

Bloque B: La naturaleza corpuscular de la materia



Resumen Conceptual — Física IB Nivel Superior



Pablo Lanz · Abril 2026

Contenidos

1	Transferencia de Energía	2
1.1	Energía de las partículas	2
1.2	Consecuencias de la transferencia de energía	3
1.2.1	Variación de temperatura	3
1.2.2	Cambio de fase	3
1.3	Formas de transferencia de energía	4
1.3.1	Conducción	4
1.3.2	Convección	4
1.3.3	Radiación	5
2	Efecto Invernadero	7
2.1	Cuerpos grises, emisividad y albedo	7
2.2	Absorción de energía por gases de efecto invernadero	7
2.3	Diagramas de Sankey y balances energéticos	8
3	Leyes de los Gases	9
3.1	Relación con la energía cinética y la temperatura	9
3.2	Modelo cinético de los gases ideales	9
3.3	Distribución de Maxwell–Boltzmann	10
3.4	¿Cuándo los gases no son ideales?	11
4	Termodinámica	12
4.1	Definiciones fundamentales	12
4.2	Primera ley de la termodinámica	12
4.3	Diagramas presión–volumen (p – V)	13
4.4	Transformaciones termodinámicas	13
4.4.1	Proceso isobárico (p constante)	13
4.4.2	Proceso isocórico / isométrico (V constante)	13
4.4.3	Proceso isotérmico (T constante)	13
4.4.4	Proceso adiabático ($Q = 0$)	14
4.5	Máquinas térmicas	15
4.5.1	Ciclo de Carnot	15
4.5.2	Entropía: concepto macroscópico	16
4.5.3	Entropía: concepto microscópico	16

Transferencia de Energía

Energía de las partículas

Energía cinética y potencial en los estados de la materia

A nivel microscópico, la energía interna de un sistema es la suma de las energías cinéticas y potenciales de todas sus partículas:

$$U = \sum E_k + \sum E_p$$

- **Energía cinética** (E_k): asociada al movimiento de las partículas (traslación, rotación, vibración). Está directamente relacionada con la **temperatura** del sistema.
- **Energía potencial** (E_p): asociada a las fuerzas intermoleculares (enlaces, atracciones y repulsiones entre partículas). Está relacionada con la **fase** (estado) del sistema.

Energía según el estado de la materia

Estado	E_k	E_p	Descripción
Sólido	baja	baja (muy negativa)	Partículas vibran en posiciones fijas. Fuerzas intermoleculares fuertes.
Líquido	media	media (negativa)	Partículas se deslizan unas sobre otras. Fuerzas intermoleculares moderadas.
Gas	alta	≈ 0	Partículas se mueven libremente. Fuerzas intermoleculares despreciables.

La energía cinética media de traslación de una partícula se relaciona con la temperatura absoluta mediante:

$$\overline{E_k} = \frac{3}{2} k_B T$$

donde $k_B = 1,38 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$ es la **constante de Boltzmann** y T es la temperatura en kelvin.

Consecuencias de la transferencia de energía

Cuando un sistema recibe o cede energía (en forma de calor Q), pueden ocurrir dos efectos:

Variación de temperatura

Calentamiento/enfriamiento sin cambio de fase

Si no hay cambio de fase, la energía transferida produce un cambio de temperatura:

$$Q = mc \Delta T$$

donde m es la masa, c es la **capacidad calorífica específica** (energía necesaria para elevar 1 K la temperatura de 1 kg de sustancia) y $\Delta T = T_f - T_i$.

Durante este proceso, la **energía cinética** de las partículas cambia (aumenta si se calienta, disminuye si se enfría).

