

Termoquímica

● Lei de Hess

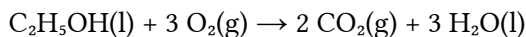
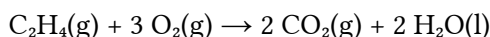
1. a) Tendo en conta a lei de Hess, calcula a entalpía en condicións estándar da seguinte reacción, indicando se a reacción é exotérmica ou endotérmica: $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$
 b) Calcula a cantidade de enerxía, en forma de calor, que é absorbida ou cedida na obtención de 75 g de etanol segundo a reacción anterior, a partir das cantidades adecuadas de eteno e auga.

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. xuño 16)

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

Datos



Masa de etanol

Masa molar do etanol

Incógnitas

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

Enerxía na obtención de 75 g de etanol

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

Ecuacións

Lei de Hess

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

$$\Delta H$$

$$Q$$

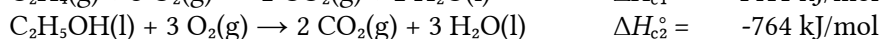
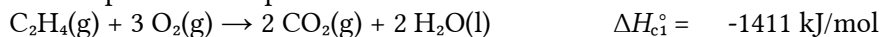
$$n$$

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

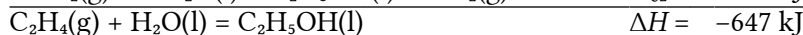
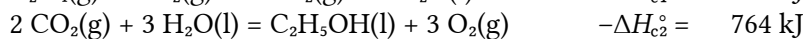
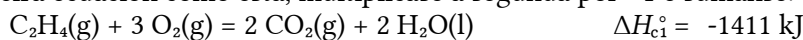
Solución:

a) Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño.

A ecuación da reacción pódese obter por combinación lineal das ecuacións de combustión:



Déixase a primeira ecuación como está, multiplícase a segunda por -1 e súmanse:



A reacción é exotérmica, desprende enerxía.

b) Calcúlase a enerxía producida ao obter 75 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$:

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

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#)

Cando estea no índice, manteña pulsada a tecla « \triangleleft » (maiúsculas) mentres fai clic na cela:

[Lei de Hess](#)

do capítulo:

Termoquímica

Hess

[Lei de Hess](#)

Escriba as fórmulas químicas nas celas brancas con bordo verde, os datos nas celas brancas con bordo azul, e prema nas celas de cor salmón para elixir entre as opcións que se presentan.

Pode deixar en branco algún dos valores das entalpías de combustión e a folia de cálculo mostrará, nalgúns casos, o valor atopado nunha pequena táboa de datos que copiou de [CRC Handbook of Chemistry and Physics, 97th Edition, 2016](#). Nese caso, aparecerá o símbolo «^a» á súa dereita.

D A T O S									
C_2H_4		+	H_2O		→	C_2H_5OH			
<input type="text"/>			<input type="text"/>			<input type="text"/>		<input type="text"/>	
C_2H_4		+	H_2O		→	C_2H_5OH			
<input type="text"/>			<input type="text"/>			<input type="text"/>		<input type="text"/>	
C_2H_4 (g)			$+ H_2O$ (l)			$→ C_2H_5OH$ (l)			
ΔH_c	<input type="text" value="-1411"/>		<input type="text"/>			<input type="text" value="-764"/>			
Entalpías de		combustión			kJ /mol		$\Delta H_{\text{reac.}} =$		<input type="text"/>
Masa	<input type="text" value="75"/>	g	Substancia	<input type="text" value="C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH"/>		Presión	<input type="text"/>		Temperatura
<input type="text"/>			<input type="text"/>			<input type="text"/>		<input type="text"/>	

As respostas aparecen en RESULTADOS:

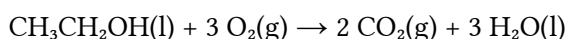
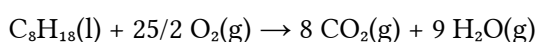
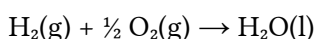
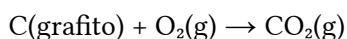
R E S U L T A D O S									
								Cifras significativas:	<input type="text" value="3"/>
C_2H_4 (g)		+	H_2O (l)		→	C_2H_5OH (l)			
<input type="text"/>			<input type="text"/>			<input type="text"/>		<input type="text"/>	
Enerxía	<input type="text" value="-647"/>	kJ/mol	C_2H_5OH		Calor	kJ/75 g C_2H_5OH			
$\Delta H = -647$				a presión constante $Q_p =$	<input type="text" value="-1,05·10<sup>3</sup>"/>				

2. Considera que a gasolina está composta principalmente por octano (C_8H_{18}) e que no bioetanol o composto principal é o etanol (CH_3CH_2OH). Cos seguintes datos: $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5$ kJ/mol; $\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8$ kJ/mol; $\Delta H_c^\circ(C_8H_{18}(l)) = -5445,3$ kJ/mol; $\Delta H_c^\circ(CH_3CH_2OH(l)) = -1369,0$ kJ/mol; densidade a 298 K do etanol $\rho_e = 0,79$ g/cm³ e do octano $\rho_o = 0,70$ g/cm³.
- a) Escribe a ecuación da reacción de combustión do etanol e calcula entalpía estándar de formación do etanol a 25 °C.
- b) Cantos litros de bioetanol necesitan para producir a mesma enerxía que produce 1 dm³ de gasolina?

