

# **QUÍMICA GENERAL**

PROBLEMAS RESUELTOS

Dr. D. Pedro A. Cordero Guerrero

TERMOQUÍMICA

2012

# TERMOQUÍMICA - LEY DE HESS

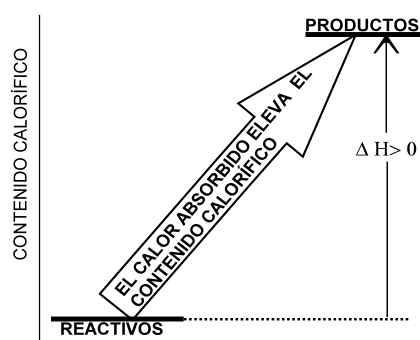
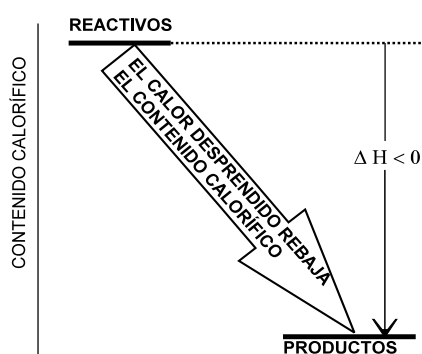
La Termoquímica es la parte de la Química que estudia los cambios térmicos que se producen en las reacciones químicas.

## ECUACIONES TERMOQUÍMICAS

Una ecuación química es básicamente un proceso de reordenación de los átomos, pero en él se necesita energía para romper unos enlaces a la vez que se desprende energía cuando se forman otros. El balance entre las cantidades de energía absorbidas y desprendidas nos da el calor de reacción, y dado que depende de que los reactivos y los productos sean sólidos, líquidos o gases, es necesario especificar el estado de cada uno de ellos así como la cantidad de energía absorbida o desprendida; todo el conjunto forma la ecuación termoquímica.

Puesto que la mayor parte de las reacciones químicas tanto en el laboratorio como en la industria tienen lugar en recipientes abiertos a la atmósfera, es decir, a presión constante, suele emplearse en general el calor de reacción a presión constante que es la ENTALPÍA:  $\Delta H$ . Se trata de una función de estado, por lo que sus variaciones en una reacción es la diferencia entre su valor final (el de los productos de la reacción) menos el inicial (el de los reactivos):  $\Delta H_{\text{reacción}} = \Delta H_{\text{productos}} - \Delta H_{\text{reactivos}}$

Cuando la reacción se produce en condiciones estándar (25°C y 1 atm) la variación de la entalpía de una reacción se denomina variación de entalpía estándar y se representa como  $\Delta H^\circ$ .



DIAGRAMAS ENTÁLPICOS

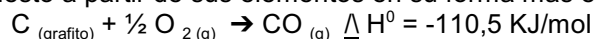
Dado que solo se pueden medir variaciones de entalpía  $\Delta H$ , y no valores absolutos de ella, hay que definir un estado de referencia, y así se ha adoptado el valor CERO para la entalpía estándar de los elementos en su forma más estable a 25°C y 1 atm. Así, en el caso del Carbono, que en esas condiciones de P y T puede presentarse en forma de grafito o diamante, es cero la entalpía del grafito (que es más estable) pero no la del diamante.

De acuerdo con los valores de la entalpía de reacción, podemos encontrarlos con dos tipos de reacciones:

- **Reacciones endotérmicas** son aquellas en las que la entalpía de los productos es mayor que la de los reactivos,  $\Delta H_{\text{productos}} > \Delta H_{\text{reactivos}}$  por lo que  $\Delta H_{\text{reacción}} > 0$  (**positiva**). En ellas se necesita comunicar energía para que se produzca.
- **Reacciones exotérmicas:** aquellas en las que la entalpía de los productos es menor que la de los reactivos,  $\Delta H_{\text{productos}} < \Delta H_{\text{reactivos}}$  por lo que  $\Delta H_{\text{reacción}} < 0$  (**negativa**) en ellas se desprende energía.

También podemos denominar a la entalpía de acuerdo con el tipo de reacción:

- **Entalpía de formación de un compuesto:** Es la variación de entalpía que se produce cuando se forma un compuesto a partir de sus elementos en su forma más estable en condiciones estándar (25°C y 1 atm)



- **Entalpía de combustión:** Es la variación de entalpía que se produce cuando se quema un mol una sustancia:  
 $\text{C}_4\text{H}_{10(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 4\text{CO}_{2(\text{g})} + 5\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ ;  $\Delta H = -2875,8 \text{ KJ/mol}$   
y así, podemos definir tantas entalpías como tipos de reacción tengamos.

## ENTALPÍAS DE ENLACE

Aunque podemos definir las también como un tipo de entalpías de reacción, merecen ser tratadas aparte. La **entalpía de enlace** es la energía que hace falta para romper un mol de enlaces.

En general para las entalpías de enlace se toman los valores medios ya que, por ejemplo, al formarse el metano (CH<sub>4</sub>) la energía correspondiente al primer enlace C-H es algo diferente a la del último enlace C-H, pues al acercarse el último H al C para formar el enlace, debe hacerlo venciendo la repulsión de los otros H, por lo que

necesitará más energía. Por ello, cuando se utilizan estas entalpías medias de enlace los resultados que se obtendrán serán solamente aproximados .

Estas entalpías medias de enlace son útiles para determinar las entalpías de reacción de forma aproximada ya que en el desarrollo de una reacción química tienen lugar una serie de roturas de unos enlaces y la posterior formación de otros, por ello, la energía intercambiada en una reacción será la diferencia entre la que hay que suministrar para romper unos enlaces y la que se desprende al formarse otros.

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum \Delta H_{\text{enlaces rotos}} - \sum \Delta H_{\text{enlaces formados}}$$

### LEY DE HESS. ADITIVIDAD DE LAS ENTALPÍAS DE REACCIÓN

La variación de entalpía de un proceso, al igual que todas las funciones de estado, depende solamente de los estados inicial y final. Por tanto, si se parte de unos reactivos en unas condiciones y se pueden formar unos productos determinados en las mismas condiciones siguiendo diferentes caminos, la variación de entalpía para uno y otro proceso tiene que ser la misma, que es el enunciado de la ley de Hess: *“La energía intercambiada durante cualquier cambio químico a presión constante es siempre la misma, prescindiendo del camino por el cual ocurre el cambio”* Así, si una reacción química se puede expresar como la suma algebraica de otras varias reacciones, la energía intercambiada en aquella tiene que ser igual a la suma algebraica de las energías de las reacciones sumadas.

# ENUNCIADOS - problemas resueltos de TERMOQUÍMICA

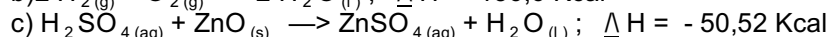
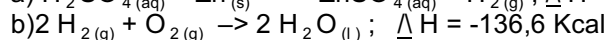
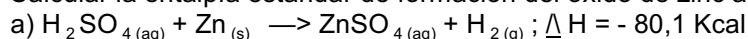
Grupo A: APLICACIÓN DIRECTA DE LA LEY DE HESS

Grupo B: LEY DE HESS + ESTEQUIOMETRÍA

Grupo C: ENTALPÍAS DE ENLACE

## Grupo A: APLICACIÓN DIRECTA DE LA 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 ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ): -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:  $\Delta H_F = -94,05$  y  $-68,52 \text{ Kcal/mol}$ , mientras que el calor de combustión del ácido acético ( $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ) líquido es de  $-2,08 \text{ Kcal/mol}$ . Con estos datos, determine la entalpía normal de formación del ácido acético líquido.

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

A) Energía reticular del yoduro de potasio =  $-631,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

B) Calor de sublimación del potasio =  $87,9 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

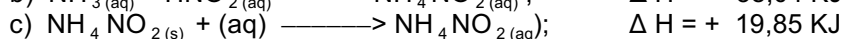
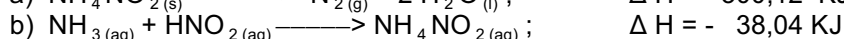
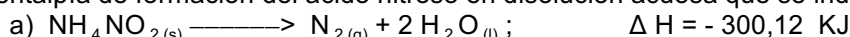
C) Calor de sublimación del yodo =  $43,5 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

D) Energía de disociación del  $\text{I}_2 = 150,9 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

E) Energía de ionización del potasio =  $418,7 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

F) Calor de formación del yoduro de potasio =  $-330,5 \text{ kJ mol}$

**A-07** - Tomando como base las ecuaciones termoquímicas a  $25^\circ\text{C}$  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 amoniaco en disolución acuosa

**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.)

**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 ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ): -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:  $\Delta H_F = -94,05$  y  $-68,52 \text{ Kcal/mol}$ , mientras que el calor de combustión del ácido acético ( $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ) líquido es de  $-2,08 \text{ Kcal/mol}$ . 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  $\Delta H_F = -416$  y  $-92,8 \text{ KJ/mol}$  y sus entalpías de disolución en agua son, respectivamente  $\Delta H_D = -65,7$  y  $-72,9 \text{ KJ/mol}$ . 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  $\Delta H_F = -99,55$  y  $-22,03 \text{ Kcal/mol}$  y sus entalpías de disolución en agua son, respectivamente  $\Delta H_D = -15,72$  y  $-17,44 \text{ Kcal/mol}$ . 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  $25^\circ C$  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 flúor:  $\Delta H = +154,7$  kJ/mol

Determine la entalpía de formación del fluoruro de litio sólido.

**A-18** - En la fermentación de la glucosa se obtienen etanol y dióxido de carbono. Si en la combustión completa de la glucosa y del etanol se desprenden, respectivamente, 3,74 Kcal/gramo y 7,11 Kcal/gramo, y que la entalpía de formación del dióxido de carbono es de  $-94$  Kcal/mol, calcular la entalpía de la reacción de fermentación de la glucosa, indicando si se trata de un proceso endotérmico o exotérmico.

**A-19** - La reacción de combustión de carbono sólido a dióxido de carbono (gas) tiene una entalpía de  $-94,1$  kcal/mol, mientras que en la combustión del hidrógeno (gas) a agua en estado líquido la entalpía es de  $-63,3$  kcal/mol . Por otra parte, el calor que se absorbe en el proceso:  $CO_{2(g)} + 2H_2O_{(liq)} \rightarrow CH_{4(g)} + 2O_{2(g)}$  es de  $212,8$  kcal/mol \_Calcúlese el calor de formación del metano ( $CH_4$ ) a partir de carbono sólido e hidrógeno gas.

b) ¿Qué utilidad tiene aquí, desde el punto de vista práctico, la aplicación de la ley de Hess? Responda escuetamente.

**A-20** - Escriba ajustadas la reacciones de obtención del "Gas de síntesis" por reacción del metano con vapor de agua a alta temperatura. Calcule el valor de la entalpía de la reacción. DATOS: Entalpías de formación del  $CO_{(g)} = -110,5$  kJ/mol ; del  $H_2O_{(g)} = -262,0$  kJ/mol y del  $CH_{4(g)} = -74,8$  kJ/mol.

