

9. Las entalpías de combustión, en condiciones estándar, del etano, el eteno y el H₂ 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>

$\Delta H_c^0(\text{reacción}) = ?$	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_3$	
$\Delta H_f^0(\text{etano}) = -1553,3 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_3 + 7/2 \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	- 1
$\Delta H_f^0(\text{eteno}) = -1405,4 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1
$\Delta H_f^0(\text{dihidrógeno}) = -284,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$\text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	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) (C₇H₈) 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 10º C, calcula la temperatura que alcanzará el agua.

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

ACADEMIA ALCOVER. PALMA DE MALLORCA

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

$\Delta H_c^0(\text{tolueno}) = ?$	$\text{C}_7\text{H}_8 + 9\text{O}_2 \rightarrow 7\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	
$\Delta H_f^0(\text{tolueno}) = 11,95 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$7\text{C} + 4\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_7\text{H}_8$	- 1
$\Delta H_f^0(\text{dióxido de C}) = -94,05 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$	7
$\Delta H_f^0(\text{agua}) = -68,32 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$\text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	4

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

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

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

$$Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T \rightarrow 982916 = 10 \cdot 4180 \cdot \Delta T \rightarrow \Delta T = 23,51^\circ\text{C. } T = 33,51^\circ\text{C}$$

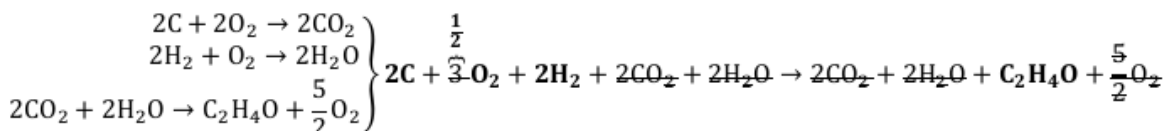
14. Las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono y del agua son respectivamente - 393 y - 286 KJ/mol y la entalpía estándar de combustión del etanal es - 1164 KJ/mol. Calcular:

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>

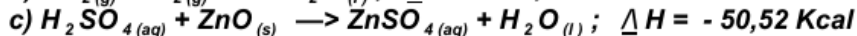
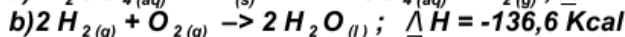
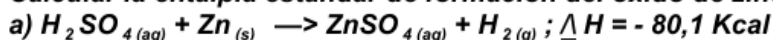
$\Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_4\text{O})=?$	$2\text{C} + 2\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}$	
$\Delta H_f^0(\text{CO}_2) = - 393 \text{ KJ/mol}$	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$	2
$\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) = - 286 \text{ KJ/mol}$	$\text{H}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	2
$\Delta H_c^0(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}) = - 1164 \text{ KJ/mol}$	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O} + 5/2 \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	-1



$$\Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}) = 2 \cdot (-393) + 2 \cdot (-286) - (-1164) = -194 \text{ KJ}.$$

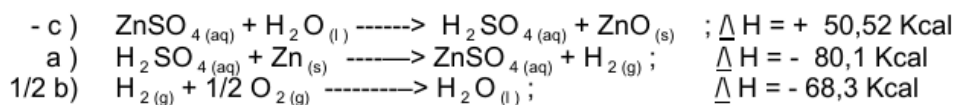
$$10 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_4\text{O}}{44 \text{ g. de C}_2\text{H}_4\text{O}} \cdot \frac{1164 \text{ KJ}}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_4\text{O}} = 264,5 \text{ KJ}.$$

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



RESOLUCIÓN

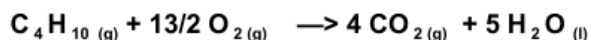
La reacción de formación del óxido de zinc es: $\text{Zn}(\text{s}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{ZnO}(\text{s})$. Y esta reacción se obtiene a partir de las reacciones anteriores combinandolas de forma que se anulen los compuestos que no entran a formar parte de la reacción pedida. Se combinan de la forma siguiente:



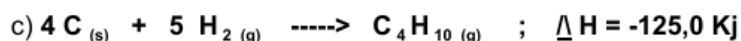
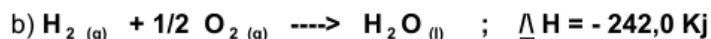
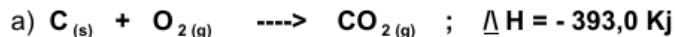
Calcular el calor de combustión del butano sabiendo que los calores de formación de dióxido de carbono, agua líquida y butano son, respectivamente, -393,0; -242,0 y -125,0 KJ/mol

RESOLUCIÓN

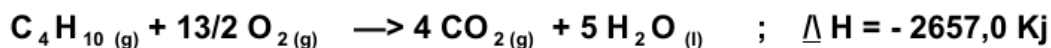
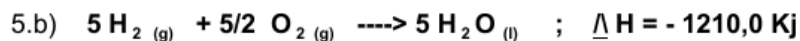
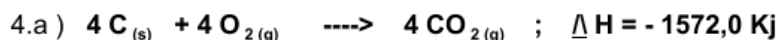
La reacción que hemos de obtener: la combustión del butano es la siguiente:



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



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



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

TERMOQUÍMICA - A-08

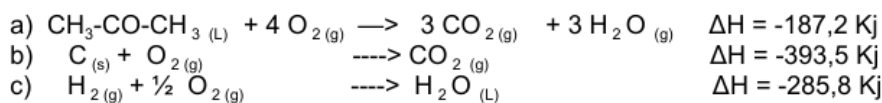
Sabiendo que la entalpía de combustión de la propanona, $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ (L) es $\Delta H = -187,2 \text{ KJ/mol}$, hallar la entalpía de formación de la misma, si las entalpías de formación del dióxido de carbono y del agua líquida son, respectivamente: $-393,5$ y $-285,8 \text{ KJ/mol}$.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

