

Termoquímica 5. Ley de Hess. Aplicaciones.

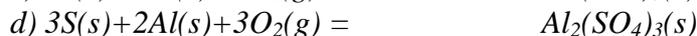
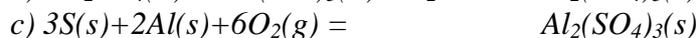
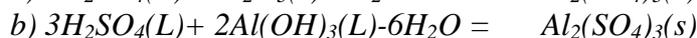
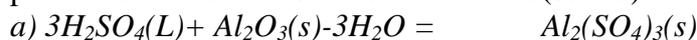
81. Germain Hess fue quizá uno de los termoquímicos más importantes y también más olvidados al haberse anticipado 50 años a los científicos de su generación. En 1840 enunció su ley experimental basada en la consideración de medidas calorimétricas efectuadas con rara precisión, en la neutralización del ácido sulfúrico con amoníaco, que comprobaron que el calor desarrollado en una reacción química sólo depende del estado inicial (reaccionantes) y del final (productos de la reacción), y nunca de los procesos intermedios, todo ello antes de haberse enunciado el principio de conservación de la energía y la primera ley termodinámica. Naturalmente el calor medido siempre se hizo a presión constante, y por lo tanto sería lo que actualmente se considera:

- a) *Es equivalente al trabajo*
- b) *Variación de entalpía*
- c) *Es equivalente al calor*
- d) *Es igual a la variación de energía interna*

SOLUCIÓN

La variación de entalpía es el calor desprendido o absorbido en una reacción química sólo a presión constante, y sólo en estas condiciones es una función de estado, mientras que el calor y el trabajo no son funciones de estado al depender del camino efectuado en la evolución de un estado a otro. Por eso la única respuesta correcta es la b.

82. Para determinar el calor de formación de un compuesto químico hay primero que escribir la ecuación de su formación, circunstancia que a veces no resulta fácil. Si te dan estas 4 ecuaciones para la formación del sulfato de aluminio (sólido):



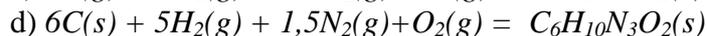
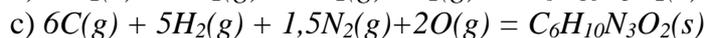
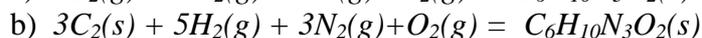
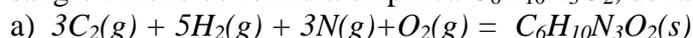
dirás que sólo es válida la : a) a b) b c) c d) d

SOLUCIÓN

Dado que la formación de un compuesto químico se hace a partir de sus elementos constituyentes en su estado estándar, y en la molécula de sulfato de aluminio existen 2 átomos de aluminio, 3 de azufre, y 12 de O, formados por 6 moléculas, la única propuesta válida es la c

83. Los aminoácidos son componentes fundamentales de nuestro organismo, a través de las proteínas.

Uno de los aminoácidos más conocidos es la histidina, fijador y protector del hierro(II) en nuestra sangre. Tiene de fórmula empírica $C_6H_{10}N_3O_2$, de las cuatro ecuaciones dadas :



la que corresponde a su formación sería la: a) a b) b c) c d) d

SOLUCIÓN

Haciendo el mismo razonamiento del test anterior, dado que el hidrógeno, nitrógeno y oxígeno se encuentran en forma molecular en su estado estándar, la única propuesta válida será la d.