Cambio de fase

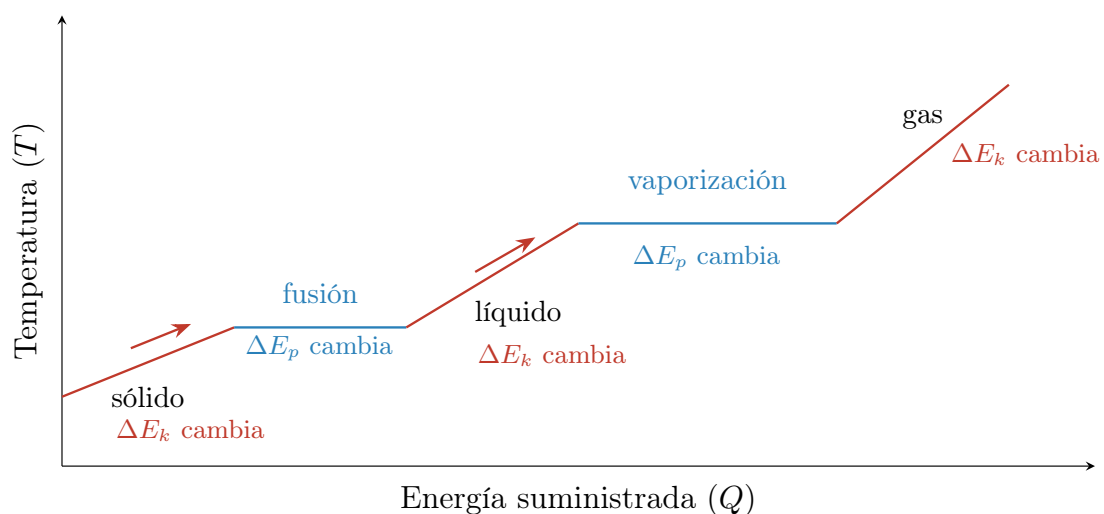
Cambio de fase a temperatura constante

Durante un cambio de fase, la temperatura permanece constante a pesar de que se transfiere energía. Toda la energía se emplea en modificar la **energía potencial** intermolecular (romper o formar enlaces):

$$Q = mL$$

donde L es el **calor latente específico** (energía por unidad de masa para completar el cambio de fase).

- L_f : calor latente de fusión (sólido $\leftrightarrow$ líquido).
- L_v : calor latente de vaporización (líquido $\leftrightarrow$ gas).



Formas de transferencia de energía

Conducción

Conducción térmica

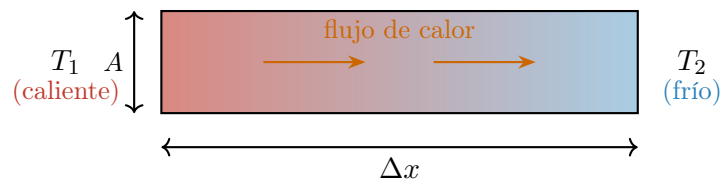
La **conducción** es la transferencia de energía térmica a través de un material por colisiones sucesivas entre partículas vecinas (y, en metales, también por electrones libres), sin desplazamiento macroscópico de materia.

La **ley de Fourier** establece la tasa de conducción de calor a través de una barra o pared:

$$\frac{\Delta Q}{\Delta t} = kA \frac{\Delta T}{\Delta x}$$

donde:

- $\frac{\Delta Q}{\Delta t}$: potencia térmica conducida (en W). Ritmo al que se transfiere la energía.
- k : **conductividad térmica** del material (en $\text{W m}^{-1} \text{K}^{-1}$).
- A : área de la sección transversal perpendicular al flujo.
- $\frac{\Delta T}{\Delta x}$: **gradiente de temperatura** (diferencia de temperatura por unidad de longitud).



Convección

Convección

La **convección** es la transferencia de energía mediante el **movimiento macroscópico** de un fluido (líquido o gas). Se produce porque las regiones calientes del fluido son menos densas y ascienden, mientras que las frías son más densas y descienden, formando **corrientes de convección**.

- **Convección natural**: impulsada por diferencias de densidad debidas a gradientes de temperatura (ejemplo: brisa marina).
- **Convección forzada**: impulsada por medios mecánicos externos (ejemplo: ventilador, bomba).

La convección no ocurre en sólidos, ya que las partículas no pueden desplazarse libremente.

Radiación

Radiación térmica

La **radiación** es la transferencia de energía mediante **ondas electromagnéticas**. No requiere medio material (se propaga en el vacío). Todo cuerpo con temperatura $T > 0$ K emite radiación térmica.

Cuerpo negro

Un **cuerpo negro** es un objeto idealizado que absorbe **toda** la radiación que incide sobre él (absortancia = 1) y, a una temperatura dada, emite la máxima radiación posible. El espectro de emisión de un cuerpo negro depende solo de su temperatura.

