

SI ENCUENTRAS ALGÚN ERROR COMUNÍCALO, POR FAVOR, AL CORREO DE LA PÁGINA WEB.



TERMOQUÍMICA.

Calor: Energía térmica que se transfiere de forma natural o espontánea entre dos cuerpos que se encuentran a diferente temperatura.

<p>Variación de temperatura:</p> $Q = \overset{\text{masa}}{\hat{m}} \cdot \underbrace{C_e}_{\text{calor específico}} \cdot \overset{\text{incremento de temperatura}}{\Delta T}$	<p>Cambio de estado:</p> $Q = \overset{\text{masa}}{\hat{m}} \cdot \underbrace{L}_{\text{calor latente de cambio de estado}}$
--	--

Primer principio de la termodinámica: Todo sistema posee una propiedad termodinámica, denominada energía interna, que toma un valor característico para cada estado y que aumenta cuando el sistema absorbe calor o soporta un trabajo.

$$\Delta U = Q + W \begin{cases} Q \begin{cases} \text{Será positivo si el sistema absorbe calor} \\ \text{Será negativo si el sistema cede calor.} \end{cases} \\ W \begin{cases} \text{Será positivo si se realiza sobre el sistema} \\ \text{Será negativo si lo realiza el sistema.} \end{cases} \end{cases}$$

Energía interna: La variación de energía interna en un proceso a volumen constante es igual al calor intercambiado por el sistema.

Entalpía: La variación de entalpía en un proceso a presión constante es igual al calor intercambiado por el sistema.

$$\Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V \begin{cases} \text{Si no intervienen gases, } \Delta V \cong 0 \rightarrow \Delta H = \Delta U \\ \text{Si intervienen gases } \rightarrow \Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T \end{cases}$$

Sistemas físicos.

Se llama **sistema abierto** a un sistema termodinámico que puede intercambiar materia y energía con el entorno.

Se llama **sistema cerrado** a un sistema termodinámico que puede intercambiar energía, pero no materia con el entorno.

Se llama **sistema aislado** a un sistema termodinámico que no puede intercambiar ni materia ni energía con el entorno.

Ley de Hess: La entalpía de una reacción química depende solo de los estados inicial y final, y su valor es el mismo e independiente de que la reacción transcurra en una o varias etapas.

Segundo principio de la termodinámica: En todo proceso espontáneo, se produce un aumento total de la entropía del universo.

Se denomina **máquina térmica** a un dispositivo que realiza un trabajo tomando una energía Q_1 de un foco caliente a la temperatura T_1 y cediendo una energía Q_2 a un foco frío a temperatura $T_2 < T_1$.

Se denomina **rendimiento de una máquina térmica** al cociente entre el trabajo que suministra y la energía que recibe mediante calor del foco caliente

$$\eta = \frac{W}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

Entropía (S): A escala microscópica, la entropía se interpreta como una medida del grado de desorden molecular del sistema.

Cambio de estado $\rightarrow S_{\text{sólido}} < S_{\text{líquido}} < S_{\text{gas}}$

Disolución de un sólido en un líquido $\rightarrow S_{\text{disolución}} > S_{\text{disolvente}} + S_{\text{sólido}}$.

Mezcla de gases $\rightarrow S_{\text{mezcla}} > \text{Suma de } S_{\text{gases puros}}$.

Aumento de temperatura $\rightarrow \text{Si } T_1 < T_2 \rightarrow S_1 < S_2$.

Energía de Gibbs, espontaneidad de una reacción:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S \quad \begin{matrix} \text{a P y T} \\ \text{constantes} \end{matrix} \quad \begin{cases} \text{Si } \Delta G < 0 \text{ la reacción es espontánea.} \\ \text{Si } \Delta G = 0 \text{ la reacción está en equilibrio} \\ \text{Si } \Delta G > 0 \text{ la reacción es no espontánea} \end{cases}$$

VER VIDEO <https://youtu.be/Z9Xdg-hikK0>

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$				
ΔG	ΔH	ΔS		
$T \uparrow, \Delta G < 0$; espontánea $T \downarrow, \Delta G > 0$; no espontánea	+	+		Una reacción endotérmica con aumento de entropía es espontánea por encima de una determinada T, y no espontánea por debajo de la misma.
$\Delta G > 0$; no espontánea	+	-		Una reacción endotérmica con disminución de entropía es siempre no espontánea.
$\Delta G < 0$; espontánea	-	+		Una reacción exotérmica con aumento de entropía es siempre espontánea.
$T \uparrow, \Delta G > 0$; no espontánea $T \downarrow, \Delta G < 0$; espontánea	-	-		Una reacción exotérmica con disminución de entropía es no espontánea por encima de una determinada T, y espontánea por debajo de la misma.

Ejercicios resueltos.

1. ¿Qué cantidad de calor debemos suministrar a 10 g. de hielo a -10°C para convertirlo en agua a 15°C ? Datos: $C_e(\text{hielo}) = 2089 \text{ J/Kg.K}$; $C_e(\text{agua}) = 4180 \text{ J/Kg.K}$; $L_{\text{fusión}}(\text{agua}) = 333000 \text{ J/Kg}$.

VER VIDEO <https://youtu.be/asCtwPt37qI>

El proceso se puede resumir:

$$10 \text{ g. hielo a } -10^{\circ}\text{C} \xrightarrow{1} \text{hielo a } 0^{\circ}\text{C} \xrightarrow{2} \text{agua líquida a } 0^{\circ}\text{C} \xrightarrow{3} \text{agua líquida a } 15^{\circ}\text{C}$$

$$\begin{cases} 1: Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T = 0,015 \cdot 2089 \cdot 10 = 313,35 \text{ J} \\ 2: Q = m \cdot L = 0,015 \cdot 333000 = 4995 \text{ J} \\ 3: Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T = 0,015 \cdot 4180 \cdot 15 = 940,5 \text{ J} \end{cases} \rightarrow Q = 6248,85 \text{ J.}$$

2. Si a 20 g. de hielo fundente le suministramos 13380 J ¿en qué se convierte? Datos: $C_e(\text{hielo}) = 2089 \text{ J/Kg.K}$; $C_e(\text{agua}) = 4180 \text{ J/Kg.K}$; $L_{\text{fusión}}(\text{agua}) = 333000 \text{ J/Kg}$.

VER VIDEO <https://youtu.be/l4Jm97bTbrs>

Para fundir los 20 g. de hielo necesitamos: $Q = m \cdot L = 0,02 \cdot 333000 = 6660 \text{ J}$
Como hemos suministrado 13380 J. hay suficiente calor para fundir el hielo y el resto será para calentar el agua líquida.

$$Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T \rightarrow Q = 13380 - 6660 = 0,02 \cdot 4180 \cdot \Delta T \rightarrow \Delta T = 80,38^{\circ}\text{C.}$$

Los 20 gramos de hielo fundente, hielo a 0°C , se funden y se calientan hasta agua líquida a $80,38^{\circ}\text{C}$

3. Mezclamos una cierta cantidad de agua a 20°C con 3 L. de agua a 60°C . Si la mezcla se encuentra a 35°C , calcular los litros de agua a 20°C utilizados. $C_e(\text{agua}) = 4180 \text{ J/Kg.K}$

VER VIDEO <https://youtu.be/FXYyeLsx6Is>

$$\begin{cases} Q_{\text{cedido}} = m \cdot C_e \cdot \Delta T = 3 \cdot 4180 \cdot (35 - 60) \\ Q_{\text{absorbido}} = m \cdot C_e \cdot \Delta T = m \cdot 4180 \cdot (35 - 20) \end{cases} \rightarrow Q_{\text{cedido}} + Q_{\text{absorbido}} = 0$$

$$3 \cdot 4180 \cdot (-25) + m \cdot 4180 \cdot (15) = 0 \rightarrow -75 = -15 \cdot m \rightarrow m = \frac{75}{15} = 5 \text{ Kg} = 5 \text{ L.}$$

4. En 3 L. de agua a 25°C introducimos un objeto metálico de 300 g. a 230°C . La temperatura final es de 35°C . Calcula el calor específico del metal. $C_e(\text{agua}) = 4180 \text{ J/Kg.K}$

VER VIDEO <https://youtu.be/Ldld99ppZtc>

$$\begin{cases} Q_{\text{cedido}} = m \cdot C_e \cdot \Delta T = 0,3 \cdot C_e \cdot (35 - 230) \\ Q_{\text{absorbido}} = m \cdot C_e \cdot \Delta T = 3 \cdot 4180 \cdot (35 - 25) \end{cases} \rightarrow Q_{\text{cedido}} + Q_{\text{absorbido}} = 0$$

$$0,3 \cdot C_e \cdot (35 - 230) + 3 \cdot 4180 \cdot (35 - 25) = 0 \rightarrow C_e = 2143,6 \frac{\text{J}}{\text{Kg} \cdot \text{K}}$$

5. Calcula la entalpía de combustión del benceno, aplicando la ley de Hess, a partir de los siguientes datos.

$$\Delta H_f^{\circ}(\text{benceno}) = -11,6 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$

4

$$\Delta H_f^0(\text{dióxido de C}) = -393,4 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_f^0(\text{agua}) = -285,6 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$

¿Qué cantidad de benceno es necesario quemar para obtener 200 KJ, suponiendo un rendimiento del 80%?