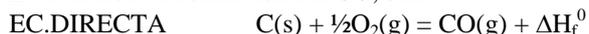
84*. El monóxido de carbono es un gas difícil de formar directamente, pues implicaría la combustión incompleta del carbón, y además es muy peligroso, al combinarse preferentemente al oxígeno con la hemoglobina de la sangre. Por eso aunque la ecuación termoquímica de su formación es:

$C(s) + \frac{1}{2}O_2(g) = CO(g) + \Delta H_f^0$, su entalpía de formación se podría determinar indirectamente conociendo:

- El calor de combustión del dióxido de carbono y el del monóxido
- El calor de formación del dióxido de carbono y el de combustión del monóxido
- El calor de formación del carbono y el de formación del dióxido de carbono
- El calor de combustión del carbono y el de combustión del monóxido de carbono

SOLUCIÓN

La ecuación de formación del CO, sería:



Aplicando la ley de Hess, se podría calcular indirectamente a través de



Si restamos paso 1 – paso 2, y ordenamos por miembros



Su comparación con la ecuación directa permitirá determinar que: $\Delta H_f^0 = \Delta H_1^0 - \Delta H_2^0$

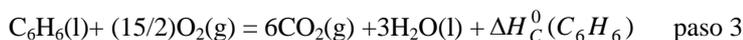
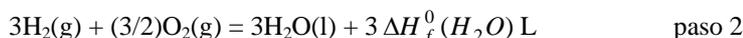
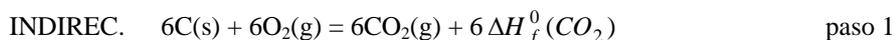
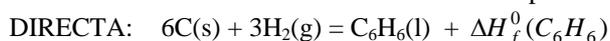
o sea el calor de formación del monóxido de carbono sería igual al de formación del dióxido menos el de combustión del monóxido de carbono, reacciones fáciles de realizar experimentalmente.

85. Aunque el benceno se ha podido obtener catalíticamente directamente a partir de sus elementos naturales, C(s) e H₂(g), sin embargo las condiciones no eran las óptimas para calcular Su calor de formación se podría obtener aplicando la ley de Hess, si se conocen el calor de formación del dióxido de carbono $\Delta H_f^0(CO_2)$ y del agua (L) $\Delta H_f^0(H_2O)$, y el de combustión del benceno $\Delta H_c^0(C_6H_6)$, porque su reacción de formación se puede conseguir a partir de la de combustión, para ello bastará con:

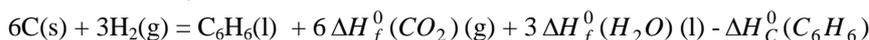
- $\Delta H_c^0(C_6H_6) - 6\Delta H_f^0(CO_2) - 6\Delta H_f^0(H_2O)$
- $6\Delta H_f^0(CO_2) - \Delta H_c^0(C_6H_6) + 6\Delta H_f^0(H_2O)$
- $6\Delta H_f^0(CO_2) + 3\Delta H_f^0(H_2O) - \Delta H_c^0(C_6H_6)$
- $\Delta H_c^0(C_6H_6) - 6\Delta H_f^0(CO_2) - 3\Delta H_f^0(H_2O)$

SOLUCIÓN

La ecuación directa de formación del benceno a partir de sus elementos constituyentes en sus estados estándar, sería:



Si se hace 1+2-3, se obtiene :



que al comparar con la directa produce: $\Delta H_f^0(C_6H_6) = 6\Delta H_f^0(CO_2)(g) + 3\Delta H_f^0(H_2O)(l) - \Delta H_c^0(C_6H_6)$

Por lo tanto la propuesta correcta es la c.

86. La generalización de la ley de Hess para calcular el calor de formación de un compuesto orgánico $C_xH_yO_z$, conociendo su entalpía de combustión ΔH_C^0 , y las de formación $\Delta H_f^0(CO_2)$ y $\Delta H_f^0(H_2O)$, implicaría:

- a) $x \Delta H_f^0(CO_2) + y \Delta H_f^0(H_2O) - \Delta H_C^0$
 b) $\Delta H_C^0 - (x \Delta H_f^0(CO_2) + y \Delta H_f^0(H_2O))$
 c) $\Delta H_C^0 - (x \Delta H_f^0(CO_2) + y/2 \Delta H_f^0(H_2O))$
 d) $x \Delta H_f^0(CO_2) + y/2 \Delta H_f^0(H_2O) - \Delta H_C^0$

SOLUCIÓN:

A partir del test anterior, se puede deducir que la única correcta es la d

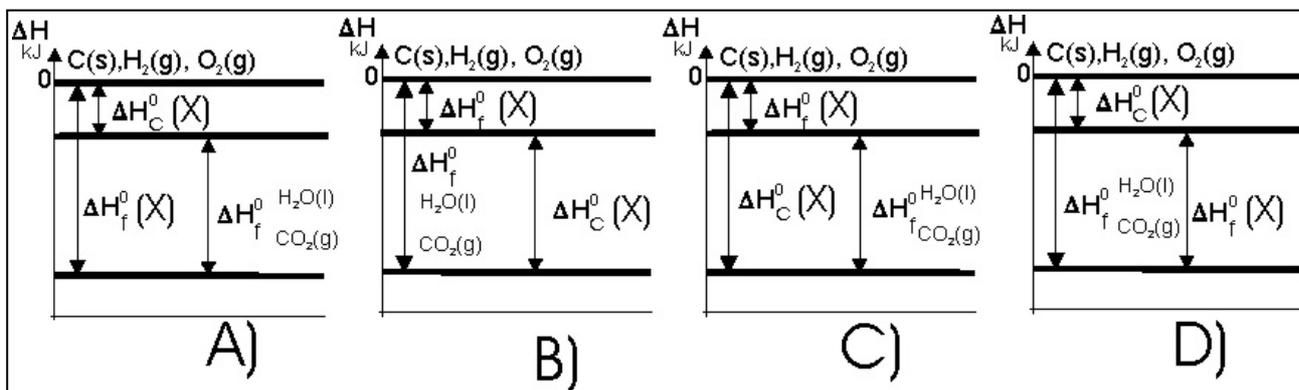
87. Aunque el ácido acético tiene un olor picante (vinagre), sin embargo, uno de sus derivados, el acetato de metilo huele muy bien. Este compuesto tiene una entalpía de combustión de $-1592 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, de forma que aplicando la ley de Hess, y conociendo los de formación del dióxido de carbono y del agua líquida, respectivamente -394 y $-282 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, podrás asegurar que el calor de formación de este compuesto es en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$:

- a) 128 b) 3620 c) -3620 d) -436

SOLUCIÓN:

Aplicando la expresión determinada y empleada en los test 85 y 86, y conociendo que la fórmula molecular del acetato de metilo $C_3H_6O_2$ y que en su combustión se formarán 3 moles de dióxido de carbono gas y otros 3 de agua líquida, su calor de formación $\Delta H_f^0(C_3H_6O_2) = 3 \Delta H_f^0(CO_2) + 3 \Delta H_f^0(H_2O) - \Delta H_C^0(C_3H_6O_2) = 3(-394) + 3(-282) - (-1592) = -436 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. La propuesta correcta es la d.

88. A partir de los primeros diagramas entálpicos de Ponchon y Savarit en 1920, se utilizaron para visualizar y aclarar la ley de Hess, para ello se fija el nivel 0 de la entalpía de de formación esto es el correspondiente a los elementos en su estado desarrollan los primeros diagramas, y así mismo el nivel de entalpía de los reaccionantes y productos de reacción, Así el mas apropiado para un compuesto orgánico X, con carbono, hidrógeno y oxígeno, de todos los dados:



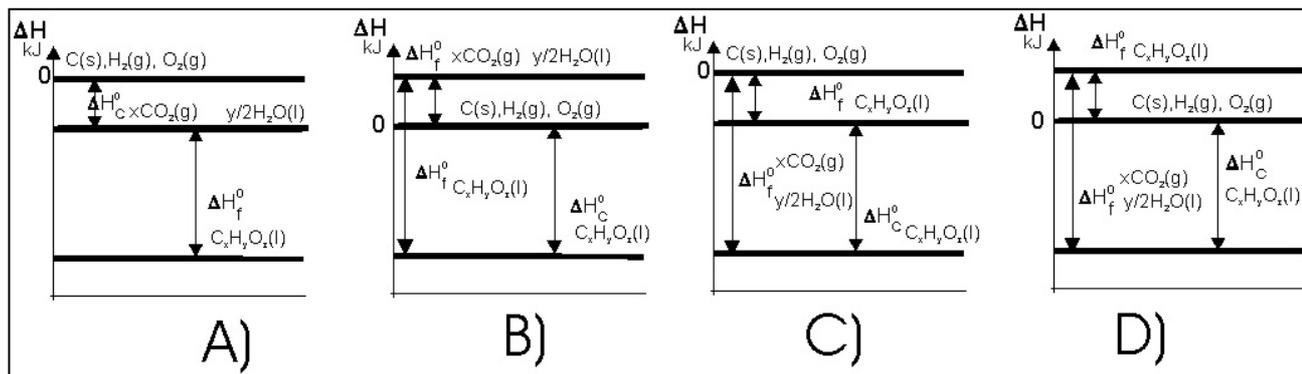
con el que puedes calcular su entalpía de formación es el:

- a) A b) B c) C d) D

SOLUCIÓN:

El A y el D no pueden ser ya que la entalpía de combustión no se desprende a partir de sus elementos en estado estándar. Por un razonamiento similar el C no puede ser por el calor de formación del CO_2 y del H_2O , debe partir de dicho estado, por lo que sólo es posible el B.

89. Si el compuesto orgánico con C, H y O, tiene una fórmula general $C_xH_yO_z$, el diagrama entálpico que se deberá aplicar de todos los presentados:

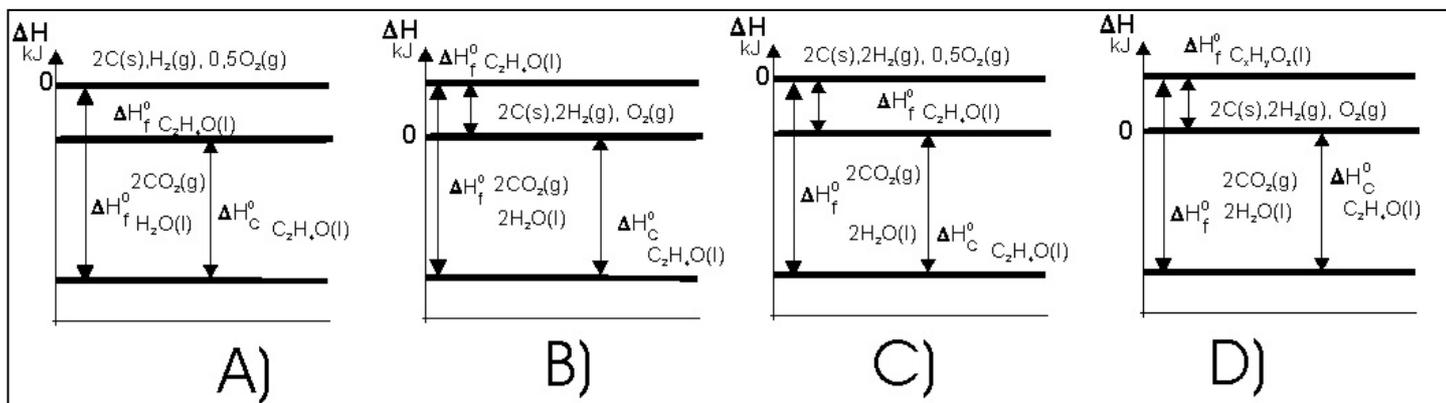


es el: a) A b) B c) C d) D

SOLUCIÓN:

Basándonos en el razonamiento del test anterior, se descartan A, B y D. Sólo es posible el C.

90. Se pretende hacer el diagrama entálpico para obtener la entalpía de formación del etanal $C_2H_4O(L)$, de todos los dados :



El único correcto es el a) A b) B c) C d) D

SOLUCIÓN:

Para la formación del compuesto son necesarios $2C$, $2H_2$ y $\frac{1}{2}O_2$, y en su combustión se formarán $2CO_2$, y $2H_2O$, por lo tanto el único diagrama que lo contempla es el C.