Ley de Wien

La longitud de onda en la que el espectro de emisión de un cuerpo negro alcanza su **máximo** es inversamente proporcional a la temperatura:

$$\lambda_{\max} = \frac{b}{T}$$

donde $b = 2,90 \times 10^{-3}$ m K es la **constante de Wien**. A mayor temperatura, el pico de emisión se desplaza hacia longitudes de onda más cortas (del infrarrojo hacia el visible y el ultravioleta).

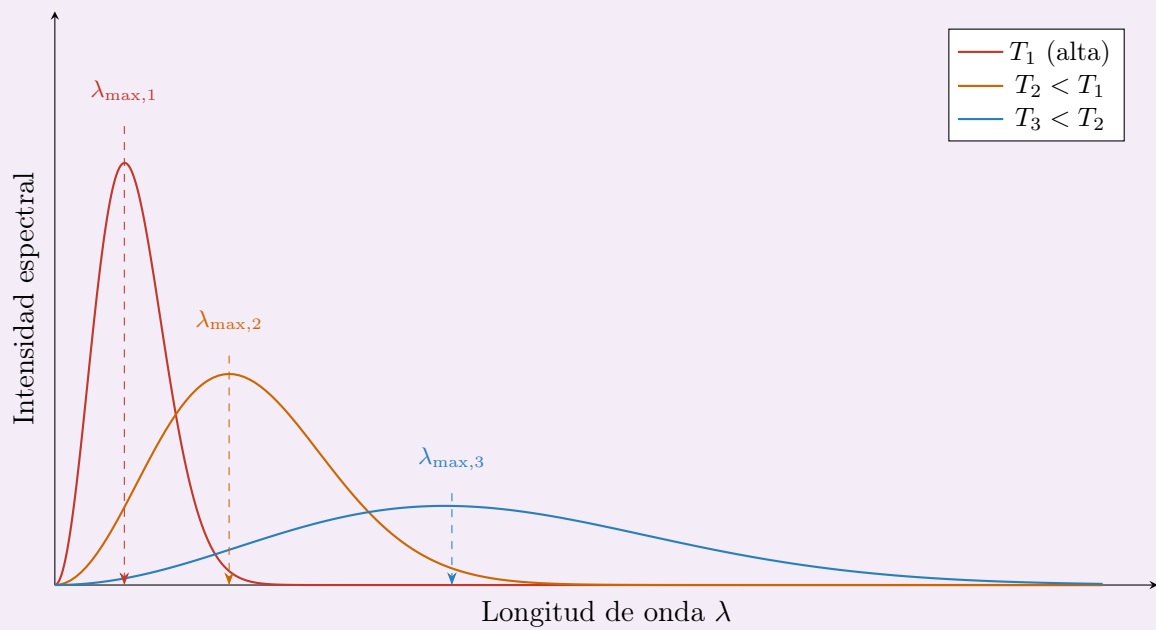
Ley de Stefan–Boltzmann

La **potencia total** radiada por unidad de área (luminosidad por unidad de superficie) de un cuerpo negro es proporcional a la cuarta potencia de su temperatura absoluta:

$$P = \sigma AT^4$$

donde:

- P : potencia total radiada (en W).
- $\sigma = 5,67 \times 10^{-8}$ W m⁻² K⁻⁴: constante de Stefan–Boltzmann.
- A : área de la superficie emisora.
- T : temperatura absoluta (en K).

Emisión de un cuerpo negro

En el espectro del cuerpo negro se observan dos hechos importantes:

1. Al aumentar la temperatura del cuerpo, la longitud de onda del máximo, va siendo cada vez mayor $\rightarrow$ Ley de Wien.
2. Al aumentar la temperatura, existe una dispersión mayor de las longitudes de onda a las que emite el cuerpo. Esto hace que la curva de emisión se anche, y como deben tener el mismo área, la longitud de onda máxima tiene una intensidad menor.

Enlace: [Simulación de cuerpo negro](#)

Efecto Invernadero

Cuerpos grises, emisividad y albedo

Cuerpos grises y emisividad

Un **cuerpo gris** es un cuerpo real que no absorbe ni emite toda la radiación como un cuerpo negro. Se caracteriza por su **emisividad** e :

$$0 \leq e \leq 1$$

- $e = 1$: cuerpo negro (emisor y absorbente perfecto).
- $e = 0$: reflector perfecto (no emite ni absorbe).
- $0 < e < 1$: cuerpo gris (caso real).

