en Kcal/mol y a 298°K. Calcule: a) El calor de combustión del metano. B) ¿Cuántos gramos de metano haría falta quemar para calentar 30 litros de agua de densidad 1 g/cm³ desde la temperatura de 15°C hasta 80°C. Para ello considere que la caloría es el calor necesario para elevar un grado a un gramo de agua en el intervalo del problema. C) ¿Qué volumen de aire se necesitará, medido en C.N., si el aire tiene la siguiente composición volumétrica: 80% de Nitrógeno y 20% de Oxígeno

B-07 - El metanol (CH₃OH) es un combustible usado en motores de combustión interna porque es más limpio que la gasolina desde el punto de vista medioambiental. Considerando el isoctano (C₈H₁₈) como el compuesto más representativo de la gasolina:

a) Calcule el calor de combustión por gramo para cada compuesto y justifique por qué se sigue utilizando la mayoritariamente gasolina .

B) Si se queman 100 Kg de metanol, ¿Cuántos litros de agua podrán convertirse en vapor desde una temperatura ambiente de 20°C?

DATOS: Entalpías de formación: CO₂(g); H₂O(l); Metanol e isoctano : $\Delta H_f^\circ = - 393,5 ; - 285,8 ; - 238,7$ y - 269 KJ/mol, respectivamente. Calor de vaporización del agua a 100°C = 40,7 KJ/mol; Calor específico del agua; 4,18 J/g.°C

B-08(*) - La fabricación del yeso (sulfato de calcio hemihidratado), que se emplea como material de construcción, se realiza por deshidratación parcial del sulfato de calcio dihidratado. Escriba la reacción que tiene lugar, indicando si se trata de un proceso endo o exotérmico. ¿Cual es la temperatura mínima a la que se producirá la reacción?

DATOS: Los valores de ΔH° y de ΔS° de las sustancias que intervienen en el proceso son las siguientes:(Considere que no varían apreciablemente con la temperatura)

Compuesto	ΔH° (kJ/mol)	ΔS° (J/mol.°K)
CaSO ₄ · 2 H ₂ O (s)	-2033	194
CaSO ₄ · ½ H ₂ O (s)	-1577	131
H ₂ O (v)	-285,8	69,9

B-09(*) - La trinitroglicerina, C₃H₅N₃O₉ , se ha usado tradicionalmente para fabricar explosivos. Alfred Nobel ya la empleó en 1866 para fabricar dinamita. Actualmente también se usa en medicina para aliviar la angina de pecho (dolores causados por el bloqueo parcial de las arterias que llegan al corazón) al dilatar los vasos sanguíneos. La entalpía de descomposición de la trinitroglicerina a la presión de 1 atm y 25°C de temperatura para dar los gases nitrógeno, dióxido de carbono y oxígeno; y agua líquida es de -1541,4 kJ/mol.

a) Escriba la reacción ajustada de la descomposición de la trinitroglicerina.

b) Calcule el calor estándar de formación de la trinitroglicerina.

c) Una dosis de trinitroglicerina para aliviar la angina de pecho es de 0,60 mg, suponiendo que tarde o temprano en el organismo se descompone totalmente esa cantidad (aunque no de forma explosiva), según la reacción dada. ¿Cuántas calorías se liberan?

d) ¿Qué volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, se obtendrá de la descomposición completa de un cartucho de 250 g de trinitroglicerina en condiciones estándar.

DATOS: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$. 1 cal = 4,18 julios Masas atómicas: H = 1,0 ; C = 12,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0

B-10 - a) Calcular la entalpía estándar de combustión del gas propano.

b) Cuanto calor se produce en la combustión completa del propano contenido en una bombona de 75 litros si la temperatura es de 10°C y la presión del gas en la bombona es de 15 atm

Haga los cálculos suponiendo que el propano es un gas ideal. DATOS: Entalpías de formación estándar del H₂O(l), CO₂(g) y propano (gas) son respectivamente: - 286 kJ, - 394 kJ y - 104 kJ respectivamente.

B-11 - La reacción de una mezcla de aluminio en polvo con oxido de hierro (III) genera hierro y óxido de aluminio.

La reacción es tan exotérmica que el calor liberado es suficiente para fundir el hierro que se produce.

a) Calcular el cambio de entalpía que tiene lugar cuando reaccionan completamente 53,96 gramos de aluminio con un exceso de óxido de hierro (III) a temperatura ambiente.

b) ¿Cuántos gramos de hierro se obtienen si el rendimiento de la reacción es del 85 %?

Datos: $\Delta H^{\circ}_f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -822,2 \text{ kJ}$; $\Delta H^{\circ}_f(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1676 \text{ kJ}$.

Grupo C: Entalpías de enlace

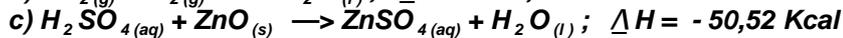
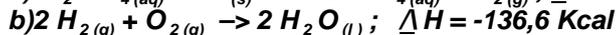
C-01 - Dada la reacción: $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$ $\Delta H = -66 \text{ kJmol}^{-1}$

Calcular la energía del enlace $\text{N} \equiv \text{N}$. Energías de enlace para H-H y N-H, 436 y 386 kJ/mol respectivamente.

Grupo A: Ley de Hess

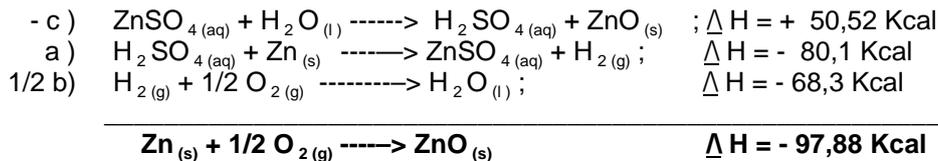
TERMOQUÍMICA- A-01

Calcular la entalpía estándar de formación del óxido de zinc a partir de los datos siguientes:



RESOLUCIÓN

La reacción de formación del óxido de zinc es: $Zn_{(s)} + 1/2 O_{2(g)} \rightarrow ZnO_{(s)}$. Y esta reacción se obtiene a partir de las reacciones anteriores combinándolas de forma que se anulen los compuestos que no entran a formar parte de la reacción pedida. Se combinan de la forma siguiente:

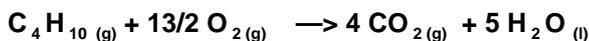


TERMOQUÍMICA-A-02

Calcular el calor de combustión del butano sabiendo que los calores de formación de dióxido de carbono, agua líquida y butano son, respectivamente, -393,0; -242,0 y -125,0 KJ/mol

RESOLUCIÓN

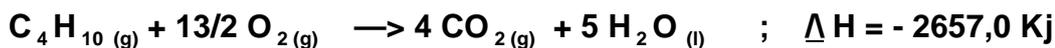
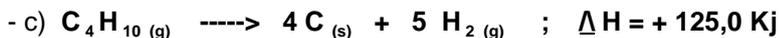
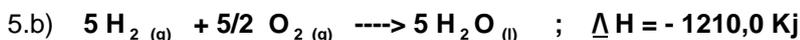
La reacción que hemos de obtener: la combustión del butano es la siguiente:



mientras que las reacciones de formación que nos dan son las siguientes:



Combinando estas tres reacciones debemos obtener la primera, lo cual se consigue sumándolas de la forma siguiente:



que es la reacción de combustión del butano y por tanto, esta entalpía así obtenida es la entalpía de combustión del butano

TERMOQUÍMICA - A-03

Conociendo las entalpías normales de formación del dióxido de carbono: -94,05 Kcal/mol y del agua líquida: -68,52 Kcal/mol y la entalpía de combustión del benceno (C_6H_6): - 781,68 Kcal, calcular la entalpía

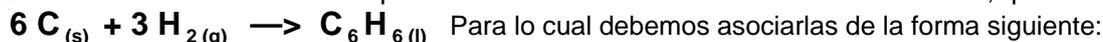
normal de formación del benceno.