**A-21** - A partir de los datos de la siguiente tabla

	$\Delta H$ (kJ/mol)
Calor de formación del $LiCl_{(s)}$	- 408,8
1ª energía de ionización del Li	+ 513,3
Energía de enlace del $Cl_2$	+ 242
Afinidad electrónica del cloro	- 348
Entalpía de sublimación del Li	+ 159,4

Se pide:

- 1) Escribir todas las reacciones indicadas
- 2) La energía reticular del LiCl

**A-22** - Calcular el calor de combustión de la gasolina ( $C_8H_{18}$ ) a  $25^\circ C$  y 1 atmósfera de presión. El calor de formación (kJ/mol) a  $25^\circ C$  y 1 atm. para  $CO_2$ , gasolina y agua (L) es respectivamente  $-393,5$ ;  $-226$  y  $-285,8$

**A-23** - A partir de las siguientes reacciones, calcular la variación de entalpía para la formación de 1 mol de carbonato de estroncio:

- a)  $2 \text{Sr}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{SrO}_{(s)}$  ;  $\Delta H = - 1180 \text{ kJ}$   
 b)  $\text{SrCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{SrO}_{(s)}$  ;  $\Delta H = + 234 \text{ kJ}$   
 c)  $2 \text{O}_{2(g)} + 2 \text{C}_{(\text{grafito})} \rightarrow 2 \text{CO}_{2(g)}$  ;  $\Delta H = - 788 \text{ kJ}$

## Grupo B: Ley de Hess + estequiometría

- 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?
- B-02** - El apagado de la cal viva (Óxido de calcio) consiste en la reacción:  $\text{CaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_{2(s)}$ . 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?
- 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:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$ . ¿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,  $\text{CH}_3\text{OH}_{(l)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$ , en la que, a presión constante, se desprenden 725,5 KJ por cada mol de metanol que reacciona. Calcule  $\Delta H$  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.
- B-05** - Las plantas verdes sintetizan glucosa mediante la siguiente reacción de fotosíntesis:  
 $6 \text{CO}_{2(g)} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)} + 6 \text{O}_{2(g)}$  ;  $\Delta H^\circ = 2813 \text{ KJ}$   
 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/cm<sup>3</sup> 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 ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) es un combustible usado en motores de combustión interna porque es más limpio que la gasolina desde el punto de vista medioambiental. Considerando el isooctano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) 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:  $\text{CO}_{2(g)}$ ;  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ ; Metanol e isooctano :  $\Delta H^\circ_f = - 393,5$  ; - 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. ¿Cuál es la temperatura mínima a la que se producirá la reacción?  
 DATOS: Los valores de  $\Delta H^\circ$  y de  $\Delta S^\circ$  de las sustancias que intervienen en el proceso son las siguientes:(Considere que no varían apreciablemente con la temperatura)

Compuesto	$\Delta H^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta S^\circ$ (J/mol. $^\circ$ K)
$\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}_{(s)}$	-2033	194
$\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}_{(s)}$	-1577	131
$\text{H}_2\text{O}_{(v)}$	-285,8	69,9

**B-09(\*)** - La trinitroglicerina,  $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$ , 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:  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_{2(g)}) = -393,5$  kJ/mol;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -285,8$  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  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ ,  $\text{CO}_{2(g)}$  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 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:  $\Delta H_f^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = - 822,2$  kJ/mol;  $\Delta H_f^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) = - 1676$  kJ/mol.

**B-12** - Calcular el poder calorífico máximo por  $\text{m}^3$  en C.N. de un gas combustible cuya composición volumétrica es la siguiente: 30% de hidrógeno, 50% de metano, 15% de nitrógeno y 5% de dióxido de carbono, siendo sus entalpías de formación, respectivamente para el vapor de agua, agua líquida, metano y óxidos de carbono(II) y (IV) respectivamente: -57,8 ; -68,32 ; -17,87 ; -26,62 y -94,03 Kcal/mol

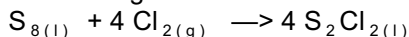
**B-13** - El carbonato de calcio (s) se descompone térmicamente en óxido de calcio (s) y dióxido de carbono (g).

a) Calcule, a partir de los datos que se le dan, el calor de la reacción de descomposición.

b) Calcule el calor absorbido o desprendido en el proceso si se obtienen 12,8 g de óxido de calcio.

Datos:  $\Delta H_f^\circ \text{CaO}_{(s)} = - 633$  kJ/mol ;  $\Delta H_f^\circ \text{CO}_{2(g)} = - 393$  kJ/mol;  $\Delta H_f^\circ \text{CaCO}_{3(s)} = -1207$  kJ/mol

**B-14** - A partir de la siguiente reacción de formación del dicloruro de diazufre:



Se pide

1. ¿La variación de entalpía de esta reacción es el calor estándar de formación del  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ ? Justifique su respuesta.

2. La variación de entalpía de la reacción

3. Calor intercambiado cuando 32 g de  $\text{S}_8$  reaccionan con 71,0 g de  $\text{Cl}_2$

Datos:  $\Delta H_f^\circ \text{S}_2\text{Cl}_{2(l)} = 18,4$  kJ/mol ; Entalpía de fusión del  $\text{S}_8 = 1, 23$  kJ /mol

**B-15** Para la obtención de cromo metal por aluminotermia, se mezclan 145 g de óxido de cromo (III) con el 95% de riqueza con 50 g de aluminio en polvo. La mezcla se introduce en un crisol y se inicia la reacción mediante la combustión de una cinta de magnesio introducida en la mezcla hasta que finaliza la reacción. Se pide:

1°) Ajustar la reacción que tiene lugar en el proceso de aluminotermia

2°) ¿Cual es el reactivo limitante y cual está en exceso y cual es su porcentaje en exceso?

3°) Cantidad de cromo obtenido si el rendimiento respecto al reactivo limitante es del 95%.

4°) Calcular el calor desprendido en condiciones estándar ( $\Delta H^\circ$ ), considere despreciable el calor aportado por la combustión de la cinta de magnesio, que se utiliza como iniciador de la reacción.

DATOS: - Masas atómicas del O; Cr y Al : 16,0; 52,0 y 27,0 respectivamente.

- Entalpías de formación estándar del óxido de cromo y del óxido de aluminio: - 1139 y -1676 kJ/mol, respectivamente

- B-16** a) Calcular la entalpía de combustión del metano, sabiendo que las entalpías de formación del metano gas, Dióxido de carbono gas y agua líquida son, respectivamente:  $-74,9$   $-393,5$  ,  $-285,8$  kJ/mol  
b) Calcule la cantidad de energía desprendida cuando se queman 3 gramos de metano gas.  
c) Que presión generará el  $\text{CO}_2$  desprendido si se recoge a  $25^\circ\text{C}$  en un recipiente de 5 litros.  
d) Calcule el volumen de agua líquida que se produce.

**B-17** - La descomposición térmica del carbonato de calcio sólido produce óxido de calcio sólido y dióxido de carbono gas. Calcule:

- a) La entalpía estándar de la reacción de descomposición.  
b) El volumen de  $\text{CO}_2$  medido a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm, que se podrá obtener mediante dicha reacción cuando se emplean 5.000 kJ.

DATOS: Calores estándar de formación (kJ.mol<sup>-1</sup>)  $\text{CaCO}_3 = -1207$ ;  $\text{CaO} = -635$ ;  $\text{CO}_2 = -393$ .

**B-18** Calcule, aplicando la Ley de Hess, a partir de las entalpías de combustión dadas:

- a) La variación energética de la siguiente reacción:  $\text{C}_{\text{grafito}}(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$   
b) La energía liberada cuando se quema un litro de propano medido en condiciones normales.  
DATOS: Entalpías normales de combustión (kJ.mol<sup>-1</sup>)  $\text{C}_{\text{grafito}}(\text{s}) = -393,5$ ;  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) = -2219,9$ ;  $\text{H}_2(\text{g}) = -285,8$ .

**B-19** - El apagado de la cal viva (Óxido de calcio) consiste en la reacción:  $\text{CaO}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{s})}$  .

Calcular la entalpía de esta reacción conociendo 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?

---

## Grupo C: Entalpías de enlace

**C-01** - Dada la reacción:  $\text{N}_{2(\text{g})} + 3 \text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(\text{g})}$   $\Delta H = -66$  kJmol<sup>-1</sup>

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.

**C-02** - A partir de las entalpías estándar de enlace, determinar la entalpía para la reacción de hidrogenación del 1,3-butadieno a butano

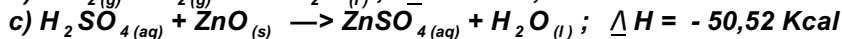
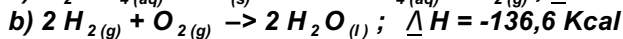
**C-03** - Calcular la entalpía para la reacción entre el cloro gaseoso y el vapor de agua para dar cloruro de hidrógeno y oxígeno gaseoso, conociendo las entalpías de enlace.

DATOS: Entalpías de enlace:  $\Delta H^\circ$  (Kj/mol) : Cl-Cl : 242; H-H : 436; H-O : 463; H-Cl : 431; O-O : 142; O=O : 494;



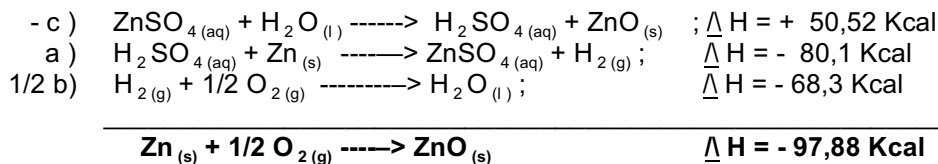
## Grupo A: APLICACIÓN DIRECTA DE LA LEY DE HESS

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



### RESOLUCIÓN

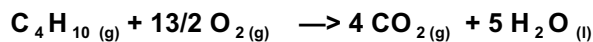
La reacción de formación del óxido de zinc es:  $Zn(s) + 1/2 O_2(g) \rightarrow ZnO(s)$ . Y esta reacción se obtiene a partir de las reacciones anteriores combinándolas de forma que se anulen los compuestos que no entran a formar parte de la reacción pedida. Se combinan de la forma siguiente:



**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

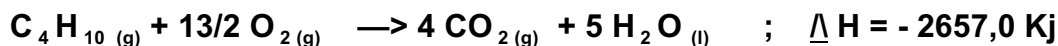
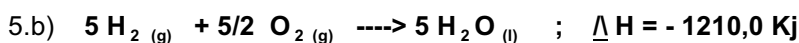
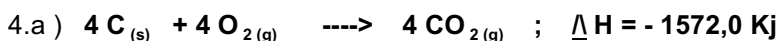
La reacción que hemos de obtener: la combustión del butano es la siguiente:



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:

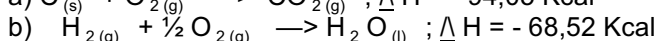
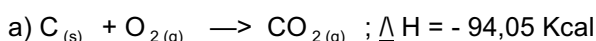


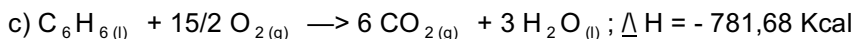
que es la reacción de combustión del butano y por tanto, esta entalpía así obtenida es la entalpía de combustión del butano

**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.**

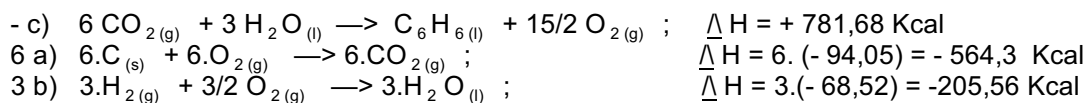
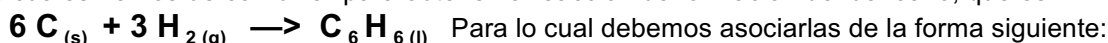
### RESOLUCIÓN

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





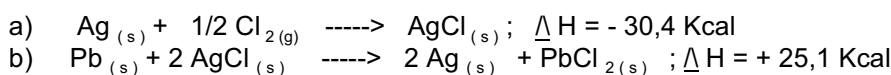
Las cuales hemos de combinar para obtener la reacción de formación del benceno, que es:



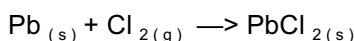
**A-04 - La entalpía normal de formación del cloruro de plata sólido es de - 30,4 Kcal/mol, mientras que para la reacción:  $Pb_{(s)} + 2 AgCl_{(s)} \rightarrow 2 Ag_{(s)} + PbCl_{2(s)}$  Es  $\Delta H = + 25,1 \text{ Kcal}$ . Con estos datos, determine la entalpía normal de formación del Cloruro de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

RESOLUCIÓN

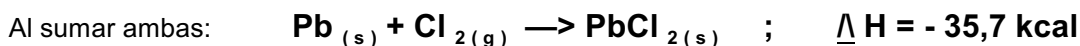
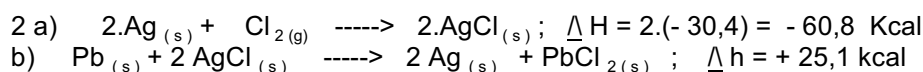
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:



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:

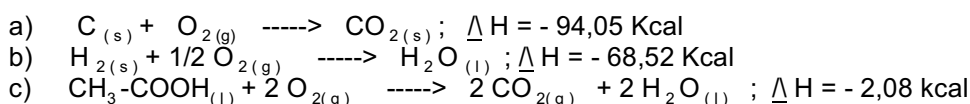


Que es, por tanto, la entalpía de formación del cloruro de plomo(II) sólido

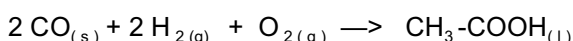
**A-05 - Las entalpías de formación del dióxido de carbono gas, y agua líquida son, respectivamente, - 94,05 y - 68,52 Kcal/mol, mientras que el calor de combustión del ácido acético ( $CH_3-COOH$ ) líquido es de - 2,08 Kcal/mol. Con estos datos, determine la entalpía normal de formación del ácido acético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

