

10_termodinamica

June 19, 2026

1 Termodinámica — Física II (GIERM)

Curso: 1º GIERM · Física II · Dpto. Física Aplicada III **Tipo:** Apuntes propios orientados a examen · Mecatrónica **Convenio de signos (el de los apuntes oficiales):**

$$\Delta U = Q - W$$

- $Q > 0 \rightarrow$ el sistema **absorbe** calor. $Q < 0 \rightarrow$ el sistema **cede** calor.
- $W > 0 \rightarrow$ trabajo realizado **POR** el sistema (el gas se expande, $\Delta V > 0$).
- $W < 0 \rightarrow$ trabajo realizado **SOBRE** el sistema (el gas se comprime, $\Delta V < 0$).

Este es el error de signos número 1 en el examen. Aquí W es el trabajo *hecho por el gas*. En otros libros (Física General) se escribe $\Delta U = Q + W$ con $W =$ trabajo *sobre* el gas. Son la misma física; solo cambia el nombre. **Usa el de los apuntes:** $\Delta U = Q - W$, $W = \int P dV$.

1.1 Índice

1. Temperatura, principio cero y dilatación
2. Calor, capacidad calorífica y calor latente
3. Gas ideal y energía interna
4. Trabajo y diagramas P - V
5. Primer principio
6. Los cuatro procesos (isócoro, isóbaro, isotermo, adiabático)
7. Segundo principio y entropía
8. Máquinas térmicas y ciclo de Carnot
9. Refrigeradores y bombas de calor
10. Resumen tipo chuleta + errores típicos

Todo el código usa **solo numpy y matplotlib** y es autocontenido.

$R = 8.314 \text{ J/(mol K)}$

$k_B = 1.381e-23 \text{ J/K}$

1.2 1. Temperatura, principio cero y dilatación

1.2.1 Idea

La **temperatura** es la propiedad que toma el mismo valor en dos cuerpos en equilibrio térmico.

Principio cero: si A está en equilibrio térmico con C y B con C , entonces A y B están en equilibrio térmico entre sí. Esto es lo que *permite definir* la temperatura y construir termómetros.

1.2.2 Por qué importa

A nivel micro, la temperatura mide la **energía cinética interna** (desordenada) de las partículas. No es energía cinética macroscópica: dos bolas idénticas moviéndose igual pueden estar a distinta temperatura.

1.2.3 Fórmulas

Escalas de temperatura

$$T[\text{K}] = T[^\circ\text{C}] + 273,15$$

Dilatación lineal (sólidos, una dimensión):

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T \quad \Rightarrow \quad L = L_0(1 + \alpha \Delta T)$$

Dilatación superficial y volumétrica:

$$\Delta A = 2\alpha A_0 \Delta T, \quad \Delta V = \beta V_0 \Delta T, \quad \beta \approx 3\alpha$$

donde α es el coeficiente de dilatación lineal [K^{-1}].

1.2.4 Ejemplo paso a paso

Una viga de acero ($\alpha = 12 \times 10^{-6} \text{ K}^{-1}$) de $L_0 = 10 \text{ m}$ pasa de 20°C a 45°C .

1. $\Delta T = 45 - 20 = 25 \text{ K}$
2. $\Delta L = \alpha L_0 \Delta T = (12 \times 10^{-6})(10)(25) = 3,0 \times 10^{-3} \text{ m} = 3 \text{ mm}$

Pequeño, pero **suficiente para pandear puentes** $\rightarrow$ por eso existen las juntas de dilatación.

Delta T = 25 K

Delta L = 3.00 mm

-273.15 C = 0.00 K

0.00 C = 273.15 K

25.00 C = 298.15 K

100.00 C = 373.15 K

1.3 2. Calor, capacidad calorífica y calor latente

1.3.1 Idea

El **calor** Q es energía en tránsito por diferencia de temperatura. **No es una función de estado** (depende del proceso). Por eso se escribe δQ , no dQ .

1.3.2 Fórmulas

Calor sensible (cambia la temperatura, no la fase):

$$Q = m c \Delta T = n C \Delta T$$

- c = calor específico [J/(kg · K)] · C = capacidad calorífica molar [J/(mol · K)].

Calor latente (cambia la fase, T constante):

$$Q = m L$$

- L_f = latente de fusión, L_v = latente de vaporización [J/kg].

Calorimetría (sistema aislado): $\sum Q_i = 0$ (lo que cede uno lo absorbe otro).