RESOLUCIÓN

Las reacciones para las cuales nos ofrecen datos sobre sus entalpías son:

- a) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} ; \Delta H = - 94,05 \text{ Kcal}$
b) $H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} ; \Delta H = - 68,52 \text{ Kcal}$
c) $C_6H_{6(l)} + 15/2 O_{2(g)} \rightarrow 6 CO_{2(g)} + 3 H_2O_{(l)} ; \Delta H = - 781,68 \text{ Kcal}$

Las cuales hemos de combinar para obtener la reacción de formación del benceno, que es:



- c) $6 CO_{2(g)} + 3 H_2O_{(l)} \rightarrow C_6H_{6(l)} + 15/2 O_{2(g)} ; \Delta H = + 781,68 \text{ Kcal}$
6 a) $6 C_{(s)} + 6 O_{2(g)} \rightarrow 6 CO_{2(g)} ; \Delta H = 6 \cdot (- 94,05) = - 564,3 \text{ Kcal}$
3 b) $3 H_{2(g)} + 3/2 O_{2(g)} \rightarrow 3 H_2O_{(l)} ; \Delta H = 3 \cdot (- 68,52) = - 205,56 \text{ Kcal}$

Las cuales, al sumarlas, queda: $6 C_{(s)} + 3 H_{2(g)} \rightarrow C_6H_{6(l)} ; \Delta H = + 11,82 \text{ Kcal}$

TERMOQUÍMICA-A-04

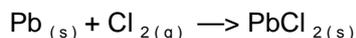
La entalpía normal de formación del cloruro de plata sólido es de - 30,4 Kcal/mol, mientras que para la reacción: $Pb_{(s)} + 2 AgCl_{(s)} \rightarrow 2 Ag_{(s)} + PbCl_{2(s)}$ Es $\Delta H = + 25,1 \text{ Kcal}$. Con estos datos, determine la entalpía normal de formación del Cloruro de plomo(II) sólido.

RESOLUCIÓN

Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:

- a) $Ag_{(s)} + 1/2 Cl_{2(g)} \rightarrow AgCl_{(s)} ; \Delta H = - 30,4 \text{ Kcal}$
b) $Pb_{(s)} + 2 AgCl_{(s)} \rightarrow 2 Ag_{(s)} + PbCl_{2(s)} ; \Delta H = + 25,1 \text{ Kcal}$

La reacción cuya entalpía hemos de calcular es la reacción de formación del cloruro de plomo(II) sólido, y es:



Para obtenerla a partir de las reacciones dadas, hemos de tomar la reacción b), que es en la que aparece el $PbCl_{2(s)}$, y para eliminar el $AgCl$ que está incluido en ella, se coge 2 veces la reacción a), y nos queda:

- 2 a) $2 Ag_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2 AgCl_{(s)} ; \Delta H = 2 \cdot (- 30,4) = - 60,8 \text{ Kcal}$
b) $Pb_{(s)} + 2 AgCl_{(s)} \rightarrow 2 Ag_{(s)} + PbCl_{2(s)} ; \Delta h = + 25,1 \text{ kcal}$

Al sumar ambas: $Pb_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow PbCl_{2(s)} ; \Delta H = - 35,7 \text{ kcal}$

Que es, por tanto, la entalpía de formación del cloruro de plomo(II) sólido

TERMOQUÍMICA - A05

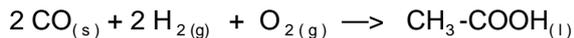
Las entalpías de formación del dióxido de carbono gas, y agua líquida son, respectivamente, - 94,05 y - 68,52 Kcal/mol, mientras que el calor de combustión del ácido acético (CH_3-COOH) líquido es de - 2,08 Kcal/mol. Con estos datos, determine la entalpía normal de formación del ácido acético líquido.

RESOLUCIÓN

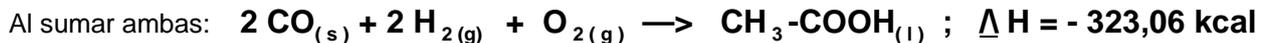
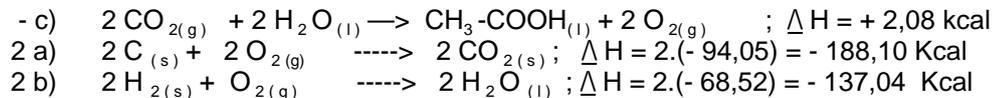
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:

- a) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} ; \Delta H = - 94,05 \text{ Kcal}$
b) $H_{2(g)} + 1/2 O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} ; \Delta H = - 68,52 \text{ Kcal}$
c) $CH_3-COOH_{(l)} + 2 O_{2(g)} \rightarrow 2 CO_{2(g)} + 2 H_2O_{(l)} ; \Delta H = - 2,08 \text{ kcal}$

La reacción cuya entalpía hemos de calcular es la reacción de formación del ácido acético líquido, y es:



Para obtenerla a partir de las reacciones dadas, hemos de tomar la reacción c) dada la vuelta (- c), que es en la que aparece el $\text{CH}_3\text{-COOH}_{(l)}$, y para eliminar el $\text{CO}_{2(g)}$ y el $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ se deben coger 2 veces las reacciones a) y b), y nos queda:



Que es, por tanto, la entalpía de formación del ácido acético líquido

TERMOQUÍMICA - A06

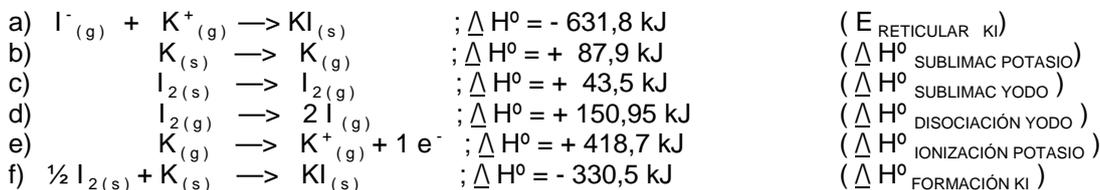
Calcular la afinidad del yodo, sabiendo que:

- A) Energía reticular del yoduro de potasio = $- 631,8 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- B) Calor de sublimación del potasio = $87,9 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- C) Calor de sublimación del yodo = $43,5 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- D) Energía de disociación del I_2 = $150,9 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- E) Energía de ionización del potasio = $418,7 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- F) Calor de formación del yoduro = $-330,5 \text{ kJ mol}^{-1}$

RESOLUCIÓN

La reacción cuyos datos nos piden es la de ganancia de un electrón por parte de un átomo de yodo para convertirse en el ion yoduro: $\text{I}_{(g)} + 1 \text{e}^- \longrightarrow \text{I}^-_{(g)}$

Las reacciones para las cuales nos dan datos son:



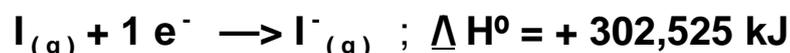
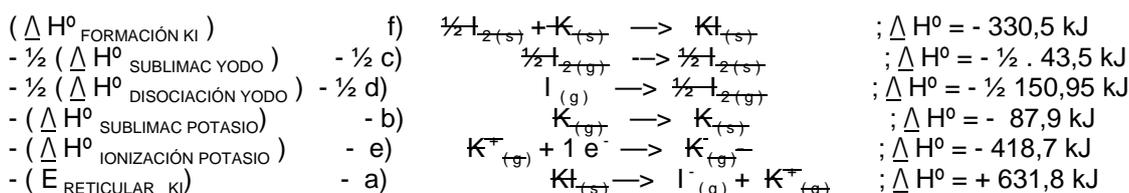
Se trata del Ciclo de Born Haber de formación de los compuestos iónicos, que es:

$$\Delta H^0_{\text{FORMACIÓN KI}} = \frac{1}{2} \Delta H^0_{\text{SUBLIMAC YODO}} + \frac{1}{2} \Delta H^0_{\text{DISOCIACIÓN YODO}} + \Delta H^0_{\text{AFINIDAD YODO}} + \Delta H^0_{\text{SUBLIMAC POTASIO}} + \Delta H^0_{\text{IONIZACIÓN POTASIO}} + E_{\text{RETICULAR KI}}$$

donde, al despejar:

