

TERMODINÁMICA QUÍMICA

EJERCICIOS RESUELTOS

5 PROBLEMAS RESUELTOS

1.º Bachillerato - Serie 1

Marco teórico

Este cuaderno contiene 5 problemas completamente resueltos de termodinámica química (1.º de Bachillerato), con razonamiento teórico y matemático paso a paso. Se trabajan: calor y capacidad calorífica, calorimetría, entalpía de reacción, Ley de Hess y entalpías de formación, y estimación de entalpías mediante energías de enlace.

Convenciones y recordatorios:

- Calor sensible: $q = m \cdot c \cdot \Delta T$ ($\Delta T = T_f - T_i$).
- En un calorímetro ideal: $\Sigma q = 0$ (calor cedido + calor absorbido = 0).
- Entalpía por mol: $\Delta H = q_p / n$ (a presión constante).
- Ley de Hess: si se suman ecuaciones, se suman sus ΔH ; si se invierte una ecuación, cambia el signo de ΔH .
- Con entalpías estándar de formación: $\Delta H^\circ = \Sigma \nu \cdot \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \Sigma \nu \cdot \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$.
- Energías de enlace: $\Delta H \approx \Sigma E(\text{enlaces rotos}) - \Sigma E(\text{enlaces formados})$.

Problema 1. Calor sensible: calentamiento de agua

Enunciado. Se calientan 250 g de agua desde 18,0 °C hasta 76,0 °C. Calcula el calor absorbido por el agua.

Dato: $c(\text{agua}) = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$.

Marco teórico

El calor sensible asociado a un cambio de temperatura se calcula con $q = m \cdot c \cdot \Delta T$. El signo de q es positivo si el sistema absorbe calor ($\Delta T > 0$).

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Identificar datos: $m = 250 \text{ g}$; $c = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$; $T_i = 18,0 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_f = 76,0 \text{ }^\circ\text{C}$.

Paso 2: Calcular $\Delta T = T_f - T_i = 76,0 - 18,0 = 58,0 \text{ }^\circ\text{C}$.

Paso 3: Aplicar $q = m \cdot c \cdot \Delta T = 250 \cdot 4,18 \cdot 58,0 \text{ J}$.

Paso 4: Operar: $4,18 \cdot 58,0 = 242,44$; $q = 250 \cdot 242,44 = 60610 \text{ J}$.

Paso 5: Redondeo razonable: $q \approx 6,06 \cdot 10^4 \text{ J} = 60,6 \text{ kJ}$.

Conclusión: El agua absorbe aproximadamente 60,6 kJ.

Problema 2. Calorimetría: determinar el calor específico de un metal

Enunciado. Se introducen 120 g de un metal a 98,0 °C en 200 g de agua a 20,0 °C, en un calorímetro ideal. La temperatura de equilibrio es 24,5 °C.

Calcula el calor específico del metal.

Dato: $c(\text{agua}) = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$.

Marco teórico

En un calorímetro ideal se cumple $\Sigma q = 0$. El calor absorbido por el agua ($q_{\text{agua}} > 0$) es igual en módulo al calor cedido por el metal ($q_{\text{metal}} < 0$). Para cada cuerpo: $q = m \cdot c \cdot \Delta T$.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Agua: $m = 200 \text{ g}$; $\Delta T = 24,5 - 20,0 = 4,5 \text{ }^\circ\text{C} \Rightarrow q_{\text{agua}} = 200 \cdot 4,18 \cdot 4,5$.

Paso 2: Calcular q_{agua} : $4,18 \cdot 4,5 = 18,81$; $q_{\text{agua}} = 200 \cdot 18,81 = 3762 \text{ J}$.

Paso 3: Metal: $m = 120 \text{ g}$; $\Delta T = 24,5 - 98,0 = -73,5 \text{ }^\circ\text{C} \Rightarrow q_{\text{metal}} = 120 \cdot c_m \cdot (-73,5)$.

Paso 4: Balance energético: $q_{\text{agua}} + q_{\text{metal}} = 0 \Rightarrow 3762 + 120 \cdot c_m \cdot (-73,5) = 0$.

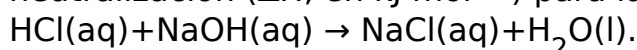
Paso 5: Despejar: $120 \cdot c_m \cdot 73,5 = 3762 \Rightarrow c_m = 3762 / (120 \cdot 73,5)$.

Paso 6: Denominador: $120 \cdot 73,5 = 8820 \Rightarrow c_m = 3762 / 8820 = 0,426 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$.

Conclusión: El calor específico del metal es $c \approx 0,426 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$.