VER VIDEO <https://youtu.be/GLe5OHSEIAI>

$\Delta H_c^0(\text{benceno}) = ?$	$\text{C}_6\text{H}_6 + 15/2 \text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	
$\Delta H_f^0(\text{benceno}) = -11,6 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$6\text{C} + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$	-1
$\Delta H_f^0(\text{dióxido de C}) = -393,4 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$	6
$\Delta H_f^0(\text{agua}) = -285,6 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$\text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	3

$$\Delta H_c^0(\text{benceno}) = -(-11,6) + 6(-393,4) + 3(-285,6) = -3205,6 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$

6. El hierro se obtiene industrialmente por reducción del mineral Fe_2O_3 con monóxido de carbono según la reacción $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$. Calcula la entalpía de la reacción, aplicando la ley de Hess, sabiendo:

$$\Delta H_f^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -825,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_f^0(\text{CO}) = -110,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_f^0(\text{CO}_2) = -393,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

VER VIDEO <https://youtu.be/T97POiTGm0g>

$\Delta H(\text{reacción}) = ?$	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$	
$\Delta H_f^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -825,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$2\text{Fe} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$	-1
$\Delta H_f^0(\text{dióxido de C}) = -393,4 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$	3
$\Delta H_f^0(\text{CO}) = -110,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$\text{C} + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}$	-3

$$\Delta H(\text{reacción}) = -(-825,5) + 3(-393,4) - 3(-110,5) = -23,2 \text{ KJ}$$

7. Decir si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones.

- La reacción de formación del CO_2 es $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$.
- Las reacciones exotérmicas son espontáneas.
- Un aumento de entropía indica que la reacción es exotérmica.
- La reacción $\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{s}) \rightarrow \text{C}(\text{g})$, $\Delta H < 0$ es espontánea a cualquier temperatura.

VER VIDEO <https://youtu.be/Q9uGI4uvPxo>

- Falso. La reacción de formación del CO_2 es $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$.

5

b. Falso. Las reacciones exotérmicas con aumento de entropía si son espontáneas, pero las reacciones exotérmicas con disminución de entropía no siempre son espontáneas su espontaneidad depende de la temperatura.

c. Falso. Un aumento de entropía indica que los productos tienen más desorden que los reactivos, no indica que sea exotérmica. Que sea exotérmica o endotérmica depende del signo del incremento de entalpía.

d. Verdadero. En el paso de reactivos a productos hay un cambio de estado, sólido a gas, por tanto, la entropía aumenta. Las reacciones exotérmicas con aumento de entropía son siempre espontáneas.

8. Calcula, aplicando la ley de Hess, la energía que se puede obtener al quemar 100 g de gas butano (C₄H₁₀) a partir de los datos de entalpías de formación, en KJ/mol, siguientes:

butano	- 125
dióxido de carbono	- 393
agua (vapor)	- 242

VER VIDEO <https://youtu.be/vuvXyjmlaVk>

$\Delta H_c^0(\text{butano}) = ?$	$\text{C}_4\text{H}_{10} + 13/2 \text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$	
$\Delta H_f^0(\text{butano}) = -125 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$4\text{C} + 5\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10}$	- 1
$\Delta H_f^0(\text{dióxido de C}) = -393 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$	4
$\Delta H_f^0(\text{agua}) = -242 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$	$\text{H}_2 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	5

$$\Delta H_c^0(\text{butano}) = -(-125) + 4(-393) + 5(-242) = -2657 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

$$10 \text{ g. but.} \cdot \frac{1 \text{ mol de but.}}{58 \text{ g. de but.}} \cdot \frac{2657 \text{ KJ}}{1 \text{ mol de but.}} = 458,1 \text{ KJ.}$$

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 10° C, calcula la temperatura que alcanzará el agua.

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

$\Delta H_c^0(\text{tolueno}) = ?$	$C_7H_8 + 9O_2 \rightarrow 7CO_2 + 4H_2O$	
$\Delta H_f^0(\text{tolueno}) = 11,95 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$7C + 4H_2 \rightarrow C_7H_8$	-1
$\Delta H_f^0(\text{dióxido de C}) = -94,05 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$C + O_2 \rightarrow CO_2$	7
$\Delta H_f^0(\text{agua}) = -68,32 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$	4

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

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

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

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

II. A partir de los siguientes datos a 298 K, justifica si las siguientes frases son verdaderas o falsas:

	ΔH_f^0 KJ/mol	ΔG_f^0 KJ/mol
NO (g)	90'25	86'57
NO ₂	33'18	51'30

a. La formación de NO a partir de nitrógeno y oxígeno en condiciones estándar es un proceso endotérmico.

b. La oxidación con oxígeno en condiciones estándar de NO a NO₂ es exotérmica.

c. La oxidación con oxígeno en condiciones estándar de NO a NO₂ es espontánea.

VER VIDEO <https://youtu.be/-UfrL3hAmeU>

a. Verdadero. Según la tabla la entalpía de formación del NO es positiva por tanto la reacción es endotérmica.

b. Verdadero, la variación de entalpía es negativa.

$\Delta H(\text{reacción}) = ?$	$NO + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow NO_2$	
$\Delta H_f^0(\text{NO}) = 90,25 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$\frac{1}{2} N_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow NO$	-1
$\Delta H_f^0(\text{NO}_2) = 33,18 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$\frac{1}{2} N_2 + O_2 \rightarrow NO_2$	1

$$\Delta H(\text{reacción}) = -90,25 + 33,18 = -57,07 \text{ Kcal.}$$

c. Verdadero, pues la variación de la energía libre de Gibbs es negativa.