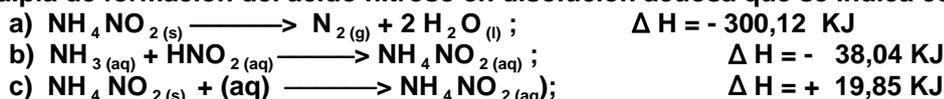
$$+ \Delta H^0_{\text{AFINIDAD YODO}} = \Delta H^0_{\text{FORMACIÓN KI}} - \frac{1}{2} \Delta H^0_{\text{SUBLIMAC YODO}} - \frac{1}{2} \Delta H^0_{\text{DISOCIACIÓN YODO}} - \Delta H^0_{\text{SUBLIMAC POTASIO}} - \Delta H^0_{\text{IONIZACIÓN POTASIO}} - E_{\text{RETICULAR KI}}$$

Por lo que hemos de combinar las reacciones que nos dan de la siguiente forma



TERMOQUIMICA - A07

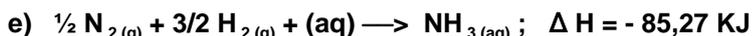
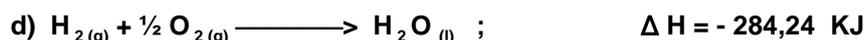
Tomando como base las ecuaciones termoquímicas a 25°C que se indican a continuación, calcular la entalpía de formación del ácido nitroso en disolución acuosa que se indica con el subíndice (aq):



Así como las entalpías de formación del agua líquida ($\Delta H = -284,24 \text{ KJ}$) y del amoníaco en disolución acuosa ($\Delta H = -85,27 \text{ KJ}$)

Solución

Las reacciones de formación del agua líquida y del amoníaco en disolución acuosa son, respectivamente:



La reacción de formación del ácido nitroso en disolución acuosa es:



la cual hemos de obtener mediante la suma de las cinco reacciones anteriores o de sus inversas, tomadas una vez o varias. Para ello, debemos fijarnos en alguna de las sustancias que aparecen en la reacción a obtener, localizarla en alguna de las cinco dadas y tomar ésta de forma que dicha sustancia aparezca en el miembro en el cual está en la reacción a obtener:

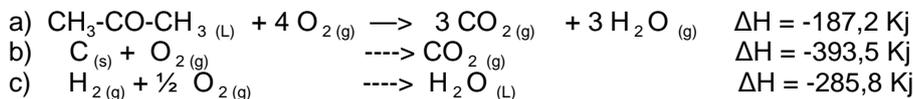
Así el $\text{HNO}_2(\text{aq})$ está en el primer miembro de la reacción b , por lo que hemos de coger la inversa de ésta:	- b $\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{HNO}_2(\text{aq})$; $\Delta H = +38,04 \text{ KJ}$
Como el $\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{aq})$ no está en la reacción a obtener, hemos de buscar otra en la que aparezca en el 2º miembro, para eliminarlo, la c	c : $\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{s}) + (\text{aq}) \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_2(\text{aq})$; $\Delta H = +19,85 \text{ KJ}$
También hemos de eliminar el $\text{NH}_3(\text{aq})$, que hemos de colocar en el primer miembro, con la inversa de la reacción e	- e $\text{NH}_3(\text{aq}) \longrightarrow \frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2}\text{H}_2(\text{g}) + (\text{aq})$ $\Delta H = 85,27 \text{ KJ}$
Y para eliminar el $\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{s})$ que hemos incluido en el primer miembro con la reacción "e", hemos de tomar la inversa de la reacción a	- a $\text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_2(\text{s})$ $\Delta H = 300,12 \text{ KJ}$
Finalmente, para eliminar los $2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ introducidos con ésta última, hemos de tomar el doble de la reacción d	2d $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\Delta H = 2 \cdot (-284,24) \text{ KJ}$
Al sumarlas todas, eliminando y/o simplificandolas sustancias que aparecen en ambos miembros, y sumando también los ΔH	$\frac{1}{2}\text{N}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{HNO}_2(\text{aq})$ $\Delta H = -125,2 \text{ KJ}$,

TERMOQUÍMICA - A-08

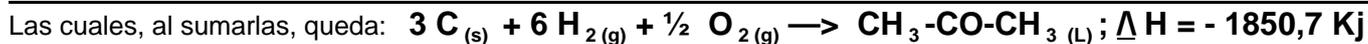
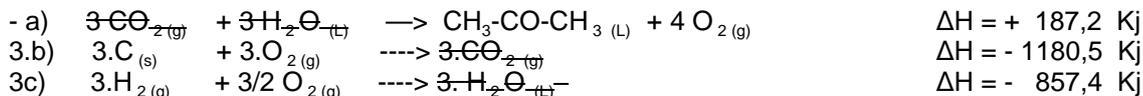
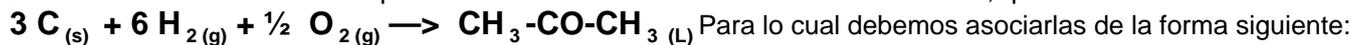
Sabiendo que la entalpía de combustión de la propanona, $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3(\text{l})$ es $\Delta H = -187,2 \text{ KJ/mol}$, hallar la entalpía de formación de la misma, si las entalpías de formación del dióxido de carbono y del agua líquida son, respectivamente: $-393,5$ y $-285,8 \text{ KJ/mol}$. (Suponer que el agua final se obtiene en estado líquido.)

RESOLUCIÓN

Las reacciones de las cuales nos ofrecen datos sobre sus entalpías son:



Las cuales hemos de combinar para obtener la reacción de formación del benceno, que es:



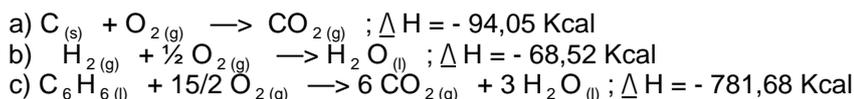
por lo que la entalpía de formación de la acetona (propanona) es $\Delta H = - 1850,7 \text{ Kj/mol}$

TERMOQUIMICA - A09

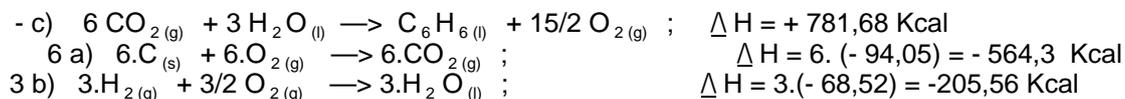
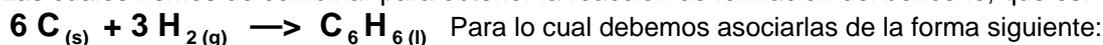
Conociendo las entalpías normales de formación del dióxido de carbono: -94,05 Kcal/mol y del agua líquida: -68,52 Kcal/mol y la entalpía de combustión del benceno (C₆H₆): - 781,68 Kcal, calcular la entalpía normal de formación del benceno.

RESOLUCIÓN

Las reacciones para las cuales nos ofrecen datos sobre sus entalpías son:



Las cuales hemos de combinar para obtener la reacción de formación del benceno, que es:

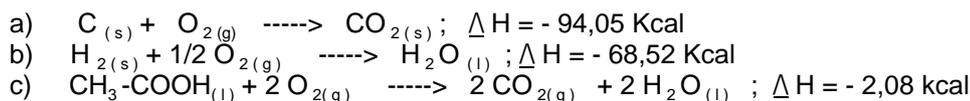


TERMOQUÍMICA - A10

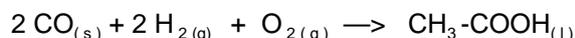
Las entalpías de formación del dióxido de carbono gas, y agua líquida son, respectivamente, - 94,05 y - 68,52 Kcal/mol, mientras que el calor de combustión del ácido acético (CH₃-COOH) líquido es de - 2,08 Kcal/mol. Con estos datos, determine la entalpía normal de formación del ácido acético líquido.