La potencia radiada por un cuerpo gris se modifica respecto a la ley de Stefan–Boltzmann:

$$P = e \sigma A T^4$$

Albedo

El **albedo** (α) es la fracción de la radiación incidente que es **reflejada** por una superficie:

$$\alpha = \frac{\text{potencia reflejada}}{\text{potencia incidente}} \quad 0 \leq \alpha \leq 1$$

- $\alpha = 0$: la superficie absorbe toda la radiación (cuerpo negro).
- $\alpha = 1$: la superficie refleja toda la radiación (espejo perfecto).
- Nieve y hielo: albedo alto ($\alpha \approx 0,8\text{--}0,9$). Océano oscuro: albedo bajo ($\alpha \approx 0,06$).

El albedo medio de la Tierra es aproximadamente $\alpha \approx 0,3$ (se refleja el 30 % de la radiación solar entrante).

Absorción de energía por gases de efecto invernadero

Mecanismo de absorción: resonancia molecular

Los **gases de efecto invernadero** (CO_2 , H_2O , CH_4 , N_2O , etc.) absorben selectivamente radiación **infrarroja** emitida por la superficie terrestre. El mecanismo se basa en la **resonancia**:

- Las moléculas de estos gases tienen **frecuencias naturales de vibración** (modos normales: flexión, estiramiento simétrico, estiramiento asimétrico).
- Cuando la frecuencia de la radiación infrarroja coincide con una frecuencia natural de vibración molecular, se produce **resonancia**: la molécula absorbe eficientemente la energía del fotón.
- La molécula excitada re-emite radiación en **todas direcciones** (incluyendo de vuelta hacia la superficie), lo que produce un efecto de calentamiento adicional.

Nota: los gases como N_2 y O_2 (diatómicos homonucleares) no absorben radiación infrarroja porque sus vibraciones no producen cambio neto en el momento dipolar.

Diagramas de Sankey y balances energéticos

Balance energético de la Tierra

En equilibrio térmico, la potencia absorbida por la Tierra iguala a la potencia emitida. El balance se puede representar mediante un **diagrama de Sankey**:

- **Entrada:** radiación solar interceptada = $S \cdot \pi R^2$ (donde $S \approx 1361 \text{ W m}^{-2}$ es la constante solar y R es el radio terrestre).
- **Reflejada:** fracción α reflejada de vuelta al espacio.
- **Absorbida:** fracción $(1 - \alpha)$ absorbida por la superficie y la atmósfera.
- **Salida:** la Tierra emite radiación infrarroja al espacio desde su superficie y atmósfera.

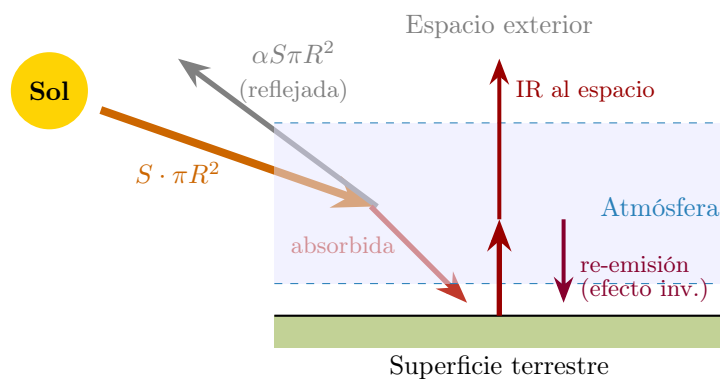
En equilibrio:

$$S \pi R^2 (1 - \alpha) = \sigma T_e^4 \cdot 4\pi R^2$$

De donde la **temperatura de equilibrio** (sin efecto invernadero):

$$T_e = \left(\frac{S(1 - \alpha)}{4\sigma} \right)^{1/4} \approx 255 \text{ K } (-18^\circ\text{C})$$

El efecto invernadero eleva la temperatura media real a unos 288 K (15°C).



