

Termoquímica

● Ley de Hess

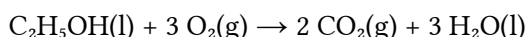
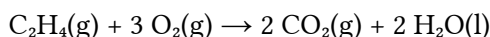
1. a) Teniendo en cuenta la ley de Hess, calcula la entalpía en condiciones estándar de la siguiente reacción, indicando si la reacción es exotérmica o endotérmica: $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$
 b) Calcula la cantidad de energía, en forma de calor, que es absorbida o cedida en la obtención de 75 g de etanol según la reacción anterior, a partir de las cantidades adecuadas de eteno y agua.

Datos: $\Delta H^\circ(\text{combustión})\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) = -1411 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ(\text{combustión})\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = -764 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

(P.A.U. jun. 16)

Rta.: a) $\Delta H = -647 \text{ kJ/mol}$; b) $Q = 1,05 \cdot 10^3 \text{ kJ}$.

Datos



Masa de etanol

Masa molar del etanol

Incógnitas

Entalpía de la reacción: $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$

Energía en la obtención de 75 g de etanol

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

Ecuaciones

Ley de Hess

Cifras significativas: 3

$$\Delta H_{c1}^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = -1411 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{c2}^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -764 \text{ kJ/mol}$$

$$m = 75,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46,1 \text{ g/mol}$$

$$\Delta H$$

$$Q$$

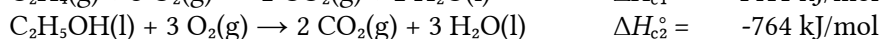
$$n$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

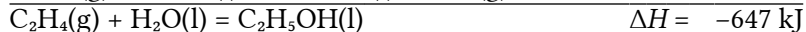
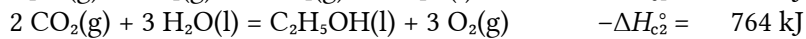
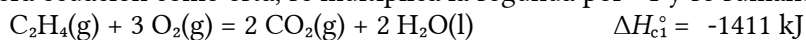
Solución:

a) Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino.

La ecuación de la reacción se puede obtener por combinación lineal de las ecuaciones de combustión:



Se deja la primera ecuación como está, se multiplica la segunda por -1 y se suman:



La reacción es exotérmica, desprende energía.

b) Se calcula la energía producida al obtener 75 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$:

$$Q = 75,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,1 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{647 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 1,05 \cdot 10^3 \text{ kJ} = 1,05 \text{ MJ}$$

La mayor parte de las respuestas puede calcularse con la hoja de cálculo [Química \(es\)](#)

Cuando esté en el índice, mantenga pulsada la tecla « \blacktriangle » (mayúsculas) mientras hace clic en la celda:

[Ley de Hess](#)

del capítulo:

Termoquímica

Hess

[Ley de Hess](#)

Escriba las fórmulas químicas en las celdas blancas con borde verde, los datos en las celdas blancas con borde azul, y pulse en las celdas de color salmón para elegir entre las opciones que se presentan.

Puede dejar en blanco alguno de los valores de las entalpías de combustión y la hoja de cálculo mostrará, en algunos casos, el valor encontrado en una pequeña tabla de datos que ha copiado de [CRC Handbook of Chemistry and Physics, 97th Edition, 2016](#). En ese caso, aparecerá el símbolo «^a» a su derecha.

D A T O S									
<input type="text" value="C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>"/>		+	<input type="text" value="H<sub>2</sub>O"/>		→	<input type="text" value="C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH"/>			
<input type="text" value=""/>			<input type="text" value=""/>			<input type="text" value=""/>		<input type="text" value=""/>	
<input type="text" value="C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> (g)"/>			<input type="text" value="+ H<sub>2</sub>O (l)"/>			<input type="text" value="→ C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH (l)"/>			
ΔH_c	<input type="text" value="-1411"/>					<input type="text" value="-764"/>			
Entalpías de		combustión				/mol		$\Delta H_{\text{reac.}}$	<input type="text" value=""/>
Masa	<input type="text" value="75 g"/>	Sustancia	<input type="text" value="C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH"/>		Presión	<input type="text" value=""/>		Temperatura	<input type="text" value=""/>

Las respuestas aparecen en RESULTADOS:

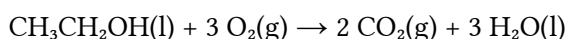
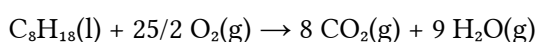
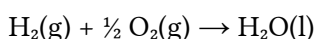
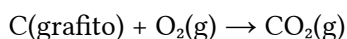
R E S U L T A D O S									
								Cifras significativas:	<input type="text" value="3"/>
<input type="text" value="C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>(g)"/>		+	<input type="text" value="H<sub>2</sub>O(l)"/>		→	<input type="text" value="C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH(l)"/>			
Energía	<input type="text" value="-647"/>	kJ/mol C ₂ H ₅ OH		Calor	kJ/75 g C ₂ H ₅ OH				
$\Delta H = -647$		a presión constante $Q_p =$				<input type="text" value="-1,05 · 10<sup>3</sup>"/>			

2. Considera que la gasolina está compuesta principalmente por octano (C₈H₁₈) y que en el bioetanol el compuesto principal es el etanol (CH₃CH₂OH). Con los siguientes datos: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$; densidad a 298 K del etanol $\rho_e = 0,79 \text{ g/cm}^3$ y del octano $\rho_o = 0,70 \text{ g/cm}^3$.
- a) Escribe la ecuación de la reacción de combustión del etanol y calcula la entalpía estándar de formación del etanol a 25 °C.
- b) ¿Cuántos litros de bioetanol se necesitan para producir la misma energía que produce 1 dm³ de gasolina?

(P.A.U. sep. 14)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -275,4 \text{ kJ/mol}$; b) $V = 1,43 \text{ dm}^3 \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

Datos



Densidad del etanol C₈H₁₈

Densidad del octano C₈H₁₈

Volumen de gasolina

Temperatura

Masa molar: Octano

Cifras significativas: 3

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$$

$$\rho_e = 0,790 \text{ g/cm}^3$$

$$\rho_o = 0,700 \text{ g/cm}^3$$

$$V_o = 1,00 \text{ dm}^3$$

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g/mol}$$

Datos

Etanol

Cifras significativas: 3

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 46,1 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Entalpía de formación del etanol

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})$$

Volumen de bioetanol que libera la misma energía que 1 dm³ de gasolina

$$V$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

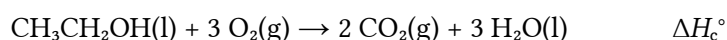
Ecuaciones

Ley de Hess

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del etanol y se ajusta:



La entalpía de formación de los elementos en estado normal es nula, por definición.

Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino. Se aplica la ley de Hess:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) + 3 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - (\Delta H_f^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) + \Delta H_f^\circ(\text{O}_2))$$

$$-1369,0 \text{ [kJ]} = (2 \text{ [mol CO}_2\text{]} (-393,5 \text{ [kJ/mol CO}_2\text{]} + 3 \text{ [mol H}_2\text{O]} (-285,8 \text{ [kJ/mol H}_2\text{O]})) - (1 \text{ [mol C}_2\text{H}_6\text{O]} \cdot \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) + 3 \text{ [mol O}_2\text{]} \cdot 0)$$

Se despeja la entalpía de formación del etanol:

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l})) = -787,0 - 857,4 + 1369,0 = -275,4 \text{ kJ/mol}$$

b) Se calcula la cantidad de gasolina que hay en 1 litro:

$$n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 1,00 \text{ dm}^3 \text{ gasolina} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \frac{0,700 \text{ g gasolina}}{1 \text{ cm}^3 \text{ gasolina}} \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ g gasolina}} = 6,13 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}$$

Se calcula la energía producida al quemarse:

$$Q = 6,13 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \frac{5445,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = 3,34 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

Se calcula la cantidad de bioetanol que produciría esa energía:


$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 3,34 \cdot 10^4 \text{ kJ} \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1369,0 \text{ kJ}} = 24,4 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

Se calcula la masa de bioetanol:

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 24,4 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} \frac{46,1 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 1,12 \cdot 10^3 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

Se calcula el volumen que ocuparía, usando el dato de la densidad:

$$V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 1,12 \cdot 10^3 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH}}{0,790 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 1,43 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 = 1,43 \text{ dm}^3 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

La mayor parte de las respuestas puede calcularse con la hoja de cálculo [Química \(es\)](#)Cuando esté en el índice, mantenga pulsada la tecla «» (mayúsculas) mientras hace clic en la celda:[Ley de Hess](#)

del capítulo:

Termoquímica	Hess	Ley de Hess
---------------------	------	-----------------------------

Escriba las fórmulas químicas en las celdas blancas con borde verde, los datos en las celdas blancas con borde azul, y pulse en las celdas de color salmón para elegir entre las opciones que se presentan.