RESOLUCIÓN

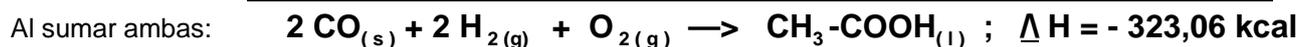
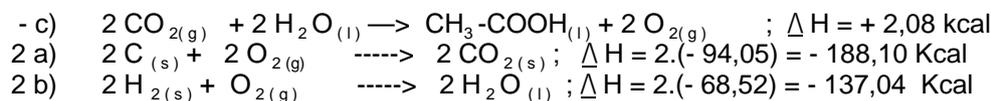
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:



La reacción cuya entalpía hemos de calcular es la reacción de formación del ácido acético líquido, y es:



Para obtenerla a partir de las reacciones dadas, hemos de tomar la reacción c) dada la vuelta (- c) , que es en la que aparece el CH₃-COOH_(l) , y para eliminar el CO_{2(g)} y el H₂O_(l) se deben coger 2 veces las reacciones a) y b) , y nos queda:



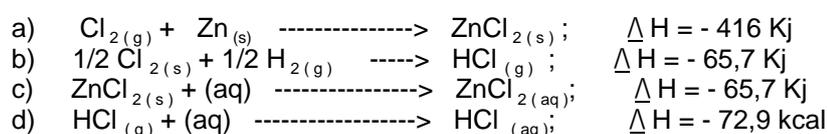
Que es, por tanto, la entalpía de formación del ácido acético líquido

TERMOQUÍMICA - A-11

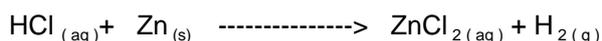
Las entalpías normales de formación del cloruro de zinc sólido y del cloruro de hidrógeno gas son, respectivamente - 416 y - 92,8 Kj/mol y sus entalpías de disolución en agua son, respectivamente - 65,7 y - 72,9 Kj/mol. Con estos datos, determine la entalpía de reacción entre en zinc metálico y el ácido clorhídrico

RESOLUCIÓN

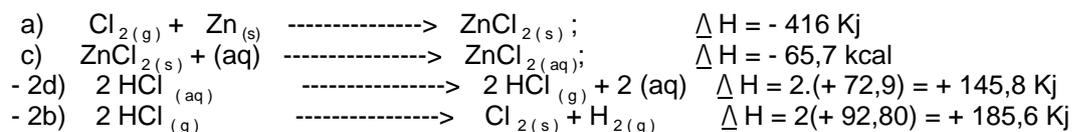
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:



La reacción cuya entalpía hemos de calcular es la reacción de formación del ácido acético líquido, y es:



Para obtenerla a partir de las reacciones dadas, hemos de tomar la reacciones de la forma siguiente:



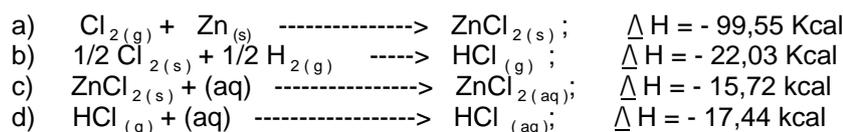
Se trata por tanto de una reacción **EXOTÉRMICA**

TERMOQUÍMICA - A12

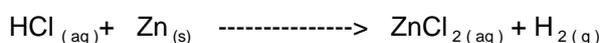
Las entalpías normales de formación del cloruro de zinc sólido y del cloruro de hidrógeno gas son, respectivamente - 99,55 y - 22,03 Kcal/mol y sus entalpías de disolución en agua son, respectivamente - 15,72 y - 17,44 Kcal/mol. Con estos datos, determine la entalpía de reacción entre en zinc metálico y el ácido clorhídrico

RESOLUCIÓN

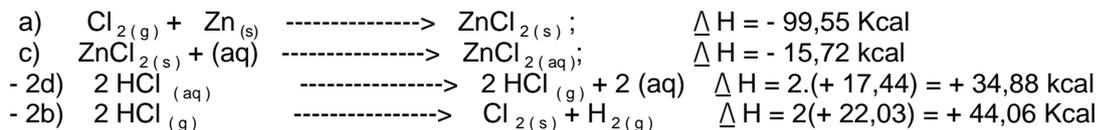
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:



La reacción cuya entalpía hemos de calcular es la reacción de formación del ácido acético líquido, y es:



Para obtenerla a partir de las reacciones dadas, hemos de tomar la reacciones de la forma siguiente:



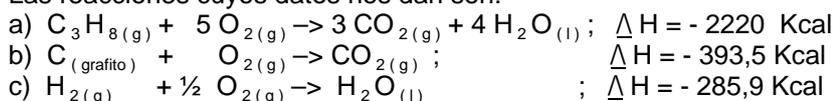
TERMOQUÍMICA - A 13

Calcular la variación de entalpía de la reacción: $3\text{C}_{(grafito)} + 4\text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_{8(g)}$

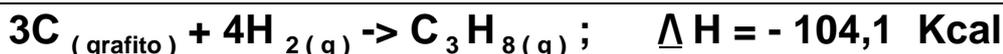
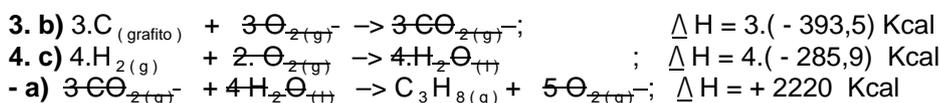
Datos: Entalpías de combustión : $\text{C}_3\text{H}_{8(g)} = -2220 \text{ kJ/mol}$; $\text{C}_{(grafito)} = -393,5 \text{ kJ/mol}$ y del $\text{H}_{2(g)} = -285,9 \text{ kJ/mol}$

RESOLUCIÓN

Las reacciones cuyos datos nos dan son:



Estas tres reacciones las hemos de combinar de la forma siguiente para obtener la reacción dada::

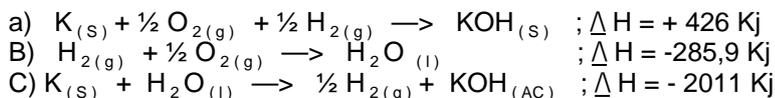


TERMOQUÍMICA - A 14

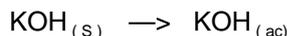
La entalpía de formación del hidróxido de potasio sólido es $\Delta H = +426 \text{ KJ/mol}$, y la del agua líquida es, por su parte: $\Delta H = -285,9 \text{ KJ/mol}$. Además se sabe que cuando el potasio metálico reacciona con el agua líquida se desprenden $\Delta H = -2011 \text{ KJ/mol}$ y se origina hidrógeno gaseoso e hidróxido de potasio, que queda disuelto en el agua. Con estos datos, calcule la entalpía de disolución del hidróxido de potasio en agua.

RESOLUCIÓN

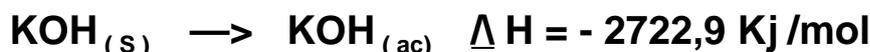
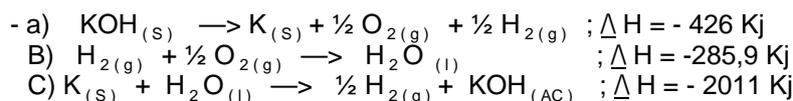
Las reacciones termoquímicas cuyos datos nos ofrecen son:



La reacción cuya entalpía hemos de calcular es:



Para obtenerla combinaremos las reacciones anteriores de la forma siguiente:



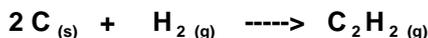
TERMOQUÍMICA - A 15

Calcule la entalpía estándar de formación del acetileno (etino: C_2H_2) e interprete su signo, conocidos los

siguientes datos: Entalpía estándar de formación del agua líquida: $\Delta H^\circ = -286,0 \text{ kJ/mol}$
 Entalpía estándar de formación del dióxido de carbono gas: $\Delta H^\circ = -393,0 \text{ kJ/mol}$
 Entalpía estándar de combustión del acetileno: $\Delta H^\circ = -1300,0 \text{ kJ/mol}$
 Escriba todas las reacciones implicadas en el proceso