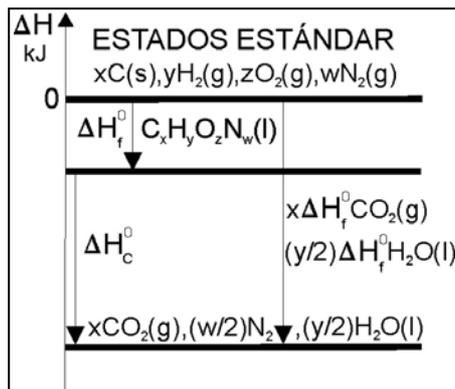
91. La expresión del calor de formación, basándose en la ley de Hess se puede generalizar para cualquier compuesto orgánico $C_xH_yO_zN_w$. Así el calor o entalpía de formación de un compuesto orgánico $C_xH_yO_zN_w$ será: $\Delta H_{f(C_xH_yO_zN_w)}^0 = x\Delta H_{f(CO_2)_g}^0 + \frac{y}{2}\Delta H_{f(H_2O)_l}^0 - \Delta H_{C(C_xH_yO_zN_w)}^0$, ya que en condiciones normales el wN no se combina con el oxígeno, en la reacción de combustión se obtendría como $(w/2)N_2$ cuyo contenido entálpico en condiciones estándar es 0. A partir de dicha expresión se podría calcular el calor de combustión de un compuesto orgánico $C_xH_yO_zN_w$. Así, el nitrobenzeno $C_6H_5NO_2$, es un compuesto orgánico líquido con un olor característico, cuyo calor de formación es $12,5 \text{ kJ mol}^{-1}$. Al ser positivo, su nivel en un diagrama entálpico estará por encima del 0, si conoces las entalpías de formación del $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$, respectivamente -394 y -286 kJ mol^{-1} , dirás que el calor de combustión del nitrobenzeno es :

a) -3806

b) -3782

c) -3092

d) -1418



SOLUCIÓN:

Se podría hacer un diagrama entálpico general, para poder aplicar la expresión:

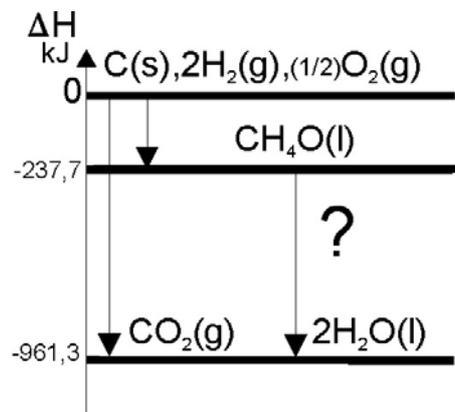
$$\Delta H_{C(C_xH_yO_zN_w)}^0 = x\Delta H_{f(CO_2)_g}^0 + \frac{y}{2}\Delta H_{f(H_2O)_l}^0 - \Delta H_{f(C_xH_yO_zN_w)}^0$$

teniendo en cuenta que el calor de formación del compuesto es positivo.

$$\Delta H_{C(C_6H_5O_2N)}^0 = 6\Delta H_{f(CO_2)_g}^0 + \frac{5}{2}\Delta H_{f(H_2O)_l}^0 - \Delta H_{f(C_6H_5O_2N)}^0$$

$$\Delta H_{C(C_6H_5O_2N)}^0 = 6(-394) + 2,5(-286) - 12,5 = -3091,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La propuesta correcta es la c.