Puede dejar en blanco alguno de los valores de las entalpías de formación y la hoja de cálculo mostrará, en algunos casos, el valor encontrado en una pequeña tabla de datos que ha copiado de [CRC Handbook of Chemistry and Physics, 97th Edition, 2016](#). En ese caso, aparecerá el símbolo «^a» a su derecha.

Note que **tiene que poner el símbolo «?»** bajo la fórmula «C₂H₅OH» y **escribir el valor de la entalpía de combustión (-1369)** a la derecha de «ΔH reac. =».

C ₂ H ₅ OH	+	O ₂	→	CO ₂	+	H ₂ O
C ₂ H ₅ OH		3 O ₂	→	2 CO ₂		3 H ₂ O
C ₂ H ₅ OH (l)		+ 3 O ₂ (g)	→	2 CO ₂ (g)		+ 3 H ₂ O (l)
ΔH _f	?			-393,5		-285,8
Entalpías de		formación		kJ /mol	ΔH reac. =	-1369 kJ

La respuesta al apartado a) aparece en RESULTADOS:

RESULTADOS					
					Cifras significativas:
					4
C ₂ H ₅ OH(l)	+	3 O ₂ (g)	→	2 CO ₂ (g)	+ 3 H ₂ O(l)
Energía	kJ	/mol C ₂ H ₅ OH		Calor	
ΔH = -275,5					

Para hacer los cálculos del apartado b) habrá que escribir en el apartado: OTROS CÁLCULOS, las fórmulas para calcular los pasos intermedios:

{Tiernas gasolina}: $n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = m(\text{C}_8\text{H}_{18}) / \text{Mmol}(\text{C}_8\text{H}_{18}) = V(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot \rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) / \text{Mmol}(\text{C}_8\text{H}_{18}) =$
 $1000 [\text{cm}^3] \cdot 0,7 [\text{g}/\text{cm}^3] / \text{MASAMOL}(\text{"C8H18"})$
 {Calor gasolina} = $Q(\text{C}_8\text{H}_{18}) = n(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot \Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \{\text{Tiernas gasolina}\} \cdot 5445,3 [\text{kJ}/\text{mol}]$
 {Moles bioetanol} = $n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = Q(\text{C}_8\text{H}_{18}) / \{\Delta H \text{ reac. } (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})\} = \{\text{Calor gasolina}\} / 1369$
 {V(cm³) bioetanol} = $V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) / \rho(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot \text{Mmol}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) / \rho(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) =$
 $\{\text{Moles bioetanol}\} \cdot \text{MASAMOL}(\text{G2}) / 0,79 [\text{g}/\text{cm}^3]$

OTROS CÁLCULOS			
Etiqu.: Tiernas gasolina	Calor gasolina	Moles bioetanol	V(cm ³) bioetanol
Fórm.: =1000*0,7/MA-SAMOL("C8H18")	=G25*5445,3	=I25/1369	=K25*MA-SAMOL(G2)/0,79

Y verá los resultados:

6,128	33 368	24,37	1421
-------	--------	-------	------

● Energías de enlace

1. a) A partir de los datos de la tabla, calcula la entalpía estándar de combustión del metano.

Enlace	C - H	O - H	O = O	C = O
Entalpía de enlace en condiciones estándar (kJ/mol)	413	482	498	715

b) Calcula el volumen de dióxido de carbono medido a 25 °C y 1 atm (101,3 kPa) que se generará en la combustión completa de 100 g de metano.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. sep. 15)

Rta.: a) $\Delta H_c(\text{CH}_4) = -710 \text{ kJ}/\text{mol}$; b) $V = 153 \text{ dm}^3$.

