Termodinámica FIS1523

Gustavo Düring

Ayudante: Sebastián Briano

Pontificia Universidad Católica de Chile

November 8, 2017

Bilbiografía

- Thermodynamics: an engineering approach. Y.A. Cengel and M. Boles.
- Física para Ciencias e Ingenierías. R.A. Serway y J.W. Jewtt.
- Fundamentals of Thermodynamics, Claus Borgnakke y Richard E. Sonntag.
- Fundamentals of Engineering Thermodynamics. M. Moran and H. Shapiro D. Boettner y M. Bailey.

Horarios: M-J : 1 (Cátedra), L : 6 (Ayudantía)

Horario de Atención: Después de la Cátedra o en mi oficina (Inst. de Física)

NO por email

Generalidades

Las clases serán una combinación de presentación con diapositivas y desarrollo en la pizarra.

Las ayudantías son complementarias a la cátedra y no deben ser consideradas como "opcionales"

Evaluación

$$N_{Final} = 0.7N_{\text{Cátedra}} + 0.3N_{\text{Laboratorio}}$$

Si $N_{\text{Laboratorio}} < 4.0$ o $N_{\text{Cátedra}} < 4.0$

$$N_{Final} = \min(N_{\text{Cátedra}}, N_{\text{Laboratorio}})$$

$$N_{\text{Cátedra}} = 0.3NEF + 0.7NP$$

El redondeo será solo sobre el promedio final de la cátedra

- Si $NP \geq 5.0$ y $I1, I2$ y $I3 \geq 4.0$. el alumno no rinde examen final.

$$N_{\text{Cátedra}} = NP$$

Nota de presentació al examen

$$NP = \frac{I1 + I2 + I3}{3} + 0.3 \frac{\sum N_{\text{m-c}}}{\text{\# mini-controles}}$$

Mini-controles sorpresa $N_{\text{m-c}} = 0, 0.5, 1$ pts.

- Los mini-controles se realizarán de forma sorpresiva durante el horario de clases y deberán ser resueltos en grupos de 3 alumno/as. Tendrán una duración aproximada de 30 minutos.

- Para que tengan validez, lo/as alumno/as deben realizar los mini-controles en la sección en la que se encuentran inscrito/as; la nota es INTRANSFERIBLE entre secciones.

Fechas

I1: 14 de septiembre 18:30 hrs

I2: 13 de octubre 18:30 hrs.

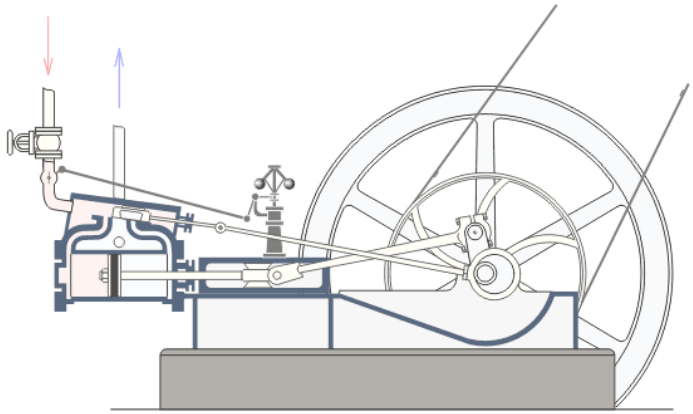
I3: 13 de noviembre 18:30 hrs.

EF: 21 de noviembre 08:30 hrs.

La asistencia a TODAS las interrogaciones es OBLIGATORIA.



planta Nuclear



Máquinas a Vapor

Máquinas



Refrigerador



Autos



Trenes

Termodinámica

Estudio de la energía y sus transformaciones

Del griego: Therme $\rightarrow$ Calor

Dynamis $\rightarrow$ Poder/Potencia

Fue utilizado por primera vez por William Thomson (Lord Kelvin) en 1894

Orígenes de la termodinámica

- 3000 A.C Egipto - Surge la idea de calor asociada al fuego.
- Primeras máquinas termodinámicas aparecen en el siglo XV
  primer termómetro rudimentario
- siglo XVI - Primeras relación termodinámicas ()