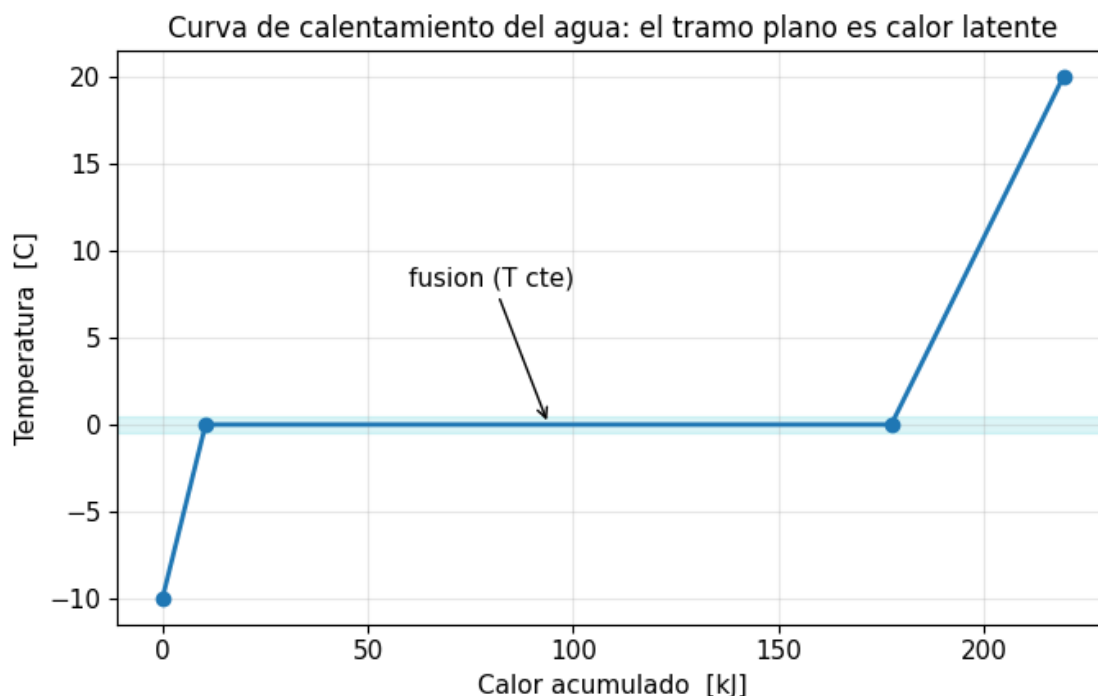
1.3.3 Ejemplo paso a paso — fundir y calentar hielo

Calentar $m = 0,5$ kg de hielo a -10°C hasta agua a 20°C . Datos: $c_{\text{hielo}} = 2100$, $c_{\text{agua}} = 4186$ J/(kg · K), $L_f = 3,34 \times 10^5$ J/kg.

1. Calentar hielo $-10 \rightarrow 0$: $Q_1 = mc_h \Delta T = 0,5(2100)(10) = 1,05 \times 10^4$ J
2. Fundir a 0°C : $Q_2 = mL_f = 0,5(3,34 \times 10^5) = 1,67 \times 10^5$ J
3. Calentar agua $0 \rightarrow 20$: $Q_3 = mc_a \Delta T = 0,5(4186)(20) = 4,19 \times 10^4$ J

$Q_{\text{total}} = Q_1 + Q_2 + Q_3 \approx 2,19 \times 10^5$ J. Observa que **fundir cuesta más que calentar 20 grados**.

Q1 calentar hielo	=	10500.0 J
Q2 fundir	=	167000.0 J
Q3 calentar agua	=	41860.0 J
Q TOTAL	=	219360.0 J



1.4 3. Gas ideal y energía interna

1.4.1 Idea

Ecuación de estado: $PV = nRT$ (válida a bajas P , altas T). Equivalente: $PV = Nk_B T$.

La **energía interna de un gas ideal depende SOLO de la temperatura**, $U = U(T)$:

$$U = n C_V T, \quad \Delta U = n C_V \Delta T \quad (\text{en CUALQUIER proceso})$$

1.4.2 Por qué importa

$\Delta U = n C_V \Delta T$ vale **siempre** para un gas ideal, no solo a volumen constante. Es el atajo que más simplifica los problemas.