RESOLUCIÓN

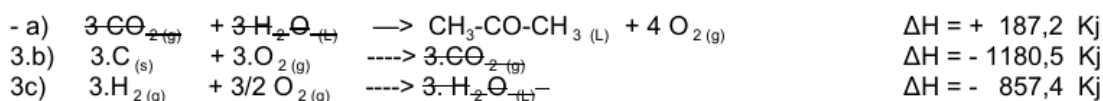
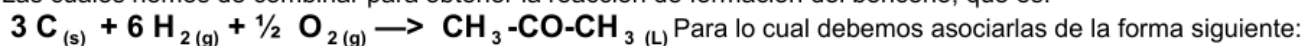
Las reacciones de las cuales nos ofrecen datos sobre sus entalpías son:

PROBLEMAS RESUELTOS DE QUÍMICA GENERAL

TERMOQUÍMICA - 9 de 23



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



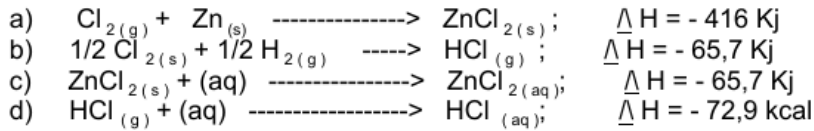
Las cuales, al sumarmas, queda: $3 \text{ C}_{\text{ (s)}} + 6 \text{ H}_{2 \text{ (g)}} + \frac{1}{2} \text{ O}_{2 \text{ (g)}} \longrightarrow \text{CH}_3\text{-CO-CH}_3 \text{ (L)} ; \Delta H = - 1850,7 \text{ KJ}$

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

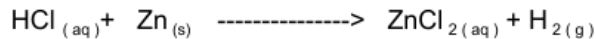
Las entalpías normales de formación del cloruro de zinc sólido y del cloruro de hidrógeno gas son, respectivamente - 416 y - 92,8 Kj/mol y sus entalpías de disolución en agua son, respectivamente - 65,7 y - 72,9 Kj/mol. Con estos datos, determine la entalpía de reacción entre zinc metálico y el ácido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

RESOLUCIÓN

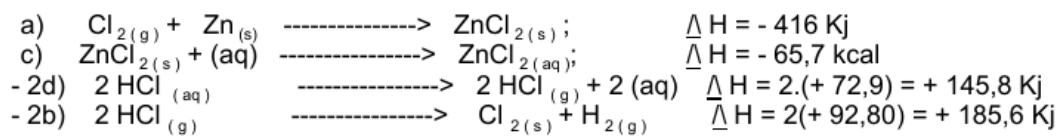
Las reacciones cuyas entalpías conocemos ya que son las que se nos dan en el problema, son:



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



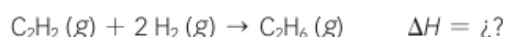
Para obtenerla a partir de las reacciones dadas, hemos de tomar la reacciones de la forma siguiente:



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

La entalpía de combustión del acetileno, $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$, es -1300 kJ/mol y la entalpía de combustión del etano, $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$, es -1560 kJ . Con estos datos y la entalpía de formación del agua líquida, determina la entalpía de hidrogenación del acetileno a etano. Dato: $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8 \text{ kJ}$

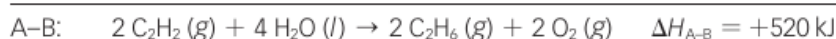
En primer lugar, escribimos el proceso cuya variación de entalpía queremos conocer.



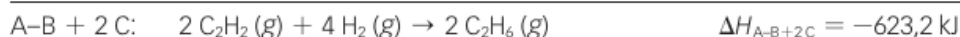
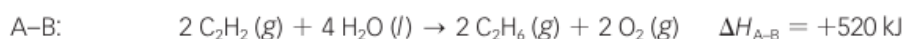
Escribimos los procesos cuya variación de entalpía conocemos y los identificamos con una letra:



El proceso A incluye el C_2H_2 en los reactivos, como buscamos. El proceso B incluye el C_2H_6 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:



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:



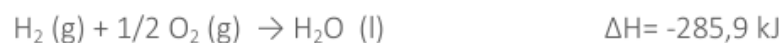
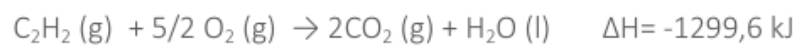
Hemos obtenido la variación de entalpía de la hidrogenación de 2 mol de C_2H_2 . Para un solo mol:



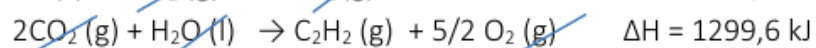
Ejercicio 3: Calcule la variación de entalpía para la reacción:



Dada las ecuaciones siguientes y sus respectivos cambios de entalpía:

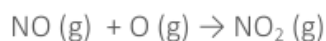


Antes de comenzar realizar el ejercicio revisa el apartado debo saber. Para obtener la ecuación principal:

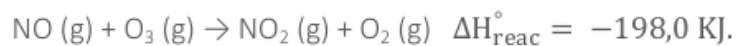


Simplificando, se obtiene: $2\text{C (s)} + \text{H}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \text{ (g)}$ $\Delta H = 226,7 \text{ kJ}$

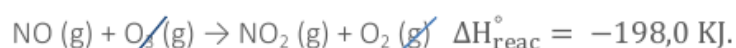
Ejercicio 4: Calcule la variación de entalpía para la siguiente reacción:



Con la siguiente información:



Solución:



Finalmente:

