Termoquímica

Test de 10 preguntas y flashcards de este tema en farmeandopau.com ›

Última revisión: 15 de noviembre de 2026.

Escanea y haz el test del tema

LA IDEA EN 30 SEGUNDOS

La termoquímica mide el **calor de las reacciones**. Lo esencial: a presión constante el calor es la variación de entalpía ($Q_p = \Delta H$), el **signo** dice si la reacción es exotérmica o endotérmica y las **ecuaciones termoquímicas llevan estados de agregación**. ΔH° se calcula de tres formas: con **entalpías de formación**, combinando ecuaciones (**ley de Hess**) o con **energías de enlace**. Sale en 48 de las 68 convocatorias ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026, en 16 comunidades; lo que más cae es ΔH° con entalpías de formación (38 de 68) y el calor de una masa o un volumen (29 de 68).

1 Sistema, entorno y funciones de estado

La termoquímica estudia el **calor que se intercambia en las reacciones químicas**. Antes de calcular nada hay que fijar el vocabulario: qué es el sistema, qué es el entorno y qué magnitudes dependen solo del estado inicial y final.

- **Sistema**: la parte del universo que estudias (los reactivos y productos dentro de un vaso, un motor, una pila). **Entorno**: todo lo demás. Sistema y entorno intercambian energía en forma de **calor** (Q) y de **trabajo** (W).
- Tipos de sistema: **abierto** (intercambia materia y energía: un vaso destapado), **cerrado** (solo energía: un matraz tapado) y **aislado** (ni materia ni energía: un termo ideal o un calorímetro bien aislado).
- **Funciones de estado**: su variación solo depende del estado inicial y del final, no del camino. Lo son la **energía interna** U, la **entalpía** H, la presión, el volumen y la temperatura. El calor y el trabajo **no** lo son: dependen de cómo se haga el proceso.
- **Exotérmico**: el sistema cede calor al entorno ($Q < 0$; el entorno se calienta). **Endotérmico**: el sistema absorbe calor ($Q > 0$; el entorno se enfría). Si disuelves en un vaso una sal con $\Delta H > 0$, el proceso toma calor del agua y de tu mano: **el vaso se nota frío**.

Illes Balears lo pide por escrito

La matriz de especificaciones de la UIB incluye «Conocer los diferentes sistemas termodinámicos: abierto, cerrado y aislado», «Saber identificar las funciones de estado» y «Saber interpretar los diagramas entálpicos» (traducido del catalán). Aragón preguntó en 2025 (extraordinaria, 3C) si en ese caso «el vaso se sentirá caliente» (la solución oficial: absorbe calor, pero el vaso se nota frío).

2 Primer principio: ΔU = Q + W

El primer principio es la conservación de la energía aplicada a un sistema: la energía que entra o sale como calor o como trabajo cambia su **energía interna** U (la suma de las energías de sus partículas), de la que solo se mide la variación.

- **Criterio de signos de la IUPAC** (el recomendado por la IUPAC; Asturias lo usa en sus criterios): es positivo lo que **entra** en el sistema. $Q > 0$ si el sistema absorbe calor; $W > 0$ si el entorno hace trabajo

sobre el sistema (compresión). Con ese criterio:

$$\Delta U = Q + W$$

- Trabajo de expansión o compresión de un gas contra una presión exterior constante: $W = -p\,\Delta V$. Si el gas se expande ($\Delta V > 0$), $W < 0$: el sistema pierde energía al empujar el entorno. Si se comprime, $W > 0$.
- A **volumen constante** (recipiente rígido, bomba calorimétrica) no hay trabajo de expansión: $W = 0$ y

$$Q_v = \Delta U$$

- Unidades: Q, W y ΔU en julios (J) o kilojulios (kJ). Si usas p en atm y V en L, el producto sale en atm·L: $1\ \text{atm·L} = 101{,}3\ \text{J}$.

Proceso	Signo de Q	Signo de W	Efecto sobre U
El sistema absorbe calor	+		Aumenta
El sistema cede calor	-		Disminuye
El gas se comprime (el entorno trabaja sobre él)		+	Aumenta
El gas se expande (trabaja sobre el entorno)		-	Disminuye

Criterio IUPAC: lo que entra en el sistema es positivo.

TRABAJO DE EXPANSIÓN CON P CONSTANTE

Un gas se expande de 2,0 L a 5,0 L contra una presión exterior constante de 1,00 atm. Calcula el trabajo en julios.

Respuesta modelo

$W = -p\,\Delta V = -1{,}00\ \text{atm} \cdot (5{,}0 - 2{,}0)\ \text{L} = -3{,}0\ \text{atm·L}$. Pasado a julios: $-3{,}0 \cdot 101{,}3 = -304\ \text{J}$ (con 101,325 J por atm·L, también -304 J).

Por qué puntúa. El signo menos dice que el gas pierde energía al empujar el entorno.

Lo que dicen las comisiones del primer principio

Canarias (acta de 20-03-2026; 2025-26; pendiente de confirmar para 2027: lo mismo decía la de marzo de 2025 y la de 30-09-2026 no lo repite): «se debe conocer la interrelación entre energía interna, calor y trabajo. No se plantearán problemas numéricos de este apartado». **Madrid**: el acta de la UPM (3-dic-2025) dice que no se pedirán cálculos «de energía interna y trabajo, aunque deben conocer el Primer Principio de la Termodinámica» (en 2025-26; pendiente de confirmar para 2027: el ámbito de contenidos 2026-27 no lo dice y la UPM aún no ha publicado su acta de 2026-27). **Murcia** (Orientación PAU 2027): «Cálculo de la energía interna» entra, pero «No serán objeto de examen cálculos sobre trabajo de expansión o compresión». **Asturias** usa el criterio IUPAC y **Andalucía** admite cualquiera de los dos criterios de signos.

3 Entalpía: Qp = ΔH y su relación con ΔU

Casi todas las reacciones del laboratorio y de la industria ocurren **a presión constante** (abiertas a la atmósfera). Para ese caso se define una función de estado nueva, la **entalpía**: $H = U + pV$.

A presión constante, el calor intercambiado es la variación de entalpía:

$$Q_p = \Delta H$$

Por eso «calor de reacción a presión constante» y «entalpía de reacción» son lo mismo.

- $\Delta H < 0$: reacción **exotérmica** (cede calor). $\Delta H > 0$: **endotérmica** (absorbe calor).
- Relación entre los dos calores: $\Delta H = \Delta U + p\,\Delta V$. Para gases ideales a T constante, $p\,\Delta V = \Delta n\,RT$, así que

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n\,RT \qquad Q_p = Q_v + \Delta n\,RT$$

- Δn = moles de **gas** de los productos - moles de **gas** de los reactivos (los sólidos y líquidos no cuentan). Si $\Delta n = 0$, $Q_p = Q_v$.
- Usa $R = 8{,}314\ \mathrm{J/(mol{\cdot}K)}$ y pásalo a kJ ($8{,}314 \cdot 10^{-3}\ \mathrm{kJ/(mol{\cdot}K)}$) para restar con ΔH en kJ. La corrección $\Delta n\,RT$ es pequeña (unos 2,5 kJ por mol de gas a 25 °C), pero el examen la pide calculada.

QP Y QV DE LA COMBUSTIÓN DEL METANO

Para $\mathrm{CH_4\,(g) + 2\,O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(l)}$, $\Delta H^\circ = -890{,}6\ \mathrm{kJ/mol}$ a 25 °C. Calcula ΔU°.

Respuesta modelo

Moles de gas: productos 1 (el $\mathrm{CO_2}$; el agua es líquida), reactivos $1 + 2 = 3$, así que $\Delta n = 1 - 3 = -2$. $\Delta U = \Delta H - \Delta n\,RT = -890{,}6 - (-2)(8{,}314 \cdot 10^{-3})(298) = -890{,}6 + 4{,}96 = -885{,}6\ \mathrm{kJ/mol}$.

Por qué puntúa. Como el número de moles de gas disminuye, el entorno hace trabajo sobre el sistema a p constante y Q_v es menos negativo que Q_p. Si el agua fuera gas, Δn sería 0 y $Q_p = Q_v$.

Qp y Qv por comunidades

Cataluña (Orientacions PAU-2027) y **Andalucía** (Directrices 2026-27: «calor de reacción a presión constante y a volumen constante [...] y la relación entre ellas») lo piden expresamente; en Cataluña cayó en 2025 (ordinaria, 4b). **Madrid**: el acta de la UPM (3-dic-2025) excluía los cálculos «de energía interna y trabajo» (en 2025-26; pendiente de confirmar para 2027).

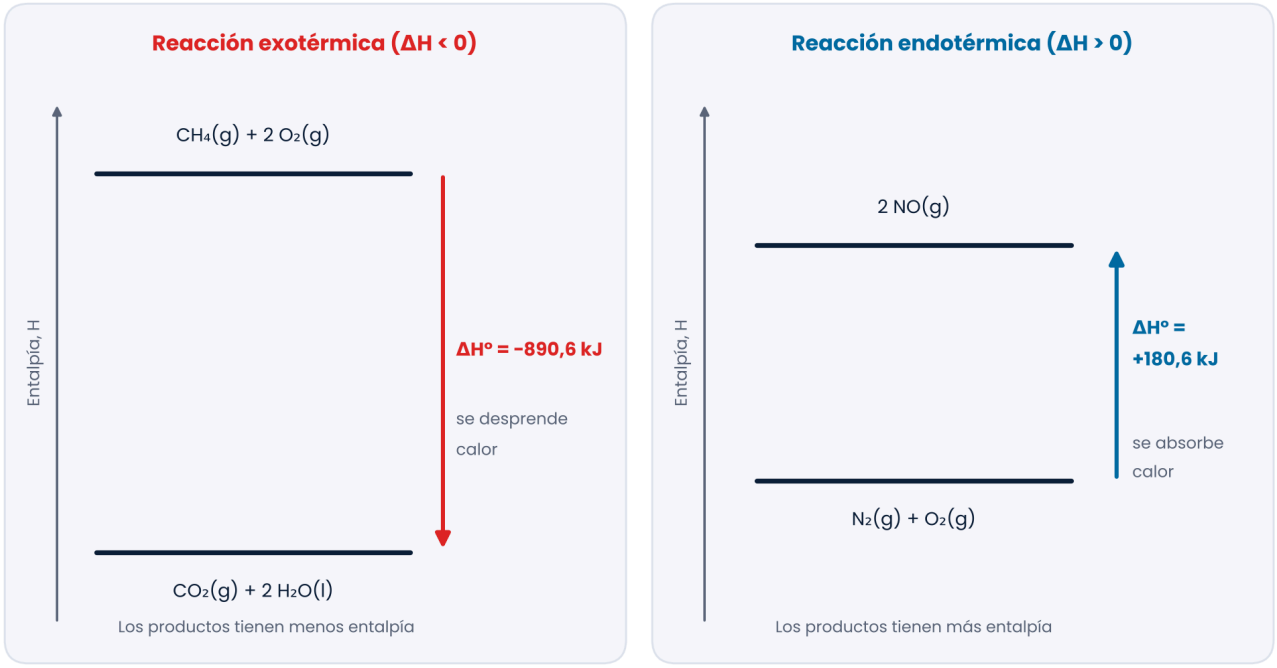
4 Ecuaciones termoquímicas y diagramas entálpicos

Una **ecuación termoquímica** es una ecuación ajustada con el **estado de agregación** de cada especie y el valor de ΔH. Ese ΔH corresponde a los moles que indican los coeficientes, tal como está escrita.

- **Los estados importan**: $\mathrm{H_2\,(g) + \tfrac{1}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow H_2O\,(l)}$ tiene $\Delta H^\circ = -285{,}8\ \mathrm{kJ}$, pero si el agua se forma como gas, $-241{,}8\ \mathrm{kJ}$ (NIST). La diferencia es el calor de condensación del agua.
- **Multiplicar** la ecuación por un número multiplica ΔH por ese número. **Invertir** la ecuación cambia el **signo** de ΔH (la descomposición del agua líquida absorbe +285,8 kJ por mol).
- **Estado estándar** (símbolo °): la sustancia pura a 1 bar (en la PAU se acepta 1 atm) en el estado de agregación que se indica (por eso hay ΔH_f° del agua líquida y del agua gas); para los solutos, 1 mol/L. La forma **más estable** a 1 bar (grafito, $\mathrm{O_2\,(g)}$, $\mathrm{Br_2\,(l)}$) es la que se toma como **referencia de los elementos** para las entalpías de formación. La temperatura no forma parte de la definición: las tablas dan los valores a 25 °C (298 K).
- Unidades: si el ΔH es de la ecuación escrita, en kJ; si es por mol de una especie (formación, combustión), en kJ/mol. Aragón acepta las dos. Si los datos vienen en kcal (Castilla y León, 2026), pasa con 1 cal = 4,184 J.
- **Diagrama entálpico**: un eje vertical de entalpía, un nivel para los reactivos y otro para los productos, y una flecha de los reactivos a los productos con el valor de ΔH. Si los productos quedan **más abajo**, la reacción es exotérmica; **más arriba**, endotérmica. El diagrama con la **energía de activación** (la «joroba») es de cinética: lo ves en el Tema 10.

Sin estados de agregación pierdes puntos

Asturias: «Si se omiten los estados de agregación en la ecuación química, se restan 0,25 puntos» (criterios de 2026 y del modelo). **Canarias** los exige en las ecuaciones termoquímicas y penaliza no ponerlos. **La Rioja** restó 0,20 en el modelo de 2026 por un ajuste sin estados. **Madrid** los pide en el enunciado («Indique el estado de los compuestos», 2025 extraordinaria). Los diagramas entálpicos los piden por escrito Andalucía, Cataluña, Illes Balears, Castilla y León (matriz), Extremadura (Decreto 109/2022) y Murcia (Orientación PAU 2027).



Diagramas entálpicos. A la izquierda, la combustión del metano: los productos tienen menos entalpía y se desprenden 890,6 kJ. A la derecha, la formación de monóxido de nitrógeno, que absorbe 180,6 kJ: a 25 °C prácticamente no ocurre y el NO se forma a las temperaturas muy altas de un motor o de un rayo (por qué la temperatura lo cambia, en los Temas 9 y 11). Valores calculados con las entalpías de formación del NIST Chemistry WebBook.

5 Entalpías de formación y de combustión

No se puede medir la entalpía absoluta de una sustancia, así que se toma un **origen por convenio**: los elementos en su estado estándar. A partir de ahí, cada compuesto tiene su **entalpía de formación estándar**, y con ellas se calcula el ΔH° de cualquier reacción.

- **Entalpía de formación estándar** ΔH_f°: variación de entalpía cuando se forma **1 mol** del compuesto a partir de sus **elementos en estado estándar**. Para el etanol: $2\,\mathrm{C(grafito)} + 3\,\mathrm{H_2\,(g)} + \tfrac{1}{2}\,\mathrm{O_2\,(g)} \longrightarrow \mathrm{C_2H_5OH\,(l)}$. Se admiten coeficientes fraccionarios porque el producto tiene que ser 1 mol.
- **Por convenio,** $\Delta H_f^\circ = 0$ **para los elementos en su forma estándar**: $\mathrm{O_2\,(g)}$, $\mathrm{H_2\,(g)}$, $\mathrm{N_2\,(g)}$, $\mathrm{Cl_2\,(g)}$, $\mathrm{Br_2\,(l)}$, $\mathrm{C(grafito)}$, $\mathrm{Na\,(s)}$… No vale cero para otras formas: el diamante tiene $+1{,}9\ \mathrm{kJ/mol}$ y el ozono no es cero (CRC Handbook).
- **Cálculo de** ΔH° **de una reacción** (consecuencia de la ley de Hess):

$$\Delta H_r^\circ = \sum n_p\,\Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum n_r\,\Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

  con n los coeficientes de la ecuación ajustada.
- **Entalpía de combustión** ΔH_c°: la de la reacción de **1 mol** de sustancia con $\mathrm{O_2}$ para dar $\mathrm{CO_2\,(g)}$ y $\mathrm{H_2O\,(l)}$ (y $\mathrm{N_2\,(g)}$ si hay nitrógeno). Siempre es negativa.

- El camino inverso cae mucho: si te dan la ΔH_c° de un compuesto y las ΔH_f° del CO_2 y del H_2O, despejas la ΔH_f° del compuesto de la misma fórmula.

Sustancia	ΔHf° (kJ/mol)	Sustancia	ΔHf° (kJ/mol)
$CO_2(g)$	-393,5	$CH_4(g)$	-74,6
$H_2O(l)$	-285,8	$C_2H_6(g)$	-84,0
$H_2O(g)$	-241,8	$C_3H_8(g)$	-104,7
$CO(g)$	-110,5	$C_4H_{10}(g)$	-125,6
$NO(g)$	+90,3	$CH_3OH(l)$	-239,5
$NH_3(g)$	-45,9	$C_6H_6(l)$	+49,0
$HCl(g)$	-92,3	$O_2(g)$, $H_2(g)$, C(grafito)	0

Valores a 25 °C y 1 bar del NIST Chemistry WebBook (SRD 69). En el examen usa siempre los del enunciado, aunque no coincidan.

ΔH° DE COMBUSTIÓN CON ENTALPÍAS DE FORMACIÓN

Calcula la entalpía de combustión del propano: $C_3H_8\,(g) + 5\,O_2\,(g) \longrightarrow 3\,CO_2\,(g) + 4\,H_2O\,(l)$ con los datos de la tabla.

Respuesta modelo

$\Delta H_c^\circ = [3(-393{,}5) + 4(-285{,}8)] - [(-104{,}7) + 5 \cdot 0] = -2323{,}7 + 104{,}7 = -2219{,}0\ \text{kJ/mol}$. Con los valores sin redondear del NIST sale $-2219{,}2\ \text{kJ/mol}$, el valor medido. Es **exotérmica**.

Por qué puntúa. El O_2 es un elemento: su ΔH_f° vale 0, pero escríbelo para que se vea que no lo olvidas.

ΔHF° A PARTIR DE LA ENTALPÍA DE COMBUSTIÓN

La entalpía de combustión del metanol líquido es $-725{,}7\ \text{kJ/mol}$ (NIST). Con $\Delta H_f^\circ(CO_2) = -393{,}51$ y $\Delta H_f^\circ(H_2O, l) = -285{,}83\ \text{kJ/mol}$, calcula ΔH_f° del metanol.

Respuesta modelo

Combustión: $CH_3OH\,(l) + \frac{3}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g) + 2\,H_2O\,(l)$. $-725{,}7 = [-393{,}51 + 2(-285{,}83)] - \Delta H_f^\circ(CH_3OH)$, así que $\Delta H_f^\circ(CH_3OH, l) = -965{,}17 + 725{,}7 = -239{,}5\ \text{kJ/mol}$.

Por qué puntúa. Despeja con cuidado: el compuesto es un reactivo y su término va restando.

6 Ley de Hess: combinar ecuaciones

Hay reacciones cuyo calor no se puede medir directamente (la formación del CO a partir de grafito siempre da algo de CO_2). Como la entalpía es una función de estado, se calcula sumando otras reacciones que sí se miden.

- **Ley de Hess** (enúnciala así): «Si una reacción puede expresarse como la suma de otras reacciones, su variación de entalpía es la suma de las variaciones de entalpía de esas reacciones». Se cumple porque H es una **función de estado**: ΔH solo depende de los estados inicial y final, no del camino.
- Las reglas: si **inviertes** una ecuación, cambias el signo de su ΔH; si la **multiplicas** por un número (también ½), multiplicas su ΔH por ese número; al **sumar** ecuaciones, sumas sus ΔH y tachas lo que aparece a los dos lados.
- La fórmula de las entalpías de formación es un caso particular de la ley de Hess: descompones los reactivos en sus elementos y con ellos formas los productos.

Escribe la **reacción objetivo**, ajustada y con estados.

↓

Busca cada sustancia de la reacción objetivo en las ecuaciones dadas (empieza por las que salen en una sola ecuación).

↓

Da la vuelta a la ecuación si la sustancia está en el lado contrario y multiplícala para que tenga el coeficiente que necesitas.

↓

Suma las ecuaciones modificadas y **comprueba** que se cancela todo lo que sobra (O_2, CO_2, H_2O…) y queda la reacción objetivo.

↓

Suma los ΔH modificados, con unidades y signo, y di si es exotérmica o endotérmica.

LA ENTALPÍA DE FORMACIÓN DEL CO

Datos: (1) $\mathrm{C(grafito)} + \mathrm{O_2\,(g)} \longrightarrow \mathrm{CO_2\,(g)}$, $\Delta H_1 = -393{,}5\ \mathrm{kJ}$; (2) $\mathrm{CO\,(g)} + \frac{1}{2}\,\mathrm{O_2\,(g)} \longrightarrow \mathrm{CO_2\,(g)}$, $\Delta H_2 = -283{,}0\ \mathrm{kJ}$. Calcula ΔH_f° del CO.