RESOLUCIÓN

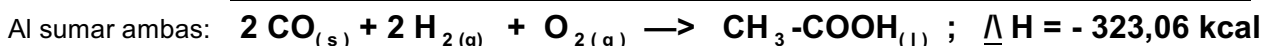
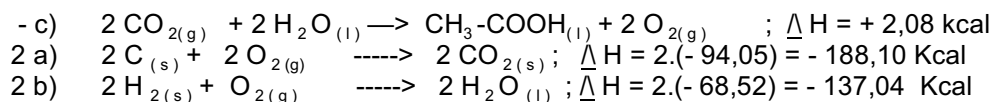
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:



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  $CH_3-COOH_{(l)}$ , y para eliminar el  $CO_{2(g)}$  y el  $H_2O_{(l)}$  se deben coger 2 veces las reacciones a) y b), y nos queda:



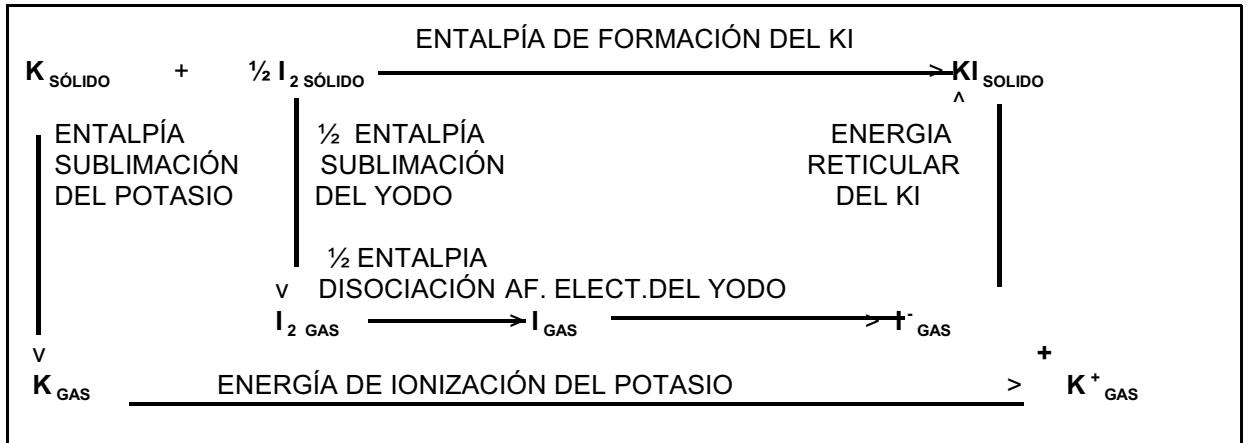
Que es, por tanto, la entalpía de formación del ácido acético líquido

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

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

RESOLUCIÓN

El Ciclo de Born Haber para la formación de un cristal de yoduro de potasio es



De donde deducimos, aplicándole la ley de Hess:

$$\Delta H_{KI} = \Delta S_K + \frac{1}{2} \Delta S_{I_2} + \frac{1}{2} \Delta D_{I_2} + \Delta EI_K + \Delta AE_I + \Delta U_{KI}$$

Donde conocemos todo excepto la afinidad electrónica del yodo. En el caso de la entalpía de sublimación del yodo y la de disociación, dado que la molécula de yodo tiene dos átomos y solamente se necesita uno, le corresponderá la mitad.

Al sustituir, nos queda:

$$-330,5 = +87,9 + \frac{1}{2} 43,5 + \frac{1}{2} 150,9 + 418,7 + \Delta AE_I - 631,8$$

$$+ \Delta AE_I = -302,5 \text{ kJ/mol}$$

Por lo que el proceso global será:



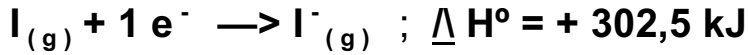
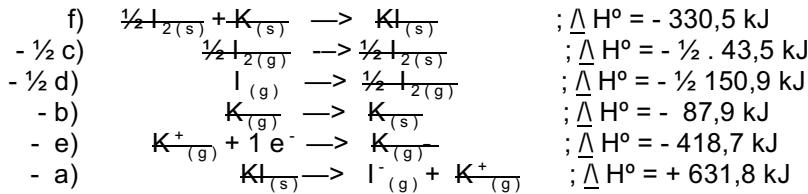
Podía resolverse también por aplicación directa de la Ley de Hess, sin tener en cuenta que se trata de un Ciclo de Born Haber:

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

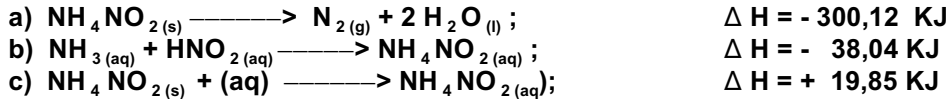
Las reacciones para las cuales nos dan datos son:

- |  |                                      |  |
|--|--------------------------------------|--|
| a) $I^-_{(g)} + K^+_{(g)} \longrightarrow KI_{(s)}$          | $\Delta H^\circ = -631,8 \text{ kJ}$ | ( $E_{\text{RETICULAR KI}}$ )                    |
| b) $K_{(s)} \longrightarrow K_{(g)}$                         | $\Delta H^\circ = +87,9 \text{ kJ}$  | ( $\Delta H^\circ_{\text{SUBLIMAC POTASIO}}$ )   |
| c) $I_{2(s)} \longrightarrow I_{2(g)}$                       | $\Delta H^\circ = +43,5 \text{ kJ}$  | ( $\Delta H^\circ_{\text{SUBLIMAC YODO}}$ )      |
| d) $I_{2(g)} \longrightarrow 2 I_{(g)}$                      | $\Delta H^\circ = +150,9 \text{ kJ}$ | ( $\Delta H^\circ_{\text{DISOCIACIÓN YODO}}$ )   |
| e) $K_{(g)} \longrightarrow K^+_{(g)} + 1 e^-$               | $\Delta H^\circ = +418,7 \text{ kJ}$ | ( $\Delta H^\circ_{\text{IONIZACIÓN POTASIO}}$ ) |
| f) $\frac{1}{2} I_{2(s)} + K_{(s)} \longrightarrow KI_{(s)}$ | $\Delta H^\circ = -330,5 \text{ kJ}$ | ( $\Delta H^\circ_{\text{FORMACIÓN KI}}$ )       |

Por lo que para obtener la reacción pedida hemos de combinar las reacciones que nos dan de la siguiente forma



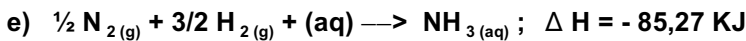
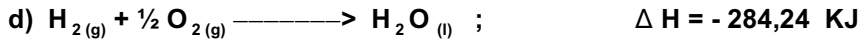
**A-07 - Tomando como base las ecuaciones termoquímicas a 25°C que se indican a continuación, calcular la entalpía de formación del ácido nítrico en disolución acuosa que se indica con el subíndice (aq):**



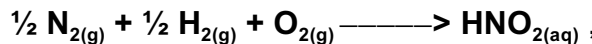
Así como las entalpías de formación del agua líquida ( $\Delta H = -284,24 \text{ KJ}$ ) y del amoníaco en disolución acuosa ( $\Delta H = - 85,27 \text{ KJ}$ )

**Solución**

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



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



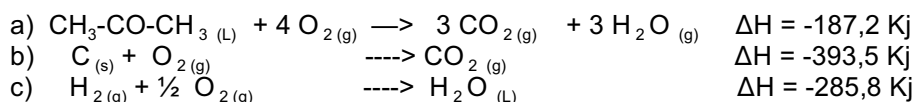
la cual hemos de obtener mediante la suma de las cinco reacciones anteriores o de sus inversas, tomadas una vez o varias. Para ello, debemos fijarnos en alguna de las sustancias que aparecen en la reacción a obtener, localizarla en alguna de las cinco dadas y tomar ésta de forma que dicha sustancia aparezca 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>b</b> , por lo que hemos de coger la inversa de ésta:	<b>- b</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 <b>c</b>	<b>c:</b> $\text{NH}_4\text{NO}_{2(\text{s})} + (\text{aq}) \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_{2(\text{aq})}$ ; $\Delta H = + 19,85 \text{ KJ}$
También hemos de eliminar el $\text{NH}_{3(\text{aq})}$ , que hemos de colocar en el primer miembro, con la inversa de la reacción <b>e</b>	<b>- e</b> $\text{NH}_{3(\text{aq})} \longrightarrow \frac{1}{2} \text{N}_{2(\text{g})} + \frac{3}{2} \text{H}_{2(\text{g})} + (\text{aq})$ $\Delta H = 85,27 \text{ KJ}$
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 <b>a</b>	<b>-a</b> $\text{N}_{2(\text{s})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_{2(\text{s})}$ $\Delta H = 300,12 \text{ KJ}$
Finalmente, para eliminar los $2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ introducidos con ésta última, hemos de tomar el doble de la reacción <b>d</b>	<b>2d</b> $2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ ; $\Delta H = 2 \cdot (- 284,24) \text{ KJ}$
Al sumarlas todas, eliminando y/o simplificandolas sustancias que aparecen en ambos miembros, y sumando también los $\Delta H$	$\frac{1}{2} \text{N}_{2(\text{g})} + \frac{1}{2} \text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{HNO}_{2(\text{aq})}$ $\Delta H = -125,2 \text{ KJ}$ ,

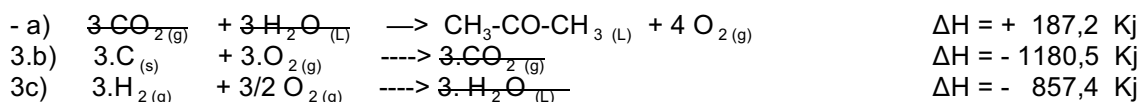
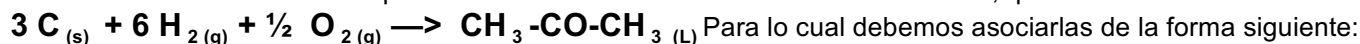
**A-08** - Sabiendo que la entalpía de combustión de la propanona,  $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$  (L) es  $\Delta H = -187,2 \text{ KJ/mol}$ , hallar la entalpía de formación de la misma, si las entalpías de formación del dióxido de carbono y del agua líquida son, respectivamente:  $-393,5 \text{ y }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



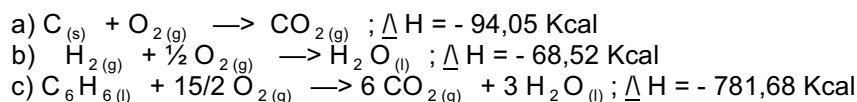
Las cuales, al sumarlas, queda:  $3 \text{C (s)} + 6 \text{H}_2 \text{ (g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{ (g)} \longrightarrow \text{CH}_3\text{-CO-CH}_3 \text{ (L)} ; \Delta H = - 1850,7 \text{ KJ}$

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

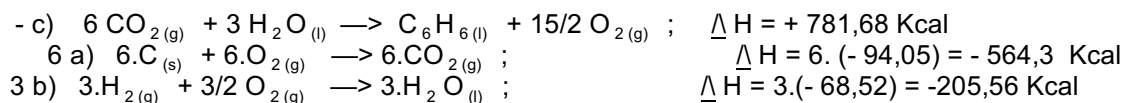
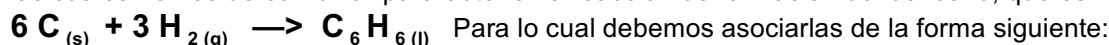
**A09- Conociendo las entalpías normales de formación del dióxido de carbono:  $-94,05 \text{ Kcal/mol}$  y del agua líquida:  $-68,52 \text{ Kcal/mol}$  y la entalpía de combustión del benceno ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) :  $-781,68 \text{ Kcal}$ , calcular la entalpía normal de formación del benceno.**

### 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:

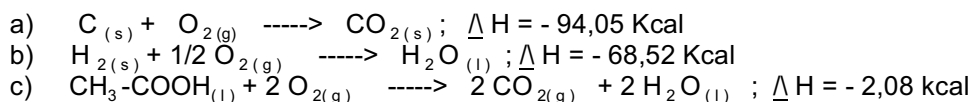


Las cuales, al sumarlas, queda:  $6 \text{C (s)} + 3 \text{H}_2 \text{ (g)} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \text{ (l)} ; \Delta H = + 11,82 \text{ Kcal}$

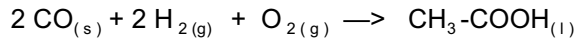
**A-10 - Las entalpías de formación del dióxido de carbono gas, y agua líquida son, respectivamente,  $-94,05 \text{ y } -68,52 \text{ Kcal/mol}$ , mientras que el calor de combustión del ácido acético ( $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ) líquido es de  $-2,08 \text{ Kcal/mol}$ . Con estos datos, determine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

