

## Termoquímica

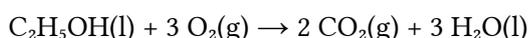
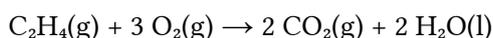
### ● Ley de Hess

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:  $C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)$   
 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.  
 Datos:  $\Delta H^\circ(\text{combustión})_{C_2H_4(g)} = -1411 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H^\circ(\text{combustión})_{C_2H_5OH(l)} = -764 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

(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

#### Cifras significativas: 3

$$\Delta H_{c1}^\circ(C_2H_4) = -1411 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{c2}^\circ(C_2H_5OH) = -764 \text{ kJ/mol}$$

$$m = 75,0 \text{ g } C_2H_5OH$$

$$M(C_2H_5OH) = 46,1 \text{ g/mol}$$

#### Incógnitas

Entalpía de la reacción:  $C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)$

$\Delta H$

Energía en la obtención de 75 g de etanol

$Q$

#### Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$n$

#### Ecuaciones

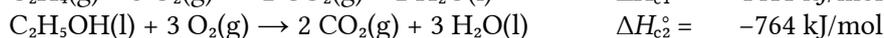
Ley de Hess

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

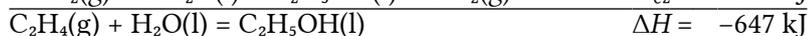
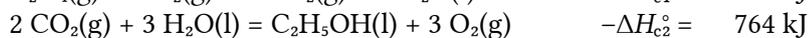
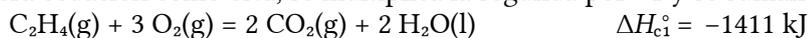
#### Solución:

a) 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  $C_2H_5OH$ :

$$Q = 75,0 \text{ g } C_2H_5OH \frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{46,1 \text{ g } C_2H_5OH} \frac{647 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_2H_5OH} = 1,05 \cdot 10^3 \text{ kJ} = 1,05 \text{ MJ}$$

Las respuestas pueden obtenerse en la pestaña «Hess» de la hoja de cálculo [Química \(es\)](#). [Instrucciones](#).

En DATOS, escriba:

			$\rightarrow$			
$C_2H_4$		$H_2O$		$CH_3CH_2OH$		
Entalpías de		combustión		kJ /mol		
$C_2H_4$	(g)	+ $H_2O$	(l)	$\rightarrow$	$CH_3CH_2OH$	(l)

$\Delta H_c$	$-1,411 \cdot 10^3$ <sup>a</sup>			$-764$		
	Calcular la entalpía de	reacción				
	Masa	Sustancia		$p =$		
	75 g	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH		$T =$		

RESULTADOS:

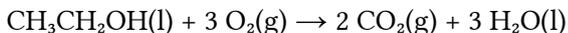
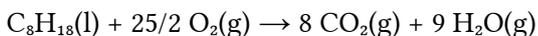
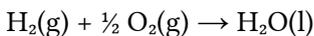
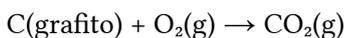
Entalpía	Calor de reacción	de combustión
$\Delta H_r = -647,2$ kJ/mol CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	$q_r = -1,054 \cdot 10^3$ kJ/75 g CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	$q_c = -1,244 \cdot 10^3$ kJ/75 g CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH
		A presión constante

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

(P.A.U. sep. 14)

**Rta.:** a)  $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = -275,4$  kJ/mol; b)  $V = 1,43$  dm<sup>3</sup> CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH.

**Datos**



Densidad del etanol C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O

Densidad del octano C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>

Volumen de gasolina

Temperatura

Masa molar: Octano

Etanol

Incógnitas

Entalpía de formación del etanol

Volumen de bioetanol que libera la misma energía que 1 dm<sup>3</sup> de gasolina

**Otros símbolos**

Cantidad de sustancia (número de moles)

**Ecuaciones**

Ley de Hess

**Cifras significativas: 3**

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

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

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

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

$\rho_e = 0,790$  g/cm<sup>3</sup>

$\rho_o = 0,700$  g/cm<sup>3</sup>

$V_o = 1,00$  dm<sup>3</sup>

$T = 25$  °C = 298 K

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

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

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

$V$

$n$

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

**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:

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

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:

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

Las respuestas pueden obtenerse en la pestaña «Hess» de la hoja de cálculo [Química \(es\). Instrucciones](#).