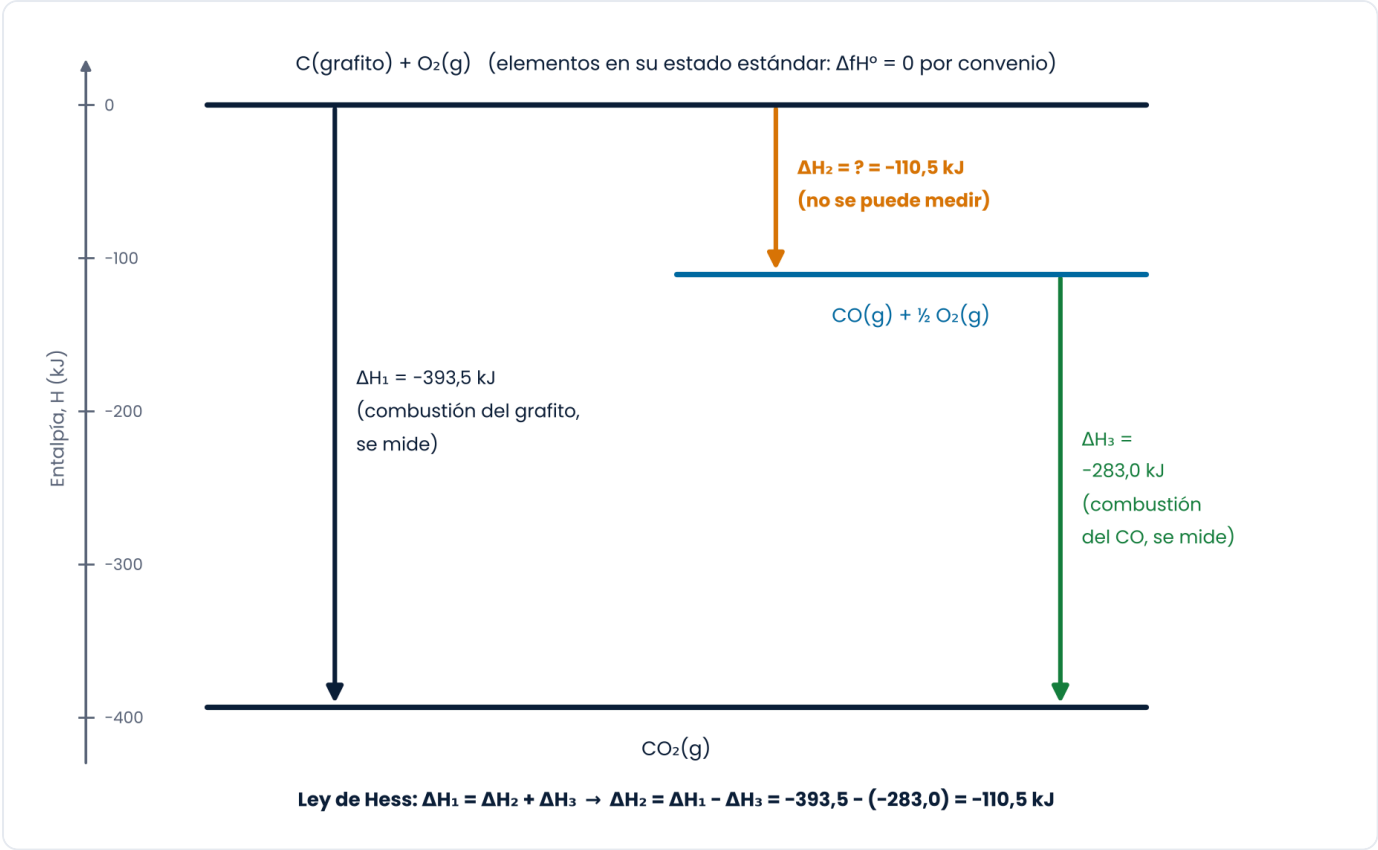
Respuesta modelo

Reacción objetivo: $\mathrm{C(grafito)} + \frac{1}{2}\,\mathrm{O_2\,(g)} \longrightarrow \mathrm{CO\,(g)}$. Se deja (1) como está y se invierte (2): $\mathrm{CO_2\,(g)} \longrightarrow \mathrm{CO\,(g)} + \frac{1}{2}\,\mathrm{O_2\,(g)}$, $+283{,}0\ \mathrm{kJ}$. Al sumar se cancela el CO_2 y medio O_2: $\Delta H_f^\circ(\mathrm{CO}) = -393{,}5 + 283{,}0 = -110{,}5\ \mathrm{kJ/mol}$.

Por qué puntúa. Comprobar la suma de especies es lo que separa un 10 de un 6: si sobra algo, has combinado mal.

Escribe las ecuaciones intermedias

En **Aragón**, la solución oficial de 2024 dio casi toda la nota sin escribir las ecuaciones intermedias si el cálculo era correcto, pero escribirlas es lo seguro. **Canarias** dio 0,20 puntos por **enunciar** la ley de Hess (2025, extraordinaria). **Galicia** anuncia problemas de «empleo de la ley de Hess» (Orientacións 2026/2027, traducido del gallego).



Ley de Hess con el monóxido de carbono. Del grafito al CO_2 se puede ir directamente (−393,5 kJ) o pasando por CO; como la entalpía es función de estado, los dos caminos dan lo mismo y se despeja la entalpía de formación del CO: −110,5 kJ/mol. Datos del NIST Chemistry WebBook.

7 Energías de enlace: una estimación de ΔH

Una reacción rompe enlaces de los reactivos y forma enlaces nuevos en los productos. Con las **energías de enlace** se puede **estimar** su ΔH cuando no tienes entalpías de formación.

- **Energía (entalpía) de enlace**: energía necesaria para **romper un mol de enlaces** de un tipo en estado gaseoso y obtener los fragmentos también gaseosos. Es **siempre positiva**: romper cuesta energía; formar un enlace desprende esa misma energía.
- Para reacciones **entre gases**:

$$\Delta H \approx \sum E(\text{enlaces rotos}) - \sum E(\text{enlaces formados})$$

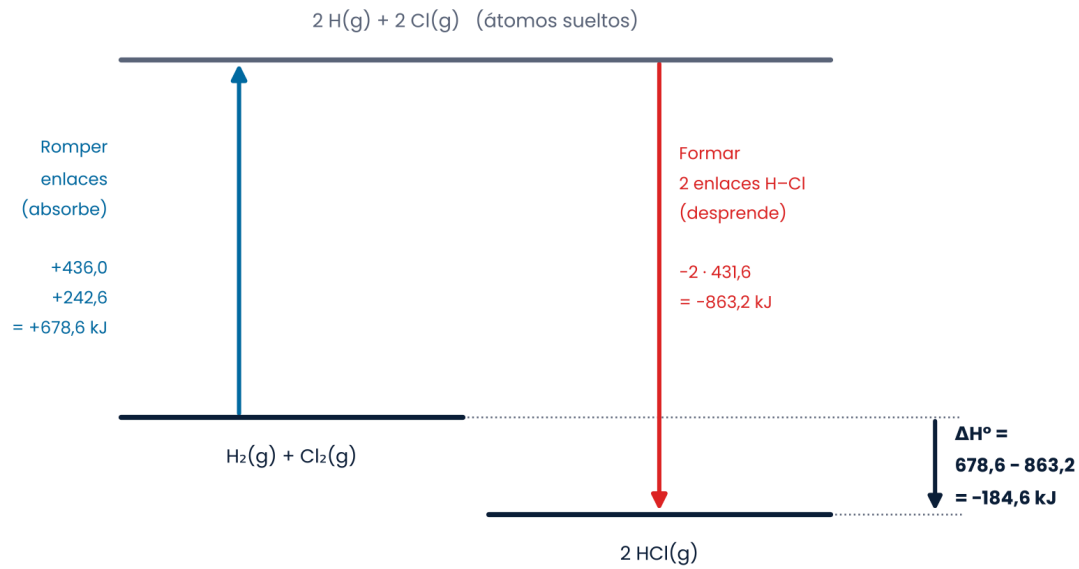
  Primero dibuja (o piensa) la estructura de Lewis de cada molécula y cuenta los enlaces: el CO_2 tiene **dos** C=O; el agua, **dos** O–H; el O_2, un O=O.
- Si la energía de los enlaces que se **forman** (contando todos) es mayor que la de los que se **rompen**, la reacción es exotérmica; si es menor, endotérmica.
- Por qué el resultado es **aproximado**: salvo en las moléculas diatómicas, las tablas dan **valores medios** (un enlace C–H no vale lo mismo en el metano que en el etanol) y la fórmula solo vale si todo está en fase gas (un líquido tiene además las fuerzas intermoleculares). Con entalpías de formación el resultado es exacto; con energías de enlace, una estimación.
- Ejemplo de valor medio: con los datos del NIST, atomizar el metano ($\mathrm{CH_4\,(g) \longrightarrow C\,(g) + 4\,H\,(g)}$) cuesta $716{,}68 + 4 \cdot 217{,}998 + 74{,}6 = 1663{,}3\ \mathrm{kJ/mol}$, así que la energía media del enlace C–H en el metano es $1663{,}3/4 = 415{,}8\ \mathrm{kJ/mol}$. Los exámenes dan valores parecidos (412–415 kJ/mol).

Enlace	Energía (kJ/mol)	Enlace	Energía (kJ/mol)
H–H	436,0	O=O	498,4
Cl–Cl	242,6	N≡N	945,4
H–Cl	431,6	C–H (media en el CH_4)	415,8

Calculadas con las entalpías de formación de los átomos gaseosos del NIST Chemistry WebBook (H 217,998; Cl 121,301; O 249,18; N 472,68; C 716,68 kJ/mol) a 25 °C. En el examen usa siempre las del enunciado.

Energías de enlace por comunidades

Han caído en **Cataluña** (2025, ordinaria y extraordinaria) y **Navarra** (2026, extraordinaria), y son la Pregunta 1 obligatoria entera del **modelo 2027 de Madrid**. **Asturias** (ficha 2025-26): «Calcula una aproximación a la entalpía estándar de una reacción [...] a partir de energías promedio de enlace». **Murcia** las da en valor absoluto y positivas, y sus apuntes de coordinación aclaran que, si dices que la energía «se desprende», no hace falta el signo menos. **Comunitat Valenciana**: los saberes de su currículo (Decreto 108/2022) no mencionan las energías de enlace (recogen «Entalpía. Procesos endotérmicos y exotérmicos. Ley de Hess. Entalpías de formación estándar»); es una omisión del currículo, no una exclusión expresa de la Comisión, y no han caído en 2025-2026.