1.4.3 Capacidades caloríficas molares (teoría cinética)

	Monoatómico	Diatómico
C_V	$\frac{3}{2}R$	$\frac{5}{2}R$
C_P	$\frac{5}{2}R$	$\frac{7}{2}R$
$\gamma = C_P/C_V$	$5/3 \approx 1,67$	$7/5 = 1,40$

Relación de Mayer: $C_P - C_V = R$ (gas ideal).

gas	Cv	Cp	gamma
Monoatomico	12.47	20.79	1.667
Diatomico	20.79	29.10	1.400
\nVolumen molar en CN = 22.41 L (esperado ~22.4 L)			

1.5 4. Trabajo y diagramas P - V

1.5.1 Idea

El trabajo realizado **POR** el gas en un proceso cuasiestático es el área bajo la curva en el diagrama P - V :

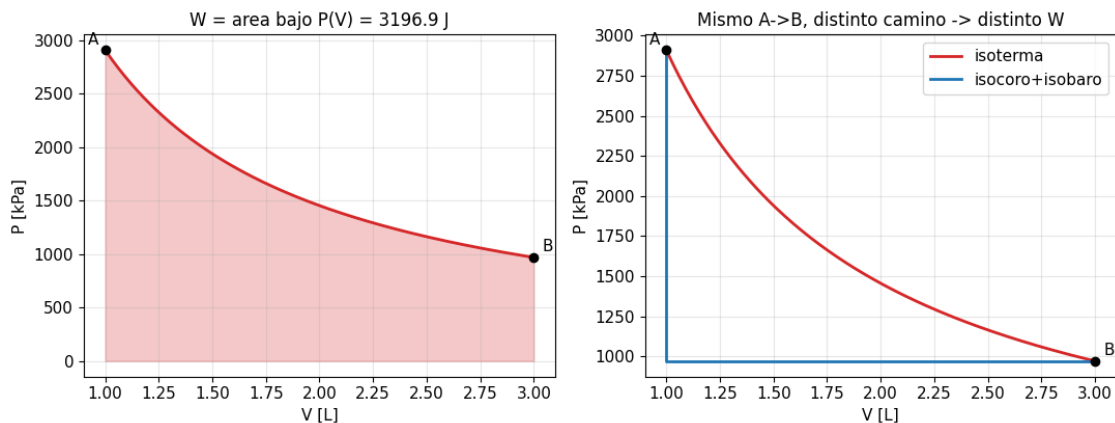
$$W = \int_{V_A}^{V_B} P dV$$

1.5.2 Reglas de signo (memorizar)

- Gas se **expande** ($V_B > V_A$) $\rightarrow W > 0$ (trabajo hecho por el gas).
- Gas se **comprime** ($V_B < V_A$) $\rightarrow W < 0$.
- Proceso **isócoro** ($V = \text{cte}$) $\rightarrow W = 0$.

- En un **ciclo**: $W_{\text{ciclo}} = \text{área encerrada}$. Sentido **horario** $\rightarrow W > 0$ (máquina). Sentido **antihorario** $\rightarrow W < 0$ (refrigerador/bomba).

W **depende del camino**, no solo de los estados inicial y final. Por eso dos procesos entre los mismos estados dan trabajos distintos.



1.6 5. Primer principio de la Termodinámica

1.6.1 Idea

Es la **conservación de la energía** aplicada a sistemas térmicos:

$$\boxed{\Delta U = Q - W} \quad \text{forma diferencial: } dU = \delta Q - \delta W$$

- U es función de estado (ΔU no depende del camino).
- Q y W **no** son funciones de estado.
- En un **ciclo**: $\Delta U = 0 \Rightarrow Q_{\text{ciclo}} = W_{\text{ciclo}}$.

1.6.2 Consecuencia clave (gas ideal)

$\Delta U = nC_V\Delta T$ siempre, así que:

$$Q - W = nC_V\Delta T \Rightarrow Q = nC_V\Delta T + W$$

1.6.3 Tabla maestra de los procesos (gas ideal)

Proceso	Constante	$W = \int P dV$	$\Delta U = nC_V\Delta T$	Q
Isócoro	V	0	$nC_V\Delta T$	$Q = \Delta U = nC_V\Delta T$
Isóbaro	P	$P\Delta V = nR\Delta T$	$nC_V\Delta T$	$Q = nC_P\Delta T$
Isotermo	T	$nRT \ln(V_B/V_A)$	0	$Q = W$
Adiabático	—	$-\Delta U = -nC_V\Delta T$	$nC_V\Delta T$	$Q = 0$

1.7 6. Los cuatro procesos en detalle

1.7.1 6.1 Isócoro ($V = \text{cte}$)

$W = 0 \rightarrow$ todo el calor va a energía interna: $Q = \Delta U = nC_V\Delta T$.

1.7.2 6.2 Isóbaro ($P = \text{cte}$)

$W = P\Delta V = nR\Delta T$, y $Q = nC_P\Delta T$. (Aquí aparece C_P , no C_V .)

1.7.3 6.3 Isotermo ($T = \text{cte}$)

$\Delta U = 0 \rightarrow Q = W = nRT \ln(V_B/V_A)$. Curva $P = nRT/V$ (hipérbola).

