9. Las entalpias de combustión, en condiciones estándar, del etano, el eteno y el H_2 son, respectivamente: -1553,3 kJ/mol, -1405,4 kJ/mol i -284,5 kJ/mol. Calcula la entalpía de reacción de la hidrogenación del eteno a etano, aplicando la ley de Hess.

VER VIDEO https://youtu.be/8B4Y-sUXzzk

ΔH_c^0 (reacción) =?	$CH_2 = CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3 - CH_3$	
$\Delta H_f^0(\text{etano}) = -1553,3 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$CH_3 - CH_3 + 7/2 O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$	-1
$\Delta H_{\rm f}^0({\rm eteno}) = -1405,4 \frac{\rm KJ}{\rm mol}$	$CH_2 = CH_2 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$	1
ΔH_f^0 (dihidrógeno) = -284,5 $\frac{KJ}{mol}$	$H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2 O$	1

$$\Delta H_c^0(\text{reacción}) = -(-1553,3) + (-1405,4) + (-284,5) = -136,6 \text{ KJ/mol}$$

10. La entalpía de formación del tolueno (g) (C_7H_8) es de 11,95 kcal/mol y la entalpía de formación del dióxido de carbono(g) y del agua(l) son de -94,05 y -68,32 kcal/mol, respectivamente. Aplicando la ley de Hess, calcula ¿Cuántas kilocalorías se desprenden en la combustión completa de 23,00 g. de tolueno? Si dicha energía se usa para calentar 10 L. de agua que se encuentran a 10° C, calcula la temperatura que alcanzará el agua.

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.L.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (LA.T.A.).

ACADEMIA ALCOVER. PALMA DE MALLORCA

VER VIDEO https://youtu.be/9hCjp2XVcmA

ΔH_c^0 (tolueno) =?	$C_7H_8 + 9O_2 \rightarrow 7CO_2 + 4H_2O$	
ΔH_f^0 (tolueno) = 11,95 $\frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$7C + 4H_2 \rightarrow C_7H_8$	- 1
ΔH_f^0 (dióxido de C) = $-94.05 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$C + O_2 \rightarrow CO_2$	7
$\Delta H_f^0(\text{agua}) = -68,32 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2 O$	4

$$\Delta H_c^0(\text{tolueno}) = -(11,95) + 7(-94,05) + 4(-68,32) = -943,58 \text{ Kcal.}$$

$$23 \text{ g. de tolueno} \cdot \frac{1 \text{ mol de tolueno.}}{92 \text{ g. de tolueno.}} \cdot \frac{943,58 \text{ Kcal.}}{1 \text{ mol de tolueno}} = 235,9 \text{ Kcal.}$$

$$235,9 \text{ Kcal} \cdot \frac{1000 \text{ cal.}}{1 \text{ Kcal}} \cdot \frac{1 \text{ J.}}{0,24 \text{ cal.}} = 982916$$

$$Q = \text{m·Ce·}\Delta T \rightarrow 982916 = 10.4180.\Delta T \rightarrow \Delta T = 23,51°\text{C.} T = 33,51°\text{C.}$$

14. Las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono y del agua son respectivamente - 393 y

- 286 KJ/mol y la entalpía estándar de combustión del etanal es 1164 KJ/mol. Calcular:
 - a. La entalpía de formación del etanal.
 - b. La energía que se libera al quemar 10 gramos de etanal.

VER VIDEO https://youtu.be/5N6J6rHBvG8

$\Delta H_{f^0}(C_2H_4O) = ?$	$2C + 2H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow C_2H_4O$	
$\Delta H_{f^0}(CO_2) = -393 \text{ KJ/mol}$	$C + O_2 \rightarrow CO_2$	2
$\Delta H_{\rm f}^{0}({\rm H}_{2}{\rm O}) = -286 \text{ KJ/mol}$	$H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2 O$	2
$\Delta Hc^{0}(C_{2}H_{4}O) = -1164 \text{ KJ/mol}$	$C_2H_4O + 5/2 O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$	-1