Romper y formar enlaces. En $\mathrm{H_2\,(g) + Cl_2\,(g) \longrightarrow 2\,HCl\,(g)}$ se rompen un H–H y un Cl–Cl (+678,6 kJ) y se forman dos H–Cl (−863,2 kJ): $\Delta H^\circ = -184{,}6\ \mathrm{kJ}$, exactamente el doble de la entalpía de formación del HCl (−92,31 kJ/mol). Con moléculas diatómicas no hay valores medios y la estimación es exacta. Energías de enlace obtenidas de las entalpías de formación de los átomos del NIST Chemistry WebBook.

8 Calor de una masa o un volumen y calorimetría

El apartado más repetido después del cálculo de ΔH°: **cuánto calor** da o absorbe una cantidad concreta de reactivo. Es estequiometría (Tema 1) con un factor más: los kJ por mol.

- **Calorimetría**: un calorímetro es un recipiente aislado (un vaso de poliestireno o un vaso forrado con tapa, termómetro y agitador) donde el calor de la reacción se queda en la disolución. Con $Q = m\,c\,\Delta T$ calculas el calor que gana la disolución, y el de la reacción es el mismo con signo contrario: $Q_{\text{reacción}} = -m\,c\,\Delta T$.
- Usa la **temperatura máxima** que se alcanza (no la última, porque el calorímetro pierde calor poco a poco) y la masa de **toda** la disolución.

Ten el ΔH **por mol de la especie** que te dan: si la ecuación tiene coeficiente 2 para esa especie, divide entre 2.

Pasa el dato a moles: masa ÷ masa molar; volumen de líquido × densidad ÷ masa molar; gas con $pV = nRT$; disolución con $n = cV$. Si hay dos reactivos, busca el **limitante**.

Calor: $Q = n \cdot \Delta H$. Con signo menos, se **desprende**; con signo más, se **absorbe**. Dilo con palabras.

CALOR DE UN VOLUMEN DE GAS

¿Cuánto calor se desprende al quemar 1,00 m³ de metano medido a 25 °C y 1,00 atm? $\Delta H_c^\circ(\mathrm{CH_4}) = -890{,}6\ \mathrm{kJ/mol}$; $R = 0{,}082\ \mathrm{atm{\cdot}L/(mol{\cdot}K)}$.

Respuesta modelo

$n = \dfrac{pV}{RT} = \dfrac{1{,}00 \cdot 1000}{0{,}082 \cdot 298} = 40{,}92\ \mathrm{mol}$. $Q = 40{,}92 \cdot (-890{,}6) = -3{,}64 \cdot 10^4\ \mathrm{kJ}$: se desprenden unos 36 400 kJ.

Por qué puntúa. 1 m³ son 1000 L: es el error de unidades más frecuente.

ENTALPÍA DE NEUTRALIZACIÓN CON UN CALORÍMETRO

Se mezclan 50,0 mL de HCl 1,00 M y 50,0 mL de NaOH 1,00 M en un calorímetro y la temperatura sube de 22,0 °C a 28,7 °C. Toma $c = 4{,}18\ \mathrm{J/(g{\cdot}^\circ C)}$, densidad 1,00 g/mL y desprecia el calorímetro. Calcula la entalpía molar de neutralización.

Respuesta modelo

Calor que gana la disolución: $Q = m\,c\,\Delta T = 100 \cdot 4{,}18 \cdot 6{,}7 = 2800{,}6\ \mathrm{J}$. Ese calor lo cede la reacción de $0{,}0500\ \mathrm{mol}$ de $\mathrm{H^+}$ con $0{,}0500\ \mathrm{mol}$ de $\mathrm{OH^-}$: $\Delta H = -\dfrac{2{,}80\ \mathrm{kJ}}{0{,}0500\ \mathrm{mol}} = -56{,}0\ \mathrm{kJ/mol}$.

Por qué puntúa. El valor de las tablas es -55,8 kJ/mol (calculado con las entalpías de formación del CRC Handbook: $\mathrm{H_2O\,(l)}$ -285,8 y $\mathrm{OH^-\,(aq)}$ -230,0 kJ/mol). La masa es la de **toda** la disolución y se divide entre los moles que **reaccionan**, no entre la suma de los de ácido y base.

Calorimetría: sí en Galicia, no en Madrid 2025-26

Galicia la incluye como actividad de laboratorio: «Medidas de entalpías de disolución y reacción» (Orientacións 2026/2027, traducido del gallego) y la ha puesto en la Pregunta 1 de 2025 y de los modelos. El currículo de la **Comunitat Valenciana** recoge «Medidas experimentales de calor y trabajo» (Decreto 108/2022). **Madrid**: el acta de la UAM de 26-nov-2025 decía que «para este curso, no considera incluidos los cálculos de intercambio de calor por cambio de temperatura» (en 2025-26; pendiente de confirmar para 2027: ya no se publica, y ni el acta de la UAM de 27-10-2026 ni el ámbito de contenidos 2026-27 lo repiten). **Castilla-La Mancha** acepta el calor desprendido con signo positivo o negativo.

9 Combustibles y medio ambiente

Elegir un combustible es comparar **energía por gramo** (o por litro) y **CO_2 emitido por cada unidad de energía**. Los exámenes con contexto real (Madrid, Comunitat Valenciana, Canarias, Castilla y León) piden exactamente esa comparación.

- Cuanto **más hidrógeno por carbono**, más energía por gramo y **menos CO_2 por unidad de energía**: el metano es el hidrocarburo más «limpio» y el carbón (casi carbono puro) el que más CO_2 emite por MJ. El hidrógeno no emite CO_2 al quemarse; su impacto depende de cómo se obtenga.
- Los compuestos **oxigenados** (etanol, metanol) dan menos energía por gramo porque ya están parcialmente oxidados.
- El **CO_2** es el principal gas de efecto invernadero que emitimos al quemar combustibles fósiles. Los **biocombustibles** emiten CO_2 que la planta había absorbido hace poco: su balance es menor, aunque

no nulo.

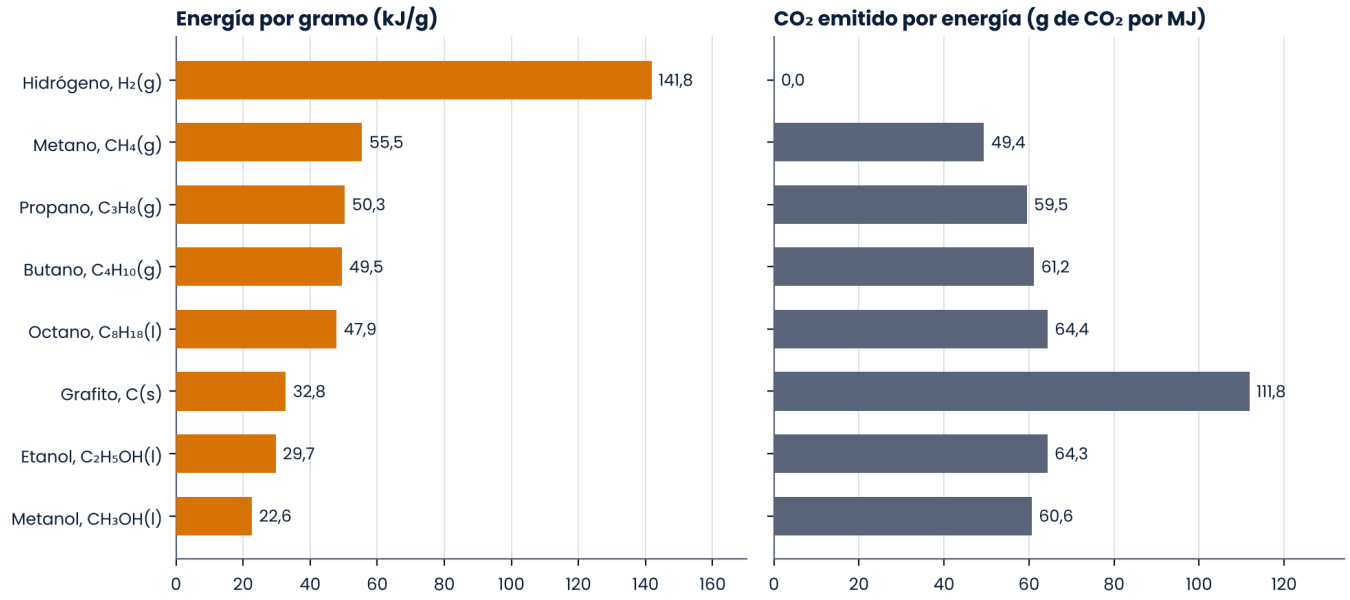
- Otros contaminantes de la combustión: **CO** si falta oxígeno (combustión incompleta, tóxico), **óxidos de nitrógeno** ($\mathrm{N_2\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 2\,NO\,(g)}$ es endotérmica y apenas ocurre a 25 °C, pero sí a las temperaturas altas de los motores) y **SO_2** si el combustible lleva azufre, que da lluvia ácida (Tema 14).

Combustible	ΔHc° (kJ/mol)	kJ por gramo	g de CO_2 por MJ
Hidrógeno, $H_2(g)$	-285,8	141,8	0
Metano, $CH_4(g)$	-890,6	55,5	49,4
Propano, $C_3H_8(g)$	-2219,2	50,3	59,5
Butano, $C_4H_{10}(g)$	-2877,6	49,5	61,2
Octano, $C_8H_{18}(l)$	-5470	47,9	64,4
Etanol, $C_2H_5OH(l)$	-1368,5	29,7	64,3
Grafito, C(s)	-393,5	32,8	111,8

Calculado con las entalpías de formación del NIST Chemistry WebBook, a 25 °C y con el agua líquida. Para el etanol se ha tomado -276 kJ/mol (valor medio del NIST, ±2); la combustión medida es -1367,6 kJ/mol.

Comunitat Valenciana: combustibles en el currículo

El Decreto 108/2022 añade a la termoquímica «Energía por unidad de masa. Aplicación al estudio de combustibles – Efecto invernadero. Medidas para limitarlo». En 2026 (ordinaria, Ej. 1) se pidió el coste y los kilos de CO_2 del metano y del octano.



Calculado con las entalpías de formación del NIST Chemistry WebBook, a 25 °C y con el agua líquida (poder calorífico superior).

Energía y CO_2 de cada combustible. A la izquierda, los kJ que da cada gramo al quemarse; a la derecha, los gramos de CO_2 por cada MJ obtenido. Calculado con las entalpías de formación del NIST Chemistry WebBook.

10 Qué te piden en tu comunidad

La termoquímica salió en 48 de las 68 convocatorias ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026, en 16 comunidades. En La Rioja no ha caído un cálculo de entalpías en 2025-2026, pero está en sus saberes sin ninguna exclusión. La espontaneidad (ΔG), que suele ir en la misma pregunta, la tienes en el Tema 9.