Datos

Entalpía de enlace:	C – H
	O – H
	O = O
	C = O

Presión

Temperatura

Masa de metano

Masa molar del metano

Constante de los gases ideales

Incógnitas

Entalpía estándar de combustión del metano

Volumen de dióxido de carbono

Otros símbolos

Cantidad de sustancia

Ecuaciones

Ley de Hess

Ecuación de estado de los gases ideales

Cifras significativas: 3

$$\Delta H(\text{C-H}) = 413 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H(\text{O-H}) = 482 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H(\text{O=O}) = 498 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H(\text{C=O}) = 715 \text{ kJ/mol}$$

$$p = 101,3 \text{ kPa} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$m(\text{CH}_4) = 100 \text{ g CH}_4$$

$$M(\text{CH}_4) = 16,0 \text{ g/mol}$$

$$R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{CH}_4)$$

$$V$$

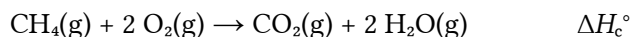
$$n$$

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

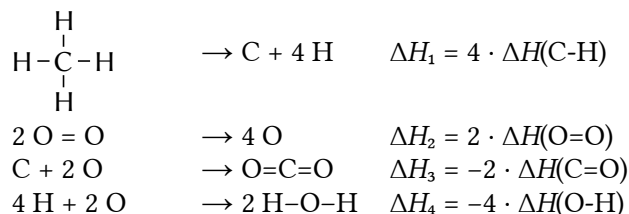
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

a) Se escribe la ecuación de combustión del metano y se ajusta:



Se puede imaginar un hipotético camino de rotura y formación de enlaces:



Como la entalpía es una función de estado, es independiente del camino.

La entalpía de combustión del metano puede expresarse como combinación lineal de las ecuaciones de rotura y formación de enlaces:

$$\begin{aligned} \Delta H_c^\circ(\text{CH}_4) &= 4 \cdot \Delta H(\text{C-H}) + 2 \cdot \Delta H(\text{O=O}) - 2 \cdot \Delta H(\text{C=O}) - 4 \cdot \Delta H(\text{O-H}) = \\ &= 4 \cdot 413 \text{ [kJ/mol]} + 2 \cdot 498 \text{ [kJ/mol]} - 2 \cdot 715 \text{ [kJ/mol]} - 4 \cdot 482 \text{ [kJ/mol]} \\ \Delta H_c^\circ(\text{CH}_4) &= -710 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

b) Se calcula la cantidad de metano que hay en 100 g:

$$n(\text{CH}_4) = 100 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} = 6,25 \text{ mol CH}_4$$

Se calcula la cantidad de CO₂ a partir de la ecuación de combustión ajustada:

$$n(\text{CO}_2) = n(\text{CH}_4) = 6,13 \text{ mol CO}_2$$

Se calcula el volumen que ocupará a 25 °C y 1 atm, a partir de la ecuación de estado de los gases ideales, suponiendo comportamiento ideal del CO₂:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{6,25 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{101,3 \cdot 10^3 \text{ Pa}} = 0,153 \text{ m}^3 = 153 \text{ dm}^3$$

● Calorimetría

- Explica detalladamente como se puede determinar en el laboratorio el calor de disolución de KOH(s) en agua. Efectúa el cálculo (a la presión y temperatura de laboratorio) suponiendo una masa de hidróxido de potasio de 4,5 g que se disuelven en 450 cm³ en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g. El incremento de la temperatura es de 2,5 °C.
 Datos: Calor específico del agua: 4,18 J/(g·°C) y densidad del agua: 1 g/cm³. (P.A.U. sep. 05)
Rta.: $\Delta H_d^\circ(\text{KOH}) = -61 \text{ kJ/mol}$.

Solución:

Procedimiento:

En una probeta de 500 cm³, se miden 450 cm³ de agua y se vierten en un calorímetro. Se dejan pasar unos minutos y se mide la temperatura con un termómetro.

Se pesa un vidrio de reloj en una balanza y se echa el KOH con una varilla hasta que su masa aumente 4,5 g.

Rápidamente (para evitar la hidratación y carbonatación del KOH) se echa el hidróxido de potasio en el calorímetro y se agita con una varilla, comprobando la temperatura. Se anota el valor máximo y se resta del valor inicial de la temperatura del agua.

