

Aviso legal: Este material es propiedad intelectual de quimicabachillerato.net. Queda prohibida su reproducción, distribución o uso comercial total o parcial sin autorización expresa del autor.

Termodinámica (nivel medio-alto) – Sistemas termodinámicos, variables y transferencias de energía

2.º Bachillerato – Serie I

Ejercicio 1. Identificación de sistema, entorno y frontera

Enunciado:

En cada caso identifica: (i) el sistema, (ii) el entorno, (iii) el tipo de frontera (diatérmica/adiabática y rígida/móvil), y justifica si el sistema es abierto, cerrado o aislado: (a) una olla a presión cerrada calentándose; (b) una bebida caliente en un vaso abierto sobre la mesa; (c) un termo ideal perfectamente aislado y cerrado.

Solución razonada:

Paso 1: Definimos **sistema** como la porción del universo que estudiamos; el resto es **entorno**.

Paso 2: La **frontera** separa sistema y entorno. Puede permitir o no: intercambio de materia y/o energía.

Paso 3: Clasificación según intercambios: abierto (materia y energía), cerrado (solo energía), aislado (ni materia ni energía).

Paso 4: Frontera **diatérmica** permite calor; frontera **adiabática** no permite calor. Frontera **rígida** no cambia volumen; **móvil** puede cambiar volumen.

(a) Olla a presión cerrada calentándose: Sistema: el contenido (agua/vapor). Entorno: cocina/aire/fuego. Materia: no intercambia → cerrado. Energía: entra calor → frontera diatérmica. Volumen: casi constante → rígida.

(b) Bebida caliente en vaso abierto: Sistema: el líquido. Entorno: aire/mesa. Materia: se evapora → intercambio. Energía: pierde calor → intercambio. ⇒ sistema abierto. Frontera diatérmica; el nivel del líquido cambia (móvil).

(c) Termo ideal cerrado: Sistema: líquido dentro. Entorno: exterior. Materia: no intercambia. Energía: idealmente no intercambia (frontera adiabática y rígida).

⇒ sistema aislado (ideal).

Conclusión: la clasificación abierto/cerrado/aislado depende del intercambio de materia y energía; la frontera diatérmica/adiabática y rígida/móvil especifica el mecanismo de intercambio.

Ejercicio 2. Variables de estado: intensivas y extensivas

Enunciado:

Indica cuáles de estas magnitudes son intensivas o extensivas y explica por qué: masa m , volumen V , temperatura T , presión P , número de moles n , densidad ρ , energía interna U . Después, se duplica la cantidad de gas manteniendo T y P constantes: razona qué ocurre con V , n , ρ y U .

Solución razonada:

Paso 1: Magnitud **extensiva** depende de la cantidad de materia; **intensiva** no depende de ella.

Paso 2: Extensivas: m , V , n , U . Intensivas: T , P , ρ (porque $\rho = m/V$, cociente de extensivas).

Paso 3: Para un gas ideal: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$.

Paso 4: Si T y P son constantes, entonces $V = (n \cdot R \cdot T)/P \Rightarrow V$ es proporcional a n .

Paso 5: Al duplicar la cantidad de gas: n se duplica y, por tanto, V se duplica.

Paso 6: Densidad: $\rho = m/V$. Si m se duplica y V se duplica, ρ permanece constante.

Paso 7: A nivel de 2.º Bach., para gas ideal $U = n \cdot C_V \cdot T$. Si T constante y n se duplica, U se duplica.

Conclusión: intensivas (T , P , ρ) se mantienen si el estado macroscópico se conserva; extensivas (n , V , U , m) escalan con la cantidad. La ecuación de los gases ideales justifica el resultado.

Ejercicio 3. Primer principio: signos de q y w y cálculo de ΔU

Enunciado:

Un gas absorbe $q = +850$ J de calor y realiza trabajo sobre el entorno de $w = -300$ J (convención química). a) Calcula ΔU . b) Interpreta el signo. c) Si, manteniendo q , el trabajo fuese $w = -900$ J, calcula el nuevo ΔU .