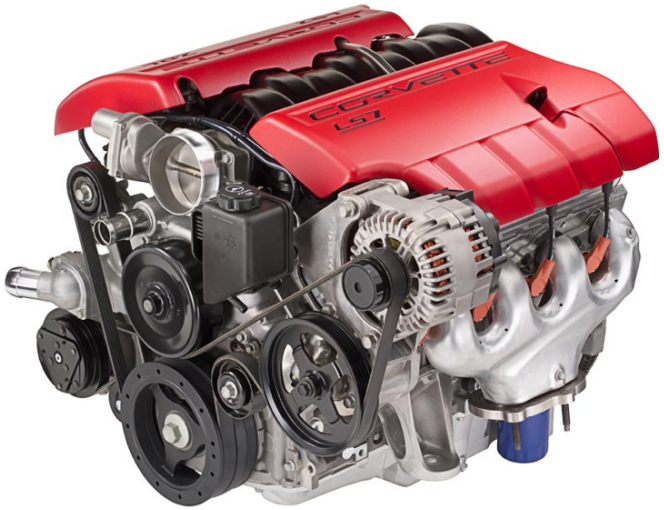
Ley de Boyle 1662:

Presión $\times$ Volumen = Cte

válido para gases

- Las ideas de movimiento térmico tomaron unos 200 años más en consolidarse
- Revolución industrial - Uso de energía disponible de manera eficiente

Eficiencia

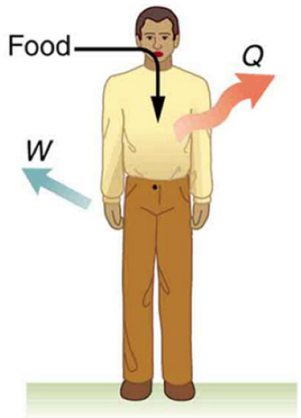


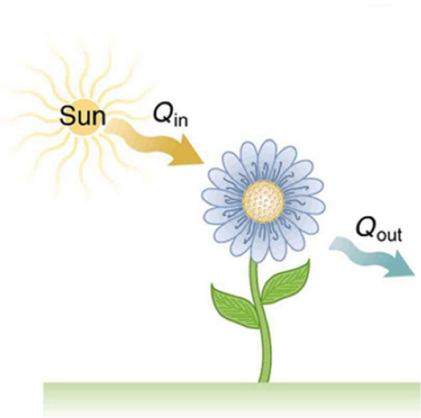


Motor gasolina: 26-30%

Planta nuclear: 30%

Cuerpo Humano: 25%



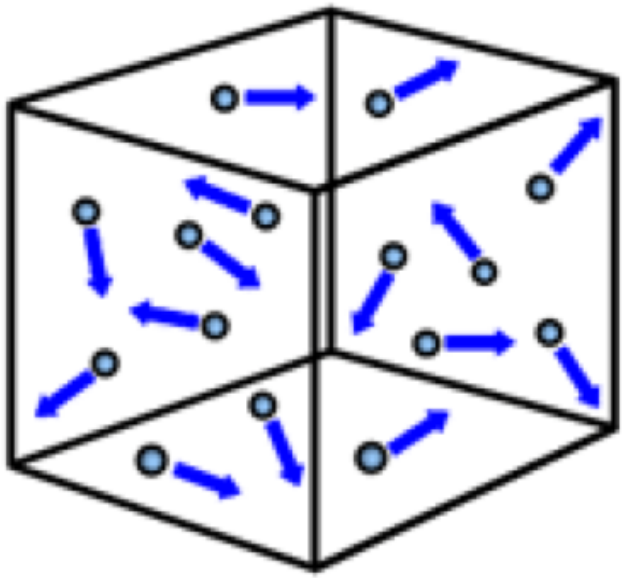


Objetivos

- Entender los concepto de Temperatura y Temperatura absoluta
- Entender el concepto de Presión
- Explicar el equilibrio térmico.
- Aplicar las ecuaciones de estado de gases ideales y reales.
- Explicar la Primera Ley de la Termodinámica y aplicarla en sistemas ideales y reales.
- Entender el concepto de Entropía y caracterizar procesos térmicos de acuerdo con la Segunda Ley de la Termodinámica.
- Calcular la eficiencia termodinámica en distintos ciclos ideales y reales.
- Analizar cuantitativamente el funcionamiento de máquinas térmicas usando Tablas Termodinámicas.