$\Delta G(\text{reacción}) = ?$	$NO + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow NO_2$	
$\Delta G_f^0(\text{NO}) = 86,57 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$\frac{1}{2} N_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow NO$	-1
$\Delta G_f^0(\text{NO}_2) = 51,30 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$	$\frac{1}{2} N_2 + O_2 \rightarrow NO_2$	1

$$\Delta G(\text{reacción}) = -86,57 + 51,30 = -35,27 \text{ Kcal.}$$

12. Dada la reacción $A + B \rightarrow C$, $\Delta H = -123 \text{ KJ}$, $\Delta S = -34 \text{ J}$.

¿Es espontánea a cualquier temperatura? En caso de no serlo, ¿a qué temperatura cambia de espontánea a no espontánea?

VER VIDEO <https://youtu.be/Sa6cu8XVUww>

a. La espontaneidad de las reacciones exotérmicas con disminución de entropía depende de la temperatura.

$$b. \Delta G = \Delta H - T\Delta S \rightarrow 0 = -123000 + T \cdot (-34) \rightarrow T = 3617,6 \text{ K}$$

13. Calcular la variación de energía interna en la fusión de un bloque de 100 Kg. de hielo, despreciando el cambio de volumen. Calor latente de fusión del hielo = 333 KJ/Kg.

VER VIDEO <https://youtu.be/QqauwB8qHyA>

La reacción ajustada es $\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)}$. En un proceso a volumen constante el calor cedido o absorbido en la reacción coincide con la variación de energía interna.

$$100 \text{ kg. de hielo} \cdot \frac{333 \text{ KJ}}{1 \text{ Kg. de hielo}} = 33300 \text{ KJ.} = \Delta U$$

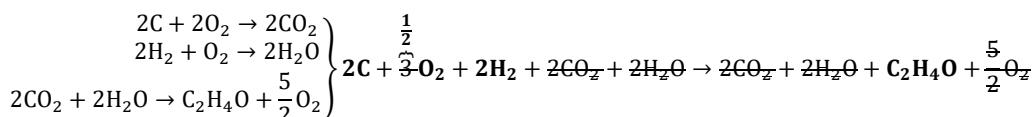
14. Las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono y del agua son respectivamente -393 y -286 KJ/mol y la entalpía estándar de combustión del etanal es -1164 KJ/mol. Calcular:

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



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

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

15. La combustión completa de 3 g. de propano (C_3H_8) produce 1100 mL. de dióxido de carbono medido en condiciones normales. ¿Cuál es el rendimiento de dicho proceso químico?

VER VIDEO <https://youtu.be/DSBastYJzhY>

La reacción química ajustada es $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

El rendimiento es del x%.

$$3 \text{ g. de C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44 \text{ g. C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{3 \text{ moles CO}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{22,4 \text{ L.}}{1 \text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} \cdot \frac{x}{100} = 1100$$

x = rendimiento = 24 %

16. Conociendo las entalpías medias de los enlaces en KJ/mol. calcular:

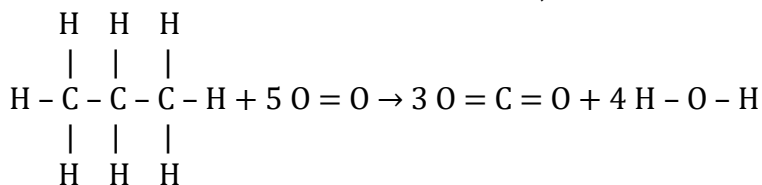
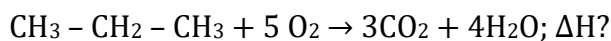
	C - C	C - H	O - H	O = O	C = O	
	347	415	460	494	730	

a. La entalpía estándar de combustión del propano.

b. La entalpía molar de la reacción de combustión del propano sabiendo, que al quemarse completamente 50 gramos de propano, el calor liberado hace que aumente la temperatura de 10 kilos de agua desde 10 hasta 54 grados centígrados.

VER VIDEO <https://youtu.be/SgLaMOcVrRM>

VER VIDEO <https://youtu.be/wx4lIkfRc68>



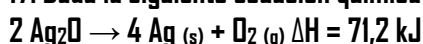
ENLACES ROTOS	8 C - H: 8·415	5 O = O: 5·494	2 C - C: 2·347	6484
ENLACES FORMADOS	6 C = O: 6·730	8 H - O: 8·460		8060

$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \Delta H_{\text{ROTOS}} - \Delta H_{\text{FORMADOS}} = 6484 - 8060 = 1576 \text{ KJ/mol.}$$

$$Q = m \cdot c_e \cdot \Delta T = 10 \cdot 4180 \cdot (54 - 10) = 1839200 \text{ KJ.}$$

$$\frac{1839,2 \text{ KJ}}{50 \text{ g.}} \cdot \frac{44 \text{ g. de propano}}{1 \text{ mol de propano}} = 1618,5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol.}}$$

17. Dada la siguiente ecuación química de descomposición de un óxido de plata:



a. ¿Cuál es el volumen de oxígeno liberado cuando se descomponen 10 g de una muestra de $\text{Ag}_2\text{O} (\text{s})$ de 90% de pureza, a 800 mmHg. y 25 ° C?

b. ¿Se puede afirmar que esta reacción es espontánea a alta temperatura?