(P.A.U. set. 14)

Rta.: a) $\Delta H_f^\circ(C_2H_6O) = -275,4$ kJ/mol; b) $V = 1,43$ dm³ CH_3CH_2OH .

Datos



Densidade do etanol C_2H_5OH

Densidade do octano C_8H_{18}

Volume de gasolina

Temperatura

Masa molar: Octano

Cifras significativas: 3

$$\Delta H_f^\circ(CO_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(H_2O) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(C_8H_{18}) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_c^\circ(C_2H_6O) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$$

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

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

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

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$M(C_8H_{18}) = 114 \text{ g/mol}$$

Datos

Etanol

Cifras significativas: 3

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

Incógnitas

Entalpía de formación do etanol

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

Volume de bioetanol que libera a mesma enerxía que 1 dm³ de gasolina

$$V$$

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

$$n$$

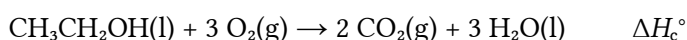
Ecuacións

Lei de Hess

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

Solución:

a) Escríbese a ecuación de combustión do etanol e axústase:



A entalpía de formación dos elementos en estado normal é nula, por definición.

Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño. Aplícase a lei de Hess:

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

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

Despéxase a entalpía de formación do 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) Calcúlase a cantidade de gasolina que hai en 1 litro:

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

Calcúlase a enerxía producida ao queimarse:

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

Calcúlase a cantidade de bioetanol que produciría esa enerxía:


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

Calcúlase a masa de bioetanol:

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

Calcúlase o volume que ocuparía, empregando dato da densidade:

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

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#)Cando estea no índice, manteña pulsada a tecla «» (maiúsculas) mentres fai clic na cela:

Lei de Hess

do capítulo:

Termoquímica

Hess

Lei de Hess

Escriba as fórmulas químicas nas celas brancas con bordo verde, os datos nas celas brancas con bordo azul, e prema nas celas de cor salmón para elixir entre as opcións que se presentan.

Pode deixar en branco algún dos valores das entalpías de formación e a folia de cálculo mostrará, nalgúns casos, o valor atopado nunha pequena táboa de datos que copiou de [CRC Handbook of Chemistry and Physics, 97th Edition, 2016](#). Nese caso, aparecerá o símbolo «^a» á súa dereita.

Note que **ten que poñer** o símbolo «?» baixo a fórmula «C₂H₅OH» e **escribir o valor da entalpía** de combustión (−1369) á dereita de «ΔH reac. =».

C ₂ H ₅ OH	+	O ₂	→	CO ₂	+	H ₂ O
<input type="text" value=""/>		<input type="text" value="3"/>		<input type="text" value="2"/>		<input type="text" value="3"/>
C ₂ H ₅ OH (l)		+ 3 O ₂ (g)		→ 2 CO ₂ (g)		+ 3 H ₂ O (l)
ΔH _f <input type="text" value="?"/>				−393,5		−285,8
Entalpías de		formación		kJ /mol ΔH reac. =		−1369 kJ

A resposta ao apartado a) aparece en RESULTADOS:

RESULTADOS					
					Cifras significativas: <input type="text" value="4"/>
C ₂ H ₅ OH(l)	+	3 O ₂ (g)	→	2 CO ₂ (g)	+ 3 H ₂ O(l)
					<input type="text" value=""/>
Energía	<input type="text" value=""/>	kJ /mol C ₂ H ₅ OH	Calor		
ΔH = −275,5					

Para facer os cálculos do apartado b) haberá que escribir no apartado: OUTROS CÁLCULOS, as fórmulas para calcular os pasos intermedios:

{Moles 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} = $Q(\text{C}_8\text{H}_{18}) = n(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot \Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \{\text{Moles gasolina}\} \cdot 5445,3 [\text{kJ}/\text{mol}]$

{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} = $V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) / \rho(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot \text{Mmol}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) / \rho(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \{\text{Moles bioetanol}\} \cdot \text{MASAMOL}(\text{G2}) / 0,79 [\text{g}/\text{cm}^3]$

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

E verá os resultados:

<input type="text" value="6,128"/>	<input type="text" value="33 368"/>	<input type="text" value="24,37"/>	<input type="text" value="1421"/>
------------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

● Enerxías de enlace

1. a) A partir dos datos da táboa, calcula a entalpía estándar de combustión do metano.