Enlace: Simulación de efecto invernadero

Leyes de los Gases

Relación con la energía cinética y la temperatura

De la escala macroscópica a la microscópica

La ecuación de estado de un gas ideal relaciona las variables macroscópicas presión (p), volumen (V), cantidad de sustancia (n) y temperatura (T):

$$pV = nRT = Nk_B T$$

donde $R = 8,31 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ es la constante universal de los gases, N es el número de partículas y $k_B = R/N_A$ es la constante de Boltzmann.

La conexión con la energía cinética media de traslación por partícula es:

$$\overline{E_k} = \frac{3}{2} k_B T$$

Esto significa que la **temperatura** es una medida directa de la energía cinética media de traslación de las partículas.

Modelo cinético de los gases ideales

Hipótesis del modelo cinético

El modelo de gas ideal se basa en las siguientes suposiciones:

- (i) El gas contiene un número **muy grande** de partículas en movimiento aleatorio.
- (ii) Las partículas tienen un volumen **despreciable** comparado con el volumen del recipiente.
- (iii) No existen **fuerzas intermoleculares** (excepto durante colisiones).
- (iv) Las colisiones entre partículas y con las paredes son **perfectamente elásticas**.
- (v) El **tiempo** de cada colisión es despreciable comparado con el tiempo entre colisiones.

Presión desde el modelo cinético

La presión que ejerce un gas ideal sobre las paredes del recipiente se debe al cambio de momento lineal de las partículas al colisionar con las paredes. El resultado del modelo cinético, combinando las ecuaciones de energía cinética, y la ecuación de los gases ideales, es:

$$p = \frac{1}{3} \frac{Nm\overline{v^2}}{V} = \frac{1}{3} \rho \overline{v^2}$$

donde m es la masa de cada partícula, $\overline{v^2}$ es la media cuadrática de la velocidad y $\rho = Nm/V$ es la densidad del gas.

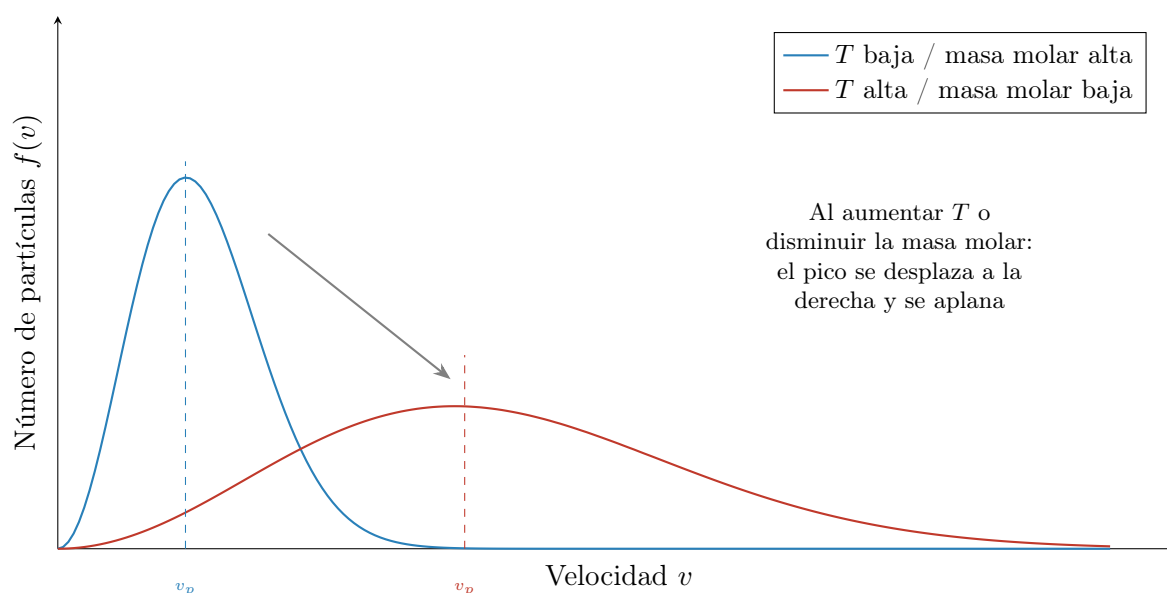
Distribución de Maxwell–Boltzmann

Enlace: [Simulación de velocidad en gases](#)

Distribución de velocidades:

En un gas ideal en equilibrio térmico, no todas las partículas tienen la misma velocidad. La **distribución de Maxwell–Boltzmann** describe la probabilidad de encontrar una partícula con una velocidad dada. Características clave:

- La curva no es simétrica: tiene una “cola” hacia velocidades altas.
- La **velocidad más probable** (v_p) corresponde al pico de la distribución.
- La **velocidad media** ($\bar{v}$) es ligeramente mayor que v_p .
- La **velocidad cuadrática media** ($v_{\text{rms}} = \sqrt{\bar{v}^2}$) es la mayor de las tres.
- El área bajo la curva es constante (= número total de partículas).