c. Determina la entalpía de formación $\text{Ag}_2\text{O} (\text{s})$

VER VÍDEO https://youtu.be/BAQZI6AVG_c

$$\begin{aligned} & \text{a.} \\ & 10 \text{ g. Ag}_2\text{O} (\text{imp.}) \cdot \frac{90 \text{ g. Ag}_2\text{O}}{100 \text{ g. Ag}_2\text{O} (\text{imp.})} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}_2\text{O}}{231,8 \text{ g. Ag}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ moles Ag}_2\text{O}} = \\ & = 0,0194 \text{ mol de O}_2 \end{aligned}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = 0,45 \text{ L.}$$

b.
 $\Delta H > 0$
 $\Delta S > 0$, pues aumenta el número de moles, aumentando el desorden.

$\Delta G = \overset{+}{\Delta H} - T \overset{+}{\Delta S}$ será negativo, espontánea, por encima de una determinada temperatura.

c.

$2 \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{Ag}_{(s)} + \text{O}_{2(g)}$ $\Delta H = 71,2 \text{ kJ}$. Si la invertimos tenemos.

$4 \text{Ag}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{Ag}_2\text{O}$; $\Delta H = -71,2 \text{ kJ}$ Si dividimos entre dos.

$2 \text{Ag}_{(s)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O}$ $\Delta H = -35,6 \text{ kJ}$

18. Consideramos la siguiente reacción química $\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Cl}(\text{g})$, contesta de forma razonada las preguntas siguientes:

- ¿Qué signo tendrá la variación de entalpía de esta reacción?
- ¿Qué signo tendrá la variación de entropía de esta reacción?
- ¿Es cierto que esta reacción es espontánea a cualquier temperatura?
- ¿Por qué motivo el dicloro es un gas a temperatura ambiente mientras que el dibromo es un líquido?

VER VIDEO <https://youtu.be/1INXdPLrJ5k>

- Rompemos un enlace covalente. Proceso endotérmico, $\Delta H > 0$.
- No hay cambio de estado. En productos mayor número de moles que en reactivos. Aumenta el desorden. Aumenta la entropía, $\Delta S > 0$.
- Falso. Según la relación $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ las reacciones endotérmicas con aumento de entropía son espontáneas dependiendo de la temperatura.
- Ambos son compuestos covalentes moleculares, donde las fuerzas intermoleculares serán fuerzas de London. Como el átomo de bromo tiene mayor tamaño que el de cloro, las interacciones de London serán mayores en la molécula de dibromo, teniendo mayor punto de fusión y ebullición.

19. El etano se puede obtener por hidrogenación del eteno en presencia de un catalizador según la ecuación termoquímica siguiente: $\text{CH}_2 = \text{CH}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_3(\text{g})$; $\Delta H = -137 \text{ kJ/mol}$.

a. Calcula la masa de etano formada a partir de 20 L. de eteno y 15 L. de hidrógeno medidos a 300 °C y 650 mm. de Hg.

b. Calcula la energía del enlace C = C si las energías de enlace C-C, H-H i C-H son respectivamente 347, 436 i 413 kJ/mol.

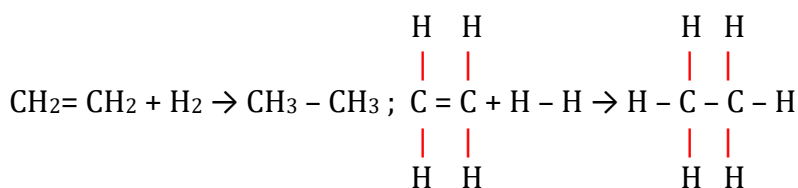
VER VIDEO <https://youtu.be/aiZr00zqfcU>

a. La reacción es mol a mol. En las mismas condiciones de presión y temperatura, y siendo los reactivos gaseosos, la reacción es litro a litro. El reactivo limitante es pues el H_2 .

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 0,27 \text{ moles. de } \text{H}_2.$$

$$0,27 \text{ moles. de } \text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de etano}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2} \cdot \frac{30 \text{ g. de etano}}{1 \text{ mol de etano}} = 8,1 \text{ g. de etano.}$$

b.



$\Delta H_{\text{reacción}} = \Delta H_{\text{enlaces rotos}} - \Delta H_{\text{enlaces formados}} \rightarrow$
 $-137 = \Delta H(\text{C} = \text{C}) + \Delta H(\text{H} - \text{H}) - [\Delta H(\text{C} - \text{C}) + 2 \Delta H(\text{C} - \text{H})] \rightarrow \Delta H(\text{C} = \text{C}) = 600$
 KJ/mol.

20. El acetileno es un gas a temperatura ambiente. Se ha comprobado que cuando se quema 1 g. de acetileno en exceso de dióxigeno se desprenden 50 KJ.

- Determina el valor de su entalpía de combustión expresada en KJ/mol.
- Calcula la entalpía estándar de formación del acetileno.
- En la botella de acetileno aparece el siguiente pictograma. Indica su significado.