RESOLUCIÓN

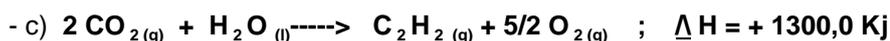
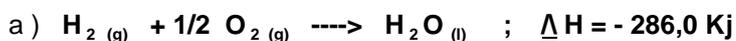
La reacción que hemos de obtener: la formación del acetileno o etino es la siguiente:



mientras que las reacciones de formación que nos dan son las siguientes:



Combinando estas tres reacciones debemos obtener la primera, lo cual se consigue sumándolas de la forma siguiente:



que es la reacción de formación del acetileno y por tanto, esta entalpía así obtenida es la entalpía de formación del acetileno. Esta entalpía al tener signo positivo, nos indica que el contenido energético de los productos de la reacción es mayor que el de los reactivos, por lo que se tratará de una reacción **ENDOTÉRMICA**, la cual necesita que se le suministre calor para que se produzca

TERMOQUÍMICA - A 16

El naftaleno (C_{10}H_8) es un compuesto aromático sólido que se vende en forma de bolitas para combatir la polilla. La combustión completa de este compuesto para producir $\text{CO}_{2(g)}$ y $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ a 25°C produce **5154 kJ/mol**.

a) Escriba las reacciones de formación del naftaleno a partir de sus elementos y la reacción de combustión.

b) Calcule la entalpía estándar de formación del naftaleno.

Datos a 298 K : $\Delta H_{\text{CO}_2(g)} = -393,5 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(l)} = -285,8 \text{ kJ/mol}$.

RESOLUCIÓN

a) La reacción de formación de un compuesto se define como aquella en la cual se forma un mol del compuesto a partir de sus elementos componentes en su forma más estable a 25°C y 1 atm . En este caso, se tratará de la reacción en la cual se forma un mol de naftaleno a partir de carbono - grafito sólido e Hidrógeno molecular gaseoso:

$$10 \text{C}_{(s)} + 4 \text{H}_{2(g)} \text{ ----> } \text{C}_{10}\text{H}_8(s)$$

La reacción de combustión es aquella en la cual un mol del compuesto se combina con oxígeno para dar los óxidos de los elementos que lo forman, en este caso, se formarán CO_2 y $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ y es:



b) Para calcular la entalpía estándar de formación del naftaleno, que será la correspondiente a su reacción de formación, hemos de partir de las tres reacciones cuyos datos energéticos conocemos y que son las de combustión del naftaleno y las de formación del CO_2 y del agua:

- A) $C_{10}H_{8(s)} + 12 O_{2(g)} \rightarrow 10 CO_{2(g)} + 4 H_2O_{(L)}; \Delta H = - 5154 \text{ Kj}$
 B) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}; \Delta H = - 393,5 \text{ Kj}$
 C) $H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)}; \Delta H = - 285,8 \text{ Kj}$

Y de acuerdo con la ley de Hess, combinamos estas tres reacciones de forma que obtengamos la primera, para lo cual hemos de cogerlas de la forma siguiente:

- A) $10 CO_{2(g)} + 4 H_2O_{(L)} \rightarrow C_{10}H_{8(s)} + 12 O_{2(g)}; \Delta H = + 5154 \text{ Kj}$
 +10.B) $10.C_{(s)} + 10.O_{2(g)} \rightarrow 10.CO_{2(g)}; \Delta H = - 3935 \text{ Kj}$
 + 4.C) $4.H_{2(g)} + 2.O_{2(g)} \rightarrow 4.H_2O_{(g)}; \Delta H = - 1143,2 \text{ Kj}$



TERMOQUÍMICA - A17

A partir de los siguientes datos:

- Energía de ionización del Litio:..... $\Delta H = + 519,4 \text{ kJ/mol}$
- Afinidad electrónica del Flúor:..... $\Delta H = - 334,4 \text{ kJ/mol}$
- Entalpía de sublimación del Litio:..... $\Delta H = + 154,7 \text{ kJ/mol}$
- Energía de red del fluoruro de Litio :..... $\Delta H = - 1019,92 \text{ kJ/mol}$ (Energía reticular)
- Energía de disociación de la molécula de flúor: $\Delta H = + 154,7 \text{ kJ/mol}$

Determine la entalpía de formación del fluoruro de litio sólido.

RESOLUCIÓN

Las reacciones cuyos datos nos dan son:

- A) $Li_{(g)} \rightarrow Li^+_{(g)} + 1 e^-; \Delta H = + 519,4 \text{ kJ/mol}$
 B) $F_{(g)} + 1 e^- \rightarrow F^-_{(g)}; \Delta H = - 334,4 \text{ kJ/mol}$
 C) $Li_{(s)} \rightarrow Li_{(g)}; \Delta H = + 154,7 \text{ kJ/mol}$
 D) $F^-_{(g)} + Li^+_{(g)} \rightarrow F^-Li^+_{(s)}; \Delta H = - 1019,92 \text{ kJ/mol}$
 E) $F_{2(g)} \rightarrow 2 F_{(g)}; \Delta H = + 154,7 \text{ kJ/mol}$

La reacción que hemos de obtener es la de formación del fluoruro de litio sólido, la cual es la de formación de un mol de fluoruro de litio sólido ($F^-Li^+_{(s)}$) a partir de los elementos que lo componen en su forma más estable a 25°C y 1 Atm ($Li_{(s)}$ y $F_{2(g)}$), y que es:

$Li_{(s)} + F_{2(g)} \rightarrow (Li_{(s)} \text{ y } F_{2(g)})$, la cual podemos obtener combinando las reacciones dadas de la forma siguiente:

- A) $Li_{(g)} \rightarrow Li^+_{(g)} + 1 e^-; \Delta H = + 519,4 \text{ kJ/mol}$
 B) $F_{(g)} + 1 e^- \rightarrow F^-_{(g)}; \Delta H = - 334,4 \text{ kJ/mol}$
 1/2 E) $\frac{1}{2} F_{2(g)} \rightarrow F_{(g)}; \Delta H = + 77,35 \text{ kJ/mol}$
 C) $Li_{(s)} \rightarrow Li_{(g)}; \Delta H = + 154,7 \text{ kJ/mol}$
 D) $F^-_{(g)} + Li^+_{(g)} \rightarrow F^-Li^+_{(s)}; \Delta H = - 1019,92 \text{ kJ/mol}$



Grupo B: Ley de Hess + estequiometría

TERMOQUÍMICA- B-01

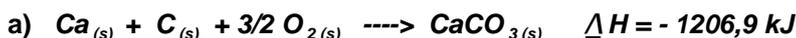
Teniendo en cuenta las entalpías estándar de formación: $\text{CaCO}_3(s)$: - 1206,9 kJ/mol ; $\text{CaO}(s)$ = - 635,1 kJ/mol y $\text{CO}_2(g)$ = - 393,5 kJ/mol, determine la entalpía correspondiente a la descomposición térmica del carbonato de calcio en óxido de calcio y dióxido de carbono. ¿Qué cantidad de calor se necesitará para descomponer 6 toneladas de piedra caliza del 85% de riqueza en carbonato de calcio?

