

Termoquímica

● Lei de Hess

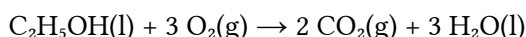
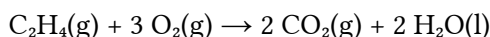
1. a) Tendo en conta a lei de Hess, calcula a entalpía en condicións estándar da seguinte reacción, indicando se a reacción é exotérmica ou endotérmica: $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$
 b) Calcula a cantidade de enerxía, 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

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

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

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

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

$$\Delta H$$

$$Q$$

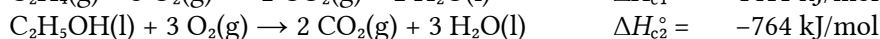
$$n$$

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

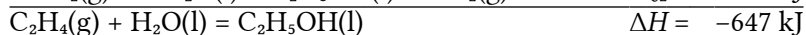
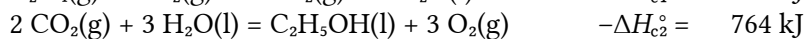
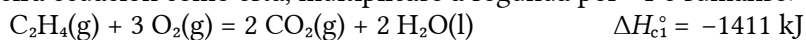
Solución:

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 \(gal\)](#)

As instrucións para o manexo desta folla de cálculo poden verse na ligazón [instrucións](#).

Para ir á folla onde resolver un problema de Termoquímica, pode elixir unha destas opcións:

- Busque a pestana  Hess na zona inferior. Se non está á vista, pulse varias veces na icona ► da pestana , situada na zona inferior esquerda, ata que apareza pola dereita a pestana  Hess. Logo preme sobre esa pestana.
- Vaia ao índice, buscando a ligazón [Índice](#) na zona superior dereita e pulsando a tecla [Ctrl] mentres preme sobre [Índice](#). No índice, pulse a tecla [Ctrl] mentres preme sobre a cela [Lei de Hess](#) de **Ter-**
moquímica.

Escreba as fórmulas químicas nas celas de cor branca con bordo verde e os datos nas celas de cor branca con bordo azul. Prema nas celas de cor laranxa para elixir entre as opcións que se presentan.

Pode deixar en branco algún dos valores das entalpías de combustión e a folla 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.

DATOS:

			→		
	C ₂ H ₄		H ₂ O		CH ₃ CH ₂ OH
	Entalpías de combustión			kJ/mol	
	C ₂ H ₄ (g)	+ H ₂ O (l)	→	CH ₃ CH ₂ OH (l)	
ΔH_c	-1,411·10 ³ ^a			-764	
Calcular a entalpía de		reacción			
	Masa	Substancia		$p =$	
	75 g	CH ₃ CH ₂ OH		$T =$	

RESULTADOS:

Entalpía	Calor de reacción	de combustión
kJ	/mol CH ₃ CH ₂ OH	kJ/75 g CH ₃ CH ₂ OH
$\Delta H_r = -647,2$	$q_r =$	$q_c = -1,244 \cdot 10^3$
		A presión constante

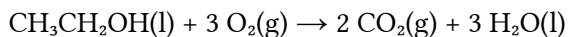
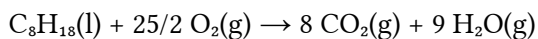
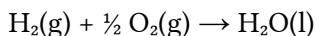
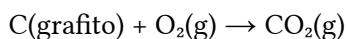
2. Considera que a gasolina está composta principalmente por octano (C₈H₁₈) e que no bioetanol o composto principal é o etanol (CH₃CH₂OH). Cos seguintes datos: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$; densidade a 298 K do etanol $\rho_e = 0,79 \text{ g/cm}^3$ e do octano $\rho_o = 0,70 \text{ g/cm}^3$.

- Escrebe a ecuación da reacción de combustión do etanol e calcula entalpía estándar de formación do etanol a 25 °C.
- Cantos litros de bioetanol necesítanse para producir a mesma enerxía que produce 1 dm³ de gasolina?