Cálculos: (Supondré que los datos tienen al menos dos cifras significativas).

$$\text{masa de agua} = 450 \text{ dm}^3 \cdot 1,0 \text{ g/cm}^3 = 450 \text{ g agua}$$

Al ser el calorímetro un sistema aislado, el proceso es adiabático, no se intercambia calor con el entorno.

$$Q(\text{cedido en la disolución}) + Q_d(\text{ganado por la disolución}) + Q_c(\text{ganado por el calorímetro}) = 0$$

El calor ganado por la disolución es aproximadamente igual al calor ganado por el agua.

$$Q_d = m(\text{agua}) \cdot c_e(\text{agua}) \cdot \Delta t = 450 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J/(g} \cdot ^\circ\text{C)} \cdot 2,5 ^\circ\text{C} = 4,7 \cdot 10^3 \text{ J}$$


El calor ganado por el calorímetro se calcula de forma análoga, usando el equivalente en agua del calorímetro.

$$Q_c = m(\text{equivalente en agua}) \cdot c_e(\text{agua}) \cdot \Delta t = 15 \text{ g} \cdot 4,18 \text{ J/(g} \cdot ^\circ\text{C)} \cdot 2,5 ^\circ\text{C} = 1,6 \cdot 10^2 \text{ J}$$

$$Q(\text{cedido en la disolución}) = -(4,7 \cdot 10^3 + 1,6 \cdot 10^2) \text{ J} = -4,9 \cdot 10^3 \text{ J}$$

$$\Delta H_d^\circ = \frac{-4,9 \cdot 10^3 \text{ J}}{4,5 \text{ g KOH}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = -61 \text{ kJ/mol KOH}$$

La mayor parte de las respuestas puede calcularse con la hoja de cálculo [Química \(es\)](#)

Cuando esté en el índice, mantenga pulsada la tecla «» (mayúsculas) mientras hace clic en la celda:

Calorimetría

del capítulo:

Termoquímica

Calorim

Calorimetría

Escriba las fórmulas químicas en las celdas blancas con borde verde, los datos en las celdas blancas con borde azul, y pulse en las celdas de color salmón para elegir entre las opciones que se presentan.

D A T O S				
	Soluto		KOH	
KOH	Masa	$m =$	4,5 g	
H ₂ O	Volumen	$V =$	450 cm ³	
	Equivalente en agua	$m_e =$	15 g	
	Incremento de temperatura	$\Delta t =$	2,5 °C	
Disolución	Densidad	$\rho =$	1 g/cm ³	

Calor específico $c_e =$ $\text{J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$

Las respuestas aparecen en RESULTADOS:

RESULTADOS

Cifras significativas:

Calor ganado

por la disolución $q_1 =$ kJ

lo pones calorímetro $q_2 =$ 0,157 kJ

Calor cedido $Q =$ -4,86 kJ

Cantidad $n =$ 0,0802 mol KOH

$\Delta H =$ -60,6 kJ/mol

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), y del [traductor de la CIXUG](#).

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM).

Se consultó al Copilot de Microsoft Edge y se tuvieron en cuenta algunas de sus respuestas en las cuestiones.

Actualizado: 17/07/24

Sumario

TERMOQUÍMICA.....	1
<i>Ley de Hess.....</i>	<i>1</i>
a) Teniendo en cuenta la ley de Hess, calcula la entalpía en condiciones estándar de la siguiente reacción, indicando si la reacción es exotérmica o endotérmica: $C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)$ b) Calcula la cantidad de energía, en forma de calor, que es absorbida o cedida en la obtención de 75 g de etanol según la reacción anterior, a partir de las cantidades adecuadas de eteno y agua.....	1
Considera que la gasolina está compuesta principalmente por octano (C_8H_{18}) y que en el bioetanol el compuesto principal es el etanol (CH_3CH_2OH). Con los siguientes datos: $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(C_8H_{18}(l)) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(CH_3CH_2OH(l)) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$; densidad a 298 K del etanol $\rho_e = 0,79 \text{ g/cm}^3$ y del octano $\rho_o = 0,70 \text{ g/cm}^3$	2
<i>Energías de enlace.....</i>	<i>4</i>
a) A partir de los datos de la tabla, calcula la entalpía estándar de combustión del metano.....	4
<i>Calorimetría.....</i>	<i>6</i>
Explica detalladamente como se puede determinar en el laboratorio el calor de disolución de KOH(s) en agua. Efectúa el cálculo (a la presión y temperatura de laboratorio) suponiendo una masa de hidróxido de potasio de 4,5 g que se disuelven en 450 cm ³ en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g. El incremento de la temperatura es de 2,5 °C.....	6