Sistema de N partículas

Qué necesitamos para describir el estado del sistema en todo momento?



De mécanica clásica: la posición y velocidad $\Rightarrow 2 \times D \times N$ variables

gas de Hidrógeno a $T = 0\,^{\circ}C$: $\rho \approx 0.00009 gr/cm^3$

masa de un átomo$\approx 1.6 \times 10^{-24} g$

gas de Hidrógeno a $T = 0\,^{\circ}C$: $\rho \approx 0.00009 gr/cm^3$

masa de un átomo$\approx 1.6 \times 10^{-24} g$

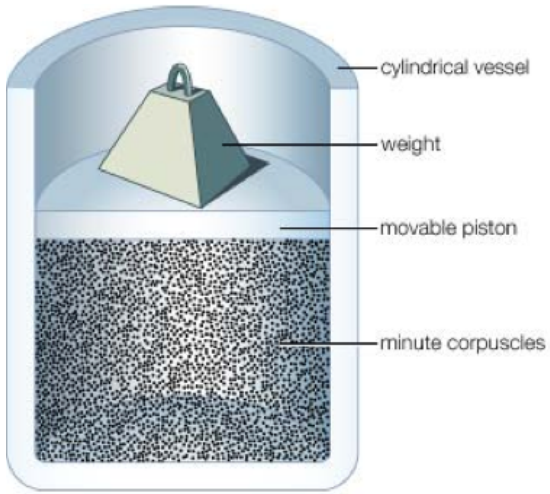
Número de variable $10^{20} - 10^{23}$!

Descripción estadística $\longrightarrow$ Mecánica estadística (1870)

Descripción fenomenológica de un sistema mediante sus propiedades Macroscópicas $\longrightarrow$ Termodinámica (1800)

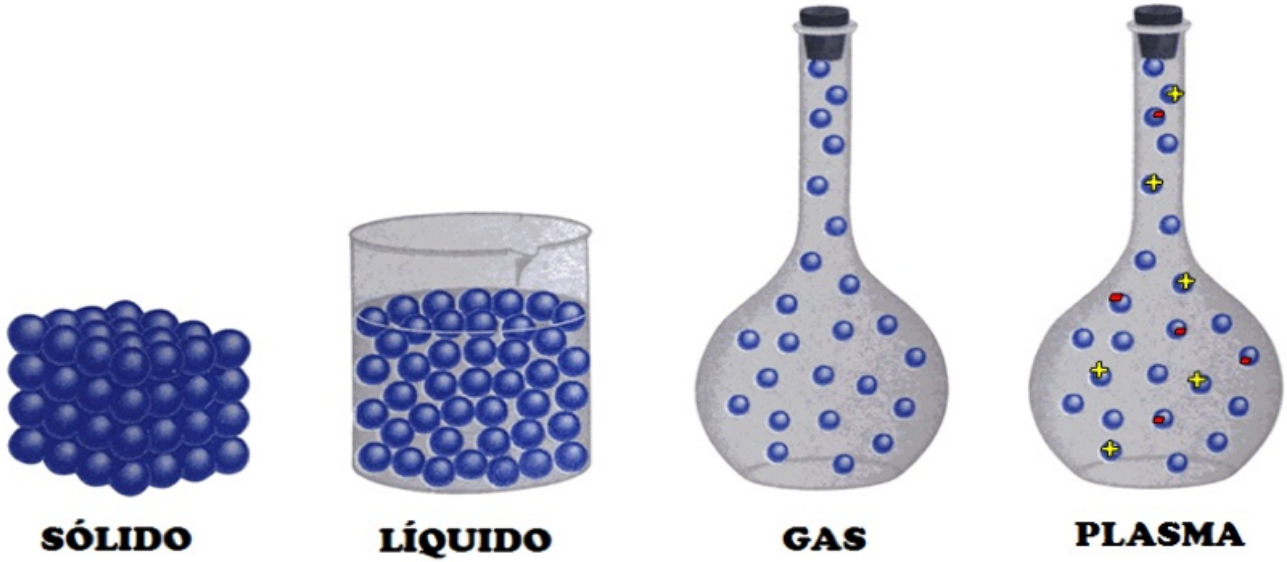
Descripción Termodinámica - Variables Macroscópica:

- Volumen V
- Presión $P = \dfrac{\text{Fuerza}}{\text{Área}}$
- Temperatura T



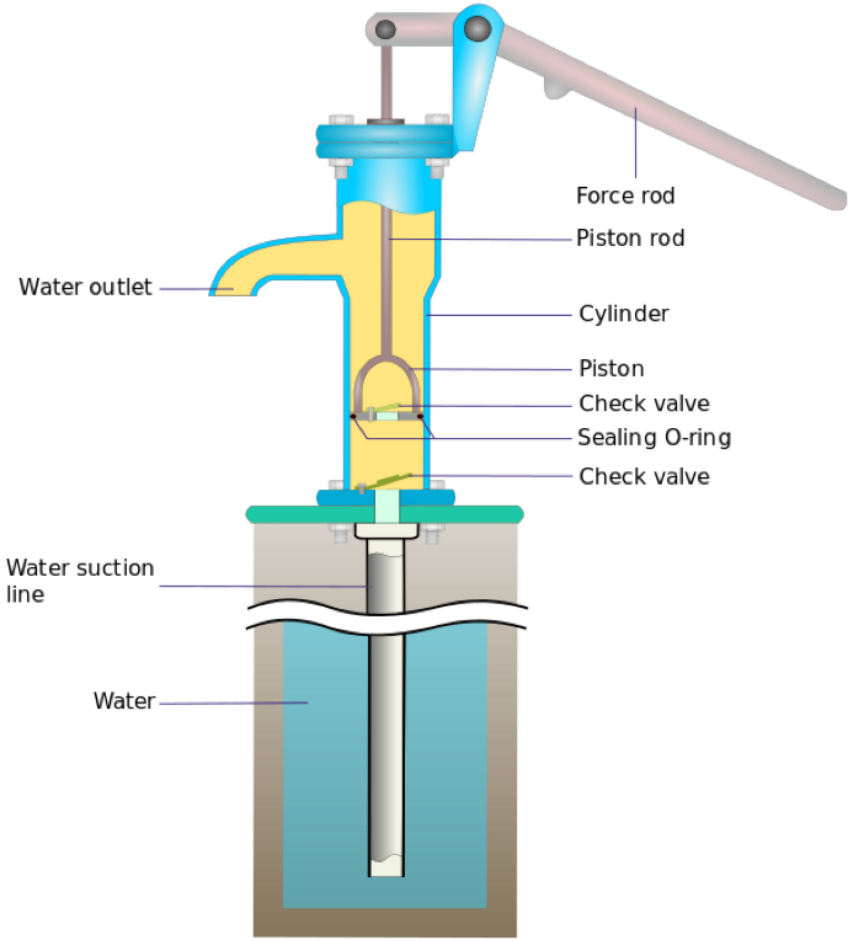
Transiciones de fase - Comportamientos colectivos

Estados de la materia:



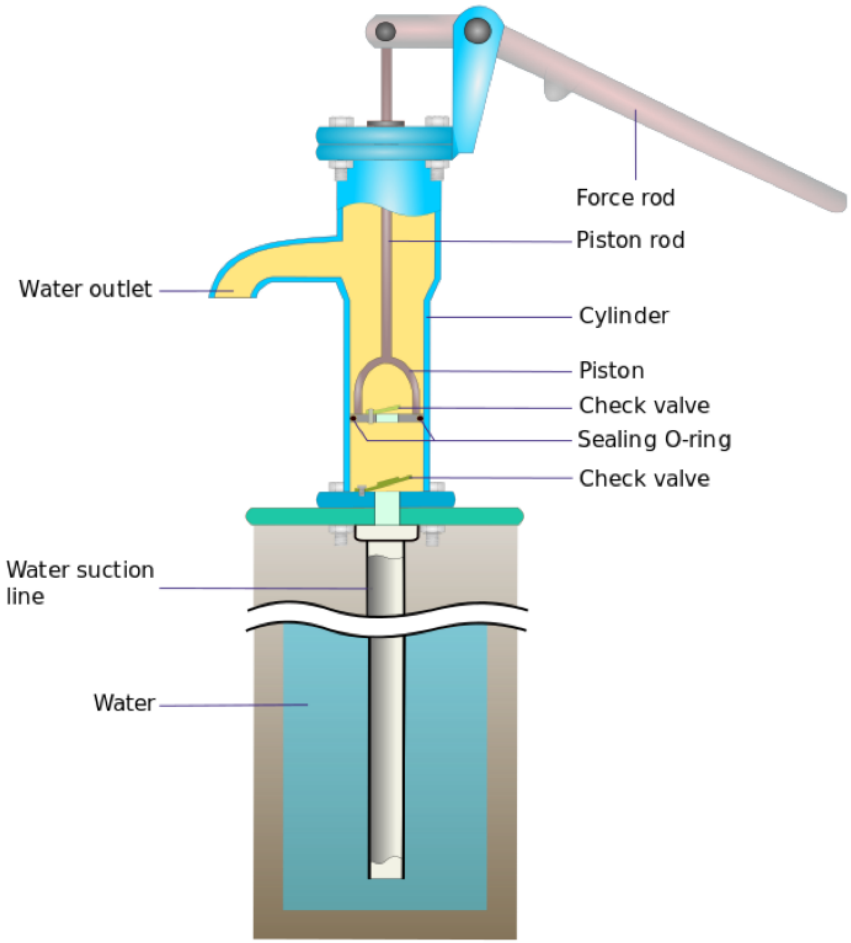
Hidrógeno: $\rho \approx 0.08 gr/cm^3$ $T = -259\,^{\circ}C$ | $\rho \approx 0.07 gr/cm^3$ $T = -252\,^{\circ}C$ | $\rho \approx 0.00009 gr/cm^3$ $T = 0\,^{\circ}C$

A inicios del 1600 aún se creía en el horror vacui (horror al vacio).



Primeras bombas de agua

A inicios del 1600 aún se creía en el horror vacui (horror al vacio).



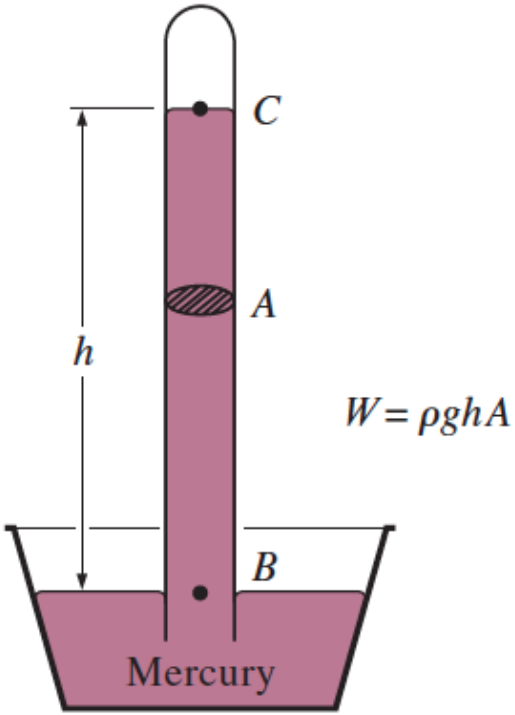
Primeras bombas de agua

Sólo era posible subir el agua hasta unos 9 metros??

