

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

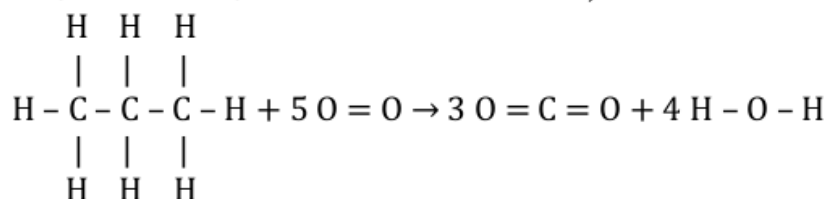
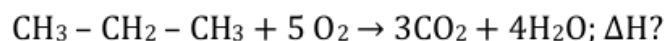
	C - C	C - H	O - H	O = O	C = O	
	347	415	460	494	730	

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/wx4llKfRc68>



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

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

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

$$\frac{1839,2 \text{ KJ}}{50 \text{ g.}} \cdot \frac{44 \text{ g. de propano}}{1 \text{ mol de propano}} = 1618.5 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

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 dihidrógeno medidos a 300 °C y 650 mm. de Hg.

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

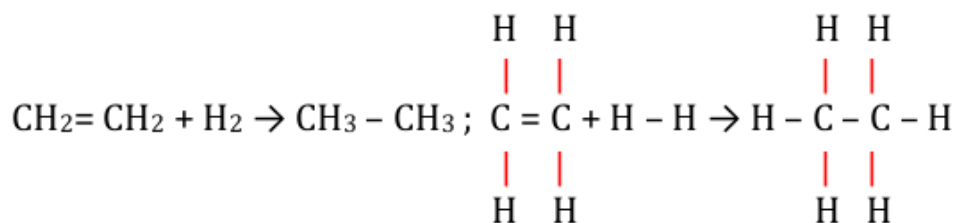
VER VIDEO <https://youtu.be/aiZr0OzqfcU>

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.



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

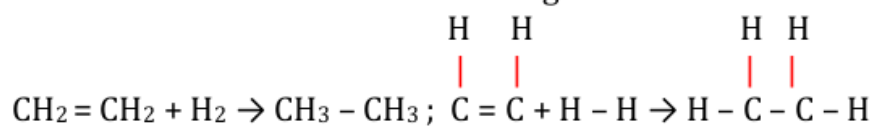
$$\Delta H_{\text{reacción}} = \Delta H_{\text{enlaces rotos}} - \Delta H_{\text{enlaces formados.}} \rightarrow$$

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

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:



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



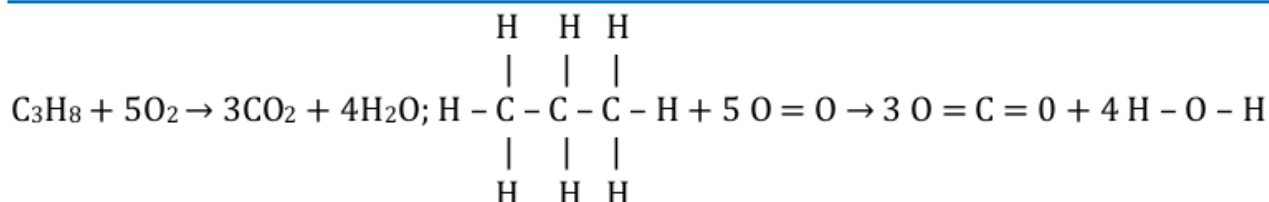
Los enlaces marcados en rojo ni se rompen ni se forman.

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

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

En el etano, C_2H_6 , los átomos de C están unidos mediante un enlace sencillo. A partir de los datos que se indican, determina la entalpía media de los enlaces C—C. Datos: $\Delta H_f[\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})] = 52,2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f[\text{C}(\text{g})] = 716,7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_{\text{enlace}}(\text{C—H}) = 412 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_{\text{enlace}}(\text{H—H}) = 436 \text{ kJ/mol}$.

Puesto que nos dan la entalpía de formación del etano y algunas entalpías de enlace, podemos plantear el proceso de formación y relacionarlo con las entalpías de enlace que intervienen:



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

Balance de los enlaces en las sustancias:

2 C (s)	3 H ₂ (g)	→	C ₂ H ₆ (g)
Para que se rompan los enlaces en el C (s) hay que pasarlo a fase gas C (g).	3 H—H		$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
			1 C—C 6 C—H

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \{2 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{C}(\text{g})] + 3 \cdot H_{\text{enlace}}(\text{H—H})\} - [6 \cdot H_{\text{enlace}}(\text{C—H}) + H_{\text{enlace}}(\text{C—C})]$$