(P.A.U. set. 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



Densidade do etanol C₈H₁₈

Densidade do octano C₈H₁₈

Volume de gasolina

Temperatura

Masa molar: Octano

Etanol

Incógnitas

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

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

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

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

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

Datos

Entalpía de formación do etanol

Cifras significativas: 3

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

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

V

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

n

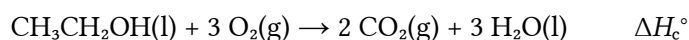
Ecuacións

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 \(gal\)](#)

DATOS:

			→		
	CH ₃ CH ₂ OH	3 O ₂	2 CO ₂	3 H ₂ O	
	Entalpías de	formación		kJ /mol	
	CH ₃ CH ₂ OH (l)	+ 3 O ₂ (l)	→ 2 CO ₂ (g)	+ 3 H ₂ O (l)	
ΔH _f			- 393,5 ^a	- 285,8 ^a	
				ΔH reacción	
	Calcular a entalpía de	formación	de CH ₃ CH ₂ OH	-1369	kJ

Masa	Substancia	$p = 1$		
0,79 kg	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	$T = 0$		

RESULTADOS:

Entalpía	Calor de formación	de reacción
$\text{kJ/mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	$\text{kJ/0,79 kg CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	$\text{kJ/0,79 kg CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
$\Delta H_f = -275,5$	$q_f = -4,724 \cdot 10^3$	$q_r = -2,348 \cdot 10^4$

A presión constante

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

$$\{\text{Moles gasolina}\}: n(\text{C}_8\text{H}_{18}) = m(\text{C}_8\text{H}_{18}) / M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = V(\text{C}_8\text{H}_{18}) \cdot \rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) / M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 1000 [\text{cm}^3] \cdot 0,7 [\text{g/cm}^3] / \text{MASAMOL}(\text{"C8H18"})$$

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

$$\{\text{Moles bioetanol}\} = n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = Q(\text{C}_8\text{H}_{18}) / \{\Delta H \text{ reac. } (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})\} = \{\text{Calor gasolina}\} / 1369$$

$$\{V(\text{cm}^3) \text{ bioetanol}\} = V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) / \rho(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) / \rho(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \{\text{Moles bioetanol}\} \cdot \text{MASAMOL}(\text{G3}) / 0,79 [\text{g/cm}^3]$$

OUTROS CÁLCULOS

Etiqueta	Moles gasolina	Calor gasolina	Moles bioetanol	$V(\text{cm}^3) \text{ bioetanol}$
Fórmula	$=1000 \cdot 0,7 / \text{MASAMOL}(\text{"C8H18"})$	$=G26 \cdot 5445,3$	$=I26 / 1369$	$=K26 \cdot \text{MASAMOL}(\text{G3}) / 0,79$

E verá os resultados:

	6,128	33 368	24,37	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) $\Delta H_c(\text{CH}_4) = -710 \text{ kJ/mol}$; 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

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$

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

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

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

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

V

Outros símbolos

Cantidade de substancia

 n **Ecuacións**

Lei de Hess

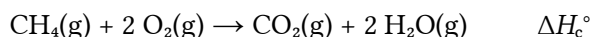
$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$$

Ecuación de estado dos gases ideais

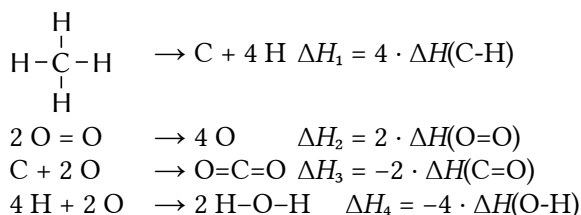
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

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:

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

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 CO_2 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 CO_2 :

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

● Calorimetría

- É vostede guía dun grupo de xeólogos da National Geographic que vai explorar o deserto de Atacama. Diseña un kit de emerxencia que inclúa paquetes de frío e calor instantáneos. Estes paquetes funcionan mesturando un sal con auga nunha bolsa pechada: o sal está contido nunha cápsula situada no interior da bolsa que contén a auga. Esta cápsula pódese romper cunha lixeira presión, de modo que o sal mestúrase coa auga, cambiando a súa temperatura. Para construír o kit dispón de dúas sales, nitrato de amonio (NH_4NO_3) e cloruro de calcio (CaCl_2).

Os paquetes do kit deben cumprir as seguintes especificacións:

- Cada paquete debe ser capaz de cambiar a temperatura de 500 mL de auga en 20 °C.
- O paquete de frío debe arrefriar a auga de 25 °C a 5 °C.
- O paquete de calor debe elevar a temperatura da auga de 25 °C a 45 °C.

Datos: Calor específica da auga = 4,18 J/(g·°C); entalpía molar de disolución do NH_4NO_3 : $\Delta H_d = 25,69 \text{ kJ/mol}$; entalpía molar de disolución do CaCl_2 : $\Delta H_d = -82,8 \text{ kJ/mol}$.

a) Explique que sal escollería para fabricar a bolsa de frío e cal para a de calor.

b) Calcule a cantidade de calor necesaria para cambiar a temperatura dos 500 mL nos 20 °C que se

indica no enunciado.