En DATOS, escriba:

			→		
	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	3 O <sub>2</sub>		2 CO <sub>2</sub>	3 H <sub>2</sub> O
	Entalpías de	formación		kJ / mol	
	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH (l)	+ 3 O <sub>2</sub> (l)		→ 2 CO <sub>2</sub> (g)	+ 3 H <sub>2</sub> O (l)
ΔH <sub>f</sub>				- 393,5 <sup>a</sup>	- 285,8 <sup>a</sup>
					ΔH reacción
	Calcular La entalpía de	formación	de	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	-1369 kJ
	Masa	Sustancia		p = 1	
	0,79 kg	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH		T = 0	

RESULTADOS:

Entalpía	Calor de formación	de reacción
kJ / mol CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	kJ/0,79 kg CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	kJ/0,79 kg CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH
ΔH <sub>f</sub> = -275,5	q <sub>f</sub> = -4,724 · 10 <sup>3</sup>	q <sub>r</sub> = -2,348 · 10 <sup>4</sup> A presión constante

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

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

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

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

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

### OTROS CÁLCULOS

Etiqueta	Moles gasolina	Calor gasolina	Moles bioetanol	V(cm <sup>3</sup> ) bioetanol
----------	----------------	----------------	-----------------	-------------------------------

Fórmula	=1000*0,7/MASAMOL("C8H18")	=G26*5445,3	=I26/1369	=K26*MASAMOL(G3)/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)  $\Delta H_c(\text{CH}_4) = -710 \text{ kJ/mol}$ ; 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

**Cifras significativas: 3**

$\Delta H(\text{C-H}) = 413 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta H(\text{O-H}) = 482 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta H(\text{O=O}) = 498 \text{ kJ/mol}$   
 $\Delta H(\text{C=O}) = 715 \text{ kJ/mol}$   
 $p = 101,3 \text{ kPa} = 1,013\cdot 10^5 \text{ Pa}$   
 $T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$   
 $m(\text{CH}_4) = 100 \text{ g CH}_4$   
 $M(\text{CH}_4) = 16,0 \text{ g/mol}$   
 $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Incógnitas**

Entalpía estándar de combustión del metano

Volumen de dióxido de carbono

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

$V$

**Otros símbolos**

Cantidad de sustancia

$n$

**Ecuaciones**

Ley de Hess

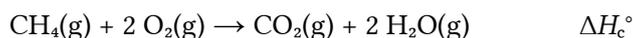
$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(\text{prod.}) - \Delta H^\circ(\text{react.})$

Ecuación de estado de los gases ideales

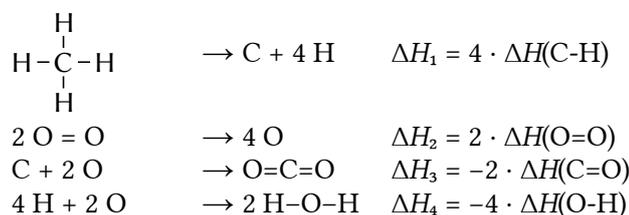
$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

**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:

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

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  $\text{CO}_2$  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  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm, a partir de la ecuación de estado de los gases ideales, suponiendo comportamiento ideal del  $\text{CO}_2$ :

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

## ● Calorimetría

1. Es usted guía de un grupo de geólogos de la National Geographic que ha de explorar el desierto de Atacama. Diseñe un kit de emergencia que incluya paquetes de frío y calor instantáneos. Estos paquetes funcionan mezclando una sal con agua en una bolsa cerrada: la sal está contenida en una cápsula situada en el interior de la bolsa que contiene el agua. Esta cápsula se puede romper con una ligera presión, de modo que la sal se mezcla con el agua, cambiando su temperatura. Para construir el kit dispone de dos sales, nitrato de amonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) y cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ).

