

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

$$\Delta H_f^0(\text{benceno}) = -11,6 \frac{\text{Kcal}}{\text{mol}}$$

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

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

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

¿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

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

8. Calcula, aplicando la ley de Hess, la energía que se puede obtener al quemar 100 g de gas butano (C_4H_{10}) 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

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

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

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

a. Determina el valor de su entalpía de combustión expresada en KJ/mol.

b. Calcula la entalpía estándar de formación del acetileno.

c. En la botella de acetileno aparece el siguiente pictograma. Indica su significado.

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

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. $\text{C}_2\text{H}_2 + 5/2 \text{ O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

$$\Delta H_{\text{COMB.}}^\circ [\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = 2 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] + \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H_f^\circ[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})]$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = 226 \text{ KJ/mol.}$$

c. Inflamable.

Teóricamente, el benceno podría captar H_2 y convertirse en ciclohexano. Determina la cantidad de energía necesaria para hidrogenar 10 mL de benceno a 25 °C. Interpreta el signo.

Datos: $\Delta H_f^\circ[\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})] = 49,1 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ[\text{C}_6\text{H}_{12}(\text{l})] = -156,3 \text{ kJ/mol}$; $d_{\text{benceno}} = 0,87 \text{ g/mL}$; $M(\text{C}) = 12,00$; $M(\text{H}) = 1,008$.

Escribimos la ecuación química ajustada y calculamos su entalpía:

$$\text{C}_6\text{H}_6(\text{l}) + 3 \text{ H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}(\text{l})$$
$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum H_{\text{f productos}}^\circ - \sum H_{\text{f reactivos}}^\circ = \Delta H_f^\circ[\text{C}_6\text{H}_{12}(\text{l})] - \{ \Delta H_f^\circ[\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})] + 3 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{H}_2(\text{g})] \}$$

Sustituimos valores y calculamos:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \left(-156,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) - \left(49,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 3 \cdot 0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = -205,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

La variación de entalpía negativa indica que cada vez que se hidrogena 1 mol de benceno para transformarlo en ciclohexano se desprenden 205,4 kJ.

Utilizamos el dato de la densidad:

$$10 \text{ mL} \cdot \frac{0,87 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 8,7 \text{ g de benceno}$$

Calculamos la masa molar del benceno y la usamos como factor de conversión:

$$M(\text{C}_6\text{H}_6) = 12,00 \cdot 6 + 1,008 \cdot 6 = 78,05 \text{ g/mol}$$

$$8,7 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{78,05 \text{ g}} \cdot (-205,4) \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -22,89 \text{ kJ}$$

En la hidrogenación de 10 mL de benceno se desprenden 22,89 kJ.

14 En los últimos tiempos se está proponiendo el bioetanol como un combustible alternativo a los derivados del petróleo. Se trata del compuesto etanol que se obtiene por fermentación de azúcares que se extraen de vegetales como la caña de azúcar o el maíz.

- a) Escribe la ecuación química correspondiente al proceso en que la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, se descompone por fermentación en etanol, CH_3-CH_2OH , y dióxido de carbono. Utiliza los datos de entalpía de formación de las sustancias para calcular la variación de entalpía del proceso.
- b) Escribe la ecuación química del proceso de combustión del etanol y calcula la cantidad de energía que se puede obtener por combustión de 1 kg de etanol. Sin tener en cuenta el precio de su obtención, compara el poder calorífico del etanol con el de la gasolina.

	$C_6H_{12}O_6$ (s)	CH_3-CH_2OH (l)	CO_2 (g)	H_2O (l)
ΔH_f° (kJ/mol)	-1273,3	-277,7	-393,5	-285,8

Datos: $M(O) = 16,00$; $M(H) = 1,008$; $M(C) = 12,00$.

5

MÁS PROBLEMAS (Soluciones)

FICHA 5

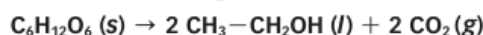
REACCIONES DE COMBUSTIÓN

Nombre:

Curso:

Fecha:

- a) Ecuación química ajustada del proceso de fermentación de la glucosa:

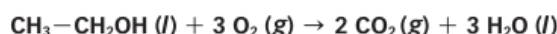


$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum H_{f, \text{prod}}^\circ - \sum H_{f, \text{reac}}^\circ = \{2 \cdot \Delta H_f^\circ [CH_3-CH_2OH (l)] + 2 \cdot \Delta H_f^\circ [CO_2 (g)]\} - \{\Delta H_f^\circ [C_6H_{12}O_6 (s)]\}$$

Resolvemos para este caso, sustituimos valores y calculamos:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [2 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) + 2 \cdot (-277,7 \text{ kJ})] - (-1273,3 \text{ kJ}) = -69,1 \text{ kJ}$$

- b) Ecuación química ajustada del proceso de combustión del etanol:



$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum H_{f, \text{prod}}^\circ - \sum H_{f, \text{reac}}^\circ$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \{2 \cdot \Delta H_f^\circ [CO_2 (g)] + 3 \cdot \Delta H_f^\circ [H_2O (l)]\} - \{\Delta H_f^\circ [CH_3-CH_2OH (l)] + 3 \cdot \Delta H_f^\circ [O_2 (g)]\}$$