### RESOLUCIÓN

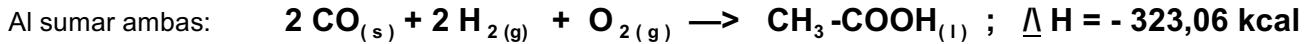
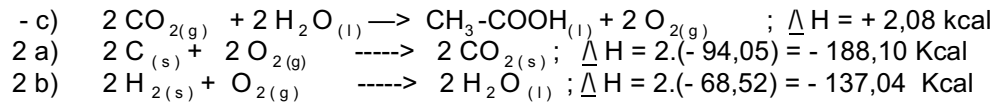
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:



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  $\text{CH}_3\text{-COOH}_{(l)}$ , 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:



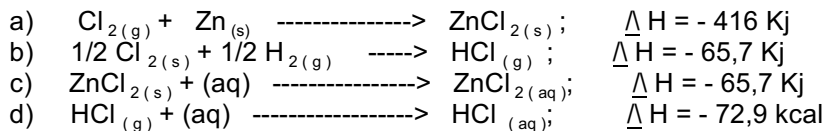
Que es, por tanto, la entalpía de formación del ácido acético líquido

---

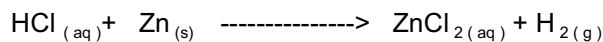
**A-11- Las entalpías normales de formación del cloruro de zinc sólido y del cloruro de hidrógeno gas son, respectivamente - 416 y - 92,8 KJ/mol y sus entalpías de disolución en agua son, respectivamente - 65,7 y - 72,9 KJ/mol. Con estos datos, determine la entalpía de reacción entre en zinc metálico y el ácido clorhídrico**

RESOLUCIÓN

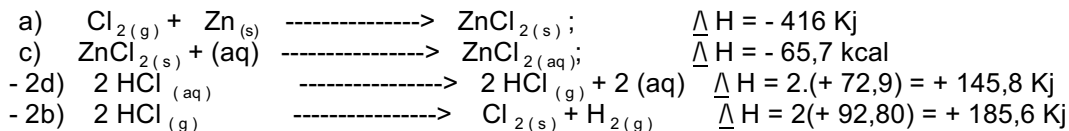
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:



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:



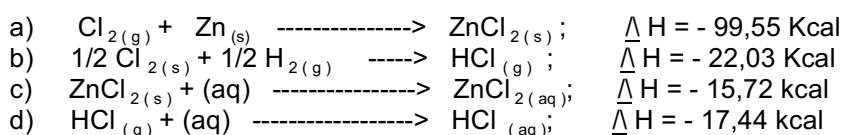
Se trata por tanto de una reacción **EXOTÉRMICA**

---

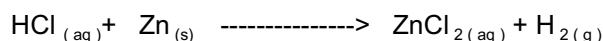
**A-12 - Las entalpías normales de formación del cloruro de zinc sólido y del cloruro de hidrógeno gas son, respectivamente - 99,55 y - 22,03 Kcal/mol y sus entalpías de disolución en agua son, respectivamente - 15,72 y - 17,44 Kcal/mol. Con estos datos, determine la entalpía de reacción entre en zinc metálico y el ácido clorhídrico**

RESOLUCIÓN

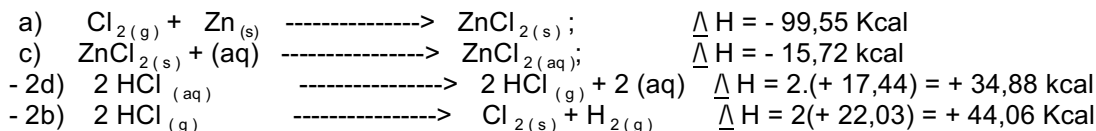
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:



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:

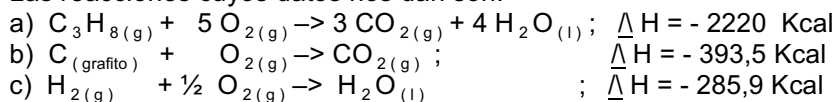


**A - 13 - Calcular la variación de entalpía de la reacción:**  $3\text{C}_{(\text{grafito})} + 4\text{H}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_{8(\text{g})}$

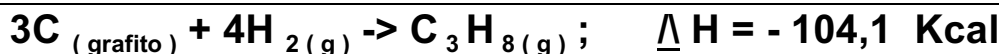
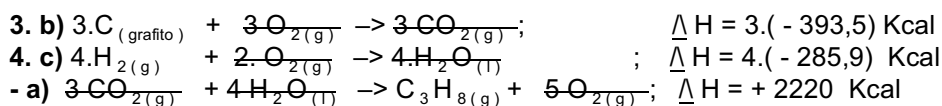
Datos: Entalpías de combustión :  $\text{C}_3\text{H}_{8(\text{g})} = -2220 \text{ kJ/mol}$ ;  $\text{C}_{(\text{grafito})} = -393,5 \text{ kJ/mol}$  y del  $\text{H}_{2(\text{g})} = -285,9 \text{ kJ/mol}$

RESOLUCIÓN

Las reacciones cuyos datos nos dan son:



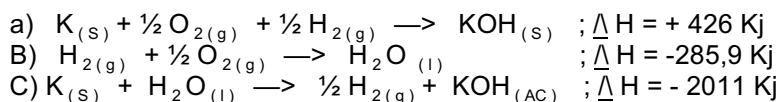
Estas tres reacciones las hemos de combinar de la forma siguiente para obtener la reacción dada::



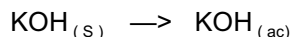
**A 14 - La entalpía de formación del hidróxido de potasio sólido es  $\Delta H = +426 \text{ KJ/mol}$ , y la del agua líquida es, por su parte:  $\Delta H = -285,9 \text{ KJ/mol}$ . Además se sabe que cuando el potasio metálico reacciona con el agua líquida se desprenden  $\Delta H = -2011 \text{ KJ/mol}$  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

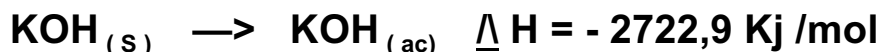
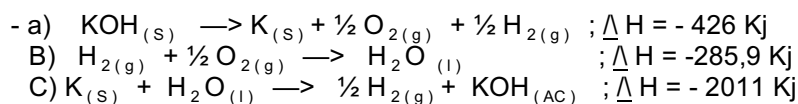
Las reacciones termoquímicas cuyos datos nos ofrecen son:



La reacción cuya entalpía hemos de calcular es:



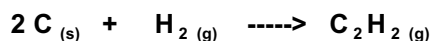
Para obtenerla combinaremos las reacciones anteriores de la forma siguiente:



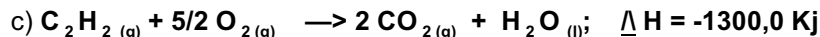
**A- 15 - Calcule la entalpía estándar de formación del acetileno (etino:  $\text{C}_2\text{H}_2$ ) e interprete su signo, conocidos los siguientes datos: Entalpía estándar de formación del agua líquida:  $\Delta H^\circ = -286,0 \text{ kJ/mol}$   
 Entalpía estándar de formación del dióxido de carbono 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

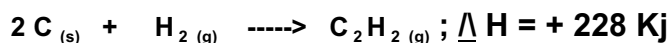
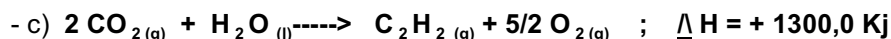
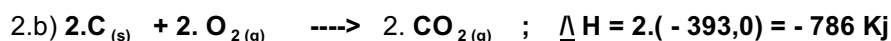
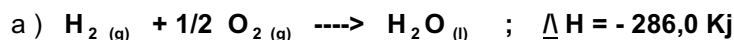
La reacción que hemos de obtener: la formación del acetileno o etino es la siguiente:



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

**A -16 - El naftaleno ( $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ) 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  $25^\circ\text{C}$  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.

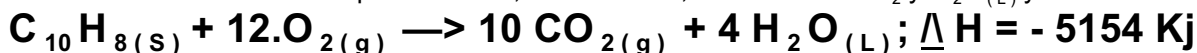
Datos a 298 K:  $\Delta H_{\text{CO}_2(g)} = -393,5 \text{ kJ/mol}$   $\Delta H_{\text{H}_2\text{O}(l)} = -285,8 \text{ kJ/mol}$ .

RESOLUCIÓN

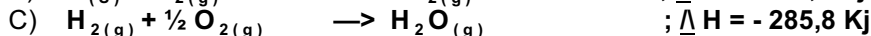
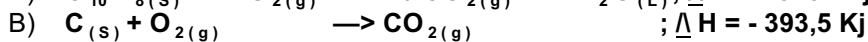
a) La reacción de formación de un compuesto se define como aquella en la cual se forma un mol del compuesto a partir de sus elementos componentes en su forma más estable a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm. En este caso, se tratará de la reacción en la cual se forma un mol de naftaleno a partir de carbono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

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

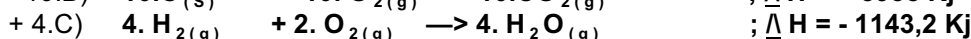
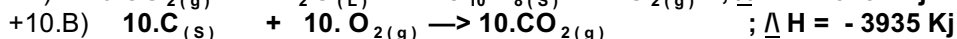
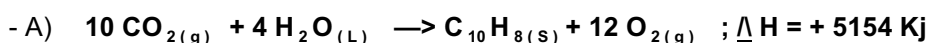
La reacción de combustión es aquella en la cual un mol del compuesto se combina con oxígeno para dar los óxidos de los elementos que lo forman, en este caso, se formarán  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}_{(L)}$  y es:



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  $\text{CO}_2$  y del agua:



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-17 - 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)  $\text{Li}_{(g)} \rightarrow \text{Li}^+_{(g)} + 1 e^- ; \Delta H = + 519,4 \text{ kJ/mol}$
- B)  $\text{F}_{(g)} + 1 e^- \rightarrow \text{F}^-_{(g)} ; \Delta H = - 334,4 \text{ kJ/mol}$
- C)  $\text{Li}_{(s)} \rightarrow \text{Li}_{(g)} ; \Delta H = + 154,7 \text{ kJ/mol}$
- D)  $\text{F}^-_{(g)} + \text{Li}^+_{(g)} \rightarrow \text{F}^-\text{Li}^+_{(s)} ; \Delta H = - 1019,92 \text{ kJ/mol}$
- E)  $\text{F}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{F}_{(g)} ; \Delta H = + 154,7 \text{ kJ/mol}$

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 ( $\text{F}^-\text{Li}^+_{(s)}$ ) a partir de los elementos que lo componen en su forma más estable a 25°C y 1 Atm ( $\text{Li}_{(s)}$  y  $\text{F}_{2(g)}$ ), y que es:

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

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



**A-18 - En la fermentación de la glucosa se obtienen etanol y dióxido de carbono. Si en la combustión completa de la glucosa y del etanol se desprenden, respectivamente, 3,74 Kcal/gramo y 7,11 Kcal/gramo, y que la entalpía de formación del dióxido de carbono es de - 94 Kcal/mol, calcular la entalpía de la reacción de fermentación de la glucosa, indicando si se trata de un proceso endotérmico o exotérmico.**

**RESOLUCIÓN**

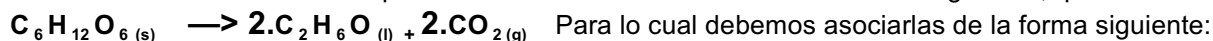
Las entalpías de reacción que nos ofrecen hemos de transformarlas para expresarlas en Kcal/mol:

Glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) : Pm = 180:  $\Delta H = - 3,74 \cdot 180 = - 673,2 \text{ Kcal/mol}$   
 Etanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) : Pm = 46:  $\Delta H = - 7,11 \cdot 46 = - 327,06 \text{ Kcal/mol}$

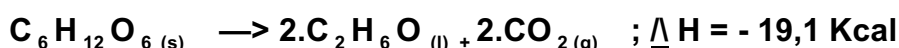
Y así, las reacciones para las cuales nos ofrecen datos sobre sus entalpías son:

- a)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s) + 6.\text{O}_{2(g)} \rightarrow 6.\text{CO}_{2(g)} + 6.\text{H}_2\text{O}_{(l)} ; \Delta H = - 673,2 \text{ Kcal}$
- b)  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)} + 3.\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2.\text{CO}_{2(g)} + 3.\text{H}_2\text{O}_{(l)} ; \Delta H = - 327,06 \text{ Kcal}$
- c)  $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} ; \Delta H = - 94 \text{ Kcal}$

Las cuales hemos de combinar para obtener la reacción de fermentación de la glucosa, que es:



- a)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s) + 6.\text{O}_{2(g)} \rightarrow 6.\text{CO}_{2(g)} + 6.\text{H}_2\text{O}_{(l)} ; \Delta H = - 673,2 \text{ Kcal}$
- 2b)  $4.\text{CO}_{2(g)} + 6.\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2.\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_{(l)} + 6.\text{O}_{2(g)} ; \Delta H = + 654,12 \text{ Kcal}$



La reacción C) no es necesario utilizarla.