92. Dado el diagrama entálpico del metanol $CH_4O(l)$, dirás que el calor de combustión de dicho compuesto, en kJ mol^{-1} es aproximadamente:

a) 724

b) -329

c) -724

d) 1200

SOLUCIÓN

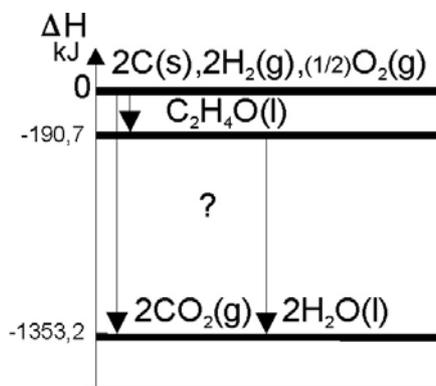
El calor de combustión se puede calcular despejando la expresión

$$\Delta H_{f(CH_4O)}^0 = \Delta H_{f(CO_2)}^0 + 2\Delta H_{f(H_2O)}^0 - \Delta H_{C(CH_4O)}^0$$

dado que la suma de los calores de formación del CO_2 y H_2O producidos, se conoce. Por lo tanto:

$$\Delta H_{C(CH_4O)}^0 = -961,3 - (-237,7) = -723,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La propuesta correcta es la c.



93. Dado el diagrama entálpico del etanal $C_2H_4O(l)$, dirás que el calor de combustión de dicho compuesto en kJ mol^{-1} es aproximadamente:

a) -1163

b) -1544

c) 1544

d) 1163

SOLUCIÓN:

El calor de combustión se puede calcular despejando la expresión

$$\Delta H_{f(C_2H_4O)}^0 = 2\Delta H_{f(CO_2)}^0 + 2\Delta H_{f(H_2O)}^0 - \Delta H_{C(C_2H_4O)}^0$$

dado que la suma de los calores de formación del CO_2 y H_2O producidos, se conoce. Por lo tanto:

$$\Delta H_{C(C_2H_4O)}^0 = -1353,2 - (-190,7) = -1162,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La propuesta correcta es la a.

94. El calor de formación del hidróxido de calcio sólido, sería muy difícil de obtener, ya que cuando la cal sólida se disuelve en agua, para producir la cal apagada, siempre se obtiene una disolución (lechada de cal), y nunca el producto sólido, por eso para calcularlo habrá que hacerlo indirectamente aplicando la ley de Hess. Para ello se requieren una serie de reacciones complementarias como las siguientes:

1. $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l) \quad \Delta H_R^0 = -571,6 \text{ kJ}$
2. $CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s) \quad \Delta H_R^0 = -65,2 \text{ kJ}$
3. $2Ca(s) + O_2(g) \rightarrow 2CaO(s) \quad \Delta H_R^0 = -1270,2 \text{ kJ}$

Aplicándolas se podrá asegurar que dicho calor de formación vale en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, aproximadamente:

- a) 900 b) -900 c) -986 d) 986

SOLUCIÓN

La entalpía de formación del hidróxido cálcico, implicaría el proceso: $Ca(s) + O_2(g) + H_2(g) \rightarrow Ca(OH)_2(s) \quad \Delta H_R^0 = \Delta H_f^0$

Para generarlo a partir de las reacciones dadas, se tendría que: Multiplicar la 3 por 0,5 y sumarle la 2 y la 1 multiplicada por 0,5.

De esta manera: $\Delta H_f^0 = \frac{-1270,2}{2} + (-65,2) + \frac{-571,6}{2} = -986,1 \text{ kJ/mol}$

La solución correcta es la c.

95. El prefijo prop- aplicado a un compuesto orgánico indica la existencia de 3 carbonos, su origen no es latino ni griego, sino que es prefabricado y elaborado artificialmente, pues procede de protopion, primera grasa en griego, por pérdida de ciertas sílabas. Protopion significa primera grasa, y el ácido que la contenía: propiónico. Como poseía 3C, se generalizó y extendió a todos los compuestos con dicho número de carbonos. Si el calor de formación de este ácido es de $-1618 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y los del $\text{CO}_2(g)$ y $\text{H}_2\text{O}(l)$, son respectivamente -394 y $-286 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, dirás que el de combustión será aproximadamente:

- a) $-2040 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ b) $-3658 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
c) $3658 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ d) $-422 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

SOLUCIÓN:

El calor de combustión se puede calcular despejando la expresión $\Delta H_f^0(C_3H_6O_2) = 3 \Delta H_f^0(CO_2) + 3 \Delta H_f^0(H_2O) - \Delta H_c^0(C_3H_6O_2)$, dado que la suma de los calores de formación del CO_2 y H_2O producidos, se conoce.

Por lo tanto: $\Delta H_c^0(C_3H_6O_2) = 3(-394) + 3(-286) - (-1618) = -422 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. La propuesta correcta es la d.

96. Los óxidos de nitrógeno fueron descubiertos como tales por los ingleses Cavendish y Priestley, a finales del siglo XVIII, aunque no con esos nombres. Como se obtienen conjuntamente resultaba difícil aislar puro el N_2O_4 , ya que se encuentra en equilibrio con el NO_2 , sin embargo su calor de formación se puede calcular indirectamente a partir del calor de formación del óxido nítrico $\text{NO}(g)$; $90 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, y de las siguientes reacciones cuyas variaciones entálpicas se conocen:

1. $2\text{NO}(g) + O_2(g) = 2\text{NO}_2(g) \quad \Delta H_R^0 = -112 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
2. $2\text{NO}_2(g) = \text{N}_2\text{O}_4(g) \quad \Delta H_R^0 = -58 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Por todo ello podrás asegurar que el calor de formación del $\text{N}_2\text{O}_4(g)$ es en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$,

- a) -350 b) 10 c) -10 d) 350

SOLUCIÓN

La entalpía de formación del tetraóxido de dinitrógeno, implicaría el proceso: $2O_2(g) + N_2(g) \rightarrow N_2O_4(g) \quad \Delta H_R^0 = \Delta H_f^0$

y el de formación del NO ; $0,5O_2(g) + 0,5N_2(g) \rightarrow \text{NO}(g) \quad \Delta H_f^0 = 90 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Para generar el proceso de formación a partir de las reacciones dadas, se tendría simplemente que sumarlas después de multiplicar la de formación del NO , por 2:

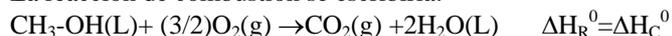
De esta manera: $\Delta H_f^0 = 2 \cdot 90 + (-112) + (-58) = 10 \text{ kJ/mol}$

97. El conocido alcohol de quemar, o alcohol de madera, es metanol. Dado que suele ser más económico que el etanol, éste se a veces se adultera con aquél, produciendo efectos gravemente peligrosos, como la pérdida de la vista, e incluso la vida. Su uso habitual es la combustión, de ahí su nombre. Conociendo los calores de formación del $\text{CO}_2(\text{g})$ y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, $-393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-286,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ respectivamente y el de formación del metanol líquido, $-238,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, dirás que al quemar 100 mL de metanol líquido de densidad $0,8\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Se producirán aproximadamente en kJ:
- a) -727 b) -3010 c) 3010 d) -181

Dato: $\text{CH}_3\text{-OH}$. Masa molar= $32\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

SOLUCIÓN:

La reacción de combustión se escribiría:



El compuesto tiene 1C, 4H y 1^o, por lo que la aplicación de la fórmula, da:

$\Delta H_{\text{C}}^0 = -393,5 + 2(-286,0) - (-238,7) = -726,8 \text{ kJ/mol}$. Como se queman 100mL, son $100\text{mL}(0,8\text{g/mL})=80\text{g}$ conociendo el número de moles $n=80\text{g}/(32\text{g/mol})=2,5$ moles

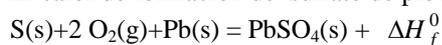
El calor desprendido en este caso (<0), será: $Q=2,5 \text{ moles}\cdot(-726,8\text{kJ/mol})=-1817\text{kJ}$

98. El sulfato de plomo fue un compuesto conocido desde hace mucho tiempo, aunque con otro nombre, vitriolo de saturno, reminiscencia de la época alquimista. Su calor de formación se pudo determinar indirectamente, por aplicación de la ley de Hess, conociendo el calor de formación del sulfuro de plomo(s), $-94,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, y el procedente de la reacción entre el sulfuro de plomo(s) y el oxígeno(g), para formar el sulfato de plomo(s); $-823,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Por ello podrás asegurar que su valor es en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, aproximadamente:

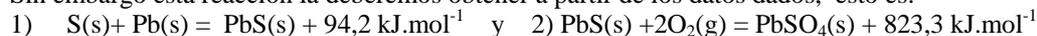
- a) -918 b) 918 c) 729 d) -729

SOLUCIÓN

El calor de formación del sulfato de plomo (II), teóricamente se podría obtener de la reacción de formación:



Sin embargo esta reacción la deberemos obtener a partir de los datos dados, esto es:



bastará con sumar la 1 y la 2 y simplificar: $\text{S}(\text{s}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) + \text{Pb}(\text{s}) = \text{PbSO}_4(\text{s}) + 94,2 + 823,3$.

de lo que $\Delta H_f^0 = -917,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. La respuesta correcta es la a.

- 99 Aunque Lavoisier pasó a la historia por ser el primer y único científico famoso guillotinado, y el inventor de la formulación química, también creó el primer calorímetro de hielo que sirvió para determinar el "calor de combustión de una onza de carbón que era capaz de fundir seis libras y dos onzas de hielo". Pues bien, si en un calorímetro de hielo consigues fundir 100g del mismo cuando quemas 10g de un compuesto orgánico sólido de fórmula empírica $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3$. Dados los calores de formación $\Delta H_f^0(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$. y $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O})(\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$, dirás que el calor de formación de dicho compuesto es en kJ/mol, aproximadamente.

- a) -1333 b) -1100 c) 133 d) 1100

Calor de fusión del hielo= $334,7\text{kJ/kg}$

MASAS ATÓMICAS relativas: C=12/H=1/O=16.

SOLUCIÓN

Se deberá calcular primero el calor absorbido por el hielo al fundirse que corresponderá al desprendido en la combustión de 10g del compuesto $Q=0,1\text{kg}(334,7 \text{ kJ/kg}) = 33,47 \text{ kJ}$. Después se calcularán los moles que corresponden a los 10g, conociendo la masa molar ($24+4+48=76\text{g/mol}$); $n=10\text{g}/(76\text{g/mol})=0,13$. Por lo tanto el calor de combustión será $=33,47 \text{ kJ}/0,13 \text{ moles} = -255,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (ya que corresponde a calor desprendido)

Como $\Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3) = 2 \Delta H_f^0(\text{CO}_2) + 2 \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_C^0(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3) = 2(-393,5) + 2(-285,8) - (-255,5) = -1103 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

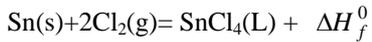
La respuesta correcta es la b

100. A finales del siglo XVI, apareció uno de los libros sobre ciencias Químicas, que mas repercusión tuvo en los comienzos de la Química. Fue la Alchymia de Andrés Libavio. En él se habla de un compuesto volátil, que producía humos, y que por ello fue llamado espíritu fumante de Livabio, que después sería identificado con el cloruro de estaño(II). Este compuesto se puede obtener directamente, con un calor de formación de $-350 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. No así el cloruro de estaño(IV), que se puede obtener por cloración del primero, con una entalpía de reacción de $-195 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Pero con las dos reacciones anteriores, sí puedes obtener el calor de formación del cloruro de estaño(IV), que será en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, aproximadamente :

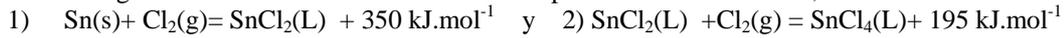
- a) 255 b) -255 c) -545 d) 545

SOLUCIÓN

El calor de formación del cloruro de estaño (IV), teóricamente se podría obtener de la reacción de formación:



Sin embargo esta reacción la deberemos obtener a partir de los datos dados, esto es:



bastará con sumar la 1 y la 2 y simplificar: $\text{Sn(s)} + 2\text{Cl}_2(\text{g}) = \text{SnCl}_4(\text{L}) + 350 + 195$.

de lo que $\Delta H_f^0 = -545 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$