Resolvemos para este caso, sustituimos valores y calculamos:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [2 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) + 3 \cdot (-285,8 \text{ kJ})] - [-393,5 \text{ kJ} + 3 \cdot 0 \text{ kJ}] = -1366,7 \text{ kJ}$$

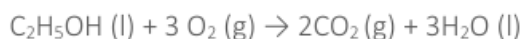
Calculamos la masa molar del etanol y establecemos los factores de conversión adecuados para calcular la energía que se libera cuando se quema 1 kg de combustible:

$$M(CH_3-CH_2OH) = 12,00 \cdot 2 + 1,008 \cdot 6 + 16,00 = 46,05 \text{ g}$$

$$\frac{1000 \text{ g de etanol}}{1 \text{ kg de etanol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{46,05 \text{ g}} \cdot \frac{-1366,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -29680 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

El poder calorífico del etanol es menor que el de la gasolina, pues de la combustión de 1 kg de gasolina se obtienen 47 900 kJ (repara el ejemplo).

Ejercicio 5: Calcular el cambio de entalpía de la combustión de 1 mol de etanol. Según las siguientes entalpías de formación:



$$\Delta H_{\text{for}}^\circ \text{CO}_2 \text{ (g)} = -393,5 \text{ kJ/mol} \quad \Delta H_{\text{for}}^\circ \text{H}_2\text{O (l)} = -285,5 \text{ kJ/mol} \quad \Delta H_{\text{for}}^\circ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)} = -277,7 \text{ kJ/mol}$$

Ten presente que el ΔH_f para elementos y gases moleculares es cero.

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_{\text{for}} n (\text{productos}) - \sum \Delta H_{\text{for}} n (\text{reactivos})$$

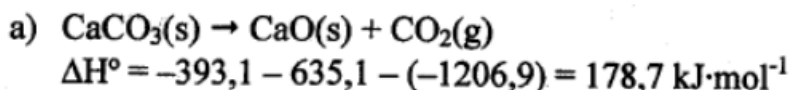
$$\Delta H^\circ = [(3 \times -285,8 \text{ kJ/mol}) + (2 \times -393,5 \text{ kJ/mol})] - [(1 \times -277,7 \text{ kJ/mol}) + (3 \times \cancel{\Delta H_{\text{for}}^\circ \text{O}_2})]$$

$$\Delta H^\circ = -857,4 \text{ kJ/mol} - 787,0 \text{ kJ/mol} + 277,7 \text{ kJ/mol} = -1366,7 \text{ kJ/mol}$$

5.- En el proceso de descomposición térmica del carbonato de calcio, se forma óxido de calcio y dióxido de carbono. Sabiendo que el horno en el que ocurre el proceso tiene un rendimiento del 65%, conteste a los siguientes apartados. a) Formule la reacción y calcule su variación de entalpía. b) Calcule el consumo de combustible (carbón mineral), en toneladas, que se requiere para obtener 500 kg de óxido cálcico. Datos. ΔH_f° (carbonato de calcio) = $-1206,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; ΔH_f° (óxido de calcio) = $-393,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; ΔH_f° (dióxido de carbono) = $-393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; 1 kg de carbón mineral desprende 8330 kJ. Masas atómicas: Ca = 40; O = 16.

PAU-05

RESUELTO:



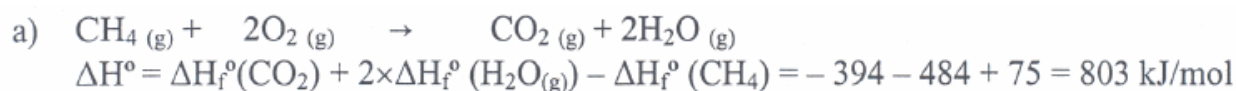
Sabiendo que la combustión de 1 g de TNT libera 4600 kJ y considerando los valores de entalpías de formación que se proporcionan, calcule:

- La entalpía estándar de combustión del CH_4 .
- El volumen de CH_4 , medido a 25°C y 1 atm de presión, que es necesario quemar para producir la misma energía que 1 g de TNT.

$$\text{Datos: } \Delta H_f^\circ(\text{CH}_4) = -75 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}; \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}; \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -242 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

PAU-06

RESUELTO:

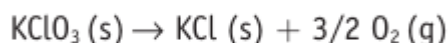


**14. La descomposición térmica del clorato potásico (KClO_3)
 $\xRightarrow{\text{PAU}}$ origina cloruro potásico (KCl) y oxígeno molecular.
 Calcula el calor que se desprende cuando se obtienen 150 litros de oxígeno medidos a 25 °C y 1 atm de presión.**

$$\Delta H_f^\circ \text{KClO}_3 (\text{s}) = -91,2 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{KCl} (\text{s}) = -436 \text{ J/mol}$$

La ecuación de descomposición térmica del clorato potásico es:



La variación de entalpía de esa reacción se obtiene mediante:

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos}) :$$

$$\Delta H_R^\circ = [(-436)] - [(-91,2)] \rightarrow \Delta H_R^\circ = -344,8 \text{ kJ}$$

A partir de la ecuación $pV = nRT \rightarrow$

$$\rightarrow n = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 150 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 6,14 \text{ moles O}_2$$

Como los 344,8 kJ que se desprenden se refieren a 3/2 moles de oxígeno, quedará:

$$6,14 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{-344,8 \text{ kJ}}{1,5 \text{ moles O}_2} = -1411 \text{ kJ (se desprenden).}$$