Los paquetes del kit deben cumplir las siguientes especificaciones:

- Cada paquete debe ser capaz de cambiar la temperatura de 500 mL de agua en  $20^\circ\text{C}$ .
- El paquete de frío debe enfriar el agua de  $25^\circ\text{C}$  a  $5^\circ\text{C}$ .
- El paquete de calor debe elevar la temperatura del agua de  $25^\circ\text{C}$  a  $45^\circ\text{C}$ .

Datos: Calor específico del agua =  $4.18 \text{ J/g}^\circ\text{C}$ ; Entalpía molar de disolución del  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  =  $25.69 \text{ kJ/mol}$ ; Entalpía molar de disolución del  $\text{CaCl}_2$  =  $-82.8 \text{ kJ/mol}$

- a) Explique qué sal escogería para fabricar la bolsa de frío y cuál para la de calor.
- b) Calcule la cantidad de calor necesaria para cambiar la temperatura de los 500 mL en los  $20^\circ\text{C}$  que se indica en el enunciado.
- c) Calcule la masa necesaria de cada una de las sales para el cambio de temperatura indicado.
- d) Dibuje un esquema de como construiría un aparato sencillo para comprobar, de forma aproximada, que sus cálculos son correctos, describiendo el procedimiento para la comprobación. Material disponible: bote de mermelada grande con tapa metálica, tapón de corcho del mismo tamaño que la tapa metálica, termómetro, un rollo de espuma de poliestireno (buen aislante 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 de las sales

Nitrato de amonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) para la bolsa de frío, porque su disolución es un proceso endotérmico (entalpía de disolución positiva), lo que significa que absorbe calor, enfriando el agua.

Cloruro de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ) para la bolsa de calor porque su disolución es un proceso exotérmico, (entalpía de disolución negativa), lo que significa que libera calor, calentando el agua.

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

Donde:

$Q$  = cantidad de calor (J)

$m$  = masa da agua (g) (500 mL de agua tienen una masa de 500 g)

$c$  = calor específica da agua (4,18 J/g·°C)

$\Delta T$  = 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 de la masa necesaria de cada sal.

Cálculo de la cantidad 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 de la 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 de la cantidad de cloruro de calcio:

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

Cálculo de la 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 los cálculos

**Materiales:** bote de mermelada, tapón de corcho, termómetro, poliestireno, cinta adhesiva.

**Procedimiento:**

1. Llenar el bote de mermelada con 500 mL de agua a temperatura ambiente (25 °C).
2. Rodear el bote con poliestireno y fijarlo con cinta adhesiva para minimizar la pérdida de calor.
3. Introducir el termómetro y medir la temperatura inicial del agua.
4. Romper la cápsula de la sal ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$  o  $\text{CaCl}_2$ ) y agitar el bote hasta que la sal se disuelva completamente.
5. Medir la temperatura del agua a intervalos regulares hasta que se estabilice.
6. Comparar la variación de temperatura observada con la calculada.

Las respuestas pueden obtenerse en la pestaña «Calorim» de la hoja de cálculo [Química \(es\). Instrucciones](#).

En DATOS, escriba:

Soluto o compuesto formado:	CaCl <sub>2</sub>	
(CaCl <sub>2</sub> )		
Volumen	H <sub>2</sub> O	V = 500 mL
Equivalente en agua		$m_e =$ g
Variación de temperatura		$\Delta t =$ 20 °C
Densidad (H <sub>2</sub> O)		$\rho =$ 1 g/cm <sup>3</sup>
Calor específico (H <sub>2</sub> O)		$c_e =$ 4,18 J·g <sup>-1</sup> ·°C <sup>-1</sup>
Entalpía molar		$\Delta H =$ -82,8 kJ/mol

RESULTADOS:

Calor ganado	
por el agua $q_1 =$	$4,18 \cdot 10^4 \text{ J}$
por el calorímetro $q_2 =$	0 J
Calor cedido $Q =$	$-4,18 \cdot 10^4 \text{ J}$
Cantidad $n =$	0,505 mol (CaCl <sub>2</sub> )
Masa $m =$	56,0 g

Cambie los valores de los datos para el  $\text{NH}_4\text{NO}_3$

Soluto o compuesto formado:	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	
(NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> )		
Volumen	H <sub>2</sub> O	V = 500 mL

Equivalente en agua	$m_e =$		g
Variación de temperatura	$\Delta t =$	-20	°C
Densidad (H <sub>2</sub> O)	$\rho =$	1	g/cm <sup>3</sup>
Calor específico (H <sub>2</sub> O)	$c_e =$	4,18	J·g <sup>-1</sup> ·°C <sup>-1</sup>
Entalpía molar	$\Delta H =$	25,69	kJ/mol

Para ver los nuevos resultados:

Cantidad $n =$	1,63 mol (NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> )
Masa $m =$	130 g

2. 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<sup>3</sup> 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/cm<sup>3</sup>.