Al darnos un **valor negativo para el  $\Delta H$** , se trata de una **reacción exotérmica**

**A-19 - La reacción de combustión de carbono sólido a dióxido de carbono (gas) tiene una entalpía de -94,1 kcal/mol, mientras que en la combustión del hidrógeno (gas) a agua en estado líquido la entalpía es de -63,3 kcal/mol . Por otra parte, el calor que se absorbe en el proceso:  $\text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)}$  es de 212,8 kcal/mol \_Calcúlese el calor de formación del metano ( $\text{CH}_4$ ) a partir de carbono sólido e hidrógeno gas.**

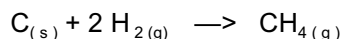
**b) ¿Qué utilidad tiene aquí, desde el punto de vista práctico, la aplicación de la ley de Hess? Responda escuetamente.**

### RESOLUCIÓN

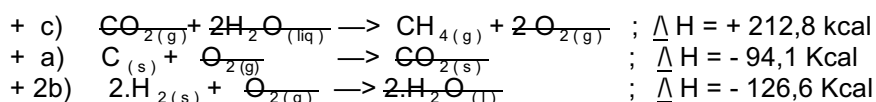
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:

- a)  $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(s)} ; \Delta H = -94,1 \text{ Kcal}$   
b)  $\text{H}_{2(s)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} ; \Delta H = -63,3 \text{ Kcal}$   
c)  $\text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} ; \Delta H = +212,8 \text{ kcal}$

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



Para obtenerla, hemos de partir de la reacción c) y sumarle una vez la reacción a), para eliminar el  $\text{CO}_2$  y 2 veces la reacción b), para eliminar el  $\text{H}_2\text{O}$  y:



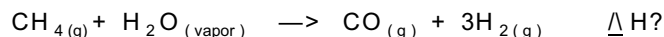
La ley de Hess nos permite "sumar" las reacciones que nos dan para obtener de esta forma la reacción pedida, Lo cual significa que la entalpía final de la reacción es la misma tanto si transcurre de forma directa como si lo hace por etapas siguiendo lo indicado en las reacciones que sumamos.

**A-20 - Escriba ajustadas la reacciones de obtención del "Gas de síntesis" por reacción del metano con vapor de agua a alta temperatura. Calcule el valor de la entalpía de la reacción. DATOS: Entalpías de formación del  $\text{CO}_{(g)} = -110,5 \text{ kJ/mol}$  ; del  $\text{H}_2\text{O}_{(g)} = -262,0 \text{ kJ/mol}$  y del  $\text{CH}_{4(g)} = -74,8 \text{ kJ/mol}$ .**

### SOLUCIÓN

El Gas de síntesis o gas de agua es una mezcla de  $\text{H}_2$  y  $\text{CO}$ .

La reacción de obtención del "gas de síntesis" se basa en la reacción de un compuesto hidrocarbonado con vapor de agua, en el caso del metano la reacción es la siguiente:



La variación de entalpía de la reacción se calcula por medio de la ley de Hess y es:

$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \Delta H_{\text{PRODUCTOS}} - \Delta H_{\text{REACTIVOS}} = -110,5 - [-262,0 + (-74,8)] =$$

$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = +226,3 \text{ kJ/mol}$$

**A-21 - A partir de los datos de la siguiente tabla**

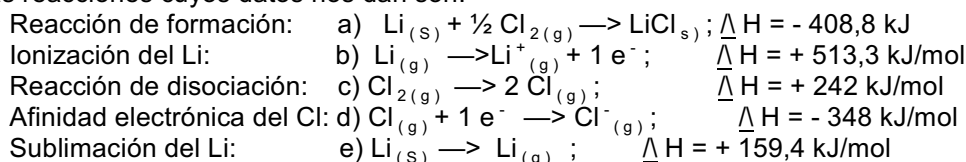
	$\Delta H$ (kJ/mol)
Calor de formación del $\text{LiCl}_{(s)}$	- 408,8
1ª energía de ionización del Li	+ 513,3
Energía de enlace del $\text{Cl}_2$	+ 242
Afinidad electrónica del cloro	- 348
Entalpía de sublimación del Li	+ 159,4

Se pide:

- 1) Escribir todas las reacciones indicadas
- 2) La energía reticular del LiCl

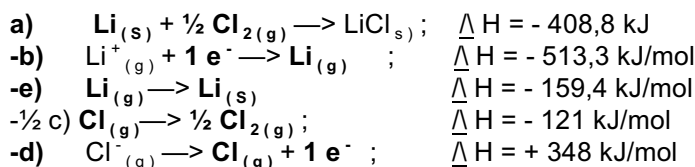
### RESOLUCIÓN

Las reacciones cuyos datos nos dan son:



La energía reticular corresponde a la reacción:  $\text{Li}^+_{(g)} + \text{Cl}^-_{(g)} \rightarrow \text{LiCl}_{(s)}$

y para obtenerla, hemos de combinar las anteriores de la forma siguiente:



$\text{Li}^+_{(g)} + \text{Cl}^-_{(g)} \rightarrow \text{LiCl}_{(s)}$   $\Delta H = - 854,5 \text{ kJ/mol}$ , que es la energía reticular del Li Cl

**A-22** - Calcular el calor de combustión de la gasolina ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atmósfera de presión. El calor de formación (kJ/mol) a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm. para  $\text{CO}_2$ , gasolina y agua (L) es respectivamente -393,5; - 226 y -285,8

### RESOLUCIÓN

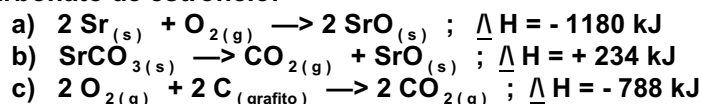
La reacción de combustión de la gasolina es:  $\text{C}_8\text{H}_{18} + \frac{25}{2} \cdot \text{O}_2 \rightarrow 8 \cdot \text{CO}_2 + 9 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Puesto que nos dan los calores de formación, podemos aplicar directamente la Ley de Hess:

$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \Delta H_{\text{PRODUCTOS}} - \Delta H_{\text{REACTIVOS}} = 8 \cdot \Delta H_{\text{CO}_2} + 9 \cdot \Delta H_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H_{\text{C}_8\text{H}_{18}}$$

$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = 8 \cdot (-393,5) + 9 \cdot (-285,8) - (- 226); \Delta H_{\text{REACCIÓN}} = - 5491,5 \text{ KJ}$$

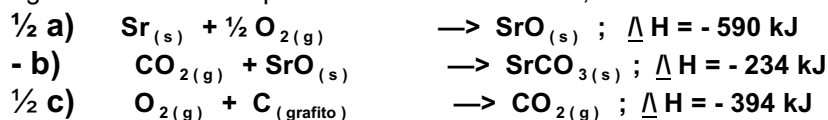
**A-23** - A partir de las siguientes reacciones, calcular la variación de entalpía para la formación de 1 mol de carbonato de estroncio:



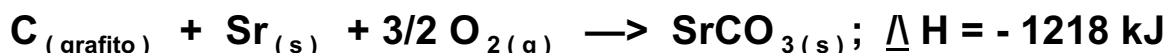
### RESOLUCIÓN:

La reacción de formación del carbonato de estroncio a partir de sus elementos en su forma más estable a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm es:  $\text{C}_{(\text{grafito})} + \text{Sr}_{(s)} + 3/2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{SrCO}_{3(s)}$

Para llegar a esta reacción partiendo de las anteriores, hemos de combinarlas de la forma siguiente:



----- al sumarlas:

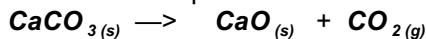


## Grupo B: Ley de Hess + estequiometría

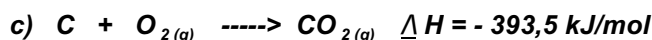
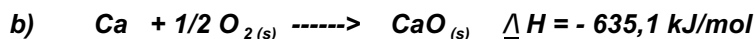
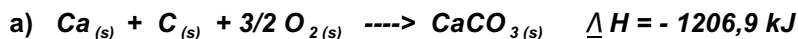
**B-01** - Teniendo en cuenta las entalpías estándar de formación de los compuestos:  $\text{CaCO}_3(s)$  : - 1206,9 kJ/mol ;  $\text{CaO}(s)$  = - 635,1 kJ/mol y  $\text{CO}_2(g)$  = - 393,5 kJ/mol, determine la entalpía correspondiente a la descomposición térmica del carbonato de calcio en óxido de 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

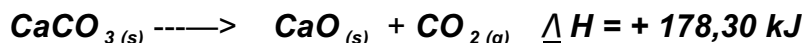
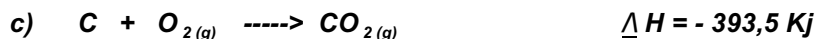
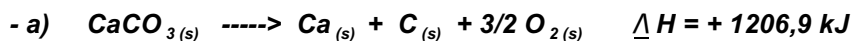
La reacción de descomposición del carbonato de calcio es:



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

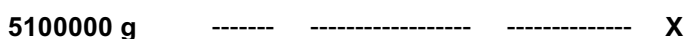
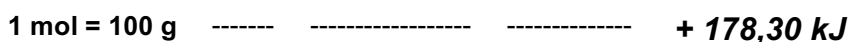
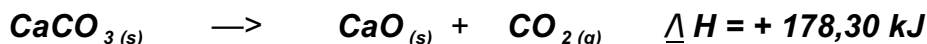


La reacción que se debe obtener se consigue asociando estas tres de la forma siguiente:



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:

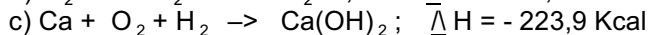
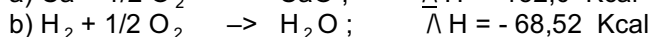
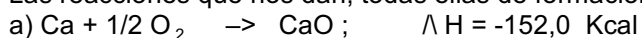


de donde:  $x = \frac{5100000 \cdot 178,30}{100} = 9,09 \cdot 10^6 \text{ kJ}$

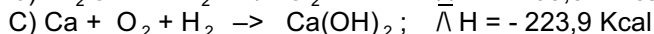
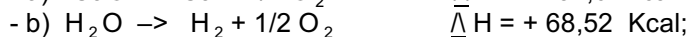
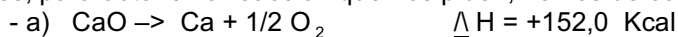
**B 02** - El apagado de la cal viva (Óxido de calcio) consiste en la reacción:  $\text{CaO}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2(s)$ . Calcular la entalpía de esta reacción conocidas las entalpías de formación del Óxido de calcio sólido, agua líquida e Hidróxido de sodio sólido, 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:  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2 \quad \Delta H = - 3,38 \text{ Kcal}$

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

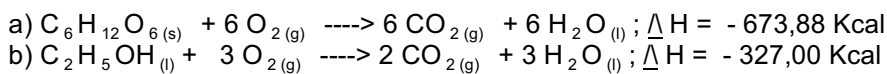
<b>CaO</b>	<b>+</b>	<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>-----&gt;</b>	<b>Ca(OH)<sub>2</sub></b>	<b>Δ H = - 3,38 Kcal</b>
1 mol = 56 g		1 mol = 18 g		1 mol = 74 g	- 3,38 Kcal
1000 g		X	Y	Z	V

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

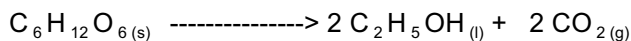
**B 03 - A 298°C y 1 atm, la entalpía de combustión de la glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) sólida es de -673,88 Kcal/mol y la entalpía de combustión del etanol líquido es -327,0 Kcal/mol. Determine la entalpía normal para la reacción de fermentación de la glucosa (SIN AJUSTAR), es: C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6(s)</sub> → C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH<sub>(l)</sub> + CO<sub>2(g)</sub>. ¿Qué cantidad de calor se obtiene en la fermentación de 1 Kg de glucosa? ¿Cuanto etanol se obtendrá?**