Comunidad	Qué ha caído (2025–2026)	Qué dicen sus documentos
Andalucía	ΔH con entalpías de combustión, Qp/Qv; en las reservas, Hess y calor de una masa	Directrices 2026-27: Qp/Qv y diagramas entálpicos. Admite los dos criterios de signos.
Aragón	ΔHf°, calor de una disolución endotérmica, combustión del octano	Acepta kJ y kJ/mol.
Asturias	ΔU con Q y W; ΔrH° de combustión	Ficha 2025-26: ΔU, Qv, Qp, Hess y una «aproximación» con energías promedio de enlace. Sin estados, -0,25.
Illes Balears	ΔHf°, Hess, calor de una masa (las 4 convocatorias)	Matriz UIB: sistemas, funciones de estado, diagramas entálpicos.
Canarias	Hess, ΔHf°/ΔHc°, calor de una masa	Acta 20-03-2026: primer principio sin problemas numéricos (2025-26; pendiente de confirmar para 2027).
Cantabria	ΔHf° y calor de una masa (las 4)	Copia los saberes del RD.
Castilla-La Mancha	Hess con combustiones; aluminotermia	Acepta el calor desprendido con signo + o −.
Castilla y León	Hess; kJ/g de combustibles; ΔHf° en kcal/mol	Matriz: Hess con formación o enlaces; diagramas entálpicos.
Cataluña	ΔHf°, energías de enlace, calor, Qp/Qv	Orientacions PAU-2027: Qp/Qv y diagramas de entalpía.
C. Valenciana	ΔHf°, calor de una masa, coste y CO_2 de combustibles	Decreto 108/2022: añade combustibles y efecto invernadero; sus saberes no mencionan las energías de enlace (omisión, sin exclusión expresa).
Extremadura	Hess y calor de una masa; ΔHf° de la glucosa	Decreto 109/2022: diagramas de energía.
Galicia	Calorimetría; ΔHf° y calor del propano	Orientacións 2026/2027: ley de Hess y medida de entalpías en el laboratorio.
La Rioja	Solo ΔH en diagramas con Ea (Tema 10)	Saberes del RD sin exclusión.
Madrid	ΔHf°; modelo 2027: energías de enlace	Actas de 2025-26: sin Q = mcΔT (UAM) ni cálculos de ΔU y trabajo (UPM); pendiente de confirmar para 2027.
Murcia	ΔHf° y calor (las 4)	Orientación PAU 2027: enlaces y energía interna; sin trabajo de expansión.
Navarra	ΔHf°; energías de enlace	Justificar vale el 50–75 % del apartado.
País Vasco	ΔHf° en el bloque A obligatorio	Sin exclusiones.

Documentos oficiales de cada comisión recogidos en la investigación de Farmeando PAU (octubre de 2026). «No ha caído» no significa que no entre.

11 Ejercicio resuelto: entalpía de formación por Hess y calor de una masa (Extremadura 2026)

PAU EXTREMADURA 2026 · CONVOCATORIA ORDINARIA · APARTADO 2, EJERCICIO 2.1 (A ELEGIR ENTRE 2.1 Y 2.2; 2,5 PUNTOS)

Se tienen las siguientes ecuaciones termoquímicas: $C(\text{grafito}) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ ΔH = -393,8 kJ; $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow H_2O(l)$ ΔH = -285,8 kJ; $2\,C_2H_6(g) + 7\,O_2(g) \longrightarrow 4\,CO_2(g) + 6\,H_2O(l)$ ΔH = -3119,6 kJ. Datos: Masas atómicas (u): H = 1; C = 12.

a) Calcular la entalpía de formación estándar del etano. (1,25 puntos)

b) Averiguar la cantidad de calor, a presión constante, que se libera en la combustión de 150 gramos de etano. (1,25 puntos)

Apartado a)

1. La idea: la entalpía de formación del etano es el ΔH de la reacción que forma **1 mol** de etano a partir de sus elementos en estado estándar. No se puede medir directamente, así que se obtiene **combinando las tres ecuaciones dadas (ley de Hess)**.
2. Reacción objetivo: $2\,\mathrm{C(grafito)} + \,3\,\mathrm{H_2\,(g)} \longrightarrow \mathrm{C_2H_6\,(g)}$.
3. Necesito 2 C a la izquierda: multiplico la (1) por 2. $2\,\mathrm{C(grafito)} + \,2\,\mathrm{O_2\,(g)} \longrightarrow 2\,\mathrm{CO_2\,(g)}$, $\Delta H = 2(-393{,}8) = -787{,}6\ \mathrm{kJ}$.
4. Necesito 3 $\mathrm{H_2}$ a la izquierda: multiplico la (2) por 3. $3\,\mathrm{H_2\,(g)} + \,\frac{3}{2}\,\mathrm{O_2\,(g)} \longrightarrow 3\,\mathrm{H_2O\,(l)}$, $\Delta H = 3(-285{,}8) = -857{,}4\ \mathrm{kJ}$.
5. Necesito 1 mol de etano a la **derecha**: invierto la (3) (cambia el signo) y la divido entre 2. $2\,\mathrm{CO_2\,(g)} + \,3\,\mathrm{H_2O\,(l)} \longrightarrow \mathrm{C_2H_6\,(g)} + \,\frac{7}{2}\,\mathrm{O_2\,(g)}$, $\Delta H = +3119{,}6/2 = +1559{,}8\ \mathrm{kJ}$.
6. Compruebo la suma: el $\mathrm{O_2}$ ($2 + \frac{3}{2} = \frac{7}{2}$ a la izquierda y $\frac{7}{2}$ a la derecha), el $\mathrm{CO_2}$ (2 y 2) y el agua (3 y 3) se cancelan y queda la reacción objetivo. Sumo los ΔH:

$$\Delta H_f^\circ = -787{,}6 - 857{,}4 + 1559{,}8 = -85{,}2\ \mathrm{kJ/mol}$$

7. Comprobación de sentido: el NIST da $-84{,}0\ \mathrm{kJ/mol}$. La pequeña diferencia viene de los datos del examen, algo distintos de los tabulados (por ejemplo, -393,8 kJ para el grafito frente a -393,5): en la PAU se usan siempre los datos del enunciado.

SOLUCIÓN $\Delta H_f^\circ(\mathrm{C_2H_6}, g) = -85{,}2\ \mathrm{kJ/mol}$: la formación del etano a partir de grafito e hidrógeno es exotérmica.

Apartado b)

1. La idea: «calor a presión constante» es $Q_p = \Delta H$. Necesito los moles de etano y el ΔH de combustión **por mol de etano**.
2. La ecuación (3) es para 2 mol de etano: por mol, $\Delta H_c = -3119{,}6/2 = -1559{,}8\ \mathrm{kJ/mol}$.
3. Masa molar con los datos: $M(\mathrm{C_2H_6}) = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 30\ \mathrm{g/mol}$, así que $n = 150\ \mathrm{g}/30\ \mathrm{g/mol} = 5{,}00\ \mathrm{mol}$.
4. $Q_p = n\,\Delta H_c = 5{,}00\ \mathrm{mol} \cdot (-1559{,}8\ \mathrm{kJ/mol}) = -7799\ \mathrm{kJ} \approx -7{,}80 \cdot 10^3\ \mathrm{kJ}$.

SOLUCIÓN $Q_p = -7{,}80 \cdot 10^3\ \mathrm{kJ}$: se **liberan** unos 7800 kJ al quemar 150 g de etano (el signo menos indica que el sistema cede calor).

Lo que puntúa. Los criterios oficiales de la Universidad de Extremadura dan solo los resultados y el reparto: «a) 1,25 puntos (0,95 puntos si el dato está sin unidades): ΔH f = -85,2 kJ/mol» y «b) 1,25 puntos (0,95 puntos si el dato está sin unidades): -7800 kJ». Olvidar las unidades cuesta 0,30 en cada apartado. Las instrucciones exigen que «todos los procesos conducentes a la obtención de resultados» estén «suficientemente justificados»: escribe las ecuaciones modificadas.

Error típico que te quita puntos. Usar el -3119,6 kJ como si fuera por mol de etano (está escrito para 2 mol): sale un calor doble, unos 15 600 kJ. El otro clásico es invertir la ecuación de combustión sin cambiar el signo de su ΔH, con lo que sale $-3204{,}8\ \mathrm{kJ/mol}$, un valor absurdo para una entalpía de formación.

12 Ejercicio resuelto: calor por bombona y entalpías de formación desde la combustión (Canarias 2025)

PAU CANARIAS 2025 · CONVOCATORIA EXTRAORDINARIA · PREGUNTA COMPETENCIAL 1 (OBLIGATORIA; 2 PUNTOS)

La guerra de Ucrania, iniciada en 2014 con la ocupación por parte de Rusia de la península de Crimea, y que posteriormente experimentó una importante escalada bélica a partir del 24 de febrero de 2022, ha puesto sobre la mesa la dependencia europea de los combustibles gaseosos procedente de Rusia y que, mayoritariamente eran transportados por medio de gaseoductos como el Nord Stream 1 y el Soyuz Brotherhood. Los principales combustibles gaseosos empleados en Europa son: - El gas natural (compuesto mayoritariamente por metano) - El propano y el butano (que son principalmente gases licuados del petróleo). En la tabla se recogen los valores de entalpías estándar de combustión junto a otros parámetros de interés: Metano (gas natural): ΔH°combustión = -885,4 kJ/mol; punto de ebullición -162 °C; punto de inflamabilidad -188 °C. Propano: -2219,2 kJ/mol; -42 °C; -104 °C. Butano: -2878,6 kJ/mol; -1 °C; -60 °C. Datos: Masas atómicas. C=12 u.; H=1 u.; O=16 u. Entalpías estándar de formación: ΔH°f (CO2) = -393,5 kJ/mol; ΔH°f (H2O) = -285,8 kJ/mol.

a) Teniendo en cuenta que, en España, la tradicional «bombona de gas» contiene 12,5 kg de gas. Calcula cuál de los tres gases produce un mayor calor de combustión por bombona. (0,5 puntos)

b) De la información proporcionada de estos 3 combustibles gaseosos ¿Se puede encontrar un motivo por el que el propano y el gas natural se empleen más en las zonas de frío intenso, mientras que el butano lo haga en las zonas más templadas? Justifique su respuesta. (0,5 puntos)

c) Enuncie la ley de Hess y, haciendo uso de ella, calcule las entalpías estándar de formación del propano y del butano, empleando para ello los datos que se incluyen en esta pregunta. (1 punto)

Apartado a)

1. La idea: el calor de una bombona es $Q = n \cdot \Delta H_c$, con n los moles que hay en 12,5 kg = 12 500 g de cada gas.
2. Masas molares con los datos: $M(\mathrm{CH_4}) = 16\ \mathrm{g/mol}$, $M(\mathrm{C_3H_8}) = 44\ \mathrm{g/mol}$, $M(\mathrm{C_4H_{10}}) = 58\ \mathrm{g/mol}$.
3. Moles por bombona: metano $12\,500/16 = 781{,}25\ \mathrm{mol}$; propano $12\,500/44 = 284{,}09\ \mathrm{mol}$; butano $12\,500/58 = 215{,}52\ \mathrm{mol}$.
4. Calores: metano $781{,}25 \cdot (-885{,}4) = -6{,}917 \cdot 10^5\ \mathrm{kJ}$; propano $284{,}09 \cdot (-2219{,}2) = -6{,}305 \cdot 10^5\ \mathrm{kJ}$; butano $215{,}52 \cdot (-2878{,}6) = -6{,}204 \cdot 10^5\ \mathrm{kJ}$.
5. Nota sobre la solución oficial: da $-620\,395{,}8\ \mathrm{kJ}$ para el butano porque redondea los moles a 215,52 antes de multiplicar; sin redondear sale $-620\,387{,}9\ \mathrm{kJ}$. La diferencia no cambia nada.

SOLUCIÓN Por bombona: **metano** $6{,}92 \cdot 10^5\ \mathrm{kJ}$ > propano $6{,}30 \cdot 10^5\ \mathrm{kJ}$ > butano $6{,}20 \cdot 10^5\ \mathrm{kJ}$ desprendidos. El metano da más calor por kilo porque tiene más hidrógeno por carbono.

Apartado b)

1. La idea: el dato útil de la tabla es el **punto de ebullición**. El propano y el butano (gases licuados del petróleo) van **licuados a presión** en la bombona y, para usarlos, el líquido tiene que evaporarse y salir como gas. El gas natural (metano) llega en estado gaseoso por tubería: no se puede licuar solo con presión a temperatura ambiente.

2. El butano hierve a -1 °C: si la temperatura exterior baja de 0 °C, apenas se evapora y no sale gas suficiente. El propano (-42 °C) sigue evaporándose aunque haga mucho frío, y el metano (-162 °C) es gas a cualquier temperatura ambiente.

SOLUCIÓN Sí: el butano hierve a -1 °C y en zonas de frío intenso se queda líquido en la bombona; el propano y el gas natural, con puntos de ebullición mucho más bajos, siguen dando gas.

Apartado c)

1. **Ley de Hess**: si una reacción puede expresarse como suma de otras, su variación de entalpía es la suma de las variaciones de entalpía de esas reacciones, porque la entalpía es una función de estado.
2. Propano. Reacción de formación: $3\,\mathrm{C(grafito)} + \,4\,\mathrm{H_2\,(g)} \longrightarrow \mathrm{C_3H_8\,(g)}$. Sale de sumar 3 veces la formación del $\mathrm{CO_2}$, 4 veces la del $\mathrm{H_2O\,(l)}$ y la combustión del propano **invertida**, $3\,\mathrm{CO_2\,(g)} + 4\,\mathrm{H_2O\,(l)} \longrightarrow \mathrm{C_3H_8\,(g)} + \,5\,\mathrm{O_2\,(g)}$, con $\Delta H = +2219{,}2\ \mathrm{kJ}$.
3. $\Delta H_f^\circ(\mathrm{C_3H_8}) = 3(-393{,}5) + 4(-285{,}8) + 2219{,}2 = -1180{,}5 - 1143{,}2 + 2219{,}2 = -104{,}5\ \mathrm{kJ/mol}$.
4. Butano: $4\,\mathrm{C(grafito)} + \,5\,\mathrm{H_2\,(g)} \longrightarrow \mathrm{C_4H_{10}\,(g)}$. $\Delta H_f^\circ(\mathrm{C_4H_{10}}) = 4(-393{,}5) + 5(-285{,}8) + 2878{,}6 = -1574{,}0 - 1429{,}0 + 2878{,}6 = -124{,}4\ \mathrm{kJ/mol}$.
5. **Errata de la solución oficial**: da -124,8 kJ/mol para el butano; con los datos del enunciado el resultado correcto es -124,4 kJ/mol. Los valores del NIST son -104,7 y -125,6 kJ/mol: los dos resultados son razonables.

SOLUCIÓN $\Delta H_f^\circ(\mathrm{C_3H_8}, g) = -104{,}5\ \mathrm{kJ/mol}$ y $\Delta H_f^\circ(\mathrm{C_4H_{10}}, g) = -124{,}4\ \mathrm{kJ/mol}$: las dos formaciones son exotérmicas.

Lo que puntúa. Criterios oficiales de Canarias: «a) Por el cálculo de los moles que contienen las bombonas de los 3 gases 0,25 puntos», «Por el cálculo del calor desprendido en las combustiones 0,25 puntos»; «b) Por la justificación correcta del uso en climas fríos y templados 0,50 puntos»; «c) Por el enunciado de la ley de Hess 0,20 puntos», «Por el cálculo de la entalpía de formación del propano 0,40 puntos», «Por el cálculo de la entalpía de formación del butano. 0,40 puntos». Las actas de coordinación de Canarias recuerdan que se penaliza el «uso incorrecto de las unidades» (marzo de 2025 y marzo de 2026, que añade «o la omisión de las mismas»), y la de 30-09-2026, para 2027, lo mantiene entre los errores que se penalizan.

Error típico que te quita puntos. En c), restar al revés (escribir $\Delta H_c - \sum \Delta H_f$) y obtener +104,5 kJ/mol: el compuesto que se quema es un **reactivo** de la combustión y su ΔH_f va restando. En b), contestar con el calor de combustión en lugar del punto de ebullición.

13 Ejercicio resuelto: energías de enlace para elegir combustible (Madrid, modelo 2027)

PAU COMUNIDAD DE MADRID · MODELO 2027 · PREGUNTA 1 (OBLIGATORIA, SIN OPTATIVIDAD; 2 PUNTOS)

Se están desarrollando nuevos combustibles para automóviles basados en compuestos orgánicos sencillos, con el objetivo de encontrar uno que libere una cantidad considerable de energía durante la combustión, pero que también sea respetuoso con el medio ambiente, es decir, que produzca la menor cantidad de CO2 por mol de combustible quemado. Suponga que ha sido contratado como asesor químico para evaluar distintas alternativas de combustibles. Se le presentan dos posibles compuestos: etano (C2H6) y metanol (CH3OH), y se sabe que, en el caso del etano, solo puede

aprovecharse eficazmente el 75,0 % de la energía liberada en su combustión. Tabla. Energías de enlace (kJ·mol-1): C-H 412; C-C 348; C-O 358; O-H 463; O=O 498; C=O 799.

a) Escriba ajustadas las reacciones de combustión del etano y del metanol. A partir de los datos de energía de enlace se puede estimar el calor de combustión, asumiendo que ambas reacciones transcurren en fase gaseosa. Calcule el valor aproximado de la entalpía estándar de combustión (ΔHr°) para cada combustible. (1 punto)

b) Elija cuál de los dos combustibles resulta más adecuado, primero desde el punto de vista energético (mayor energía liberada por mol de combustible quemado), y después desde el punto de vista ecológico (respetuoso con el medio ambiente), justificando la decisión a partir de los cálculos realizados en el apartado a). (1 punto)

Apartado a)

1. La idea: con energías de enlace, $\Delta H \approx \sum E(\text{rotos}) - \sum E(\text{formados})$, válido para gases (por eso el enunciado dice «en fase gaseosa»: el agua sale como gas). Antes, hay que contar los enlaces de cada molécula con su estructura de Lewis.
2. Ecuaciones ajustadas: $\mathrm{C_2H_6\,(g)} + \tfrac{7}{2}\,\mathrm{O_2\,(g)} \longrightarrow 2\,\mathrm{CO_2\,(g)} + 3\,\mathrm{H_2O\,(g)}$ y $\mathrm{CH_3OH\,(g)} + \tfrac{3}{2}\,\mathrm{O_2\,(g)} \longrightarrow \mathrm{CO_2\,(g)} + 2\,\mathrm{H_2O\,(g)}$.
3. Enlaces: el etano ($\mathrm{H_3C{-}CH_3}$) tiene 6 C–H y 1 C–C; el metanol ($\mathrm{H_3C{-}O{-}H}$), 3 C–H, 1 C–O y 1 O–H; cada $\mathrm{O_2}$, 1 O=O; cada $\mathrm{CO_2}$ ($\mathrm{O{=}C{=}O}$), 2 C=O; cada agua, 2 O–H.
4. Etano. Rotos: $6 \cdot 412 + 348 + \tfrac{7}{2} \cdot 498 = 2472 + 348 + 1743 = 4563\ \mathrm{kJ}$. Formados: $2 \cdot 2 \cdot 799 + 3 \cdot 2 \cdot 463 = 3196 + 2778 = 5974\ \mathrm{kJ}$. $\Delta H_c^\circ \approx 4563 - 5974 = -1411\ \mathrm{kJ/mol}$.
5. Metanol. Rotos: $3 \cdot 412 + 358 + 463 + \tfrac{3}{2} \cdot 498 = 1236 + 358 + 463 + 747 = 2804\ \mathrm{kJ}$. Formados: $2 \cdot 799 + 2 \cdot 2 \cdot 463 = 1598 + 1852 = 3450\ \mathrm{kJ}$. $\Delta H_c^\circ \approx 2804 - 3450 = -646\ \mathrm{kJ/mol}$.
6. Comprobación con datos reales: con las entalpías de formación del NIST, la combustión del etano con agua gas da $2(-393{,}51) + 3(-241{,}83) - (-84{,}0) = -1428{,}5\ \mathrm{kJ/mol}$. La estimación por enlaces (-1411) se desvía un 1,2 %: es una aproximación porque usa energías **medias**.

SOLUCIÓN $\Delta H_c^\circ(\mathrm{C_2H_6}) \approx -1411\ \mathrm{kJ/mol}$ y $\Delta H_c^\circ(\mathrm{CH_3OH}) \approx -646\ \mathrm{kJ/mol}$: las dos combustiones son exotérmicas.