RESOLUCIÓN

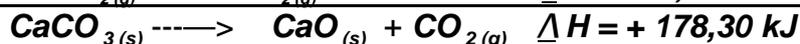
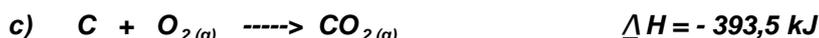
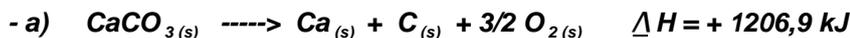
La reacción de descomposición del carbonato de calcio es:



y las reacciones de formación de los tres compuestos que nos dan son:

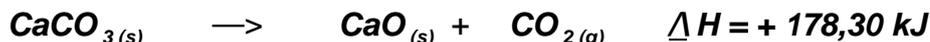


La reacción que se debe obtener se consigue asociando estas tres de la forma siguiente:



La cantidad de caliza de que se dispone: 6 Tm contienen solamente el 85% de carbonato de calcio, y que es un total de: $6000000 \cdot 0,85 = 5.100.000 \text{ g de carbonato de calcio puro}$

por lo que, de acuerdo con la reacción de descomposición tenemos:



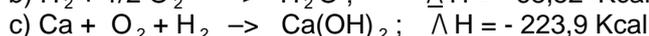
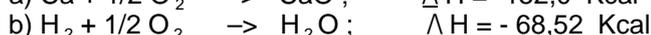
de donde: $x = \frac{5100000 \cdot 178,30}{100} = 9,09 \cdot 10^6 \text{ kJ}$

TERMOQUÍMICA-B 02

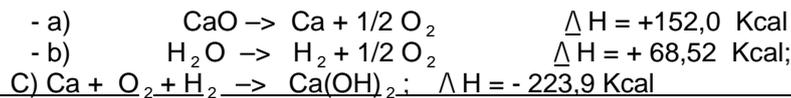
El apagado de la cal viva (Óxido de calcio) consiste en la reacción: $\text{CaO}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2(s)$. . Calcular la entalpía de esta reacción conocidas las entalpías de formación del Óxido de calcio sólido, agua líquida e Hidróxido de sodio sólido, que son, respectivamente: - 152,0 ; - 68,52 y - 223,9 Kcal/mol. ¿Qué cantidad de cal apagada (Hidróxido de calcio) y qué cantidad de calor se desprende cuando se apaga 1 Kg de cal viva?

RESOLUCIÓN

Las reacciones que nos dan, todas ellas de formación, son:



Las cuales, para obtener la reacción que nos piden, hemos de combinar de la forma siguiente:



Las cuales al sumarlas, queda: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \quad \Delta H = - 3,38 \text{ Kcal}$

Y de acuerdo con la estequiometría de la reacción, tenemos:

CaO	+	H₂O	----->	Ca(OH)₂	$\Delta H = - 3,38 \text{ Kcal}$
1 mol = 56 g		1 mol = 18 g		1 mol = 74 g	- 3,38 Kcal
1000 g		X	Y	Z	V

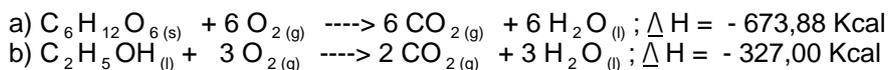
de donde, al despejar: $V = \frac{1000 \cdot (-3,38)}{56} = -60,38 \text{ Kcal}$ desprendidas con 1 Kg de CaO

TERMOQUÍMICA - B 03

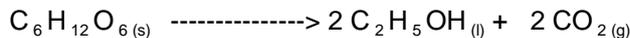
A 298°C y 1 atm, la entalpía de combustión de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) sólida es de -673,88 Kcal/mol y la entalpía de combustión del etanol líquido es -327,0 Kcal/mol. Determine la entalpía normal para la reacción de fermentación de la glucosa la cual SIN AJUSTAR, es: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$. ¿Qué cantidad de calor se obtiene en la fermentación de 1 Kg de glucosa? ¿Cuanto etanol se obtendrá?

RESOLUCIÓN

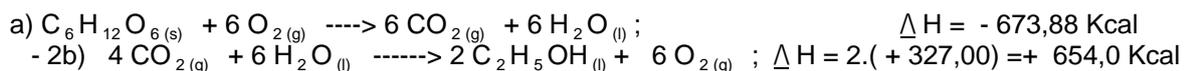
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:



La reacción cuya entalpía hemos de calcular es la reacción de fermentación de la glucosa, y es:

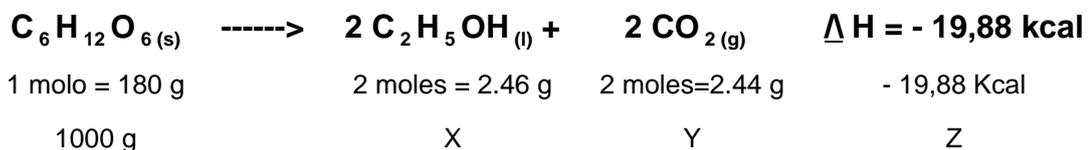


Para obtenerla a partir de las reacciones dadas, hemos de tomarlas de la forma siguiente:



Al sumar todas $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + 2 \text{CO}_2(\text{g}); \quad \Delta H = - 19,88 \text{ kcal}$

Y de acuerdo con la estequiometría de la reacción, tenemos:



De donde podemos ya calcular tanto la cantidad de etanol obtenido como el calor desprendido:

$$x = \frac{2.46 \cdot 1000}{180} = 511,11 \text{ g de etanol obtenidos}$$

$$z = \frac{(-19,88) \cdot 1000}{180} = -110,44 \text{ Kcal desprendidas}$$

TERMOQUÍMICA - B04 -

- a) Se tiene la reacción, no ajustada, $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$, en la que, a presión constante, se desprenden 725,5 KJ por cada mol de metanol que reacciona. Calcule ΔH cuando: 1) en el proceso se obtienen 4 moles de $\text{CO}_{2(g)}$; 2) la dirección de la reacción se invierte (los reactivos se convierten en productos y viceversa) y se obtienen 2 moles de $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$
- b) ¿Cuál o cuáles de las siguientes sustancias tienen valor de entalpía de formación estándar distinta de cero a 25°C y 1 atm de presión: Fe (s), Ne (g), H (g), $\text{CH}_4(g)$ y Hg (s)? Razone las respuestas.

RESOLUCIÓN

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, previamente ajustada tenemos:

$\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$	+ 3/2 $\text{O}_{2(g)}$	-->	2 $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ +	$\text{CO}_{2(g)}$	$\Delta H = -725,5 \text{ KJ}$
1 mol	3/2 mol		2 moles	1 mol	- 725,5 KJ
				4 moles	x

Y de aquí: $x = 4 \cdot (-725) = -2902,0 \text{ KJ}$

Si la dirección de la reacción se invierte, la entalpía de reacción cambiará de signo, y nos quedará:

2 $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ +	$\text{CO}_{2(g)}$	-->	$\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$	+ 3/2 $\text{O}_{2(g)}$	$\Delta H = +725,5 \text{ KJ}$
2 mol	1 mol		1 mol	3/2 mol	+ 725,5 KJ
			2 moles		x

de donde $x = 2 \cdot (+725,5) = 1451 \text{ KJ}$

- b) Por convenio se establece que los elementos en su forma más estable a 25°C y 1 atm tienen entalpía 0, y así:

Fe (s) Al tratarse de hierro sólido y ser ésta su forma más estable en las condiciones estándar, su entalpía será CERO

Ne (g) Al tratarse de Neón gaseoso y ser ésta su forma más estable en las condiciones estándar, su entalpía será CERO

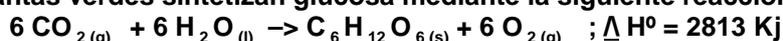
H (g) En este caso tenemos H atómico gaseoso, pero la forma más estable del Hidrógeno en las condiciones estándar es el hidrógeno molecular H_2 . Por ello, en este caso la entalpía será distinta de cero

$\text{CH}_4(g)$ Al tratarse de un compuesto y no de un elemento, su entalpía será distinta de cero.

Hg (s) La forma más estable del mercurio en las condiciones estándar es Hg líquido, por lo que para el caso dado, la entalpía será distinta de cero

TERMOQUÍMICA - B 05

Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la siguiente reacción de fotosíntesis:



- A) Calcule la energía necesaria para obtener 1 g de glucosa.