RESOLUCIÓN

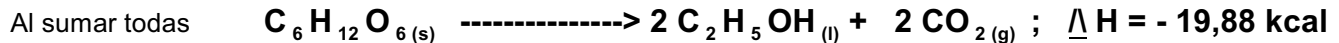
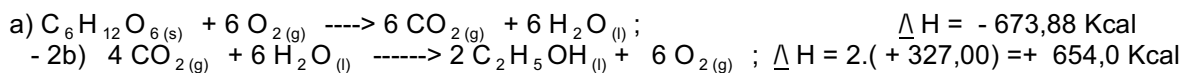
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:



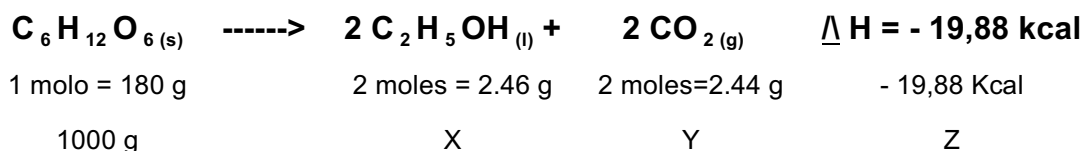
La reacción cuya entalpía hemos de calcular es la reacción de fermentación de la glucosa, y es:



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



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:

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

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

**B-04 - a)** Se tiene la reacción, no ajustada, CH<sub>3</sub>OH<sub>(l)</sub> + O<sub>2(g)</sub> --> H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub> + CO<sub>2(g)</sub>, en la que, a presión constante, se desprenden 725,5 Kj por cada mol de metanol que reacciona. Calcule Δ H cuando: 1) en el proceso se obtienen 4 moles de CO<sub>2(g)</sub>; 2) la dirección de la reacción se invierte (los reactivos se convierten en productos y viceversa) y se obtienen 2 moles de CH<sub>3</sub>OH<sub>(l)</sub>  
**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), CH<sub>4</sub>(g) y Hg (s)? Razone las respuestas.

RESOLUCIÓN

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

$\text{CH}_3\text{OH (l)}$	$+ 3/2 \text{ O}_2\text{(g)}$	$\rightarrow$	$2 \text{ H}_2\text{O (l)}$	$\text{CO}_2\text{(g)}$	$\Delta H = - 725,5 \text{ KJ}$
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:

$2 \text{ H}_2\text{O (l)}$	$\text{CO}_2\text{(g)}$	$\rightarrow$	$\text{CH}_3\text{OH (l)}$	$+ 3/2 \text{ O}_2\text{(g)}$	$\Delta H = + 725,5 \text{ KJ}$
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

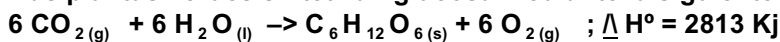
**Ne (g)** Al tratarse de Neón gaseoso y ser ésta su forma más estable en las condiciones estándar, su entalpía será CERO

**H (g)** En este caso tenemos H atómico gaseoso, pero la forma más estable del Hidrógeno en las condiciones estándar es el hidrógeno molecular  $\text{H}_2$ . Por ello, en este caso la entalpía será distinta de cero

**CH<sub>4</sub> (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

**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**

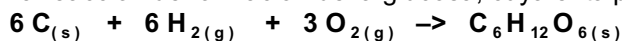
RESOLUCIÓN

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

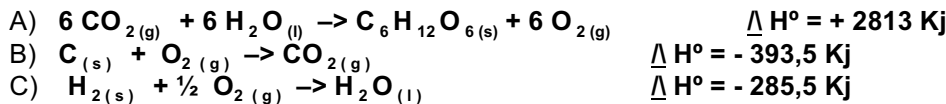
$6 \text{ CO}_2\text{(g)}$	$+$	$6 \text{ H}_2\text{O (l)}$	$\rightarrow$	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6\text{(s)}$	$+$	$6 \text{ O}_2\text{(g)}$	$\Delta H^\circ = 2813 \text{ KJ}$
				1 mol = 180 g			2813 KJ
				1 g			x

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

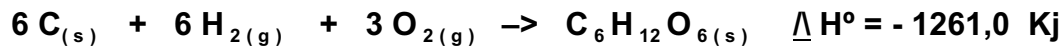
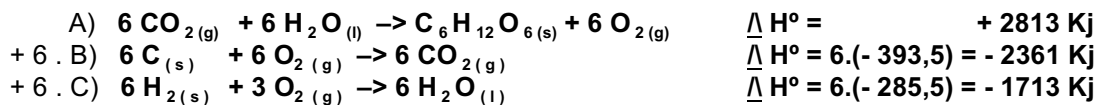
B) La reacción de formación de la glucosa, cuya entalpía tenemos que obtener, es:



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:  $\Delta H^\circ = - 1261,0 \text{ KJ/mol}$

**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/cm<sup>3</sup> 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

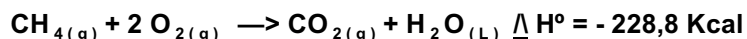
La reacción de combustión del metano es:  $\text{CH}_{4(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(L)}$

Las ecuaciones termoquímicas cuyos datos nos ofrecen son:

- a)  $\text{C}_{(grf)} + 2 \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_{4(g)} ; \Delta H^\circ = - 17,89 \text{ Kcal}$   
 b)  $\text{C}_{(grf)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} ; \Delta H^\circ = - 94,05 \text{ Kcal}$   
 c)  $\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(L)} ; \Delta H^\circ = - 68,32 \text{ Kcal}$

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

- a)  $\text{CH}_{4(g)} \rightarrow \text{C}_{(grf)} + 2 \text{H}_{2(g)} ; \Delta H^\circ = + 17,89 \text{ Kcal}$   
 b)  $\text{C}_{(grf)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} ; \Delta H^\circ = - 94,05 \text{ Kcal}$   
 2.c)  $2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \cdot \text{H}_2\text{O}_{(L)} ; \Delta H^\circ = - 136,64 \text{ Kcal}$



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:

$\text{CH}_{4(g)}$ +	$2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow$	$\text{CO}_{2(g)}$ +	$\text{H}_2\text{O}_{(L)}$	$\Delta H^\circ = - 228,8 \text{ Kcal}$
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:  $\left. \begin{array}{l} 16\text{gCH}_4 \text{ --- } 228,8\text{Kcal} \\ X \text{ --- } 1950 \end{array} \right\} \mathbf{X = 136 \text{ g de CH}_4}$

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:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ moles AIRE} \text{ --- } 20 \text{ moles } O_2 \\ Z \text{ --- } 17,05 \end{array} \right\}$$

Z = 85,25 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:

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

**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.

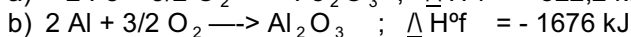
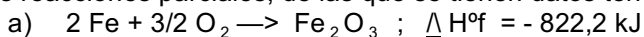
a) Calcular el cambio de entalpía que tiene lugar cuando reaccionan completamente 53,96 gramos de aluminio con un exceso de óxido de hierro (III) a temperatura ambiente.

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

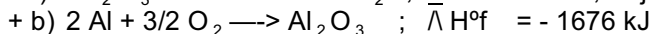
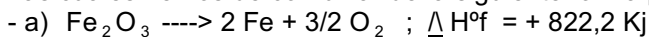
Datos:  $\Delta H^{\circ}_f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -822,2 \text{ kJ}$ ;  $\Delta H^{\circ}_f(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1676 \text{ kJ}$ .

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:



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



a) Teniendo en cuenta la estequiometría de esta reacción:

2 Al +	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> →	2 Fe +	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ;	$\Delta H^{\circ} = -853,8 \text{ kJ}$
2.26,97 g	159,7 g	2.55,85 g	101,94 g	-853,8 kJ
53,96		Y		X

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

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:

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

**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  $\Delta H^\circ$  y de  $\Delta S^\circ$  de las sustancias que intervienen en el proceso son las siguientes: (Considerese que no varían apreciablemente con la temperatura)

Compuesto	$\Delta H^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta S^\circ$ (J/mol.°K)
$\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}_{(s)}$	- 2033	194
$\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}_{(s)}$	- 1577	131
$\text{H}_2\text{O}_{(v)}$	- 285,8	69,9

#### RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:  $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}_{(s)} + 3/2 \text{H}_2\text{O}$

Para determinar si se trata de un proceso endotérmico o exotérmico, hemos de calcular el  $\Delta H$  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

$\Delta H = -1577 + 3/2 \cdot (-285,8) - (-2033) = + 27,3 \text{ KJ}$ , 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 ( $\Delta G$ ) 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  $\Delta G$  viene dado por la expresión:  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ ; hemos de calcular la variación de la entropía  $\Delta S$ , que será:

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

$$\Delta S = 131 + 3/2 \cdot 69,9 - 194 = + 41,85 \text{ j/}^\circ\text{K}$$

Por lo tanto, al sustituir en la expresión antes indicada, nos quedará:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \implies 0 = 27300 \text{ j} - T \cdot (41,85 \text{ j/}^\circ\text{K}); T = \frac{27300}{41,85} = 652,33^\circ\text{K} = 379,33^\circ\text{C}$$

**B 09 - La trinitroglicerina,  $\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$ , 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.**

- Escriba la reacción ajustada de la descomposición de la trinitroglicerina.
- Calcule el calor estándar de formación de la trinitroglicerina.
- 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?
- ¿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.

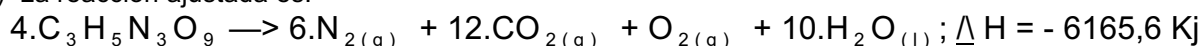
Datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_{2(g)}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$ .

Masas atómicas: H = 1,0 C = 12,0 N = 14,0 O = 16,0

1 cal = 4,18 julios. R = 0,082 atm.l/mol.°K = 8,31 J/mol.°K = 1,987 cal/mol.°K

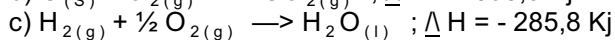
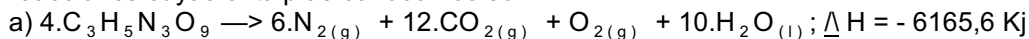
#### RESOLUCIÓN

a) La reacción ajustada es:

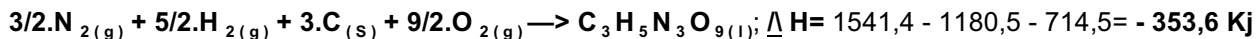
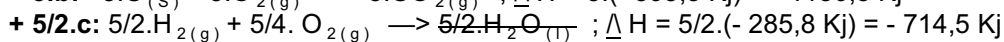
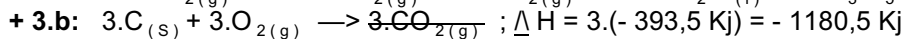
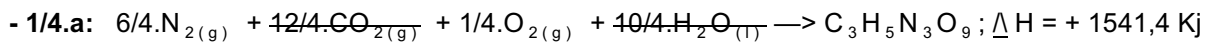


b) Para determinar la entalpía de formación de la nitroglicerina hemos de tener en cuenta la reacción anterior y las de formación del  $\text{CO}_2$  y del  $\text{H}_2\text{O}$ .

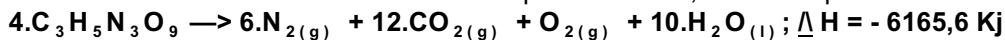
La reacción de formación es:  $3/2.N_{2(g)} + 5/2.H_{2(g)} + 3.C_{(s)} + 9/2.O_{2(g)} \rightarrow C_3H_5N_3O_{9(l)}$  Y las reacciones cuyas entalpías conocemos son:



Las cuales, al aplicar la Ley de Hess, hemos de sumar de la forma siguiente:  $3b + 5/2.c - 1/4.a$ :



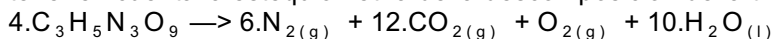
C) Teniendo en cuenta la reacción de descomposición dada, tenemos que:



4 mol de  $C_3H_5N_3O_{9(l)}$  (4.227 g) desprende 6161,6 KJ  
0,00060 g \_\_\_\_\_ X

de donde  $X = \frac{6161,6 \cdot 0,00060}{4,227} = 4,72 \cdot 10^{-3} \text{ KJ} = 4,072 \text{ J} = 4,072/4,18 = \mathbf{0,974 \text{ calorías}}$

D) Para calcular el volumen de oxígeno que se desprende en la descomposición de la cantidad dada, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la descomposición de la trinitroglicerina:



En la cual vemos que 4 moles (4.227 g) desprenden 1 mol de  $O_2$

4.227 g de  $C_3H_5N_3O_9$  Desprenden 1 mol de  $O_2$   
250 g \_\_\_\_\_ X

de donde  $X = \frac{250 \cdot 1}{4,227} = 0,275$  moles de  $O_2$  los cuales en Condiciones Normales ocuparán:

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

**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**

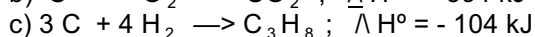
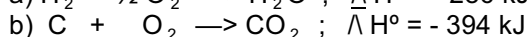
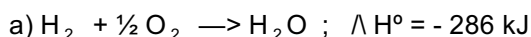
Haga los cálculos suponiendo que el propano es un gas ideal.