Apartado b)

1. Energía aprovechable por mol. Etano: solo el 75,0 %: $0{,}750 \cdot 1411 = 1058\ \mathrm{kJ/mol}$ (la solución oficial lo redondea a 1060 kJ/mol). Metanol: el enunciado no le pone límite, 646 kJ/mol.
2. Criterio energético: $1058 > 646$: el **etano** da más energía útil por mol quemado.
3. Criterio ecológico: por las ecuaciones ajustadas, 1 mol de etano da **2 mol** de $\mathrm{CO_2}$ y 1 mol de metanol, **1 mol**. El metanol emite la mitad de $\mathrm{CO_2}$ por mol de combustible.

SOLUCIÓN Desde el punto de vista energético conviene el **etano** (1058 kJ útiles por mol frente a 646); desde el ecológico, el **metanol** (1 mol de $\mathrm{CO_2}$ por mol frente a 2).

Lo que puntúa. Reparto oficial: a) 1 punto y b) 1 punto. Las soluciones («Documento de trabajo orientativo») dan -1411 y -646 kJ·mol⁻¹ y aclaran: «Válido también si las reacciones las han ajustado multiplicadas por dos, y los resultados de las energías también lo estarán». Entre los criterios generales de Madrid: «Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades»; la reunión de la UAM de 26-nov-2025 (su acta ya no se publica) señaló como error frecuente las unidades incorrectas de ΔH°.

Error típico que te quita puntos. Contar mal los enlaces del metanol (olvidar el C–O o el O–H) o los del CO_2 (son dos C=O por molécula), y restar al revés (formados - rotos), que da el signo cambiado. También usar el agua líquida: las energías de enlace solo valen para gases.

Conceptos clave

Función de estado

Magnitud cuya variación solo depende de los estados inicial y final, no del camino: U, H, p, V, T. El calor y el trabajo no lo son.

Energía interna (U)

Suma de las energías de las partículas del sistema. Solo se mide su variación: $\Delta U = Q + W$ con el criterio IUPAC.

Primer principio de la termodinámica

La energía se conserva: la variación de energía interna de un sistema es el calor más el trabajo intercambiados con el entorno.

Entalpía (H)

Función de estado $H = U + pV$. Su variación es el calor intercambiado a presión constante: $Q_p = \Delta H$.

Reacción exotérmica

La que cede calor al entorno: $\Delta H < 0$; los productos tienen menos entalpía que los reactivos.

Reacción endotérmica

La que absorbe calor del entorno: $\Delta H > 0$; los productos tienen más entalpía que los reactivos.

Estado estándar

La sustancia pura a 1 bar en el estado de agregación indicado (1 mol/L para los solutos). Para los elementos, la referencia es su forma más estable (grafito, O_2 gas…). Las tablas dan los valores a 25 °C.

Entalpía de formación estándar

Variación de entalpía al formarse 1 mol de un compuesto a partir de sus elementos en estado estándar. Vale 0 para los elementos en su forma estándar.

Entalpía de combustión

Variación de entalpía al quemar 1 mol de sustancia con oxígeno para dar $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$. Siempre es negativa.

Ley de Hess

Si una reacción es la suma de otras, su ΔH es la suma de los ΔH de esas reacciones, porque la entalpía es función de estado.

Energía de enlace

Energía necesaria para romper un mol de enlaces en estado gaseoso. Siempre positiva; para enlaces de moléculas poliatómicas se usan valores medios.

MODO PAU

Ocho claves que valen puntos

Estados

Escribe **(s), (l), (g), (aq)** en toda ecuación termoquímica: Asturias resta 0,25 y Canarias penaliza. El agua líquida y la gas no tienen la misma ΔH_f°.

Fórmula primero

Escribe $\Delta H^\circ = \sum n\,\Delta H_f^\circ(\text{prod}) - \sum n\,\Delta H_f^\circ(\text{reac})$ **antes de sustituir**: en Illes Balears la expresión vale puntos.

Elementos

$\Delta H_f^\circ = 0$ para $\text{O}_2\,(\text{g})$, $\text{H}_2\,(\text{g})$, C(grafito)…, pero escríbelos en la cuenta.

Hess

Invertir cambia el **signo**; multiplicar multiplica ΔH. Comprueba que la suma deja **solo** la reacción pedida.

Enlaces

Rotos − formados, solo con gases y contando bien los enlaces de cada Lewis. El resultado es aproximado: dilo.

Por mol de qué

Antes de multiplicar por los moles, pasa el ΔH a **kJ por mol de la especie** del dato (divide entre su coeficiente).

Calorimetría

$Q = m\,c\,\Delta T$ con la masa de **toda la disolución**, no solo la del soluto, y después $\Delta H = -Q/n$: si la temperatura **sube**, la reacción es **exotérmica** y ΔH sale negativo.

Conclusión

Termina con unidades y una frase: «se **desprenden** 7800 kJ; es exotérmica». Sin unidades, Extremadura dejó cada apartado de 1,25 en 0,95 (2026, ordinaria).

Cómo te lo pueden preguntar

- Entalpía de una reacción con **entalpías de formación** (combustiones, procesos industriales, aluminotermia), casi siempre con «¿es exotérmica o endotérmica?»: salió en 38 de las 68 convocatorias ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026, en 16 comunidades.
- **Calor de una cantidad dada** (masa, volumen de gas o de líquido, bombona) y otros cálculos de calor (calorimetría, Q_p y Q_v, $\Delta U = Q + W$): salió en 29 de las 68 convocatorias, en 13 comunidades.
- **Ley de Hess** combinando ecuaciones termoquímicas o entalpías de combustión: salió en 6 de las 68 convocatorias, en 5 comunidades (Illes Balears, Canarias, Castilla-La Mancha, Castilla y León y Extremadura).
- **Energías de enlace**: salió en 3 de las 68 convocatorias, en 2 comunidades (Cataluña y Navarra), y es la pregunta 1 obligatoria del modelo 2027 de Madrid.
- En total, la termoquímica salió en 48 de las 68 convocatorias, en 16 comunidades; muchas veces en la misma pregunta que la espontaneidad (Tema 9) o con contexto de combustibles.

No lo confundas

- **Calor** con **temperatura**: el calor es energía que pasa de un cuerpo a otro; la temperatura mide la agitación de las partículas. Una bañera tibia tiene más energía térmica que una cerilla encendida.
- ΔH (Q_p, a presión constante) con ΔU (Q_v, a volumen constante): se diferencian en $\Delta n\,RT$ y solo cuentan los moles de **gas**.
- **Entalpía de formación** (1 mol del compuesto a partir de sus elementos) con **entalpía de combustión** (1 mol del compuesto con O_2): la primera puede ser positiva o negativa; la segunda siempre es negativa.
- **Energía de enlace** (siempre positiva, romper un enlace) con **entalpía de reacción** (positiva o negativa).
- **kJ** con **kJ/mol**: el ΔH de una ecuación vale para los moles escritos; «por mol» hay que decir de qué especie.
- **Exotérmica** con **espontánea**: una reacción exotérmica puede no ser espontánea a temperatura alta si su entropía disminuye. Lo decide ΔG (Tema 9).
- **Diagrama entálpico** (solo reactivos, productos y ΔH) con **diagrama de energía con energía de activación** (con la «joroba» del complejo activado, Tema 10).

- **Estado estándar** (el símbolo °: 1 bar y la temperatura que se indique, casi siempre 25 °C) con **condiciones normales** (0 °C y 1 atm, las del volumen molar de 22,4 L): si te dan el volumen de un gas, pásalo a moles con $pV = nRT$ y la presión y la temperatura del enunciado, no con 22,4 L por costumbre.

Ponte a prueba

PAU Galicia 2025 (ordinaria), Pregunta 1 (obligatoria; 2,5 puntos). Suponga que usted trabaja en el departamento de emergencias de una fábrica que emplea ácido clorhídrico (HCl) en el proceso de producción, y debe elaborar un procedimiento para neutralizar el ácido en caso de derrame accidental, para lo que dispone de una gran cantidad de disolución de hidróxido sódico (NaOH) en el almacén de la fábrica. La reacción entre ambas sustancias genera un producto inocuo; $\mathrm{HCl\,(aq)} + \mathrm{NaOH\,(aq)} \longrightarrow \mathrm{NaCl\,(aq)} + \mathrm{H_2O\,(l)}$. Sin embargo, usted sabe que al mezclar directamente un ácido y una base fuertes se desprende gran cantidad de calor que podría elevar la temperatura del derrame hasta límites peligrosos. Por ello, es importante cuantificar el calor desprendido en el proceso de neutralización teniendo en cuenta las condiciones de trabajo en la fábrica: todos los productos se almacenan a 25°C en disolución; la concentración de la disolución de NaOH es 1 M y la del HCl 2 M. **1.1.** Diseñe un aparato para determinar, de forma aproximada, la entalpía de la reacción de neutralización del HCl con el NaOH en las condiciones del supuesto vertido, a 25°C. Para llevar a cabo el diseño debe escoger el material que considere más apropiado de entre el que se indica a continuación, y describir cómo sería el procedimiento que realizaría para determinar la entalpía en el dispositivo diseñado. Material: vaso de precipitados, tela aislante, tapón de corcho del tamaño del vaso de precipitados, termómetro, tijeras, punzón para hacer agujeros, matraz aforado, tapón de vidrio del tamaño del matraz aforado, bureta, probeta, vara agitadora y cinta adhesiva. (1 punto) **1.2.** Suponga que llevó a cabo un experimento para determinar la entalpía de la reacción de neutralización con el aparato que diseñó, empleando 100 mL de la disolución de HCl y 200 mL de la disolución de NaOH, y obtuvo los resultados mostrados en la Tabla I. A partir de estos datos calcule la entalpía de neutralización molar en las condiciones de trabajo de la fábrica. (1 punto) Tabla I: tiempo (segundos) 0, 15, 30, 45 y 60; temperatura (°C) 25,00; 30,16; 34,19; 34,18 y 34,16. Nota: considere que la densidad de la disolución resultante de mezclar el ácido con la base es 1g/cm3, que su capacidad calorífica es igual a la del agua, 4,18 J/g°C, y que los volúmenes son aditivos. Desprecie la capacidad calorífica del calorímetro. **1.3.** En el caso de un vertido accidental se trabajaría con grandes volúmenes de ácido y base. ¿Alteraría este hecho la temperatura máxima que podría alcanzar la mezcla de neutralización? Teniendo esto en cuenta, discuta razonadamente si considera que este sería un buen método de neutralización. (0,5 puntos)

Solución: 1.1 Calorímetro: el vaso de precipitados forrado por fuera con la tela aislante (sujeta con cinta adhesiva) y tapado con el tapón de corcho, con dos agujeros hechos con el punzón para el termómetro y la varilla agitadora. Se descarta el matraz aforado (su tapón es de vidrio, mejor conductor que el corcho). Procedimiento: comprobar que las dos disoluciones están a 25 °C; medir con la probeta el volumen de NaOH 1 M, echarlo al calorímetro y anotar su temperatura; lavar la probeta, medir el HCl 2 M y añadirlo; tapar, agitar suavemente y anotar la **temperatura máxima**. **1.2** Moles: $\mathrm{HCl}\ 2 \cdot 0{,}100 = 0{,}200\ \mathrm{mol}$; $\mathrm{NaOH}\ 1 \cdot 0{,}200 = 0{,}200\ \mathrm{mol}$ (proporción estequiométrica). Temperatura máxima 34,19 °C: $\Delta T = 9{,}19\ ^\circ\mathrm{C}$. Masa de la disolución: 300 g. $Q = m\,c\,\Delta T = 300 \cdot 4{,}18 \cdot 9{,}19 = 11\,524\ \mathrm{J}$ que gana la disolución. $\Delta H_{\mathrm{neutr}} = -11{,}524\ \mathrm{kJ} / 0{,}200\ \mathrm{mol} = -57{,}6\ \mathrm{kJ/mol}$ (oficial: -57,62 kJ/mol). **1.3** No: si se duplican los volúmenes se duplica el calor, pero también la masa que se calienta, y $\Delta T = Q/(m\,c)$ no cambia (unos 9 °C, hasta unos 34 °C). Con estas concentraciones el calentamiento es asumible, así que el método sirve.