Efecto de la temperatura y la masa molar

- **Al aumentar T :** el pico se desplaza hacia velocidades mayores y la curva se aplana (mayor dispersión de velocidades). El área total se mantiene.
- **Al aumentar la masa molar M :** para la misma T , las partículas más pesadas se mueven más lento. El pico se desplaza hacia velocidades menores y la curva se estrecha.

La velocidad cuadrática media depende de T y M :

$$v_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

¿Cuándo los gases no son ideales?

Desviaciones del comportamiento ideal

Un gas real se desvía del modelo ideal cuando no se cumplen las hipótesis del modelo cinético. Esto ocurre principalmente en dos situaciones:

- **Altas presiones:** el volumen propio de las partículas ya no es despreciable comparado con el volumen del recipiente. Las partículas están muy cerca unas de otras.
- **Bajas temperaturas:** la energía cinética de las partículas es baja y las fuerzas intermoleculares atractivas se vuelven significativas. Las partículas tienden a “pegarse” entre sí.

En general, un gas se comporta de forma más ideal cuanto **mayor** es la temperatura y **menor** es la presión (partículas rápidas y lejanas entre sí). Los gases se desvían notablemente del comportamiento ideal cerca de su punto de licuefacción.

Termodinámica

Definiciones fundamentales

Sistema entorno y universo

- **Sistema:** la parte del universo que estudiamos (por ejemplo, el gas dentro de un cilindro).
- **Entorno:** todo lo que rodea al sistema y puede intercambiar energía con él.
- **Universo termodinámico:** sistema + entorno.

Tipos de sistemas

Tipo	Intercambia energía	Intercambia materia	Ejemplo
Abierto	Sí	Sí	Olla sin tapa
Cerrado	Sí	No	Gas en un pistón
Aislado	No	No	Termo ideal

Primera ley de la termodinámica

Primera ley y convención de signos

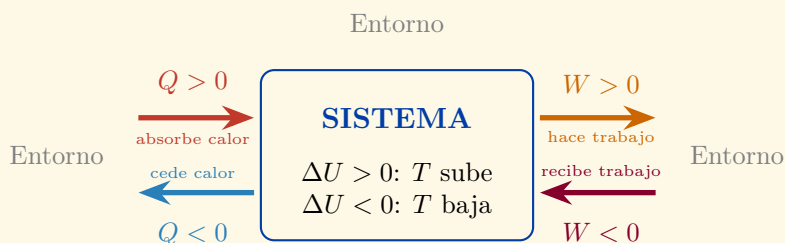
La primera ley de la termodinámica es una declaración de conservación de la energía:

$$Q = \Delta U + W$$

donde:

- Q : calor intercambiado. **Positivo** si el sistema **absorbe** energía del entorno.
- ΔU : variación de energía interna. **Positiva** si la temperatura del sistema **aumenta**.
- W : trabajo realizado. **Positivo** si el sistema **hace trabajo** sobre el entorno (expansión).

Convención de signos (resumen visual)



Diagramas presión–volumen (p – V)Conceptos importantes de los diagramas p – V

- Cada punto del diagrama representa un **estado de equilibrio** del sistema (valores definidos de p , V y T).
- Una curva que conecta dos estados es un **proceso termodinámico**.
- El **trabajo** realizado por el gas en un proceso es el **área bajo la curva** en el diagrama p – V :

$$W = \int_{V_i}^{V_f} p dV \approx \text{área bajo la curva}$$

- Expansión (V aumenta): $W > 0$ (el gas hace trabajo).
- Compresión (V disminuye): $W < 0$ (se hace trabajo sobre el gas).
- En un **ciclo** cerrado, el trabajo neto es el **área encerrada** por el ciclo.