- c) Calcule a masa necesaria de cada un dos sales para o cambio de temperatura indicado.
 d) Debuxo un esquema de como construíra un aparato sinxelo para comprobar, de forma aproximada, que os seus cálculos son correctos, describindo o procedemento para a comprobación. Material dispoñible: bote de marmelada grande con tapa metálica, tapón de cortiza do mesmo tamaño cá tapa metálica, termómetro, un rolo de espuma de polistireno (bo illante térmico), cinta adhesiva.

(P.A.U. Modelo 25)

Rta.: b) $Q = 41\,800\text{ J}$; c) $m_1 = 130\text{ g NH}_4\text{NO}_3$; $m_2 = 56,1\text{ g CaCl}_2$.

Solución:

a) Elección dos sales

Nitrato de amonio (NH_4NO_3) para a bolsa de frío, porque a súa disolución é un proceso endotérmico (entalpía de disolución positiva), o que significa que absorbe calor, arrefriando a auga.

Cloruro de calcio (CaCl_2) para a bolsa de calor porque a súa disolución é un proceso exotérmico, (entalpía de disolución negativa), o que significa que libera calor, quentando a auga.

b) Cálculo da cantidade de calor necesaria.

A ecuación para este cálculo é:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

Onde:

Q = cantidade de calor (J)

m = masa da auga (g) (500 mL de auga teñen unha masa de 500 g)

c = calor específica da auga ($4,18\text{ J/g}\cdot^\circ\text{C}$)

ΔT = cambio de temperatura (20°C)

$$Q = 500\text{ g} \cdot 4,18\text{ J/g}\cdot^\circ\text{C} \cdot 20^\circ\text{C} = 41\,800\text{ J}$$

c). Cálculo da masa necesaria de cada sal.

Cálculo da cantidade de nitrato de amonio:

$$n_1 = \frac{41\,800\text{ J}}{25\,690\text{ J/mol}} \approx 1,63\text{ mol NH}_4\text{NO}_3$$

Cálculo da masa necesaria de nitrato de amonio: (Masa molar: $M = 80,0\text{ g/mol NH}_4\text{NO}_3$)

$$m_1 = 1,63\text{ mol} \cdot 80,0\text{ g/mol} \approx 130,4\text{ g NH}_4\text{NO}_3$$

Cálculo da cantidade de cloruro de calcio:

$$n_2 = \frac{41\,800\text{ J}}{82\,800\text{ J/mol}} \approx 0,505\text{ mol CaCl}_2$$

Cálculo da masa necesaria de cloruro de calcio: (Masa molar: $M = 111\text{ g/mol CaCl}_2$)

$$m_2 = 0,505\text{ mol} \cdot 111\text{ g/mol} = 56,1\text{ g CaCl}_2$$

d) Dispositivo para comprobar os cálculos

Materiais: bote de marmelada, tapón de cortiza, termómetro, polistireno, cinta adhesiva.




Procedemento:

1. Encher o bote de marmelada con 500 mL de auga a temperatura ambiente (25°C).
2. Rodear o bote con polistireno e fixalo con cinta adhesiva para minimizar a perda de calor.
3. Introducir o termómetro e medir a temperatura inicial da auga.
4. Romper a cápsula do sal (NH_4NO_3 ou CaCl_2) e axitar o bote ata que o sal se disolva completamente.
5. Medir a temperatura da auga a intervalos regulares ata que se estabilice.
6. Comparar a variación de temperatura observada coa calculada.

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

As instrucións para o manexo desta folla de cálculo poden verse na ligazón [instrucións](#).

Para ir á folla onde resolver un problema de Calorimetría, pode elixir unha destas opcións:

- Busque a pestana  Calorim na zona inferior. Se non está á vista, pulse varias veces na icona ► da pestana , situada na zona inferior esquerda, ata que apareza pola dereita a pestana  Calorim. Logo preme sobre esa pestana.
- Vaia ao índice, buscando a ligazón [Índice](#) na zona superior dereita e pulsando a tecla [Ctrl] mentres preme sobre [Índice](#). No índice, pulse a tecla [Ctrl] mentres preme sobre a cela [Calorimetría](#) de **Termoquímica**.