Despejando la energía de enlace simple entre carbonos, sustituyendo valores y operando:

$$H_{\text{enlace}}(\text{C—C}) = 2 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{C}(\text{g})] + 3 \cdot H_{\text{enlace}}(\text{H—H}) - 6 \cdot H_{\text{enlace}}(\text{C—H}) - \Delta H_{\text{reacción}}$$

$$H_{\text{enlace}}(\text{C—C}) = 2 \cancel{\text{mol}} \cdot 716,7 \frac{\text{kJ}}{\cancel{\text{mol}}} + 3 \cancel{\text{mol}} \cdot 436 \frac{\text{kJ}}{\cancel{\text{mol}}} - 6 \cancel{\text{mol}} \cdot 412 \frac{\text{kJ}}{\cancel{\text{mol}}} - (-84,7 \text{ kJ}) = \mathbf{354,1 \text{ kJ}}$$

9 El combustible conocido como gas natural es gas metano en una proporción superior al 90 %. Cuando se quema produciendo dióxido de carbono, agua y desprendiendo gran cantidad de energía. Utilizando datos de entalpías de enlace, calcula la entalpía de combustión del metano. Compara el resultado con el dato de $\Delta H_{\text{comb.}}(\text{CH}_4) = -890,8 \text{ kJ/mol}$ y valora la diferencia.

Datos: $\Delta H_e[\text{C}-\text{H}] = 412 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_e[\text{O}=\text{O}] = 496 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_e[\text{C}=\text{O}] = 743 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_e[\text{H}-\text{O}] = 463 \text{ kJ/mol}$

Escribimos la ecuación química ajustada del proceso descrito:



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

Balance de los enlaces en las sustancias:

CH ₄	O ₂	→	CO ₂	2 H ₂ O
4 C-H	2 O=O		2 C=O	4 H-O

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \{4 \cdot \Delta H_e[\text{C}-\text{H}] + 2 \cdot \Delta H_e[\text{O}=\text{O}]\} - \{2 \cdot \Delta H_e[\text{C}=\text{O}] + 4 \cdot \Delta H_e[\text{H}-\text{O}]\}$$

Sustituimos valores y calculamos: $\Delta H_{\text{reacción}} = (4 \cdot 412 \text{ kJ} + 2 \cdot 496 \text{ kJ}) - (2 \cdot 743 \text{ kJ} + 4 \cdot 463 \text{ kJ}) = -698 \text{ kJ}$.

El resultado no coincide exactamente con el valor de la entalpía de combustión del metano, ya que:

- El agua queda en fase líquida. Existen enlaces entre las moléculas que no hemos considerado.
- Las energías de enlace son valores medios para el mismo enlace en diferentes compuestos.

La entalpía de combustión del butano es $\Delta H_c = -2642 \text{ kJ/mol}$, si todo el proceso tiene lugar en fase gaseosa.

a) Calcule la energía media del enlace O – H.

b) Determine el número de bombonas de butano (6 Kg de butano /bombona) que hacen falta para calentar una piscina de 50 m³ de 14 a 27°C.

Datos: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L) / (mol} \cdot \text{K)}$ Masas atómicas: C = 12 ; O = 16; H = 1;

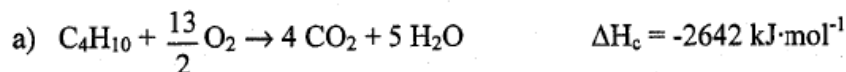
Ce (calor específico del agua) = 4,18 KJ / K · Kg ; densidad del agua = 1 Kg / L .

Energías medias de enlace: E (C-C) = 346 KJ / mol; E(C = O) = 730 KJ / mol;

E(O = O) = 487 KJ / mol ; E (C-H) = 413 KJ / mol

PAU-03

RESUELTO:

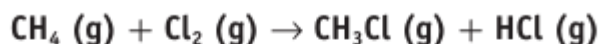


$$\Delta H_c = \sum E_{\text{rotos}} - \sum E_{\text{formados}} = 3 E(\text{C}-\text{C}) + 10 E(\text{C}-\text{H}) + \frac{13}{2} E(\text{O}=\text{O}) - 8 E(\text{C}=\text{O}) - 10 E(\text{O}-\text{H})$$

$$E(\text{O}-\text{H}) = 513 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

23. Calcula la entalpía de la reacción:

PAU



a partir de:

a) Las energías de enlace.

b) Las entalpías de formación.

Energías de enlace (kJ/mol):

C—H = 414; Cl—Cl = 244; C—Cl = 330; H—Cl = 430.

Entalpías de formación (kJ/mol):

$\Delta H_f^\circ (\text{CH}_4) = -74,9$; $\Delta H^\circ (\text{CH}_3\text{Cl}) = -82$; $\Delta H^\circ (\text{HCl}) = -92,3$.

a) En la reacción $\text{CH}_4 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} (\text{g}) + \text{HCl} (\text{g})$ se rompe un enlace Cl—Cl y un enlace C—H, formándose un enlace H—Cl y un enlace C—Cl

A partir de la ecuación:

$$\sum \Delta H_R^\circ (\text{enlaces rotos}) - \sum \Delta H^\circ (\text{enlaces formados})$$

y teniendo en cuenta los valores que nos ofrece el enunciado:

$$\Delta H_R^\circ = [(244) + (414)] - [(430) + (330)] \rightarrow$$

$$\rightarrow \Delta H_R^\circ = -102 \text{ kJ}$$