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.

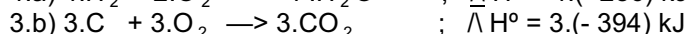
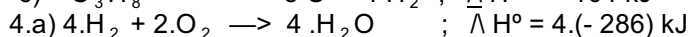
## RESOLUCIÓN

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:

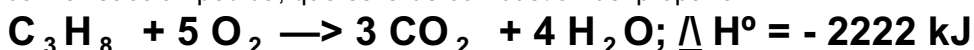


las cuales combinamos para obtener la reacción pedida de la siguiente forma:



las cuales, una vez sumadas:

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:

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

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

Por lo que como la entalpía de combustión era de  $\Delta H^\circ = -2222$  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  $+$ )

**B-12 - Calcular el poder calorífico máximo por  $m^3$  en C.N. de un gas combustible cuya composición volumétrica es la siguiente: 30% de hidrógeno, 50% de metano, 15% de nitrógeno y 5% de dióxido de carbono, siendo sus entalpías de formación, respectivamente para el vapor de agua, agua líquida, metano y óxidos de carbono(II) y (IV) respectivamente:  $-57,8$ ;  $-68,32$ ;  $-17,87$ ;  $-26,62$  y  $-94,03$  Kcal/mol**

#### RESOLUCIÓN

Dado que nos piden el poder calorífico máximo, cuando se queman los componentes de ese gas, originarán los óxidos superiores (en el caso del C originará  $CO_2$ ) y los estados más condensados (en el caso del agua se formará  $H_2O_{(líquida)}$ ). Cuando se quema el gas que nos dan, solamente lo hacen:

Como nos piden el dato referido a  $1 m^3$  de gas y conocemos su composición volumétrica, calculamos el volumen de cada gas en la mezcla:

15% de  $N_2 = 150$  litros, pero este gas no se quema, por lo que no influye en el cálculo que nos piden  
5% de  $CO_2 = 50$  litros, pero este gas tampoco se quema, por lo que no influye en el cálculo que nos piden

30% de  $H_2 = 300$  litros, que en C.N. contiene:  $\frac{300}{22,4} = 13,393$  moles de  $H_2$

50% de  $CH_4 = 500$  litros, que en C.N. contiene:  $\frac{500}{22,4} = 22,321$  moles de  $CH_4$

- La combustión del  $H_2$ , formará agua líquida:  $H_{2(gas)} + \frac{1}{2} O_{2(gas)} \longrightarrow H_2O_{(líquida)}$ ;  $\Delta H = -68,32$  Kcal

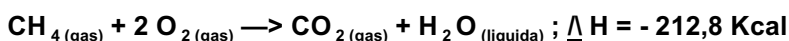
Por tanto, **de la combustión del  $H_2$  obtendremos:  $13,393 \cdot 68,32 = 915$  Kcal**

La reacción de combustión del metano es:  $CH_{4(gas)} + 2 O_{2(gas)} \longrightarrow CO_{2(gas)} + H_2O_{(líquida)}$   
pero al no conocer el valor de su entalpía hemos de calcularla a partir de las entalpías de formación conocidas:

- a)  $C_{(s)} + 2 H_{2(gas)} \longrightarrow CH_{4(gas)}$ ;  $\Delta H = -17,87$  Kcal;
- b)  $C_{(s)} + O_{2(gas)} \longrightarrow CO_{2(gas)}$ ;  $\Delta H = -94,03$  Kcal
- c)  $H_{2(gas)} + \frac{1}{2} O_{2(gas)} \longrightarrow H_2O_{(líquida)}$ ;  $\Delta H = -68,32$  Kcal

las cuales hemos de combinar de la forma siguiente:

- a)  $CH_{4(gas)} \longrightarrow C_{(s)} + 2 H_{2(gas)}$ ;  $\Delta H = +17,87$  Kcal
- b)  $C_{(s)} + O_{2(gas)} \longrightarrow CO_{2(gas)}$ ;  $\Delta H = -94,03$  Kcal
- 2c)  $2 \cdot H_{2(gas)} + O_{2(gas)} \longrightarrow 2 \cdot H_2O_{(líquida)}$ ;  $\Delta H = -136,64$  Kcal



Por tanto, **de la combustión del  $CH_4$  obtendremos:  $22,321 \cdot 212,8 = 4749,91$  Kcal**

Y así, en total obtendremos:  $915 + 4749,91 = \mathbf{5664,91 \text{ Kcal/m}^3}$

**B-13 - El carbonato de calcio (s) se descompone térmicamente en óxido de calcio (s) y dióxido de carbono (g).**

a) Calcule, a partir de los datos que se le dan, el calor de la reacción de descomposición. (hasta  $1,2$

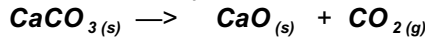
puntos)

- b) Calcule el calor absorbido o desprendido en el proceso si se obtienen 12,8 g de óxido de calcio. (hasta 0,8 puntos)

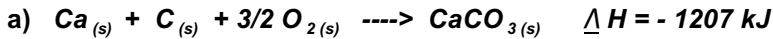
Datos:  $\Delta H_f^\circ \text{CaO}_{(s)} = -633 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ \text{CO}_{2(g)} = -393 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ \text{CaCO}_{3(s)} = -1207 \text{ kJ/mol}$

### RESOLUCIÓN

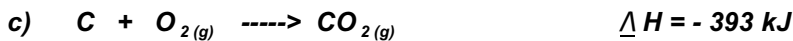
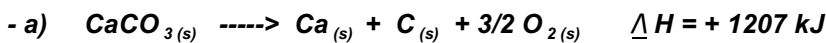
La reacción de descomposición del carbonato de calcio es:



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:



Para determinar el calor intercambiado cuando se obtienen 12,8 g de CaO, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción:

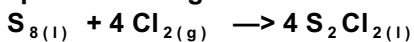
	$\text{CaCO}_{3(s)} \longrightarrow$	$\text{CaO}_{(s)} +$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\Delta H = +181 \text{ kJ}$
Cantidades estequiométricas	1 mol = 100 g	1 mol = 56 g	1 mol = 44 g	+ 181 kJ
Cantidades en la reacción		12,8 g		X

De donde:  $X = \frac{12,8 \cdot 181}{56} = +41,37 \text{ kJ}$ , necesitan absorberse para que  
**tenga lugar esta reacción**

---

---

### B-14 - A partir de la siguiente reacción de formación del dicloruro de diazufre:



Se pide

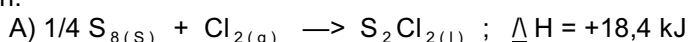
1. ¿La variación de entalpía de esta reacción es el calor estándar de formación del  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ ? Justifique su respuesta.
2. La variación de entalpía de la reacción
3. Calor intercambiado cuando 32 g de  $\text{S}_8$  reaccionan con 71,0 g de  $\text{Cl}_2$

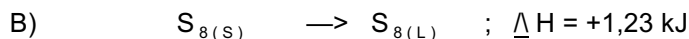
Datos:  $\Delta H_f^\circ \text{S}_2\text{Cl}_{2(l)} = 18,4 \text{ kJ/mol}$  Entalpía de fusión del  $\text{S}_8 = 1,23 \text{ kJ/mol}$

### RESOLUCIÓN

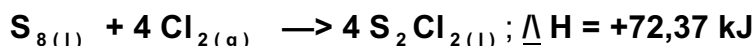
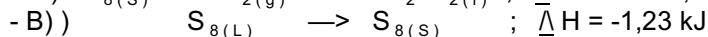
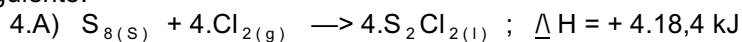
1.- La reacción estándar de formación es aquella en la cual se obtiene un mol del compuesto a partir de sus elementos en su forma más estable en condiciones estándar. Los elementos que forman este compuesto son  $\text{Cl}_2$ , en cual se encuentra en estado gaseoso en condiciones estándar, y el  $\text{S}_8$ , en cual en condiciones estándar se encuentra en estado sólido, por lo que la reacción dada NO ES la reacción de formación, y por tanto la entalpía de esta reacción no es tampoco la entalpía de formación del  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ .

2. Para determinar la entalpía de esta reacción, tenemos que utilizar las de las reacciones que nos dan, y que son:





Para obtener la reacción pedida:  $S_{8(l)} + 4 Cl_{2(g)} \rightarrow 4 S_2 Cl_{2(l)}$  hemos de combinarlas de la forma siguiente:



3. Para calcular la cantidad de calor intercambiado con las cantidades que nos dan, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción, y determinar si las cantidades reaccionantes son las estequiométricas o hay un reactivo limitante. Comparando dichas cantidades vemos que el  $S_8$  actúa como reactivo limitante, por lo que vamos a tomar la cantidad del mismo que tenemos como referencia, comprobando que efectivamente se trata del reactivo limitante

$S_{8(l)} +$	$4 Cl_{2(g)}$	$\rightarrow$	$4 S_2 Cl_{2(l)}$	$\Delta H = +72,37 \text{ kJ}$
1 mol = 8.32 g	4 mol = 4.71 g		4 mol	+ 72.37 kJ
32	X			Y

La cantidad de  $Cl_2$  que reaccionará es:  $X = \frac{32 \cdot 4,71}{8,32} = 35,5 \text{ g}$  de  $Cl_2$  que reaccionarán, por lo que

efectivamente el  $S_8$  actuará como reactivo limitante, ya que se gastará todo, mientras que sobrará  $Cl_2$ , pues había 71 g y solamente reaccionarán 35,5 g.

El calor intercambiado es:  $Y = \frac{32 \cdot 72,37}{8,32} = +9,05 \text{ kJ se absorben}$

**B-15** - Para la obtención de cromo metal por aluminotermia, se mezclan 145 g de óxido de cromo (III) con el 95% de riqueza con 50 g de aluminio en polvo. La mezcla se introduce en un crisol y se inicia la reacción mediante la combustión de una cinta de magnesio introducida en la mezcla hasta que finaliza la reacción. Se pide:

1° Ajustar la reacción que tiene lugar en el proceso de aluminotermia

2° ¿Cual es el reactivo limitante y cual está en exceso y cual es su porcentaje en exceso?

3° Cantidad de cromo obtenido si el rendimiento respecto al reactivo limitante es del 95%.

4° Calcular el calor desprendido en condiciones estándar ( $\Delta H^\circ$ ), considere despreciable el calor aportado por la combustión de la cinta de magnesio, que se utiliza como iniciador de la reacción.