PAU Illes Balears 2025 (ordinaria), Pregunta 3B (a elegir entre 3A y 3B; 2 puntos; traducido del catalán). El benceno (C6H6) es un hidrocarburo peligroso, ya que emite vapores tóxicos, los cuales pueden producir cáncer. Este compuesto se encuentra presente en el humo del tabaco. La reacción de combustión del benceno es la siguiente: $\mathrm{C_6H_6\,(l) + \tfrac{15}{2}\,O_2\,(g) \longrightarrow 6\,CO_2\,(g) + 3\,H_2O\,(l)}$. a) Calcula la entalpía estándar a 298 K de la reacción de combustión del benceno a partir de los datos de la tabla 1. Indica si el proceso es endotérmico o exotérmico. b) El benceno es un hidrocarburo que se puede vaporizar en condiciones estándar a 298 K. Calcula la energía necesaria para vaporizar 1 kg de benceno líquido a partir de los datos de la tabla 1. Tabla 1. Entalpías estándar de formación a 298 K (kJ mol⁻¹): H2O (l) -286; CO2 (g) -394; C6H6 (l) +49; C6H6 (g) +83. (El examen incluye una tabla periódica con las masas atómicas.)

Solución: a) $\Delta H_c^\circ = [6(-394) + 3(-286)] - [(+49) + \tfrac{15}{2}\cdot 0] = -2364 - 858 - 49 = -3271\ \mathrm{kJ/mol}$. Negativa: **exotérmica**. **b)** Vaporización: $\mathrm{C_6H_6\,(l) \longrightarrow C_6H_6\,(g)}$, $\Delta H_{\mathrm{vap}} = 83 - 49 = +34\ \mathrm{kJ/mol}$ (endotérmica: hay que vencer las fuerzas intermoleculares). Con $M(\mathrm{C_6H_6}) = 78{,}1\ \mathrm{g/mol}$: $n = 1000/78{,}1 = 12{,}8\ \mathrm{mol}$ y $Q = 12{,}8 \cdot 34 = 435\ \mathrm{kJ}$ absorbidos. La solución oficial da 435,9 kJ porque toma $M = 78\ \mathrm{g/mol}$. Reparto oficial: a) 0,75 + 0,25 (exotérmica); b) 0,5 + 0,5.

PAU Asturias 2025 (extraordinaria), Pregunta 3, opción A (se responden cuatro de las cinco preguntas, con una opción de cada una; 2,5 puntos). Obtenga la variación de energía interna, ΔU, de un gas que: a) (1,25 puntos) absorbe 20 J en forma de calor, Q, y se expande realizando un trabajo, W, de 12 J; b) (1,25 puntos) desprende 30 J en forma de calor, Q, y se comprime porque se realiza un trabajo, W, sobre él de 52 J.

Solución: Primer principio con el criterio IUPAC (lo que entra en el sistema es positivo): $\Delta U = Q + W$. **a)** Absorbe calor: $Q = +20\ \mathrm{J}$; se expande, trabaja sobre el entorno: $W = -12\ \mathrm{J}$. $\Delta U = 20 - 12 = +8\ \mathrm{J}$. **b)** Desprende calor: $Q = -30\ \mathrm{J}$; se hace trabajo sobre él: $W = +52\ \mathrm{J}$. $\Delta U = -30 + 52 = +22\ \mathrm{J}$. En los dos casos la energía interna aumenta. Desglose oficial: 0,50 por el signo de Q, 0,50 por el de W y 0,25 por ΔU; «Si las unidades de una cantidad final no son correctas, se restan 0,25 puntos».

PAU Castilla-La Mancha 2026 (ordinaria), Problema 1 (obligatorio; 2 puntos). Existen bacterias que degradan la glucosa ($\mathrm{C_6H_{12}O_6}$) mediante la fermentación alcohólica, en la que se produce etanol y dióxido de carbono: $\mathrm{C_6H_{12}O_6\,(s) \longrightarrow 2\,CH_3{-}CH_2OH\,(l) + 2\,CO_2\,(g)}$. **a)** (1 punto) Utilizando la ley de Hess, determine la energía intercambiada en la fermentación de un mol de glucosa. **b)** (0,5 puntos) Indique si la reacción es endotérmica o exotérmica, justificando la respuesta. **c)** (0,5 puntos) Calcule el calor que se produce en la fermentación de 1 kg de glucosa. Datos: entalpías de combustión de la glucosa y del etanol, -2815 kJ/mol y -1372 kJ/mol; masas atómicas: C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u.

Solución: a) Combustión de la glucosa: $\mathrm{C_6H_{12}O_6\,(s) + 6\,O_2\,(g) \longrightarrow 6\,CO_2\,(g) + 6\,H_2O\,(l)}$, $\Delta H = -2815\ \mathrm{kJ}$; combustión del etanol: $\mathrm{CH_3{-}CH_2OH\,(l) + 3\,O_2\,(g) \longrightarrow 2\,CO_2\,(g) + 3\,H_2O\,(l)}$, $\Delta H = -1372\ \mathrm{kJ}$. Se deja la primera y se invierte la segunda multiplicada por 2 ($+2744\ \mathrm{kJ}$): al sumar se van el $\mathrm{O_2}$, el agua y 4 de los 6 $\mathrm{CO_2}$. $\Delta H = -2815 + 2744 = -71\ \mathrm{kJ/mol}$ de glucosa. **b)** **Exotérmica**: $\Delta H < 0$. **c)** $n = 1000/180 = 5{,}56\ \mathrm{mol}$; $Q = 5{,}56 \cdot (-71) = -394\ \mathrm{kJ}$: se desprenden unos 394 kJ. Coincide con los criterios oficiales (-71 kJ/mol y $-394{,}44$ kJ), que dan 0,25 por cada ecuación de combustión y 0,5 por el resultado del a).

Fuentes

1. Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, por el que se establecen la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato (Química, bloque B.1 Termodinámica química)
2. NIST Chemistry WebBook, SRD 69: entalpías de formación y de combustión (CO_2, H_2O, CH_4, C_2H_6, C_3H_8, C_4H_{10}, C_8H_{18}, CH_3OH, C_2H_5OH, C_6H_6, CO, NO, NH_3, HCl y átomos H, Cl, O, N, C)
3. CRC Handbook of Chemistry and Physics, «Standard Thermodynamic Properties of Chemical Substances» (C diamante, OH^- acuoso)
4. PAU Extremadura 2026, ordinaria: examen
5. PAU Extremadura 2026, ordinaria: criterios de corrección
6. PAU Canarias 2025, extraordinaria: examen
7. PAU Canarias 2025, extraordinaria: examen resuelto y criterios
8. PAU Canarias 2025, extraordinaria: criterios de calificación
9. PAU Comunidad de Madrid, modelo 2027: examen, criterios y soluciones
10. PAU Galicia 2025, ordinaria: examen (castellano)
11. PAU Galicia 2025, ordinaria: criterios de avaliación (gallego)
12. PAU Illes Balears 2025, ordinaria: examen (catalán)
13. PAU Illes Balears 2025, ordinaria: criterios (catalán)
14. PAU Asturias 2025, extraordinaria: examen
15. PAU Asturias 2025, extraordinaria: examen y criterios
16. Canarias: acta de la 2.ª reunión de coordinación de Química (20-03-2026) · curso 2025-26
17. Madrid: Modelo 2027 de Química con soluciones y «Ámbito de contenidos de la materia Química», curso 2026-2027 (Comisión de Materia; versión corregida publicada por la UAM, 6-11-2026)
18. Madrid: acta de la reunión de coordinación de Química de la UAM (27-10-2026, PAU 2027); sustituye a la de 26-11-2025, que ya no se publica
19. Madrid: acta de la reunión de coordinación de Química de la UPM (3-dic-2025)
20. Universidad de Murcia: Orientación sobre los contenidos del examen de Química (PAU 2027)
21. Andalucía: Directrices y orientaciones generales de Química, curso 2026-27
22. Cataluña: Orientacions per a l'examen de la matèria Química de les PAU-2027 (versión de 12-11-2026)
23. Galicia (CiUG): Orientacións. Curso 2026/2027
24. UIB: Matèria de Química. Matriu d'especificacions
25. Comunitat Valenciana: Decreto 108/2022 (DOGV núm. 9404), currículo de Química
26. Extremadura: Decreto 109/2022 (DOE n.º 164), currículo de Química
27. Universidad de Oviedo: Información sobre la PAU 2025/2026. Química (ficha de la materia)
28. Canarias: Acta de la 2.ª reunión de coordinación de Química para la PAU 2025 (28-03-2025) · curso 2024-25
29. Canarias: Acta de la 1.ª reunión de coordinación de Química para la PAU 2027 (30-09-2026)
30. PAU Castilla-La Mancha 2026, ordinaria: examen de Química
31. PAU Castilla-La Mancha 2026, ordinaria: criterios de corrección de Química

Imágenes: Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib).

Apuntes de Farmeando PAU · farmeandopau.com · Revisados frente a fuentes. Última revisión: 15 de noviembre de 2026. Licencia CC BY-NC-ND 4.0: puedes copiarlo y compartirlo citándonos, sin uso comercial ni cambios (las imágenes, con su propia licencia). ¿Un error? Avísanos desde la página del tema. Cómo los hacemos: farmeandopau.com/metodologia.