Datos: $\Delta H^{\circ}_f[\text{CO}_2(\text{g})] = -394$ kJ/mol, $\Delta H^{\circ}_f[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -286$ kJ/mol.

VER VIDEO <https://youtu.be/bdwKB1rZvqw>

a.

$$-50 \cdot \frac{\text{KJ.}}{\text{g. de acetileno}} \cdot \frac{26 \text{ g. de acetileno}}{1 \text{ mol de acetileno}} = -1300 \frac{\text{KJ.}}{\text{mol}}$$

- b. $\text{C}_2\text{H}_2 + 5/2 \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\Delta H^{\circ}_{\text{COMB.}}[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = 2 \cdot \Delta H^{\circ}_f[\text{CO}_2(\text{g})] + \Delta H^{\circ}_f[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H^{\circ}_f[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})]$
 $\Delta H^{\circ}_f[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = 226$ KJ/mol.
- c. Inflamable.

21. En la reacción del acetileno con hidrógeno para dar etano, calcular:

- La variación de entalpía de esta reacción en condiciones estándar sabiendo que las entalpías estándar de combustión del acetileno y del etano son respectivamente -1301 y 1560 KJ/mol. y la entalpía de formación del agua líquida es -285,8 KJ/mol.
- ¿Cuánta energía se pondrá en juego cuando se hacen reaccionar 10 g de dihidrógeno con dos moles de acetileno en condiciones estándar?

VER VIDEO <https://youtu.be/3gqSVJhYNMU>

VER VIDEO <https://youtu.be/CuuMvbtD-VE>

22. Sabiendo que las entalpías de formación del dióxido de carbono y del agua respectivamente son -393,5 y -285,8 y que la entalpía de combustión del propano es de -2219,9; calcular la entalpía de formación del propano.

VER VIDEO <https://youtu.be/al9RsIrbkj4>

23. Calcula el signo de la variación de entropía de las siguientes reacciones:

- $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$
- $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
- $2\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

a. En esta reacción tanto los reactivos como los productos son gaseosos, por tanto, no hay cambio de estado en la reacción. En el 2º miembro, productos, hay 2 moles mientras que de reactivos tenemos 4 moles, siendo, por tanto, los reactivos

más desordenados que los productos. Si el desorden disminuye, el incremento de entropía es negativo.

b. En esta reacción tenemos un cambio de estado. Entre los reactivos hay un sólido y el producto es un gas, más desordenado que el sólido. Aumenta el desorden, por tanto, el incremento de entropía es positivo.

c. En esta reacción tanto los reactivos como los productos son gaseosos, por tanto, no hay cambio de estado en la reacción. En el 2º miembro, productos, hay 10 moles de gas mientras que de reactivos solo hay 9, siendo por tanto los productos más desordenados que los reactivos. Si el desorden aumenta, el incremento de entropía es positivo.

24. Al quemar 40 g. de una mezcla de metano y etano se desprenden 2033,125 KJ. determina la composición de la mezcla. Las entalpías de combustión del metano y del etano respectivamente son - 802 y - 1560 KJ/mol.

$$\begin{cases} x \text{ g. de metano} \cdot \frac{1 \text{ mol de metano}}{16 \text{ g. de metano}} \cdot \frac{802 \text{ KJ.}}{1 \text{ mol de metano}} = 50,125x \text{ KJ} \\ y \text{ g. de etano} \cdot \frac{1 \text{ mol de etano}}{30 \text{ g. de etano}} \cdot \frac{1560 \text{ KJ.}}{1 \text{ mol de etano}} = 52y \text{ KJ} \end{cases}$$

$$\begin{cases} x + y = 40 \\ 50,125x + 52y = 2033,125 \end{cases} \rightarrow \begin{cases} x = 25 \text{ g. de metano.} \rightarrow 62,5\% \\ y = 15 \text{ g. de etano.} \rightarrow -37,5\% \end{cases}$$

25. Calcula qué trabajo realiza un gas que se expande de 2 litros a 5 litros contra una presión exterior constante de 2 atmósferas.

$$2 \text{ atm.} \cdot \frac{101300 \text{ Pa}}{1 \text{ atm.}} = 202600 \text{ Pa}$$

$$W = P \cdot \Delta V = 202600 \cdot (5 \cdot 10^{-3} - 2 \cdot 10^{-3}) = 607,8 \text{ J.}$$

26. Calcula el incremento de energía interna de un sistema que recibe 2000 J mediante calor y realiza un trabajo de 1000 J.