1.7.4 6.4 Adiabático ($Q = 0$)

$W = -\Delta U = -nC_V\Delta T$. Al expandirse el gas **se enfría**; al comprimirse **se calienta**. La curva sigue:

$$PV^\gamma = \text{cte}, \quad TV^{\gamma-1} = \text{cte}, \quad \gamma = \frac{C_P}{C_V}$$

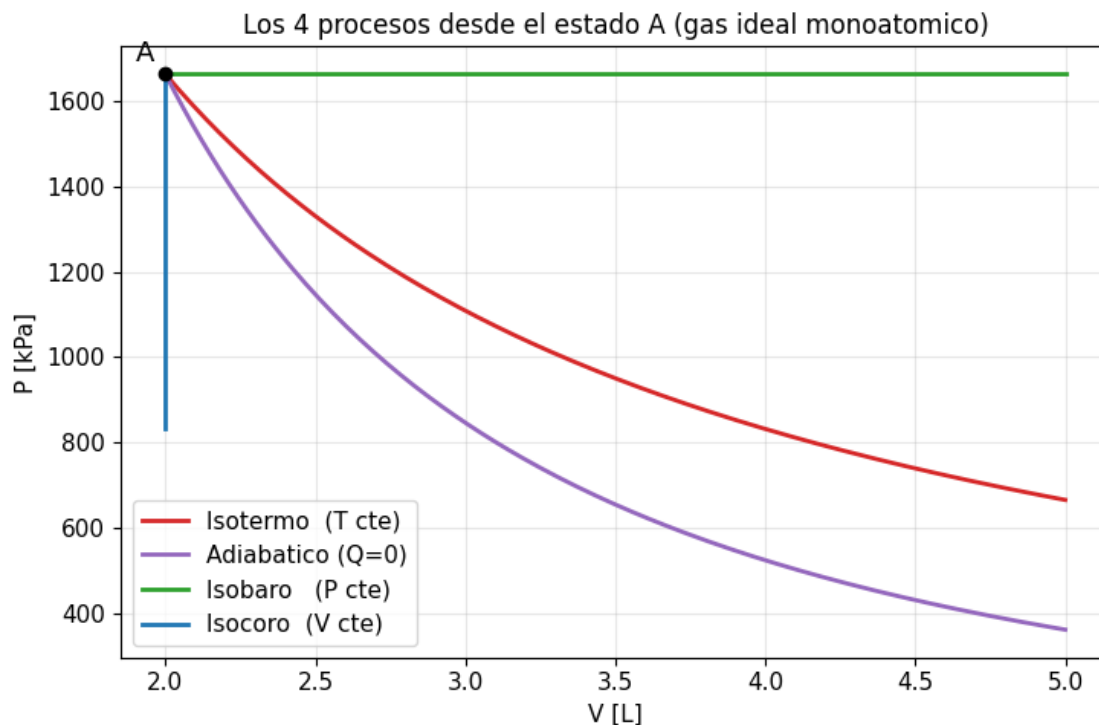
La adiabática es **más empinada** que la isoterma que pasa por el mismo punto.

1.7.5 Ejemplo paso a paso — isotermo

$n = 2$ mol a $T = 300$ K se expanden de $V_A = 5$ L a $V_B = 15$ L. 1. $\Delta U = 0$ (isotermo, gas ideal). 2. $W = nRT \ln(V_B/V_A) = 2(8,314)(300) \ln(3) = 5,48 \times 10^3$ J. 3. $Q = W = 5,48 \times 10^3$ J (absorbe calor; **signo** +).

1.7.6 Ejemplo paso a paso — adiabático

$n = 1$ mol monoatómico ($\gamma = 5/3$) se comprime de $V_A = 4$ L a $V_B = 1$ L partiendo de $T_A = 300$ K. 1. $T_B = T_A(V_A/V_B)^{\gamma-1} = 300(4)^{2/3} = 300(2,52) = 756$ K. 2. $\Delta U = nC_V\Delta T = \frac{3}{2}(8,314)(756 - 300) = 5,69 \times 10^3$ J > 0 (se calienta). 3. $W = -\Delta U = -5,69 \times 10^3$ J (< 0 , lo comprimimos nosotros). $Q = 0$.



Estado A: $P=1662.8$ kPa, $V=2.0$ L, $T=400.0$ K

Nota: la adiabatica (morada) cae mas rapido que la isoterma (roja).