(P.A.U. sep. 05)

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

### Solución:

#### Procedimiento:

En una probeta de 500 cm<sup>3</sup>, se miden 450 cm<sup>3</sup> 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.

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

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

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

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

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

Las respuestas pueden obtenerse en la pestaña «Calorim» de la hoja de cálculo [Química \(es\). Instrucciones](#).

En DATOS, escriba:

Soluto o compuesto formado:		KOH	
Masa (KOH)	$m =$	4,5 g	
Volumen H <sub>2</sub> O	$V =$	450 cm <sup>3</sup>	
Equivalente en agua	$m_e =$	15 g	
Variación de temperatura	$\Delta t =$	2,5 °C	
Densidad (H <sub>2</sub> O)	$\rho =$	1 g/cm <sup>3</sup>	

Calor específico (H <sub>2</sub> O)	$c_e =$	4,18	J·g <sup>-1</sup> ·°C <sup>-1</sup>
Entalpía molar	$\Delta H =$		kJ/mol

## RESULTADOS:

Calor ganado		
por el agua	$q_1 =$	4,70·10 <sup>3</sup> J
por el calorímetro	$q_2 =$	157 J
Calor cedido	$Q =$	-4,86·10 <sup>3</sup> J
Cantidad	$n =$	0,0802 mol (KOH)
Entalpía molar	$\Delta H =$	-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: 04/10/24

# Sumario

<b>TERMOQUÍMICA</b> .....	<b>1</b>
<i>Ley de Hess</i> .....	1
1.a) <u>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: <math>C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow C_2H_5OH(l)</math> 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.</u> .....	1
2. <u>Considera que la gasolina está compuesta principalmente por octano (<math>C_8H_{18}</math>) y que en el bioetanol el compuesto principal es el etanol (<math>CH_3CH_2OH</math>). Con los siguientes datos: <math>\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5 \text{ kJ/mol}</math>; <math>\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,8 \text{ kJ/mol}</math>; <math>\Delta H_c^\circ(C_8H_{18}(l)) = -5445,3 \text{ kJ/mol}</math>; <math>\Delta H_c^\circ(CH_3CH_2OH(l)) = -1369,0 \text{ kJ/mol}</math>; densidad a 298 K del etanol <math>\rho_e = 0,79 \text{ g/cm}^3</math> y del octano <math>\rho_o = 0,70 \text{ g/cm}^3</math>.</u> .....	2
<i>Energías de enlace</i> .....	4
1.a) <u>A partir de los datos de la tabla, calcula la entalpía estándar de combustión del metano.</u> .....	4
<i>Calorimetría</i> .....	5
1. <u>Es usted guía de un grupo de geólogos de la National Geographic que ha de explorar el desierto de Atacama. Diseñe un kit de emergencia que incluya paquetes de frío y calor instantáneos. Estos paquetes funcionan mezclando una sal con agua en una bolsa cerrada: la sal está contenida en una cápsula situada en el interior de la bolsa que contiene el agua. Esta cápsula se puede romper con una ligera presión, de modo que la sal se mezcla con el agua, cambiando su temperatura. Para construir el kit dispone de dos sales, nitrato de amonio (<math>NH_4NO_3</math>) y cloruro de calcio (<math>CaCl_2</math>).</u> .....	5
2. <u>Explica detalladamente como se puede determinar en el laboratorio el calor de disolución de <math>KOH(s)</math> 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 <math>450 \text{ cm}^3</math> en un calorímetro que tiene un equivalente en agua de 15 g. El incremento de la temperatura es de <math>2,5 \text{ }^\circ\text{C}</math>.</u> .....	7