**DATOS:** - Masas atómicas del O; Cr y Al : 16,0; 52,0 y 27,0 respectivamente.

- Entalpías de formación estándar del óxido de cromo y del óxido de aluminio: - 1139 y -1676 kJ/mol, respectivamente

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, ya ajustada es:  $Cr_2 O_3 + 2 Al \rightarrow Al_2 O_3 + 2 Cr$

Las cantidades de los reactivos que se utilizan son:

- 145 g de  $Cr_2 O_3$  del 95% ==>  $145 \cdot \frac{95}{100} = 130,5 \text{ g de } Cr_2 O_3 \text{ puro}$

- 50 g de Aluminio puro

Para determinar cual es el reactivo limitante, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción, en la cual vamos a partir de la cantidad de  $Cr_2 O_3$ :

$\text{Cr}_2\text{O}_3 +$	$2.\text{Al}$	$\rightarrow$	$\text{Al}_2\text{O}_3 +$	$2.\text{Cr}$	$X = \frac{54.130,5}{152} = 46,36 \text{ g de Al se gastan}$
1 mol=152 g	2 mol= 54 g		1 mol	2 mol=104 g	
130,5 g	X			Y	$Y = \frac{104.130,5}{152} = 89,29 \text{ g de Cr obtenidos}$

Como disponíamos de 50 g de Aluminio y solo se necesitan 46,36 g, sobrará algo de este reactivo, mientras que el  **$\text{Cr}_2\text{O}_3$  se consume todo, por lo que es éste el reactivo limitante**

Cantidad de Al sobrante:  $50 - 46,36 = 3,64 \text{ g de Al sobran} \Rightarrow \% = \frac{3,64}{50} \cdot 100 = 7,28\% \text{ sobra}$

La cantidad de Cromo obtenido se calcula también a partir de la estequiometría de la reacción, teniendo en cuenta que esta cantidad así obtenida (89,29 g) se refiere a un rendimiento del 100%, pero como el rendimiento del proceso es solamente del 95%, se obtendrá solamente el 95% de esa cantidad, que es:

$$89,29 \cdot \frac{95}{100} = 84,82 \text{ g de Cr obtenidos realmente}$$

Para calcular el calor desprendido en condiciones estándar, le aplicamos la Ley de Hess al proceso:

$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \Delta H_{\text{PRODUCTOS}} - \Delta H_{\text{REACTIVOS}} = \Delta H_{\text{Al}_2\text{O}_3} - \Delta H_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = -1676 - (-1139) \Rightarrow \Delta H_{\text{REACCIÓN}} = -537 \text{ KJ}$$

- B-16 - a)** Calcular la entalpía de combustión del metano, sabiendo que las entalpías de formación del metano gas, Dióxido de carbono gas y agua líquida son, respectivamente: -74,9 -393,5 , -285,8 kJ/mol
- B)** Calcule la cantidad de energía desprendida cuando se queman 3 gramos de metano gas.
- C)** Que presión generar  el  $\text{CO}_2$  desprendido si se recoge a  $25^\circ\text{C}$  en un recipiente de 5 litros.
- D)** Calcule el volumen de agua líquida que se produce.

RESOLUCIÓN

La reacción de combustión del metano es:  $\text{CH}_4 + 2.\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2.\text{H}_2\text{O}$  ;

La entalpía de esta reacción es:  $\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \Delta H_{\text{PRODUCTOS}} - \Delta H_{\text{REACTIVOS}} = \Delta H_{\text{CO}_2} + 2 \cdot \Delta H_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H_{\text{CH}_4}$

$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = -393,5 + 2 \cdot (-285,8) - (-74,9) ; \Delta H_{\text{REACCIÓN}} = -890,2 \text{ KJ}$$

$\text{CH}_4 +$	$2.\text{O}_2$	$\rightarrow$	$\text{CO}_2 +$	$2.\text{H}_2\text{O}$	$\Delta H = -890,2 \text{ kJ.}$
1 mol = 16 g	2 mol = 64 g		1 mol = 44 g	2 mol = 36 g	- 890,2
3	X		Y	Z	$\Delta H?$

**B)**  $\Delta H = \frac{3.890,2}{16} = 166,9 \text{ KJ se desprenden}$

**C)**  $Y = \frac{3.44}{16} = 8,25 \text{ g de CO}_2 \text{ se desprenden. Aplicandole la Ecuación de Clapeyron para los gases:}$

$$P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T ; P.5 = \frac{8,25}{44} \cdot 0,082.298 ; P = 0,92 \text{ atm}$$

**d)**  $Z = \frac{3.36}{16} = 6,75 \text{ g de agua líquida} = 6,75 \text{ mL de agua, pues su densidad es } 1 \text{ g/mL}$

**B - 17 - La descomposición térmica del carbonato de calcio sólido produce óxido de calcio sólido y dióxido de carbono gas. Calcule:**

- La entalpía estándar de la reacción de descomposición.
- El volumen de  $\text{CO}_2$  medido a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm, que se podrá obtener mediante dicha reacción cuando se empleen 5.000 kJ.

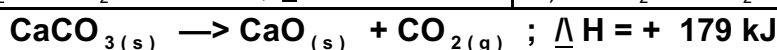
**DATOS:** Calores estándar de formación ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )  $\text{CaCO}_3 = -1207$ ;  $\text{CaO} = -635$ ;  $\text{CO}_2 = -393$ .

RESOLUCIÓN

La reacción de descomposición que tiene lugar es:  $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$

Puesto que nos dan las entalpías de formación de todos los compuestos, la correspondiente a esta reacción podemos determinarla teniendo en cuenta que:  $\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \Delta H_{\text{FORMACIÓN PRODUCTOS}} - \Delta H_{\text{FORMACIÓN REACTIVOS}}$  o bien combinando las reacciones que nos dan:

a) $\text{Ca} + \text{C} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ ; $\Delta H = -1207 \text{ kJ}$	-a) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca} + \text{C} + 3/2 \text{O}_2$ ; $\Delta H = +1207 \text{ kJ}$
b) $\text{Ca} + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$ ; $\Delta H = -635 \text{ kJ}$	b) $\text{Ca} + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$ ; $\Delta H = -635 \text{ kJ}$
c) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ ; $\Delta H = -393 \text{ kJ}$	c) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ ; $\Delta H = -393 \text{ kJ}$



B) el volumen de  $\text{CO}_2$  se determina teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow$	$\text{CaO}_{(s)} +$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\Delta H = -179 \text{ kJ}$
1 mol	1 mol	1 mol	+ 179 kJ
		x mol	5000 kJ

de donde  $x = \frac{5000}{179} = 27,93$  moles de  $\text{CO}_2$ , y el volumen que ocupan se determina mediante la ecuación de

Clapeyron para los gases:  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot V = 27,93 \cdot 0,082 \cdot 298$ ; **V = 682,57 litros de  $\text{CO}_2$**

**B-18 - Calcule, aplicando la Ley de Hess, a partir de las entalpías de combustión dadas:**

- La variación energética de la siguiente reacción:  $\text{Cgrafito}(s) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(g)$
  - La energía liberada cuando se quema un litro de propano medido en condiciones normales.
- DATOS:** Entalpías normales de combustión ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )  $\text{Cgrafito}(s) = -393,5$ ;  $\text{C}_3\text{H}_8(g) = -2219,9$ ;  $\text{H}_2(g) = -285,8$ .

RESOLUCIÓN

La reacción a obtener es:  $\text{Cgrafito}(s) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(g)$

Las reacciones de combustión de las sustancias dadas son:

a) $\text{Cgrafito}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$ ; $\Delta H = -393,5 \text{ kJ}$
b) $\text{C}_3\text{H}_8(g) + 5\text{O}_2(g) \rightarrow 3\text{CO}_2(g) + 4\text{H}_2\text{O}(g)$ ; $\Delta H = -2219,9 \text{ kJ}$
c) $\text{H}_2(g) + 1/2 \text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(g)$ ; $\Delta H = -285,8 \text{ kJ}$

Por lo que para obtener la reacción pedida hemos de combinar estas reacciones de la forma siguiente

3.a) $3\text{Cgrafito}(s) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 3\text{CO}_2(g)$ ; $\Delta H = 3 \cdot (-393,5) = -1180,5 \text{ kJ}$
- b) $3\text{CO}_2(g) + 4\text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(g) + 5\text{O}_2(g)$ ; $\Delta H = +2219,9 \text{ kJ}$
4-c) $4\text{H}_2(g) + 2\text{O}_2(g) \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}(g)$ ; $\Delta H = 4 \cdot (-285,8) = -1143,2 \text{ kJ}$

y al sumarlas, nos queda:  **$\text{Cgrafito}(s) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(g)$ ;  $\Delta H = -103,8 \text{ kJ}$**

Para determinar la energía desprendida al quemar 1 litro de propano, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción de combustión del propano, teniendo en cuenta el nº de moles que se queman:



$$P.V = n.R.T \implies 1.1 = n.0,082.273 ; n = 0,045 \text{ moles de propano}$$

$C_3H_8 (g) +$	$5O_2(g)$	$\rightarrow$	$3.CO_2 (g) +$	$4.H_2O (g)$	$\Delta H = - 2219,9 \text{ kJ}$
1 mol	5 mol		3 mol	4 mol	2219,9 kJ
0,045					x

$$x = \frac{0,045.2219,9}{1}$$

**x = 99,89 kJ se desprenden al quemar 1 Litro de propano en C.N.**

**B-19 - 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?**

### RESOLUCIÓN

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

- a)  $Ca + 1/2 O_2 \rightarrow CaO ; \Delta H = -152,0 \text{ Kcal}$   
 b)  $H_2 + 1/2 O_2 \rightarrow H_2O ; \Delta H = - 68,52 \text{ Kcal}$   
 c)  $Ca + O_2 + H_2 \rightarrow Ca(OH)_2 ; \Delta H = - 223,9 \text{ Kcal}$

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

- a)  $CaO \rightarrow Ca + 1/2 O_2 \quad \Delta H = +152,0 \text{ Kcal}$   
 - b)  $H_2O \rightarrow H_2 + 1/2 O_2 \quad \Delta H = + 68,52 \text{ Kcal};$   
 - c)  $Ca + O_2 + H_2 \rightarrow Ca(OH)_2 ; \Delta H = - 223,9 \text{ Kcal}$

Las cuales al sumarlas, queda:  $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 \quad \Delta H = - 3,38 \text{ Kcal}$

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

<b>CaO</b>	<b>+</b>	<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b>-----&gt;</b>	<b>Ca(OH)<sub>2</sub></b>	<b><math>\Delta H = - 3,38 \text{ Kcal}</math></b>
1 mol = 56 g		1 mol = 18 g		1 mol = 74 g	- 3,38 Kcal
1000 g		V	Y	Z	x

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

Para calcular la cantidad de cal apagada  $Ca(OH)_2$  la obtenemos también partiendo de la estequiometría de la reacción:

$$z = \frac{1000.74}{56} = 1321,4 \text{ g de } Ca(OH)_2 \text{ que se obtienen con 1 Kg de CaO}$$



## Grupo C: Entalpías de enlace

**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  $\Delta H$  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:  $\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \Delta H_{\text{ENLACES FORMADOS}} - \Delta H_{\text{ENLACES ROTOS}}$

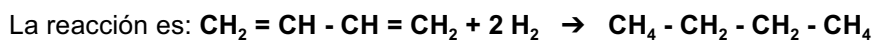
- Los enlaces que se forman son los correspondientes a las dos moles de amoníaco: 6 enlaces N-H
- Los enlaces rotos son los correspondientes a las moléculas de  $\text{N}_2$  y  $\text{H}_2$ : 1 enlace  $\text{N} \equiv \text{N}$  y 3 enlaces H - H

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

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

**C-02** - A partir de las entalpías estándar de enlace, determinar la entalpía para la reacción de hidrogenación del 1,3-butadieno a butano

### RESOLUCIÓN



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:**

$$\begin{array}{l} 2 \text{ enlaces C} = \text{C} : \Delta H = 2 \cdot 612,9 \text{ KJ} = + 1.225,8 \text{ KJ} \\ 2 \text{ enlaces H} - \text{H} : \Delta H = 2 \cdot 436,4 \text{ KJ} = + 872,8 \text{ KJ} \\ \hline \text{Energía total absorbida:} \quad + 2.098,6 \text{ KJ} \end{array}$$

- **Energía desprendida por los enlaces formados:**

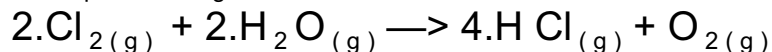
$$\begin{array}{l} 2 \text{ enlaces C} - \text{C} : \Delta H = 2 \cdot 348,15 \text{ KJ} = 696,30 \text{ KJ} \\ 4 \text{ enlaces C} - \text{H} : \Delta H = 4 \cdot 415,32 \text{ KJ} = 1.661,28 \text{ KJ} \\ \hline \text{Energía total desprendida:} \quad 2.357,58 \text{ KJ} \end{array}$$

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

**C-03** - Calcular la entalpía para la reacción entre el cloro gaseoso y el vapor de agua para dar cloruro de hidrógeno y oxígeno gaseoso, conociendo las entalpías de enlace.

### RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es:



La entalpía de reacción se puede determinar por medio de las entalpías de enlace teniendo en cuenta que para romper un enlace es necesario suministrarle energía ( $\Delta H > 0$ ) y cuando se forma un enlace se desprende energía ( $\Delta H < 0$ ), por lo que será:

$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \Delta H_{\text{ENLACES ROTOS}} - \Delta H_{\text{ENLACES FORMADOS}}$$

Enlaces rotos: Todos los de los reactivos: 2 Cl - Cl..... 2 . 242 = 484 Kj  
4 H-O ..... 4 . 463 = 1852 Kj

Enlaces formados: Todos los de los productos: 4 H-Cl ..... 4 . 431 = 1724 Kj  
1 O = O..... 1 . 494 = 494

$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = (484 + 1852) - (1724 + 494) = + 118 \text{ Kj}$$