Isotermo $n=2$, $T=300$, $5L \rightarrow 15L$:

$dU=0$ J, $W=5480$ J, $Q=5480$ J

Adiabatico $n=1$ mono, $4L \rightarrow 1L$, $T_A=300$:

$T_f=756$ K, $dU=5686$ J, $W=-5686$ J, $Q=0$ J

1.8 7. Segundo principio y entropía

1.8.1 Idea

El primer principio **no prohíbe** procesos que nunca ocurren (el calor pasando solo del frío al caliente, un gas comprimiéndose solo). El segundo principio da la **dirección** de los procesos mediante una nueva función de estado: la **entropía** S .

1.8.2 Fórmula

$$dS = \frac{\delta Q_{\text{rev}}}{T} \quad \Rightarrow \quad \Delta S = \int_A^B \frac{\delta Q_{\text{rev}}}{T}$$

- S es función de estado: ΔS no depende del camino.
- Para un proceso **irreversible**, se calcula imaginando un camino **reversible** entre los mismos estados.
- Adiabático reversible $\rightarrow dS = 0$ (**isentrópico**).

1.8.3 Enunciado (sistema aislado)

$$\Delta S_{\text{universo}} \geq 0 \quad (= 0 \text{ reversible, } > 0 \text{ irreversible})$$

1.8.4 Entropía de un gas ideal

$$\Delta S = nC_V \ln \frac{T_B}{T_A} + nR \ln \frac{V_B}{V_A}$$

1.8.5 Ejemplo — expansión libre (irreversible)

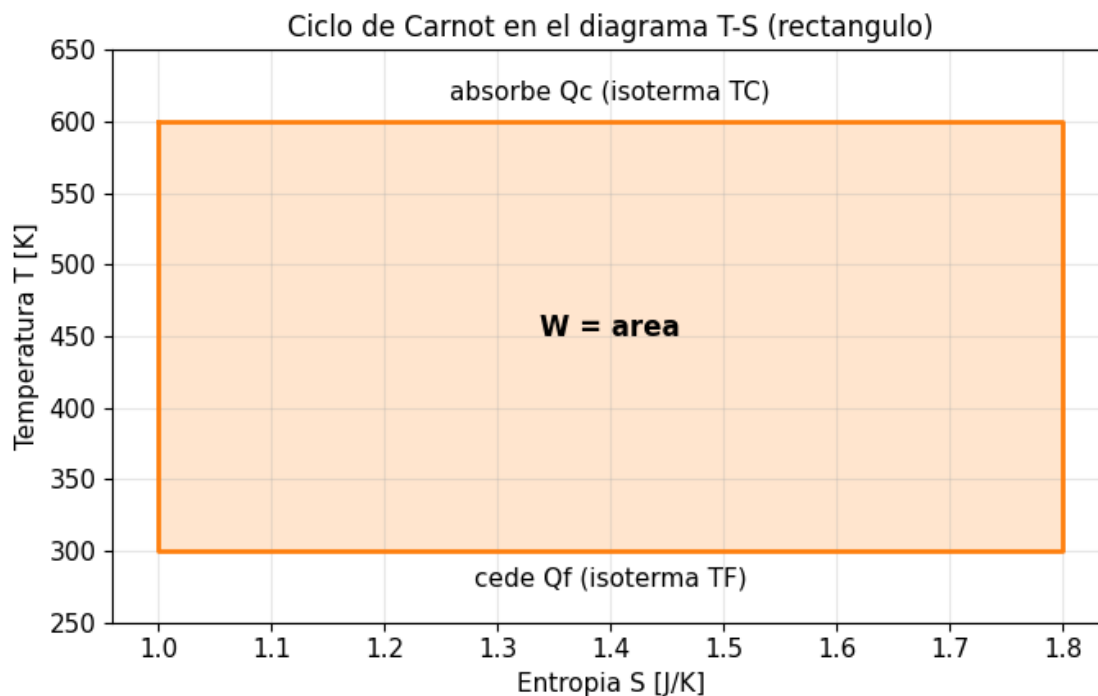
Un gas ideal se expande de V a $2V$ en el vacío (paredes rígidas y adiabáticas): $W = 0$, $Q = 0$, luego $\Delta U = 0 \Rightarrow T_f = T_i$. Imaginamos una **isoterma reversible** de V a $2V$:

$$\Delta S = nR \ln \frac{2V}{V} = nR \ln 2 > 0.$$

El proceso inverso daría $-nR \ln 2 < 0 \rightarrow$ **prohibido** por el 2º principio.