$$\begin{array}{c} 2C + 2O_2 \rightarrow 2CO_2 \\ 2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O \\ 2CO_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_4O + \frac{5}{2}O_2 \end{array} \bigg\} \\ 2C + \frac{1}{3}O_2 + 2H_2 + 2CO_2 + 2H_2O \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O + C_2H_4O + \frac{5}{2}O_2 \\ \Delta H_f^0(C_2H_4O) = 2 \cdot (-393) + 2 \cdot (-286) - (-1164) = -194 \text{ KJ}. \end{array}$$

$$10 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_4\text{O}}{44 \text{ g. de C}_2\text{H}_4\text{O}} \cdot \frac{1164 \text{ KJ}}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_4\text{O}} = 264,5 \text{ KJ}.$$

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

a)
$$H_2$$
 SO $_{4(aq)}$ + $Zn_{(s)}$ -> Zn SO $_{4(aq)}$ + $H_{2(g)}$; $\underline{\wedge}$ H = -80,1 Kcal b)2 $H_{2(g)}$ + O $_{2(g)}$ -> 2 H_2 O $_{(l)}$; $\underline{\wedge}$ H = -136,6 Kcal c) H_2 SO $_{4(aq)}$ + Zn O $_{(s)}$ -> Zn SO $_{4(aq)}$ + H_2 O $_{(l)}$; $\underline{\wedge}$ H = -50,52 Kcal

RESOLUCIÓN

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

- c)
$$ZnSO_{4 (aq)} + H_2O_{(I)} -----> H_2SO_{4 (aq)} + ZnO_{(s)}$$
 ; $\underline{\Lambda} H = + 50,52 Kcal$ a) $H_2SO_{4 (aq)} + Zn_{(s)} -----> ZnSO_{4 (aq)} + H_{2 (g)}$; $\underline{\Lambda} H = - 80,1 Kcal$ 1/2 b) $H_{2 (g)} + 1/2 O_{2 (g)} ------> H_2O_{(I)}$; $\underline{\Lambda} H = - 68,3 Kcal$

$$(1/2 \text{ b})$$
 $(1/2 \text{ b})$ $(1/2 \text{ b})$

$$Zn_{(s)} + 1/2 O_{2(g)} ----> ZnO_{(s)}$$
 \(\lambda\) H = - 97,88 Kcal

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:

$$C_4 H_{10 (g)} + 13/2 O_{2(g)} \longrightarrow 4 CO_{2(g)} + 5 H_2 O_{(l)}$$

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

a)
$$C_{(s)} + O_{2(g)}$$
 ----> $CO_{2(g)}$; $\Lambda H = -393,0 \text{ Kj}$

b)
$$H_{2(q)} + 1/2 O_{2(q)} ----> H_{2}O_{(j)}$$
; $\Lambda H = -242,0 \text{ Kj}$

c)
$$4 C_{(s)} + 5 H_{2(g)} -----> C_4 H_{10(g)}$$
; $\Lambda H = -125,0 Kj$

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

4.a)
$$4C_{(s)} + 4O_{2(g)}$$
 ----> $4CO_{2(g)}$; $\Lambda H = -1572,0 \text{ Kj}$

5.b)
$$5 H_{2 (g)} + 5/2 O_{2 (g)} ----> 5 H_{2} O_{(I)}$$
; $\Lambda H = -1210,0 Kj$

- c)
$$C_4 H_{10 (q)}$$
 ----> $4 C_{(s)}$ + $5 H_{2 (q)}$; $\Lambda H = + 125,0 Kj$

$$C_4 H_{10 (q)} + 13/2 O_{2 (q)} \longrightarrow 4 CO_{2 (q)} + 5 H_2 O_{(j)}$$
; $\Lambda H = -2657,0 Kj$

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

TERMOQUÍMICA - A-08

Sabiendo que la entalpía de combustión de la propanona, CH_3 -CO- CH_3 (L) es ΔH = -187,2 Kj/mol, hallar la entalpía de formación de la misma, si las entalpías de formación del dióxido de carbono y del agua líquida son, respectivamente: - 393,5 y - 285,8 Kj/mol. . (Suponer que el agua final se obtiene en estado líquido.)