B) Calcule la entalpía de formación de la glucosa si las entalpías de formación del dióxido de carbono gaseoso y del agua líquida son, respectivamente: - 393,5 Kj/mol y - 285,5 Kj/mol

RESOLUCIÓN

a) Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, resulta:

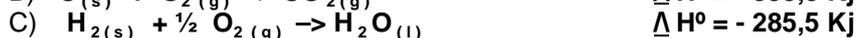
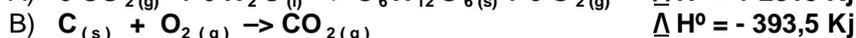
$6 \text{CO}_2(\text{g}) +$	$6 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightarrow	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) +$	$6 \text{O}_2(\text{g})$	$\Delta H^\circ = 2813 \text{ Kj}$
			1 mol = 180 g		2813 Kj
			1 g		x

$$\text{Donde: } x = \frac{1 \cdot 2813}{180} = 15,63 \text{ Kj se necesitan}$$

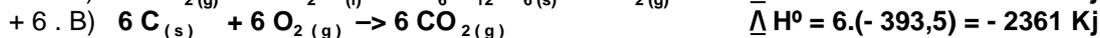
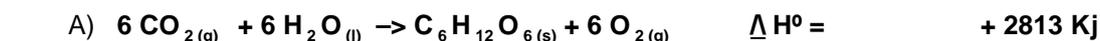
B) La reacción de formación de la glucosa, cuya entalpía tenemos que obtener, es:



Las reacciones cuyas entalpías conocemos son: la que nos dan y las de formación del dióxido de carbono y agua, que son:



Las cuales combinamos de la forma siguiente para obtener la reacción que nos piden:



Que es la entalpía normal de formación de la glucosa: $\Delta H^\circ = - 1261,0 \text{ Kj/mol}$

TERMOQUIMICA - B 06

A partir de los siguientes datos termoquímicos: calor de formación del metano (g) partiendo de carbono (grafito) -17,89; calor de combustión del carbono (grafito) -94,05; calor de formación del agua (líquida) -68,32 , todos ellos expresados en Kcal/mol y a 298°K. Calcule:

a) El calor de combustión del metano.

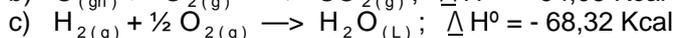
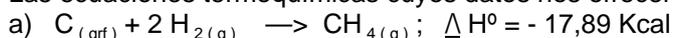
B) ¿Cuántos gramos de metano haría falta quemar para calentar 30 litros de agua de densidad 1 g/cm³ desde la temperatura de 15°C hasta 80°C. Para ello considere que la caloría es el calor necesario para elevar un grado a un gramo de agua en el intervalo del problema.

C) ¿Qué volumen de aire se necesitará, medido en C.N., si el aire tiene la siguiente composición volumétrica: 80% de Nitrógeno y 20% de Oxígeno

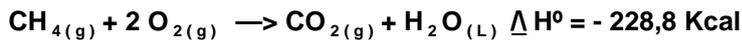
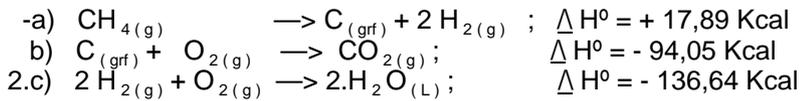
RESOLUCIÓN

La reacción de combustión del metano es: $\text{CH}_{4(\text{g})} + 2 \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{L})}$

Las ecuaciones termoquímicas cuyos datos nos ofrecen son:



Para obtener la reacción pedida, por aplicación de la ley de Hess hemos de combinarlas de la manera siguiente:



b) La cantidad de calor necesaria para calentar esa cantidad de agua es:

$$\Delta Q = m \cdot c_e \cdot \Delta T = 30000 \cdot 1 \cdot (80 - 15) = 1950000 \text{ calorías} = 1950 \text{ Kcal}$$

De acuerdo con la reacción estequiométrica de combustión del metano, tenemos:

$\text{CH}_{4(g)} +$	$2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow$	$\text{CO}_{2(g)} +$	$\text{H}_2\text{O}_{(L)}$	$\Delta H^0 = - 228,8 \text{ Kcal}$
1 mol = 16 g	2 moles = 64 g	1 mol = 44 g	1 mol = 18 g	- 228,8 Kcal
X	Y			- 1950 Kcal

La cantidad de metano necesaria será:

$$\left. \begin{array}{l} 16g\text{CH}_4 \text{ --- } 228,8\text{Kcal} \\ X \text{ --- --- } 1950 \end{array} \right\} \mathbf{X = 136 \text{ g de CH}_4}$$

Y la cantidad de oxígeno:

$$\left. \begin{array}{l} 2\text{molesO}_2 \text{ --- } 228,8\text{Kcal} \\ Y \text{ --- --- } 1950 \end{array} \right\} \mathbf{Y = 17,05 \text{ moles de O}_2}$$

Dado que el aire tiene un 20% de oxígeno en volumen, que es también su proporción en moles de acuerdo con la hipótesis de Avogadro, la cantidad de aire que se necesitará para este proceso es:

$$\left. \begin{array}{l} 100\text{molesAIRE} \text{ --- } 20\text{molesO}_2 \\ Z \text{ --- --- } 17,05 \end{array} \right\} Z = 85,25 \text{ moles de aire. Dado que un mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa 22,4 litros, el volumen de aire que se necesita es:}$$

$$\mathbf{V = 85,25 \cdot 22,4 = 1909,6 \text{ litros de aire en C.N.}}$$

TERMOQUIMICA - B 07

La reacción de una mezcla de aluminio en polvo con óxido de hierro (III) genera hierro y óxido de aluminio. La reacción es tan exotérmica que el calor liberado es suficiente para fundir el hierro que se produce.

- a) Calcular el cambio de entalpía que tiene lugar cuando reaccionan completamente 53,96 gramos de aluminio con un exceso de óxido de hierro (III) a temperatura ambiente.
 b) ¿Cuántos gramos de hierro se obtienen si el rendimiento de la reacción es del 85 %?
 Datos: $\Delta H^0_f (\text{Fe}_2\text{O}_3) = - 822,2 \text{ kJ}$; $\Delta H^0_f (\text{Al}_2\text{O}_3) = - 1676 \text{ kJ}$.

RESOLUCIÓN

La reacción principal, para la cual hemos de calcular los datos es: $2 \text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$
 Las reacciones parciales, de las que se tienen datos termodinámicos son las siguientes:

- a) $2 \text{Fe} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 ; \Delta H^0_f = - 822,2 \text{ kJ}$
 b) $2 \text{Al} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 ; \Delta H^0_f = - 1676 \text{ kJ}$

Las cuales hemos de combinar de la siguiente forma para obtener la principal:

- a) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ ----} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3/2 \text{O}_2 ; \Delta H^0_f = + 822,2 \text{ Kj}$
 + b) $2 \text{Al} + 3/2 \text{O}_2 \text{ ----} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 ; \Delta H^0_f = - 1676 \text{ kJ}$



a) Teniendo en cuenta la estequiometría de esta reacción:

2 Al +	Fe₂O₃ →	2 Fe +	Al₂O₃;	Δ H° = - 853,8 kJ
2.26,97 g	159,7 g	2.55,85 g	101,94 g	- 853,8 kJ
53,96		Y		X

$$X = \frac{53,96 \cdot (-853,8)}{2.26,97} ; \quad \mathbf{X = 854,12 \text{ kJ se desprenden}}$$

b) La cantidad de hierro obtenida con un rendimiento del 100% es la que nos indica la reacción estequiométrica:

$$Y = \frac{53,96 \cdot 2.55,85}{2.26,97} = 111,74 \text{ g de Fe con un rendimiento del 100\%}$$

Pero como el rendimiento es del 85%, solamente se obtendrá el 85% de esa cantidad, que es:

$$\text{g Fe} = 111,74 \cdot \frac{85}{100} ; \quad \mathbf{\text{g de Fe obtenidos} = 94,98 \text{ g}}$$

TERMOQUÍMICA - B 08

La fabricación del yeso (sulfato de calcio hemihidratado), que se emplea como material de construcción, se realiza por deshidratación parcial del sulfato de calcio dihidratado. Escriba la reacción que tiene lugar, indicando si se trata de un proceso endo o exotérmico. ¿Cual es la temperatura mínima a la que se producirá la reacción?