Expansion libre $V \rightarrow 2V$: $dS = 5.763 \text{ J/K} = nR \ln 2 = 5.763 \text{ J/K}$

Proceso inverso $2V \rightarrow V$: $dS = -5.763 \text{ J/K}$ (negativo $\rightarrow$ prohibido en sistema aislado)



1.9 8. Máquinas térmicas y ciclo de Carnot

1.9.1 Idea

Una **máquina térmica** recorre un ciclo (sentido horario, $W > 0$): absorbe $Q_C > 0$ del foco caliente (T_C), cede $Q_F < 0$ al foco frío (T_F), y produce trabajo. Como $\Delta U_{\text{ciclo}} = 0$:

$$W_{\text{ciclo}} = Q_C + Q_F \quad (Q_F < 0)$$

1.9.2 Rendimiento

$$\boxed{\eta = \frac{W}{Q_C} = \frac{Q_C + Q_F}{Q_C} = 1 - \frac{|Q_F|}{Q_C}} \quad 0 < \eta < 1$$

1.9.3 Ciclo de Carnot (reversible, η máximo)

Cuatro tramos: $A \rightarrow B$ isoterma T_C (absorbe Q_C) · $B \rightarrow D$ adiabática (baja T) · $D \rightarrow E$ isoterma T_F (cede Q_F) · $E \rightarrow A$ adiabática (sube T).

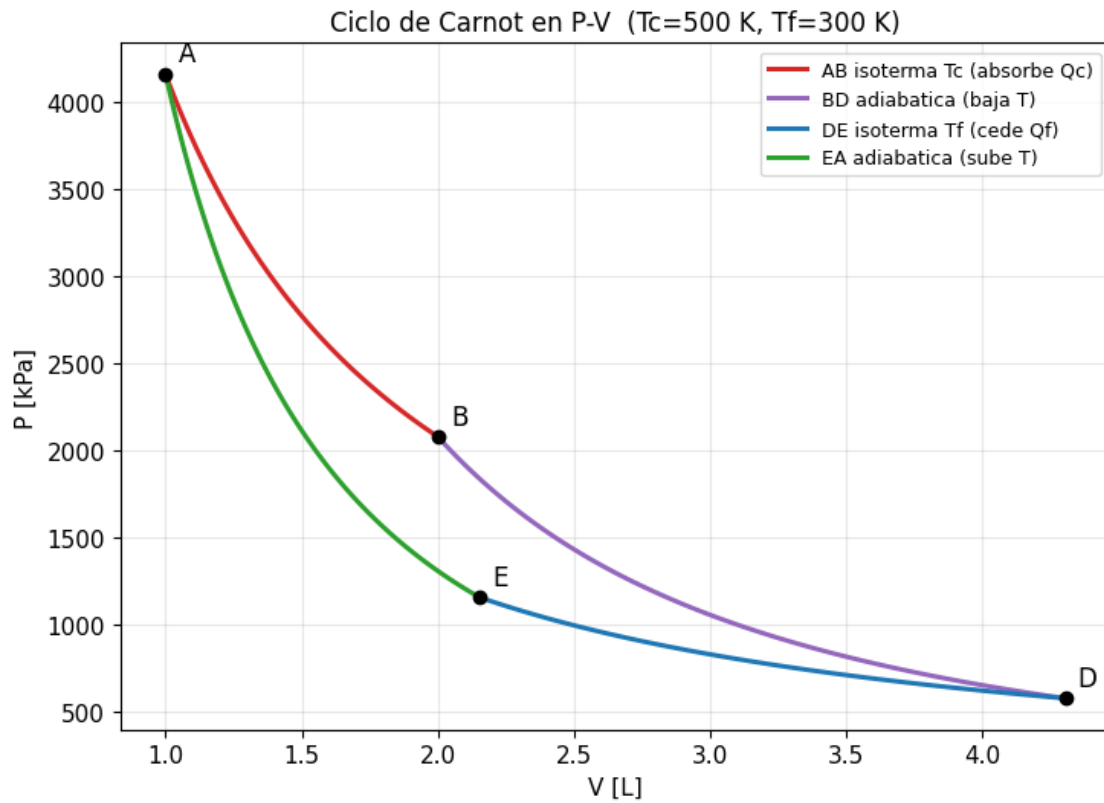
Como $\Delta S_{\text{ciclo}} = 0$ y solo hay intercambio de calor en las isotermas:

$$\boxed{\eta_{\text{Carnot}} = 1 - \frac{T_F}{T_C}}$$

Teorema de Carnot: ninguna máquina entre T_F y T_C supera a la de Carnot. Solo depende de las temperaturas (no de la sustancia). $\eta = 1$ exigiría $T_F = 0 \text{ K} \rightarrow$ imposible (Kelvin–Planck).