Si recibe 2000 J mediante calor, este calor es positivo y si realiza un trabajo de 1000 J, este trabajo es negativo pues es realizado por el sistema.

$$\begin{cases} Q = 2000 \text{ J.} \\ W = 1000 \text{ J.} \end{cases} \rightarrow \Delta U = Q + W = 2000 - 1000 = 1000 \text{ J.}$$

27. Una máquina térmica tiene un rendimiento del 20 % y funciona cediendo energía ambiente a 21 °C. Calcula la temperatura del foco caliente y el trabajo que realiza si absorbe de él 20.000 J.

$$T = 21 \text{ °C (foco frio)} = 273 + 21 = 294 \text{ K.}$$

$$\eta = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = 1 - \frac{T_2}{T_1} \rightarrow 0,2 = 1 - \frac{294}{T_1} \rightarrow T_1 = 367,5 \text{ K} = 94,5 \text{ °C}$$

$$W = \eta \cdot Q_1 = 4000 \text{ J.}$$

28. Una máquina térmica funciona entre las temperaturas $T_1 = 670 \text{ K}$ y $T_2 = 290 \text{ K}$ y absorbe del foco caliente 5000 J cada minuto. Calcula:

- El rendimiento de la máquina.
- El trabajo útil que suministra en una hora.
- La potencia útil de la máquina.

$$\eta = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = \frac{670 - 290}{670} = 0,567 = 56,7\%$$

b. Energía que absorbe la máquina del foco caliente en una hora:

$$Q_1 = 5000 \cdot 60 = 3 \cdot 10^5 \text{ J.}$$

$$\eta = \frac{W}{Q_1} \rightarrow W = \eta \cdot Q_1 = 0,567 \cdot 3 \cdot 10^5 = 170100 \text{ J.}$$

$$P = \frac{W}{t} = \frac{170100}{3600} = 47,25 \text{ W.}$$

29. Un gas que ocupa inicialmente un volumen de 6 L . se comprime a una presión constante de 3 atm . hasta reducir su volumen a 2 L . Durante la compresión del gas absorbe 5000 J . de un foco caliente. Calcular:

- El trabajo realizado.
- La variación de energía interna del gas.

$$\left\{ \begin{array}{l} P = 3 \text{ atm} \cdot \frac{101300 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 303900 \text{ Pa} \\ V_0 = 6 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} = 0,006 \text{ m}^3. \\ V = 2 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} = 0,002 \text{ m}^3. \end{array} \right. \quad \rightarrow W = -P \cdot \Delta V = 1215,6 \text{ J.}$$

Los 5000 J . al ser calor absorbido por el gas, lo consideramos positivo.

$$\Delta U = Q + W = 5000 + 1215,6 = 6215,6 \text{ J.}$$

30. Una máquina térmica funciona entre las temperaturas $T_1 = 400 \text{ K}$ y $T_2 = 300 \text{ K}$, absorbiendo 2 KW/h . del foco caliente. Calcula:

- El rendimiento de la máquina.
- El trabajo que realiza cada hora.
- Su potencia útil.
- La energía transferida cada hora al foco frío.

$$\eta = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = \frac{400 - 300}{400} = 0,25 = 25\%$$

$$Q_1 = 2 \frac{\text{KW}}{\text{h}} \cdot \frac{3600000 \text{ J}}{1 \frac{\text{KW}}{\text{h}}} = 7200000 \text{ J.}$$

$$\eta = \frac{W}{Q_1} \rightarrow W = \eta \cdot Q_1 = 0,25 \cdot 7200000 = 1800000 \text{ J.}$$

$$c. \quad P = \frac{W}{t} = \frac{1800000}{3600} = 500 \text{ W.}$$

$$d. \quad W = Q_1 - Q_2 \rightarrow Q_2 = Q_1 - W = 540000 \text{ J.}$$

31. El agua de un depósito de 50 L se calienta mediante un calentador eléctrico de 2700 W con un rendimiento de transformación de la energía eléctrica en térmica del 94%. Calcula el tiempo necesario para calentar el agua desde 16 °C hasta 37 °C. $C_e(\text{agua})$ 4180 S.I.

Calor para calentar el agua: $Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T = 50 \cdot 4180 \cdot (37 - 16) = 4389000 \text{ J.}$

$$\eta = \frac{E_{\text{real}}}{E_{\text{teórica}}} \rightarrow E_{\text{teórica}} = \frac{E_{\text{real}}}{\eta} = \frac{4389000}{0,94} = 4669149 \text{ J.}$$

$$P = \frac{W}{t} = \frac{E_{\text{teórica}}}{t} \rightarrow t = \frac{E_{\text{teórica}}}{P} = \frac{4669149}{2700} = 1729 \text{ s.} = 28,8 \text{ minutos.}$$

32. Razona si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

- El planeta Tierra es un sistema abierto.
- Un ser vivo es un sistema aislado.
- Un termo es un sistema aislado.
- La energía total de un sistema aislado se mantiene constante.
- La variación de energía interna de un sistema es siempre positiva.
- Si en un proceso la energía interna no varía, no se realiza ningún trabajo.
- El rendimiento de una máquina térmica empeora si se aumenta la diferencia de temperaturas entre sus focos caliente y frío.
- Un radiador eléctrico es un sistema aislado.

a. Falso. El planeta Tierra se puede considerar como un sistema cerrado, pues puede intercambiar energía con el entorno y no materia.

b. Falso. Un ser vivo es un sistema abierto, pues puede intercambiar materia y energía con el entorno.

c. Verdadero. Un termo es un sistema aislado pues no intercambia energía ni materia con su entorno.

d. Correcta. La energía total de un sistema aislado se mantiene constante porque no intercambia energía con su entorno.

e. Falso. La variación de energía interna de un sistema puede ser positiva o negativa, pues, puede aumentar o disminuir.

f. Falso. $\Delta U = Q + W$. Si en un proceso la energía interna no varía, puede realizarse trabajo si $Q + W = 0$.

g. Falso. El rendimiento de una máquina térmica aumenta si se aumenta la diferencia de temperaturas entre sus focos caliente y frío:

$$\eta = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

h. Falso. Un radiador eléctrico es un sistema cerrado no intercambia materia con el exterior, pero si intercambia energía.