RESOLUCIÓN

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

PROBLEMAS RESUELTOS DE QUÍMICA GENERAL

TERMOQUÍMICA - 9 de 23

a) CH₃-CO-CH_{3 (L)} + 4 O_{2 (g)} ---> 3 CO_{2 (g)} + 3 H₂O (g)
$$\Delta$$
H = -187,2 Kj b) C (s) + O_{2 (g)} Δ H = -393,5 Kj c) H_{2 (g)} + ½ O_{2 (g)} Δ H = -285,8 Kj

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

 $3C_{(s)} + 6H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow CH_3 - CO - CH_{3(L)}$ Para lo cual debemos asociarlas de la forma siguiente:

Las cuales, al sumarlas, queda: $3 C_{(s)} + 6 H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow CH_{3} - CO - CH_{3(L)}; \Lambda H = -1850,7 Kj$

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

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:

a)
$$Cl_{2(g)} + Zn_{(s)}$$
 ------> $ZnCl_{2(s)}$; $\underline{\wedge} H = -416 \text{ Kj}$
b) $1/2 Cl_{2(s)} + 1/2 H_{2(g)}$ ----> $HCl_{(g)}$; $\underline{\wedge} H = -65,7 \text{ Kj}$
c) $ZnCl_{2(s)} + (aq)$ -----> $ZnCl_{2(aq)}$; $\underline{\wedge} H = -65,7 \text{ Kj}$
d) $HCl_{(g)} + (aq)$ -----> $HCl_{(aq)}$; $\underline{\wedge} H = -72,9 \text{ kcal}$

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

$$HCI_{(aq)}$$
+ $Zn_{(s)}$ -----> $ZnCI_{2(aq)}$ + $H_{2(g)}$

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

La entalpía de combustión del acetileno, C_2H_2 (g), es -1300 kJ/mol y la entalpía de combustión del etano, C_2H_6 (g), es -1560 kJ. Con estos datos y la entalpía de formación del agua líquida, determina la entalpía de hidrogenación del acetileno a etano. Dato: $\Delta H_1^{\circ}H_2O$ (I) = -285,8 kJ

En primer lugar, escribimos el proceso cuya variación de entalpía queremos conocer.

$$C_2H_2(g) + 2H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$$
 $\Delta H = 2?$

Escribimos los procesos cuya variación de entalpía conocemos y los identificamos con una letra:

A:
$$2 C_2 H_2(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 2 H_2 O(I)$$
 $\Delta H_A = 2 \text{ prof} \cdot \left(-1300 \frac{\text{kJ}}{\text{prof}}\right) = -2600 \text{ kJ}$

B:
$$2 C_2 H_6(g) + 7 O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 6 H_2 O(I)$$
 $\Delta H_B = 2 \text{ prof} \cdot \left(-1560 \frac{\text{kJ}}{\text{prof}}\right) = -3120 \text{ kJ}$

C:
$$2 H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 H_2O(I)$$

$$\Delta H_C = 2 \mod \left(-285, 8 \frac{\text{kJ}}{\text{pool}}\right) = -571,6 \text{ kJ}$$

El proceso A incluye el C₂H₂ en los reactivos, como buscamos. El proceso B incluye el C₂H₆ en los reactivos, mientras que en el proceso que buscamos aparece en los productos. Sumamos el proceso A con el opuesto de B. Hay que tener en cuenta que al cambiar de sentido el proceso, la variación de entalpía cambia de signo:

A:
$$2 C_2 H_2(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 2 H_2 O(I)$$
 $\Delta H_A = -2600 \text{ kJ}$

-B:
$$4 \text{ CO}_2(g) + 6 \text{ H}_2\text{O}(I) \rightarrow 2 \text{ C}_2\text{H}_6(g) + 7 \text{ O}_2(g)$$
 $\Delta H_{-B} = +3120 \text{ kJ}$

A-B:
$$2 C_2H_2(g) + 4 H_2O(I) \rightarrow 2 C_2H_6(g) + 2 O_2(g)$$
 $\Delta H_{A-B} = +520 \text{ kJ}$