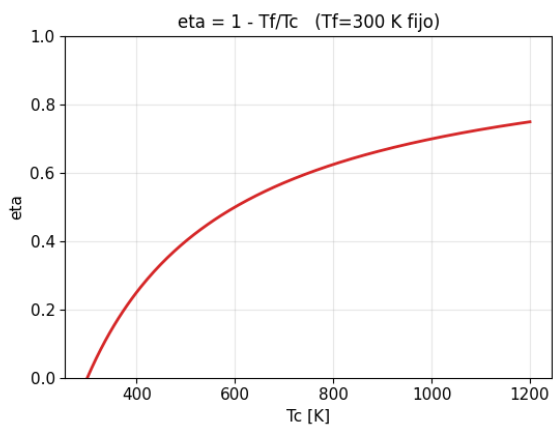
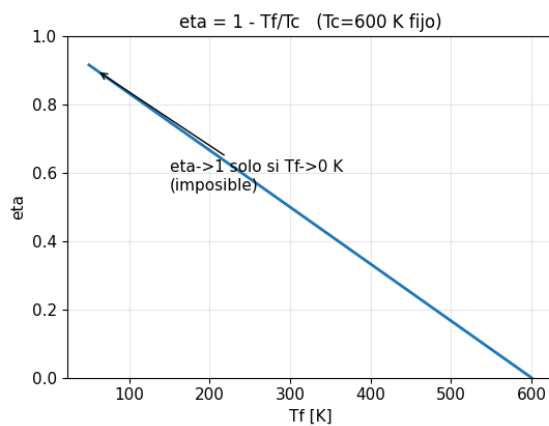
1.9.4 Ejemplo paso a paso

Carnot entre $T_C = 500 \text{ K}$ y $T_F = 300 \text{ K}$, absorbe $Q_C = 800 \text{ J}$ por ciclo. 1. $\eta = 1 - 300/500 = 0,40$ (40 %). 2. $W = \eta Q_C = 0,40(800) = 320 \text{ J}$. 3. $|Q_F| = Q_C - W = 800 - 320 = 480 \text{ J}$ (cedidos al foco frío).



$\eta_{\text{Carnot}} = 1 - T_f/T_c = 0.400$ (40.0 %)

 $W = 320.0$ J, $Q_f = -480.0$ J (cedido)



1.10 9. Refrigeradores y bombas de calor

1.10.1 Idea

Es el ciclo **al revés** (sentido antihorario, $W < 0$ hecho por el gas, es decir, **metemos** trabajo $|W|$).
Extrae calor del foco frío $Q_F > 0$ y lo cede al caliente $Q_C < 0$, gracias al trabajo externo.

$$|W| = |Q_C| - |Q_F|$$

1.10.2 Eficiencias (no se llaman η , se llaman COP — *coefficient of performance*)

Refrigerador (lo útil es enfriar, Q_F):

$$\text{COP}_{\text{ref}} = \frac{|Q_F|}{|W|} = \frac{|Q_F|}{|Q_C| - |Q_F|} \xrightarrow{\text{Carnot}} \frac{T_F}{T_C - T_F}$$

Bomba de calor (lo útil es calentar, Q_C):

$$\text{COP}_{\text{bc}} = \frac{|Q_C|}{|W|} \xrightarrow{\text{Carnot}} \frac{T_C}{T_C - T_F} = \text{COP}_{\text{ref}} + 1$$

El COP puede ser **mayor que 1** (no es un rendimiento acotado por 1: mueves más calor del que cuesta en trabajo).

1.10.3 Ejemplo paso a paso

Frigorífico Carnot: interior $T_F = 275 \text{ K}$ (2°C), cocina $T_C = 300 \text{ K}$ (27°C), extrae $Q_F = 500 \text{ J/ciclo}$.