Problema 3. Entalpía de reacción a partir de calorimetría

Enunciado. En un calorímetro, se mezclan 50,0 mL de HCl 1,00 M con 50,0 mL de NaOH 1,00 M, ambos a 25,0 °C. La temperatura final es 31,7 °C. Supón densidad $1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ y $c = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$. Calcula la entalpía molar de neutralización (ΔH , en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) para la reacción:



Marco teórico

A presión constante, el calor intercambiado por la disolución es $q = m \cdot c \cdot \Delta T$. Si la temperatura sube, la disolución absorbe calor ($q > 0$) y la reacción libera ese mismo calor: $q_{\text{rxn}} = -q_{\text{disol}}$. La entalpía molar se obtiene dividiendo por los moles que reaccionan (reactivo limitante).

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Calcular moles: $n(\text{HCl}) = 1,00 \cdot 0,0500 = 0,0500 \text{ mol}$;

$n(\text{NaOH}) = 1,00 \cdot 0,0500 = 0,0500 \text{ mol} \Rightarrow$ reaccionan 0,0500 mol.

Paso 2: Masa total de disolución: $V_{\text{tot}} = 50,0 + 50,0 = 100,0 \text{ mL} \Rightarrow m \approx 100,0 \text{ g}$ (densidad $1,00 \text{ g/mL}$).

Paso 3: $\Delta T = 31,7 - 25,0 = 6,7 \text{ }^\circ\text{C}$.

Paso 4: $q_{\text{disol}} = m \cdot c \cdot \Delta T = 100,0 \cdot 4,18 \cdot 6,7 \text{ J}$.

Paso 5: $4,18 \cdot 6,7 = 28,006 \Rightarrow q \approx 100,0 \cdot 28,006 = 2800,6 \text{ J} \approx 2,80 \text{ kJ}$.

Paso 6: Calor de reacción: $q_{\text{rxn}} = -2,80 \text{ kJ}$ (exotérmica).

Paso 7: ΔH molar = $q_{\text{rxn}} / n = (-2,80 \text{ kJ}) / 0,0500 \text{ mol} = -56,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Conclusión: La entalpía molar de neutralización es $\Delta H \approx -56,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Problema 4. Ley de Hess: obtención de ΔH de una reacción objetivo

Enunciado. Se conocen las siguientes reacciones y sus entalpías:

1) $\text{C(s, grafito)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) \Delta H_1 = -393,5 \text{ kJ}$

2) $2 \text{ CO(g)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ CO}_2(\text{g}) \Delta H_2 = -566,0 \text{ kJ}$

Calcula ΔH para: $\text{C(s, grafito)} + 1/2 \text{ O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO(g)}$.

Marco teórico

Por la Ley de Hess, podemos combinar reacciones conocidas para obtener la reacción objetivo. Si multiplicamos una ecuación por un factor, su ΔH se multiplica por el mismo factor. Si invertimos una ecuación, cambia el signo de ΔH .

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Objetivo: formar CO a partir de C y $1/2$ O₂.

Paso 2: De (2), dividimos entre 2: $\text{CO} + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ $\Delta H = -566,0/2 = -283,0$ kJ.

Paso 3: Invertir: $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CO} + 1/2 \text{O}_2$ $\Delta H = +283,0$ kJ.

Paso 4: Sumar con (1): $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ $\Delta H = -393,5$ kJ.

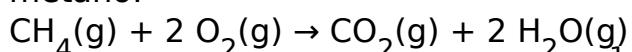
Paso 5: Cancelar CO₂ y simplificar O₂ $\Rightarrow \text{C} + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}$.

Paso 6: $\Delta H = -393,5 + 283,0 = -110,5$ kJ.

Conclusión: Para $\text{C(s)} + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO(g)}$, $\Delta H = -110,5$ kJ.

Problema 5. Energías de enlace: estimación de ΔH

Enunciado. Estima la entalpía de reacción (ΔH) para la combustión del metano:



Datos de energías de enlace ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): C-H=413; O=O=498; C=O (en CO₂)=799; O-H=463.

Marco teórico

Con energías de enlace se aproxima: $\Delta H \approx \Sigma E(\text{enlaces rotos}) - \Sigma E(\text{enlaces formados})$.

Solución razonada (desarrollo teórico y matemático paso a paso).

Paso 1: Rotos: $4(\text{C-H}) = 4 \cdot 413 = 1652$ kJ; $2(\text{O=O}) = 2 \cdot 498 = 996$ kJ $\Rightarrow$ total rotos=2648 kJ.

Paso 2: Formados: $2(\text{C=O}) = 2 \cdot 799 = 1598$ kJ; $4(\text{O-H}) = 4 \cdot 463 = 1852$ kJ $\Rightarrow$ total formados=3450 kJ.

Paso 3: $\Delta H \approx 2648 - 3450 = -802$ $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Conclusión: La combustión del metano resulta exotérmica: $\Delta H \approx -802$ $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ (estimación por enlaces).