Transformaciones termodinámicas

Proceso isobárico (p constante)

Proceso isobárico

La presión se mantiene constante. En el diagrama p – V es una **línea horizontal**.

$$W = p \Delta V = p(V_f - V_i) \qquad Q = \Delta U + p \Delta V$$

Se cumple la ley de Charles: $\frac{V}{T} = \text{cte.}$

Proceso isocórico / isométrico (V constante)

Proceso isocórico

El volumen se mantiene constante. En el diagrama p – V es una **línea vertical**.

$$W = 0 \qquad \implies \qquad Q = \Delta U$$

Todo el calor se convierte en cambio de energía interna (y por tanto en cambio de temperatura).

Se cumple la ley de Gay-Lussac: $\frac{p}{T} = \text{cte.}$

Proceso isotérmico (T constante)

Proceso isotérmico

La temperatura se mantiene constante. En el diagrama p – V es una **hipérbola** ($pV = \text{cte}$, ley de Boyle).

$$\Delta U = 0 \qquad \implies \qquad Q = W$$

Todo el calor absorbido se convierte íntegramente en trabajo (o viceversa). La energía interna no cambia porque T es constante.

Proceso adiabático ($Q = 0$)

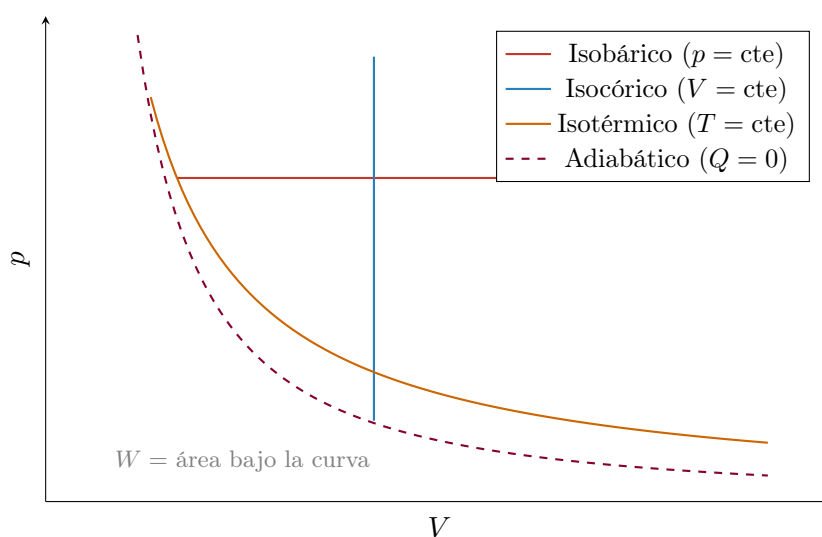
Proceso adiabático

No hay intercambio de calor con el entorno ($Q = 0$). Esto ocurre cuando el proceso es muy rápido o el sistema está térmicamente aislado.

$$Q = 0 \quad \Rightarrow \quad \Delta U = -W$$

- Expansión adiabática: el gas hace trabajo a costa de su energía interna $\Rightarrow T$ **disminuye**.
- Compresión adiabática: el trabajo hecho sobre el gas aumenta su energía interna $\Rightarrow T$ **aumenta**.

En el diagrama p - V , la curva adiabática tiene **mayor pendiente** que la isoterma (cae más rápido).



Resumen de transformaciones

Proceso	Constante	W	ΔU	Q
Isobárico	p	$p \Delta V$	$Q - W$	$\Delta U + p \Delta V$
Isocórico	V	0	Q	ΔU
Isotérmico	T	Q	0	W
Adiabático	$pV^{5/3}$ y $TV^{2/3}$	$-\Delta U$	$-W$	0

Ciclos cerrados

En un ciclo cerrado, se conservan las **funciones de estado**. Al volver al mismo estado que el inicial, la energía interna del gas vuelve a ser exactamente la misma, por tanto:

$$\Delta U = 0$$

Máquinas térmicas

Segunda ley: enunciados equivalentes

La segunda ley impone una **dirección** a los procesos naturales. Dos formulaciones clásicas:

- **Clausius**: el calor no puede fluir espontáneamente de un cuerpo frío a uno caliente sin realizar trabajo externo.
- **Kelvin–Planck**: es imposible construir una máquina térmica que, operando en un ciclo, convierta *todo* el calor absorbido en trabajo (siempre hay un residuo cedido a un foco frío).