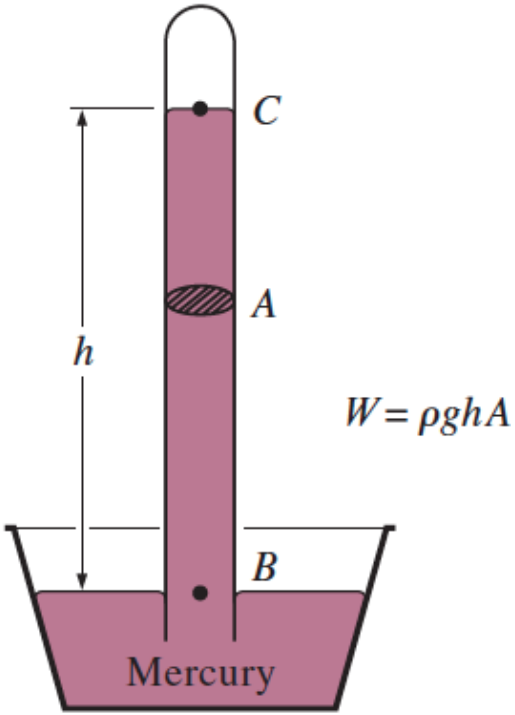
1643 Torricelli duda del horror vacui

Experimento con mercurio.

Experimento de Torricelli (1608-1647)



Experimento de Torricelli (1608-1647)



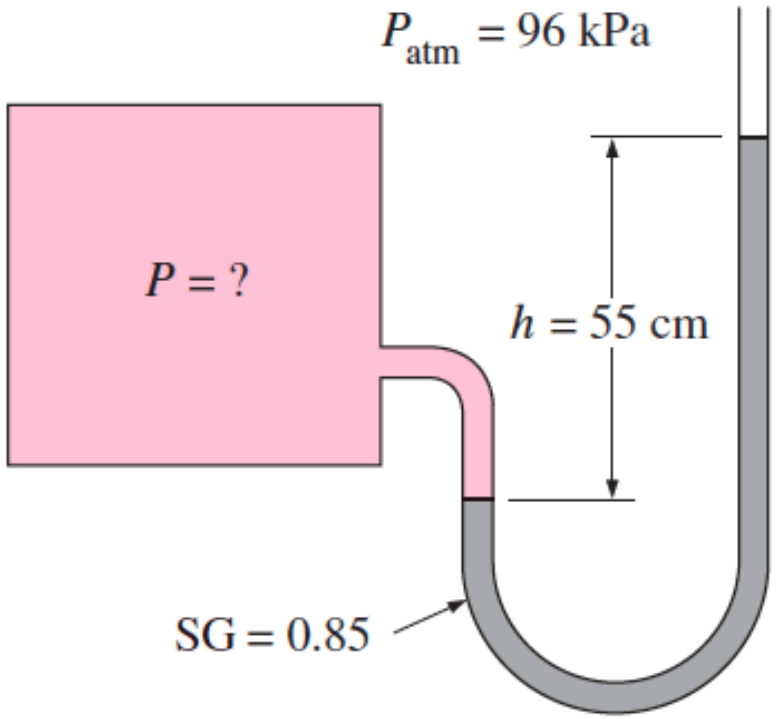
mercurio $\rho \approx 13595 kg/m^3$

$h = 76cm$

primera medición de la presión atmosferica $P_{\text{atm}} \approx 101$ KPa!.

Barómetro

Manómetro



$$SG = 0.85$$

$$h = 55cm$$

$$P_{\text{atm}} = 96kPa$$

$$SG = \frac{\rho}{\rho_{H_2O}}$$

Temperatura

Percepción $\rightarrow$



caliente

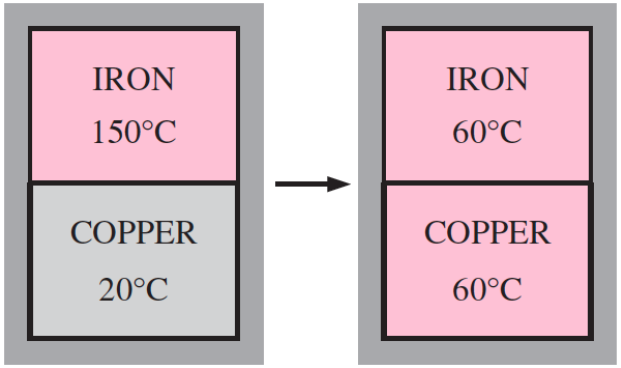


frío

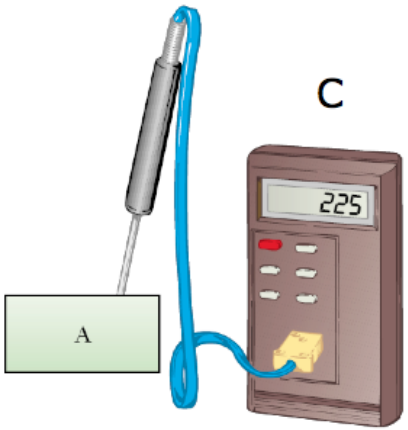
Contacto térmico:

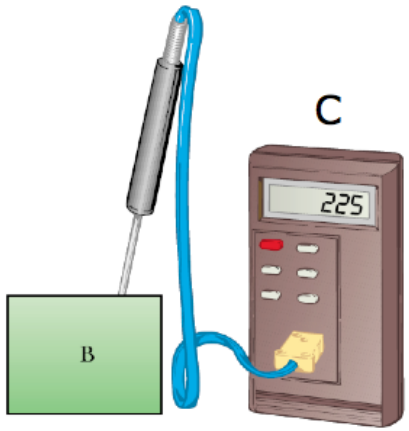
hay intercambio de energía entre dos sistemas debido a que tienen distinta temperatura

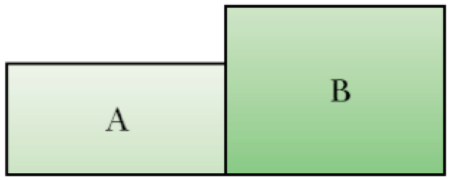
Equilibrio térmico: dos sistemas en contacto térmico tienen CERO intercambio de energía



Ley cero de la termodinámica







A en equilibrio térmico con C

B en equilibrio térmico con C

$\longrightarrow$ A en equilibrio térmico con B

Termómetros:

Están basados en medir el cambio de alguna de sus propiedades físicas que varía con la temperatura (propiedades termométricas).

- volumen de un líquido.
- largo de un sólido.
- presión de un gas a volumen constante.
- volumen de un gas a presión constante.

Termómetros modernos:

- **detectores resistivos de temperatura (-180 °C y 670 °C)**

  variación de la resistencia eléctrica con la temperatura.

- **termocupla (-200 °C y 1700 °C)**

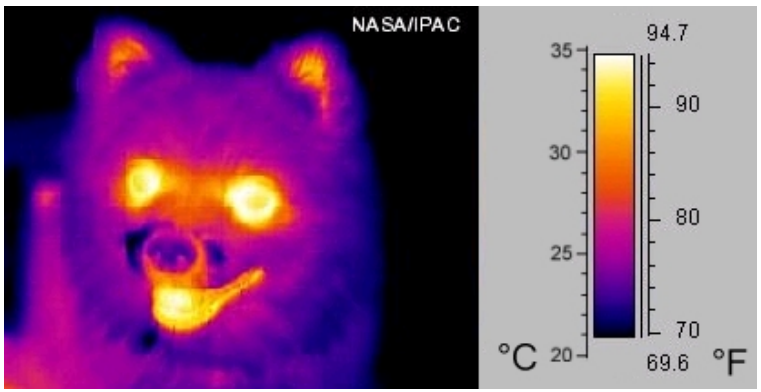
  efecto seebeck, variación del voltaje en la juntura de metales debido a una diferencia de temperatura.

- **Pirometro óptico (700 °C y 3200 °C)**

  capta la radiación emitida por un objeto.

- **Cámara termografica (T< 200 °C)**

  emiciones de infrarojo medidos del espectro electromagnético.



Como calibrar un termómetro y la escala Celsius.

Utilizamos un sistema con alguna propiedad termométrica y fijamos dos puntos que tengan una temperatura conocida.