DATOS: Los valores de ΔH° y de ΔS° de las sustancias que intervienen en el proceso son las siguientes: (Considerese que no varían apreciablemente con la temperatura)

Compuesto	ΔH° (kJ/mol)	ΔS° (J/mol.°K)
CaSO ₄ · 2 H ₂ O _(s)	- 2033	194
CaSO ₄ · ½ H ₂ O _(s)	- 1577	131
H ₂ O _(v)	- 285,8	69,9

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es; **CaSO₄ · 2 H₂O_(s) → CaSO₄ · ½ H₂O_(s) + 3/2 H₂O**

Para determinar si se trata de un proceso endotérmico o exotérmico, hemos de calcular el ΔH para la reacción, que es: $\Delta H = \Delta H(\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}_{(s)}) + 3/2 \Delta H(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H(\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}_{(s)})$, por lo que

$$\Delta H = -1577 + 3/2 \cdot (-285,8) - (-2033) = \mathbf{+ 27,3 \text{ KJ, es decir es una reacción ENDOTÉRMICA,}}$$

Para calcular la temperatura a partir de la cual la reacción se producirá espontáneamente hemos de tener en cuenta que la espontaneidad de una reacción viene dada por el valor de la Energía Libre (ΔG) siendo espontánea cuando se cumpla que $\Delta G < 0$. Por tanto la temperatura a partir de la cual se cumplirá esto es aquella que haga que $\Delta G = 0$. Así:

Puesto que el valor de ΔG viene dado por la expresión: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$; hemos de calcular la variación de la entropía ΔS , que será:

$$\Delta S = \Delta S(\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}_{(s)}) + 3/2 \Delta S(\text{H}_2\text{O}) - \Delta S(\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}_{(s)})$$

$$4.227 \text{ g de } C_3H_5N_3O_9 \xrightarrow{\text{Desprenden}} \frac{1 \text{ mol de } O_2}{X} \\ 250 \text{ g} \quad \underline{\hspace{10em}}$$

de donde $X = \frac{250.1}{4.227} = 0,275$ moles de O_2 los cuales en Condiciones Normales ocuparán:

Volumen en C.N. = $0,275 \cdot 22,4 = \mathbf{6,16 \text{ litros de } O_2 \text{ en C.N.}}$

TERMOQUÍMICA - B 10

- a) Calcular la entalpía estándar de combustión del gas propano.
 b) Cuanto calor se produce en la combustión completa del propano contenido en una bombona de 75 litros si la temperatura es de 10°C y la presión del gas en la bombona es de 15 atm

Haga los cálculos suponiendo que el propano es un gas ideal.

DATOS: Las entalpías de formación estándar del $H_2O_{(l)}$, $CO_{2(g)}$ y propano (gas) son respectivamente: - 286 kJ, - 394 kJ y - 104 kJ respectivamente.

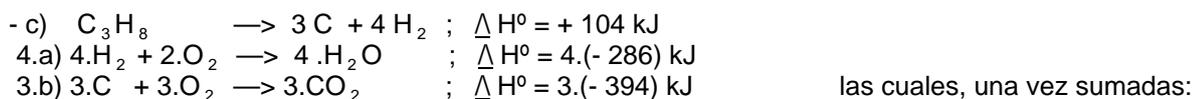
RESOLUCIÓN

La reacción de combustión del propano es: $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$

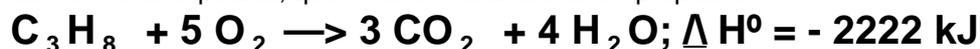
Y conocemos las entalpías de las respectivas reacciones de formación, que son:

- a) $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$; $\Delta H^\circ = - 286 \text{ kJ}$
 b) $C + O_2 \rightarrow CO_2$; $\Delta H^\circ = - 394 \text{ kJ}$
 c) $3 C + 4 H_2 \rightarrow C_3H_8$; $\Delta H^\circ = - 104 \text{ kJ}$

las cuales combinamos para obtener la reacción pedida de la siguiente forma:



nos dan la reacción pedida, que es la de combustión del propano:



Para calcular el calor que se puede obtener con la bombona, hemos de calcular la cantidad de propano que contiene, lo cual hacemos utilizando la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies 15 \cdot 75 = n_{\text{PROPANO}} \cdot 0,082 \cdot 283 ;$$

$$n_{\text{PROPANO}} = \mathbf{48,479 \text{ moles de propano que hay en la bombona}}$$

Por lo que como la entalpía de combustión era de $\Delta H^\circ = - 2222 \text{ kJ/mol}$, el calor que se puede obtener será:

$$\Delta H \text{ obtenido} = 48,479 \cdot 2222 = \mathbf{107720 \text{ kJ se obtendrán de la bombona}}$$

(La entalpía de combustión del propano es - 2222 kJ/mol, lo cual nos indica que cuando se quema un mol de propano se desprenden 2222 kJ ; el signo - indica que el sistema (propano + oxígeno) pierde energía, que es la que nosotros obtenemos, por eso a la energía obtenida se le debe asignar el signo +)

Grupo C: Entalpías de enlace

TERMOQUÍMICA - C 01

Dada la reacción: $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$ $\Delta H = -66 \text{ kJmol}^{-1}$

Calcular la energía del enlace $\text{N} \equiv \text{N}$. Energías de enlace para H-H y N-H, 436 y 386 kJ/mol respectivamente.

RESOLUCIÓN

Hemos de tener en cuenta que para la reacción que nos dan, el ΔH viene dado en kJ/mol, y dado que en ella se forman DOS moles de amoníaco, la entalpía para dicha reacción será: $\Delta H = 2 \cdot (-66) = -132 \text{ kJ}$, por lo que dicha reacción, ya completa, será: $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$ $\Delta H = -132 \text{ kJmol}^{-1}$.

Para la determinación de la entalpía de reacción a partir de las entalpías de enlace, hemos de tener en cuenta que esta es: $\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \Delta H_{\text{ENLACES FORMADOS}} - \Delta H_{\text{ENLACES ROTOS}}$

- Los enlaces que se forman son los correspondientes a las dos moles de amoníaco: 6 enlaces N-H
- Los enlaces rotos son los correspondientes a las moléculas de N_2 y H_2 : 1 enlace $\text{N} \equiv \text{N}$ y 3 enlaces H - H

$$\text{Por tanto: } \Delta H_{\text{REACCIÓN}} = 6 \cdot \Delta H_{\text{ENLACE N-H}} - \Delta H_{\text{ENLACE N} \equiv \text{N}} - 3 \cdot \Delta H_{\text{ENLACE H-H}}$$
$$-132 = 6 \cdot 386 - \Delta H_{\text{ENLACE N} \equiv \text{N}} - 3 \cdot 436 ; \Delta H_{\text{ENLACE N} \equiv \text{N}} = 2316 - 1308 + 132 = 1140 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{ENLACE N} \equiv \text{N}} = 1140 \text{ kJ}$$

TERMOQUÍMICA C-02

A partir de las entalpías estándar de enlace, determinar la entalpía para la reacción de hidrogenación del 1,3-butadieno a butano

Solución

La reacción es: $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2 + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_4$

Por tanto, han de romperse todos los enlaces que existen en el primer miembro y no en el segundo (los dos enlaces dobles C = C y los enlaces H - H de la molécula de hidrógeno), y formarse los nuevos que no existían antes (2 enlaces simples C-C que sustituyen a los dobles, y 4 enlaces C - H), por lo que las energías intercambiadas son:

- Energía absorbida por los enlaces rotos:

$$2 \text{ enlaces C} = \text{C} : \Delta H = 2 \cdot 612,9 \text{ KJ} = + 1.225,8 \text{ KJ}$$

$$2 \text{ enlaces H} - \text{H} : \Delta H = 2 \cdot 436,4 \text{ KJ} = + 872,8 \text{ KJ}$$

$$\text{Energía total absorbida: } + 2.098,6 \text{ KJ}$$

- Energía desprendida por los enlaces formados:

$$2 \text{ enlaces C} - \text{C} : \Delta H = 2 \cdot 348,15 \text{ KJ} = 696,30 \text{ KJ}$$

$$4 \text{ enlaces C} - \text{H} : \Delta H = 4 \cdot 415,32 \text{ KJ} = 1.661,28 \text{ KJ}$$

$$\text{Energía total desprendida: } 2.357,58 \text{ KJ}$$

$$\text{y así: } \Delta H_{\text{reacción}} = \sum \Delta H_{\text{enlaces rotos}} - \sum \Delta H_{\text{enlaces formados}} = 2.098,60 - 2.357,58 = - 258,98 \text{ KJ}$$