Ciclo de Carnot

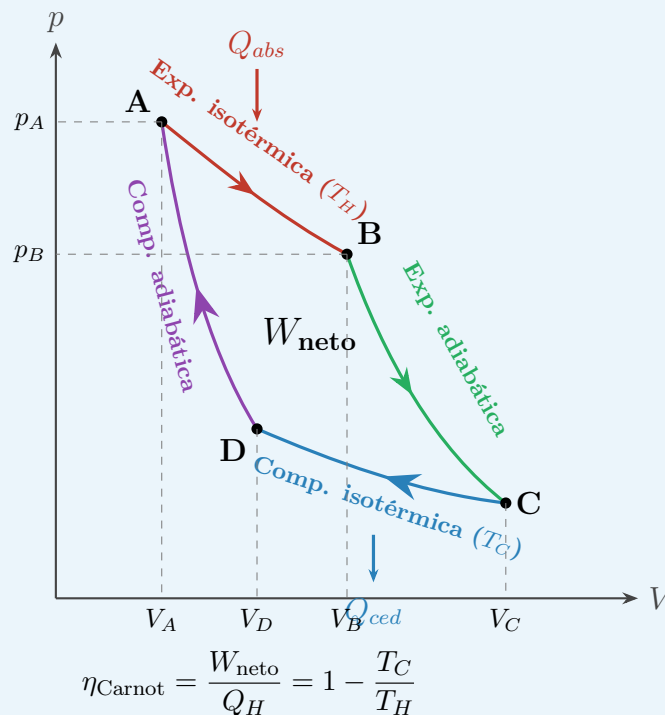
Ciclo de Carnot

De todas las máquinas térmicas posibles que operan entre dos mismas temperaturas, T_f y T_c , las que operan con el ciclo de Carnot son aquellas que maximizan su rendimiento.

$$\eta = \frac{W}{Q_{abs}} = \frac{Q_{abs} - Q_{ced}}{Q_{abs}}$$

Consta de cuatro etapas:

1. **Expansión isotérmica.** T_c Q_{abs}
2. **Expansión adiabática.** $T_c \rightarrow T_f$
3. **Compresión isotérmica.** T_f Q_{ced}
4. **Compresión adiabática.** $T_f \rightarrow T_c$



Entropía: concepto macroscópico

Entropía macroscópica

La **entropía** S es una función de estado que cuantifica la “calidad” o “dispersión” de la energía en un sistema. Su variación se define macroscópicamente como:

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

(válido para procesos reversibles a temperatura constante T). Las unidades son J K^{-1} .

- En un proceso **reversible**: $\Delta S_{\text{universo}} = 0$.
- En un proceso **irreversible** (espontáneo): $\Delta S_{\text{universo}} > 0$.

La segunda ley en términos de entropía:

$$\Delta S_{\text{universo}} \geq 0$$

La entropía del universo nunca disminuye. La igualdad solo se cumple en procesos reversibles ideales.

Entropía: concepto microscópico

Entropía microscópica (Boltzmann)

Desde el punto de vista microscópico, la entropía mide el **número de microestados** (Ω) compatibles con un macroestado dado:

$$S = k_B \ln \Omega$$

donde Ω es el número de formas distintas en que las partículas pueden distribuirse (en posición y velocidad) para producir el mismo estado macroscópico observable.

- Un sistema **ordenado** (por ejemplo, todas las partículas en un rincón) tiene pocos microestados: Ω pequeño, S baja.
- Un sistema **desordenado** (partículas distribuidas uniformemente) tiene muchos microestados: Ω grande, S alta.
- Los procesos espontáneos evolucionan hacia estados con **mayor número de microestados** (mayor probabilidad), es decir, hacia mayor entropía.

La segunda ley es, en esencia, una ley **estadística**: los sistemas evolucionan hacia los estados más probables.

Conexión macro–micro de la entropía

Macroscópico	Microscópico
$\Delta S = Q/T$	$S = k_B \ln \Omega$
Mide dispersión de energía	Mide número de microestados
$\Delta S_{\text{univ}} \geq 0$	Los sistemas van al estado más probable
Procesos irreversibles: $\Delta S > 0$	Evolución hacia mayor desorden