Solución razonada:

Paso 1: Primer principio (convención química): $\Delta U = q + w$.

Paso 2: Sustituimos: $\Delta U = (+850) + (-300) = +550 \text{ J}$.

Paso 3: $\Delta U > 0$ indica aumento de energía interna: parte del calor se transforma en aumento de energía del sistema.

Paso 4: Caso alternativo: $\Delta U = 850 - 900 = -50 \text{ J}$.

Paso 5: Aunque entra calor, el trabajo realizado es mayor y la energía interna disminuye netamente.

Conclusión: ΔU es el balance energético; su signo depende de la competencia entre el calor intercambiado y el trabajo realizado.

Ejercicio 4. Trabajo P–V y casos límite (rígido vs móvil)

Enunciado:

Considera 1,00 mol de gas ideal a $T = 300 \text{ K}$ que pasa de $V_1 = 10,0 \text{ L}$ a $V_2 = 25,0 \text{ L}$. a) Explica por qué el trabajo P–V depende de si el proceso es reversible o irreversible. b) Calcula el trabajo reversible isotérmico w_{rev} usando $w_{\text{rev}} = -n \cdot R \cdot T \cdot \ln(V_2/V_1)$. c) En un recipiente rígido (V constante), ¿qué trabajo P–V habría?

Solución razonada:

Paso 1: El trabajo P–V se define como $w = -\int P_{\text{ext}} dV$; depende de la presión externa durante el cambio.

Paso 2: Reversible: el sistema está casi en equilibrio y $P_{\text{ext}} \approx P$ del gas en todo instante $\Rightarrow |w|$ máximo.

Paso 3: Irreversible: P_{ext} no sigue a la presión del gas (por ejemplo, constante) $\Rightarrow$ el trabajo suele ser menor en valor absoluto.

Paso 4: Cálculo reversible isotérmico: $w_{\text{rev}} = -n \cdot R \cdot T \cdot \ln(V_2/V_1)$.

Datos: $n = 1,00$; $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $T = 300$; $V_2/V_1 = 25,0/10,0 = 2,50$.

Paso 5: $\ln(2,50) \approx 0,916$.

Paso 6: $8,314 \cdot 300 = 2494,2 \text{ J}$; $2494,2 \cdot 0,916 \approx 2284 \text{ J}$.

Paso 7: $w_{\text{rev}} \approx -2,28 \cdot 10^3 \text{ J}$ ($\approx -2,28 \text{ kJ}$).

Paso 8: Recipiente rígido: $dV = 0 \Rightarrow w = -\int P_{\text{ext}} dV = 0$.

Conclusión: el trabajo depende del camino porque depende de $P_{\text{ext}}(V)$. En isotérmica reversible se obtiene el máximo trabajo; si el volumen no cambia, el trabajo P–V es nulo.

Ejercicio 5. Funciones de estado y funciones de proceso

Enunciado:

Indica si son funciones de estado o de proceso: U , H , S , P , V , T , q , w . Después, explica con un ejemplo por qué q y w no son funciones de estado, mientras que U sí, usando el primer principio.

Solución razonada:

Paso 1: Función de estado: depende solo de estado inicial y final (no del camino). Función de proceso: depende del camino.

Paso 2: Funciones de estado: U , H , S , P , V , T .

Paso 3: Funciones de proceso: q y w .

Paso 4: Considera dos caminos distintos entre los mismos estados $A \rightarrow B$: uno reversible y otro irreversible.

Paso 5: El trabajo w será distinto en cada camino (depende de P_{ext} y de cómo cambia V).

Paso 6: Sin embargo, como A y B son los mismos, ΔU es el mismo (U es función de estado).

Paso 7: Por $\Delta U = q + w$, si w cambia y ΔU no cambia, entonces q debe cambiar también.

Paso 8: Esto demuestra que q y w dependen del camino, mientras U no.

Conclusión: U , H , S , P , V y T son funciones de estado; q y w son de proceso. El primer principio hace visible esta diferencia: para un mismo ΔU , distintos caminos reparten de forma distinta calor y trabajo.