Escriba as fórmulas químicas nas celas de cor branca con bordo verde e os datos nas celas de cor branca con bordo azul. Preme nas celas de cor laranxa para elixir entre as opcións que se presentan.

DATOS:

Solute ou composto formado:		CaCl ₂	
(CaCl ₂)			
Volume	H ₂ O	V =	500 mL
Equivalente en auga		m _e =	g
Variación de temperatura		Δt =	20 °C
Densidade (H ₂ O)		ρ =	1 g/cm ³
Calor específica (H ₂ O)		c _e =	4,18 J·g ⁻¹ ·°C ⁻¹
Entalpía molar		ΔH =	-82,8 kJ/mol

RESULTADOS:

Calor ganada	
pola auga q ₁ =	4,18·10 ⁴ J
polo calorímetro q ₂ =	0 J
Calor cedida Q = -4,18·10 ⁴ J	
Cantidade n =	0,505 mol (CaCl ₂)
Masa m = 56,0 g	

Cambie os valores dos datos para o NH₄NO₃

Solute ou composto formado:		NH ₄ NO ₃	
(NH ₄ NO ₃)			
Volume	H ₂ O	V =	500 mL
Equivalente en auga		m _e =	g
Variación de temperatura		Δt =	-20 °C
Densidade (H ₂ O)		ρ =	1 g/cm ³
Calor específica (H ₂ O)		c _e =	4,18 J·g ⁻¹ ·°C ⁻¹
Entalpía molar		ΔH =	25,69 kJ/mol

Para ver os novos resultados:

Cantidade n =	1,63 mol (NH ₄ NO ₃)
Masa m =	130 g

- Explica detalladamente como se pode determinar no laboratorio a calor de disolución de KOH(s) en auga. Efectúa o cálculo (á 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.: ΔH_d°(KOH) = -61 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.

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

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

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

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

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

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

DATOS

Solute ou composto formado:		KOH	
Masa (KOH)	$m =$	4,5 g	
Volume H ₂ O	$V =$	450 cm ³	
Equivalente en auga	$m_e =$	15 g	
Variación de temperatura	$\Delta t =$	2,5 °C	
Densidade (H ₂ O)	$\rho =$	1 g/cm ³	
Calor específica (H ₂ O)	$c_e =$	4,18 J·g ⁻¹ ·°C ⁻¹	
Entalpía molar	$\Delta H =$		kJ/mol

RESULTADOS:

Calor ganada	
pola auga	$q_1 = 4,70 \cdot 10^3 \text{ J}$
polo calorímetro	$q_2 = 157 \text{ J}$
Calor cedida	$Q = -4,86 \cdot 10^3 \text{ J}$
Cantidade	$n = 0,0802 \text{ mol (KOH)}$
Entalpía molar	$\Delta H = -60,6 \text{ kJ/mol}$

Cuestións e problemas das [Probos 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](#).

Alguns cálculos fixéronse cunha [folha 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](#), e de o [tradutor da CIXUG](#).

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: 30/09/24

Sumario

TERMOQUÍMICA.....	1
<i>Lei de Hess.....</i>	<i>1</i>
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: $C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)$ 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.....	1
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: $\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(C_8H_{18}(l)) = -5445,3 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_c^\circ(CH_3CH_2OH(l)) = -1369,0 \text{ kJ/mol}$; densidade a 298 K do etanol $\rho_e = 0,79 \text{ g/cm}^3$ e do octano $\rho_o = 0,70 \text{ g/cm}^3$	2
<i>Enerxías de enlace.....</i>	<i>4</i>
1.a) A partir dos datos da táboa, calcula a entalpía estándar de combustión do metano.....	4
<i>Calorimetría.....</i>	<i>5</i>
1.É vostede guía dun grupo de xeólogos da National Geographic que vai explorar o deserto de Atacama. Diseña un kit de emerxencia que inclúa paquetes de frío e calor instantáneos. Estes paquetes funcionan mesturando un sal con auga nunha bolsa pechada: o sal está contido nunha cápsula situada no interior da bolsa que contén a auga. Esta cápsula pódese romper cunha lixeira presión, de modo que o sal mestúrase coa auga, cambiando a súa temperatura. Para construír o kit dispón de dúas sales, nitrato de amonio (NH_4NO_3) e cloruro de calcio ($CaCl_2$)... .	5
2.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 cm^3 nun calorímetro que ten un equivalente en auga de 15 g. O incremento da temperatura é de $2,5^\circ C$	7