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

b) Calcula o volume de dióxido de carbono medido a 25 °C e 1 atm (101,3 kPa) que se xerará na 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. set. 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 do metano

Constante dos gases ideais

Incógnitas

Entalpía estándar de combustión do metano

Volume de dióxido de carbono

Outros símbolos

Cantidade de substancia

Ecuacións

Lei de Hess

Ecuación de estado dos gases ideais

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$$V$$

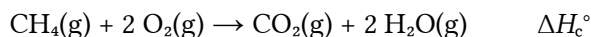
$$n$$

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

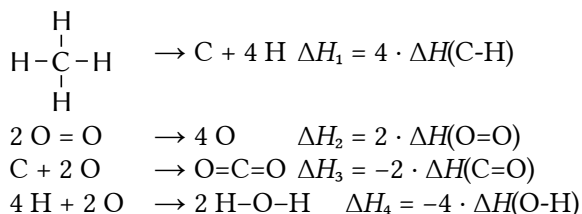
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

a) Escríbese a ecuación de combustión do metano axústase:



Pódese imaxinar un hipotético camiño de rotura e formación de enlaces:



Como a entalpía é unha función de estado, é independente do camiño.

A entalpía de combustión do metano pode expresarse como combinación lineal das ecuacións de rotura e 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) Calcúlase a cantidade de metano que hai en 100 g:

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

Calcúlase a cantidade de CO₂ a partir da ecuación de combustión axustada:

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

Calcúlase o volume que ocupará a 25 °C e 1 atm, coa ecuación de estado dos gases ideais, supoñendo comportamento ideal do 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

1. Explica detalladamente como se pode determinar no laboratorio a calor de disolución de KOH(s) en auga. Efectúa o cálculo (à presión e temperatura de laboratorio) supoñendo unha masa de hidróxido de potasio de 4,5 g que se disolven en 450 cm³ nun calorímetro que ten un equivalente en auga de 15 g. O incremento da temperatura é de 2,5 °C.

Datos: Calor específica da auga: 4,18 J/(g·°C) e densidade da auga: 1 g/cm³.

(P.A.U. set. 05)

Rta.: $\Delta H_d^\circ(\text{KOH}) = -61 \text{ kJ/mol}$.

Solución:

Procedemento:

Nunha probeta de 500 cm³, mídense 450 cm³ de auga e vértense nun calorímetro. Déixanse pasar uns minutos e mídese a temperatura cun termómetro.

Pésase un vidro de reloxo nunha balanza e bótase KOH cunha vareta ata que a súa masa aumente 4,5 g. Rapidamente (para evitar a hidratación e carbonatación do KOH) bótase o hidróxido de potasio no calorímetro e axítase cunha vareta, comprobando a temperatura. Anótase o valor máximo e réstase do valor inicial da temperatura da auga.

Cálculos: (Suporei que os datos teñen polo menos dúas cifras significativas).

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

Ao ser o calorímetro un sistema illado, o proceso é adiabático, non se intercambia calor coa contorna.

$$Q(\text{cedida na disolución}) + Q_d(\text{gañada pola disolución}) + Q_c(\text{gañada polo calorímetro}) = 0$$

A calor gañada pola disolución é aproximadamente igual á calor gañada pola auga.

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

A calor gañada polo calorímetro calcúlase de forma análoga, usando o equivalente en auga do calorímetro.

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

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

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

A maior parte das respostas pode calcularse coa folla de cálculo [Química \(gal\)](#)

Cando estea no índice, manteña pulsada a tecla «» (maiúsculas) mentres fai clic na cela:

[Calorimetría](#)

do capítulo:

Termoquímica

Calorim

[Calorimetría](#)

Escriba as fórmulas químicas nas celas brancas con bordo verde, os datos nas celas brancas con bordo azul, e prema nas celas de cor salmón para elixir entre as opcións que se presentan.

D A T O S				
	Soluto		KOH	
KOH	Masa	$m =$	4,5 g	
H ₂ O	Volume	$V =$	450 cm ³	
	Equivalente en auga	$m_e =$	15 g	
	Incremento de temperatura	$\Delta t =$	2,5 °C	
Disolución	Densidade	$\rho =$	1 g/cm ³	
	Calor específica	$c_e =$	4,18 J·g ⁻¹ ·°C ⁻¹	

As respostas aparecen en RESULTADOS:

RESULTADOS

Cifras significativas:

Calor ganada

pola disolución $q_1 = 4,70$ kJ

polo calorímetro $q_2 = 0,157$ kJ

Calor cedida $Q = -4,86$ kJ

Cantidade $n = 0,0802$ mol KOH

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

Cuestións e problemas das [Probas de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

[Respostas](#) e composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algúns cálculos fixéronse cunha [folla de cálculo](#) de [LibreOffice](#) do mesmo autor.

Algunhas ecuacións e as fórmulas orgánicas construíronse coa extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

A tradución ao/desde o galego realizouse coa axuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Procurouse seguir as [recomendacións](#) do Centro Español de Metrología (CEM).

Consultouse ao Copilot de Microsoft Edge e tivéronse en conta algunhas das súas respostas nas cuestións.

Actualizado: 12/03/24

Sumario

TERMOQUÍMICA.....	1
<i>Lei de Hess</i>	1
<i>Enerxías de enlace</i>	4
<i>Calorimetría</i>	6