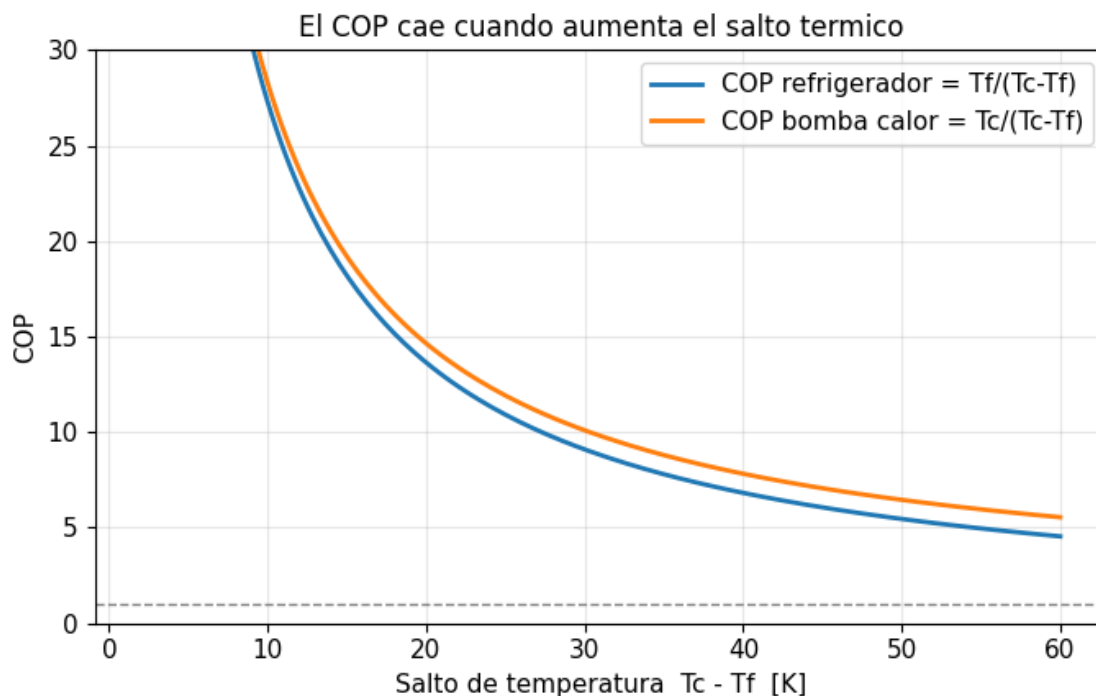
1. $\text{COP}_{\text{ref}} = T_F / (T_C - T_F) = 275 / 25 = 11,0$. 2. $|W| = |Q_F| / \text{COP} = 500 / 11 = 45,5 \text{ J}$ (trabajo del compresor por ciclo). 3. $|Q_C| = |Q_F| + |W| = 545,5 \text{ J}$ cedidos a la cocina.

`COP_ref = 11.00`

`|W| compresor = 45.5 J/ciclo`

`|Qc| a la cocina = 545.5 J/ciclo`

`COP_bc = COP_ref + 1 = 12.00`



1.11 10. Resumen tipo chuleta + errores típicos

1.11.1 Chuleta de fórmulas

Concepto	Fórmula
Gas ideal	$PV = nRT$
1er principio	$\Delta U = Q - W$, $W = \int P dV$
Energía interna (gas ideal)	$\Delta U = nC_V \Delta T$ (siempre)
Mayer / γ	$C_P - C_V = R$, $\gamma = C_P / C_V$
W isoterma	$nRT \ln(V_B / V_A)$
Adiabático	$PV^\gamma = \text{cte}$, $TV^{\gamma-1} = \text{cte}$
Calor sensible / latente	$Q = mc\Delta T$ · $Q = mL$
Entropía	$\Delta S = \int \delta Q_{\text{rev}} / T$; gas ideal: $nC_V \ln \frac{T_B}{T_A} + nR \ln \frac{V_B}{V_A}$
Rendimiento	$\eta = W / \dot{Q}_C = 1 - Q_F / Q_C$
Carnot	$\eta = 1 - T_F / T_C$
COP refig. / bomba	$T_F / (T_C - T_F)$ · $T_C / (T_C - T_F)$

1.11.2 Errores típicos (los que cuestan puntos)

- Signo de W .** En estos apuntes $\Delta U = Q - W$ con W = trabajo *del* gas. Expansión $\rightarrow W > 0$. No mezclar con la convención $\Delta U = Q + W$.
- Signo de Q .** Absorbe $\rightarrow Q > 0$; cede $\rightarrow Q < 0$. En máquinas, $Q_F < 0$ ya lleva el signo: $W = Q_C + Q_F$.

3. Usar C_P donde toca C_V . $\Delta U = nC_V\Delta T$ siempre; $Q = nC_P\Delta T$ solo en isóbaros.
4. Temperaturas en Carnot en °C. $\eta = 1 - T_F/T_C$ exige kelvin. Con °C el resultado es absurdo.
5. Olvidar que $\Delta U = nC_V\Delta T$ vale en todo proceso (no solo isócoro) porque $U = U(T)$ en gas ideal.
6. Confundir η con COP. $\eta < 1$ siempre; el COP de un frigorífico puede ser > 1 .
7. Latente con ΔT . Durante el cambio de fase T no cambia: $Q = mL$, no $mc\Delta T$.
8. Entropía de proceso irreversible con su Q real: hay que inventar un camino *reversible* entre los mismos estados.

1.11.3 Conexiones

- [[MOC_Ingenieria]] · Apuntes oficiales: *Termodinámica — Física II GIERM (Física Aplicada III)*
- Plan del bloque: [[00_PLAN_apuntes_fisica_II]]

Apuntes propios generados con asistencia de Claude Code. Convenio de signos y estructura del ciclo de Carnot tomados de los apuntes oficiales.