Si combinamos A–B con el doble del proceso de formación del agua, obtendremos el proceso cuya variación de entalpía buscamos. Ten presente que si una reacción se multiplica por un factor, su entalpía se multiplica por el mismo factor:

A-B:
$$2 C_2H_2(g) + 4 H_2O(I) \rightarrow 2 C_2H_6(g) + 2 O_2(g)$$
 $\Delta H_{A-B} = +520 \text{ kJ}$

2 C:
$$4 H_2(g) + 2 O_2(g) \rightarrow 4 H_2O(l)$$
 $\Delta H_{2C} = 2 \cdot (-571,6 \text{ kJ}) = -1143,2 \text{ kJ}$

A-B + 2 C:
$$2 C_2H_2(g) + 4 H_2(g) \rightarrow 2 C_2H_6(g)$$
 $\Delta H_{A-B+2C} = -623,2 \text{ kJ}$

Hemos obtenido la variación de entalpía de la hidrogenación de 2 mol de C₂H₂. Para un solo mol:

$$C_2H_2(g) + 2H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$$
 $\Delta H = \frac{-623,2 \text{ kJ}}{2} = -311,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

Ejercicio 3: Calcule la variación de entalpia para la reacción:

$$2C(s) + H_2(g) \rightarrow C_2H_2(g)$$

Dada las ecuaciones siguientes y sus respectivos cambios de entalpía:

$$C_2H_2(g) + 5/2 O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + H_2O(I)$$
 $\Delta H = -1299,6 \text{ kJ}$
 $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H = -393,5 \text{ kJ}$
 $H_2(g) + 1/2 O_2(g) \rightarrow H_2O(I)$ $\Delta H = -285,9 \text{ kJ}$

Antes de comenzar realizar el ejercicio revisa el apartado debo saber. Para obtener la ecuación principal:

$$\begin{array}{lll} 2C\left(s\right) + 2 \ O_{2}\left(g\right) & \Delta H = -393,5 \times 2 = -787 \ kJ \\ 2CO_{2}\left(g\right) + H_{2}O\left(1\right) & \rightarrow C_{2}H_{2}\left(g\right) + 5/2 \ O_{2}\left(g\right) \\ H_{2}\left(g\right) + \frac{1}{2} \ O_{2}\left(g\right) & \rightarrow H_{2}O\left(1\right) \end{array}$$

$$\Delta H = 1299,6 \ kJ \\ \Delta H = -285,9 \ kJ$$

Simplificando, se obtiene: 2C (s) + H_2 (g) \rightarrow C_2H_2 (g) $\Delta H=226,7$ kJ

Ejercicio 4: Calcule la variación de entalpía para la siguiente reacción:

$$NO(g) + O(g) \rightarrow NO_2(g)$$

Con la siguiente información:

$$\begin{array}{ll} \text{NO (g)} + \text{O}_3 \text{ (g)} \rightarrow \text{NO}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} & \Delta \text{H}^{\circ}_{\text{reac}} = -198,0 \text{ KJ}. \\ \text{O}_3 \text{ (g)} \rightarrow 3/2 \text{ O}_2 \text{ (g)} & \Delta \text{H}^{\circ}_{\text{reac}} = -142,3 \text{ KJ}. \\ \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2\text{O (g)} & \Delta \text{H}^{\circ}_{\text{reac}} = 495,0 \text{ KJ}. \end{array}$$

Solución:

NO (g) + O₂ (g)
$$\rightarrow$$
 NO₂ (g) + O₂ (g) $\Delta H^{\circ}_{reac} = -198,0$ KJ.
3/2 O₂ (g) \rightarrow Ø₃ (g) $\Delta H^{\circ}_{reac} = 142,3$ KJ (cambio de signo, por ser la ecuación inversa) O (g) \rightarrow 1/2 O₂ (g) $\Delta H^{\circ}_{reac} = 495,0$ KJ/2 (la ecuación inversa fue dividida por 2)

Finalmente:

Servicios Académicos para el Acompañamiento y la Permanencia - PAIEP Primera Edición - 2016

3



NO (g) + O (g)
$$\rightarrow$$
 NO₂ (g) $\Delta H_{\rm reac}^{\circ} = 191.8$ KJ.