33. Para la reacción: $C_2H_5OH (l) + O_2 (g) \rightarrow CH_3COOH (l) + H_2O (l)$, disponemos de los siguientes datos:

SUSTANCIA	S ⁰ S.I.	ΔH_f^0 S.I.
C ₂ H ₅ OH	160,7	- 277,6
CH ₃ COOH	159,8	- 487
H ₂ O	70	- 285,8
O ₂	205	0

a. Indique, haciendo los cálculos pertinentes, si la reacción es exotérmica o endotérmica, y si se produce un aumento o una disminución de entropía.

b. Calcule la variación de la energía libre de Gibbs a 298 K e indique si la reacción es espontánea, y si la temperatura puede influir en la espontaneidad.

a. Aplicando la ley de Hess, tanto para la variación de entalpía de la reacción como para variación de entropía (lo dejo como ejercicio), hallamos los siguientes valores: $\Delta H_{reacción} = - 495,2$ KJ/mol. $\Delta S_{reacción} = - 135,9$ J/mol·K. Por tanto, la reacción es exotérmica y la entropía disminuye.

b. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = - 495200 - 298 \cdot (- 135,9) = - 454,7$ J/mol, la reacción es espontánea. En las reacciones exotérmicas con disminución de entropía, la espontaneidad depende de la temperatura, pues el signo de la variación de ΔG depende de la temperatura.

34. Calcula la variación de energía interna que experimenta un sistema en los siguientes casos:

a. Si suministramos $1,05 \cdot 10^4$ J. al sistema y éste realiza un trabajo de $5 \cdot 10^3$ J.

b. El sistema absorbe $1,25 \cdot 10^3$ J. Siendo el proceso isotérmico y cíclico.

a.

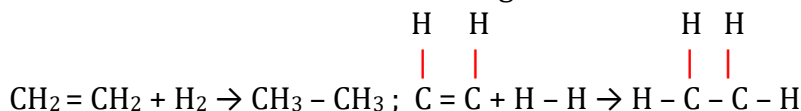
{ Suministramos calor al sistema. $Q > 0$
 { El sistema realiza un trabajo. $W < 0$ $\rightarrow \Delta U = Q + W = 1,05 \cdot 10^4 - 5 \cdot 10^3$
 $\Delta U = 5500$ J.

b. En los procesos cíclicos la variación de energía interna es 0.

35. La hidrogenación del eteno conduce a la formación del etano. Calcula la entalpía de la reacción descrita a partir de los datos siguientes:

ENLACE	ENTALPIA DE ENLACE (KJ/MOL)
C - C	347
C = C	610
H - H	436
C - H	415

La reacción desarrollada de la hidrogenación del eteno es:





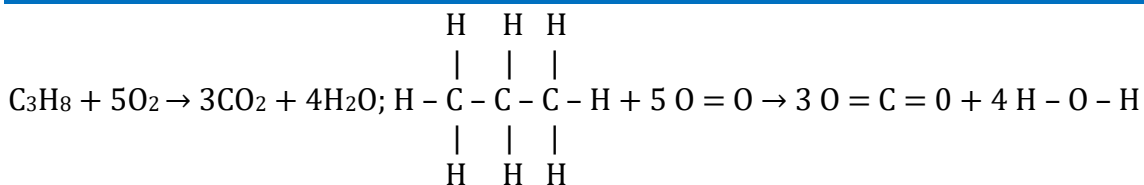
Los enlaces marcados en rojo ni se rompen ni se forman.

ENLACES ROTOS			ENLACES FORMADOS		
1 ENLACE C = C	610	610	2 ENLACES C - H	2·415	830
1 ENLACE H - H	436	436	1 ENLACE C - C	347	347
TOTAL		1046	TOTAL		1177

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \Delta H_{\text{rotos}} - \Delta H_{\text{formados}} = 1046 - 1177 = -131 \text{ KJ/mol.}$$

36. Calcula la variación de entalpía estándar de combustión del propano a partir de los datos de entalpías de enlace:

ENLACE	ENTALPIA DE ENLACE (KJ/MOL)
C - C	347
O = O	494
C = O	730
C - H	415
O - H	460



ENLACES ROTOS			ENLACES FORMADOS		
8 ENLACES C - H	8·415	3320	6 ENLACES C = O	6·730	4380
2 ENLACES C - C	2·347	694	8 ENLACES O - H	8·460	3680
5 ENLACES O = O	5·494	2470			
TOTAL		6484	TOTAL		8060

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \Delta H_{\text{rotos}} - \Delta H_{\text{formados}} = 6484 - 8060 = -1576 \text{ KJ/mol.}$$