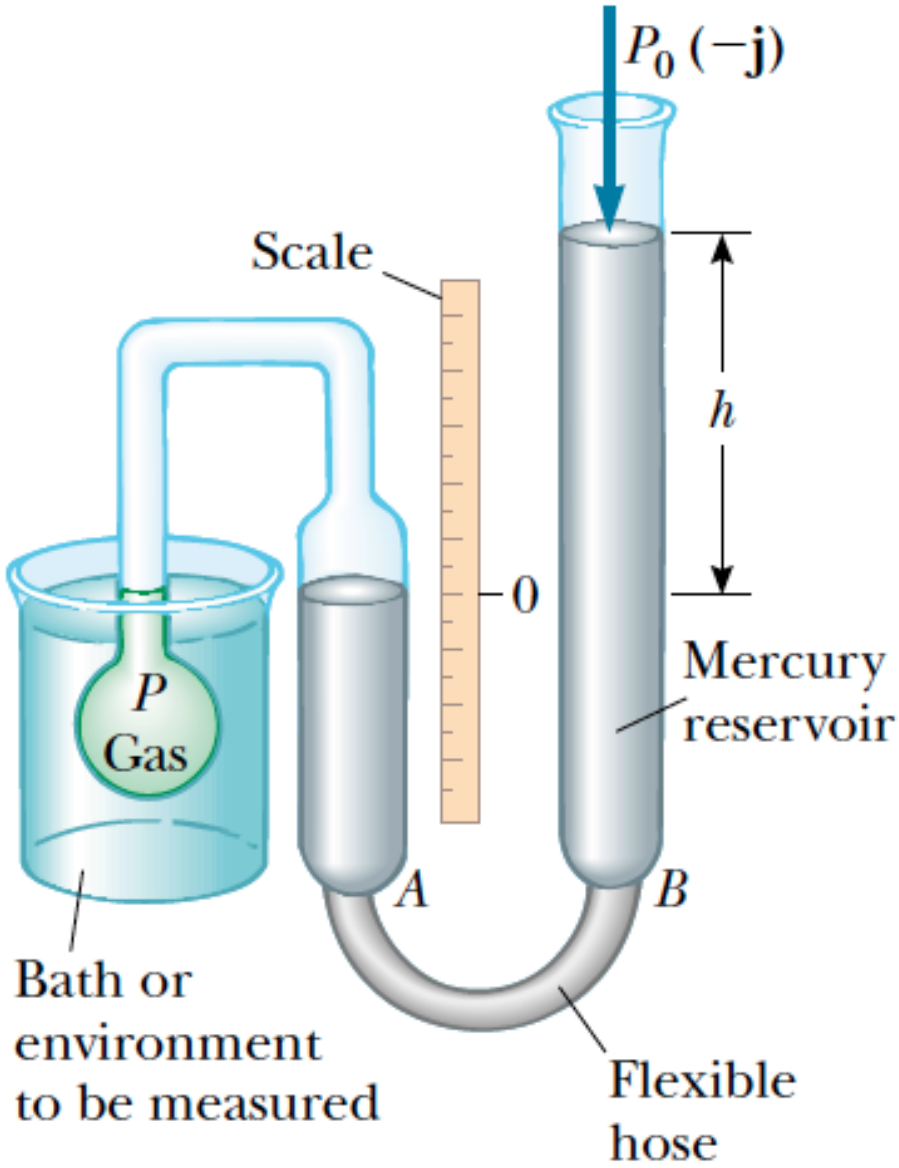
buena propiedad termométrica:

lineal con la temperatura





Termómetro de gas a volumen constante

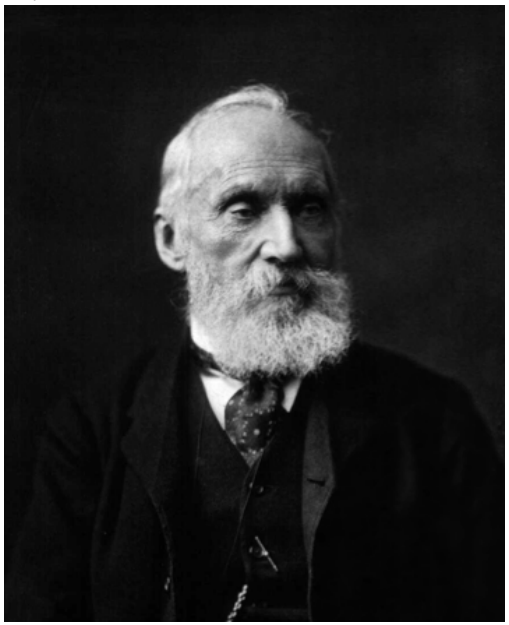


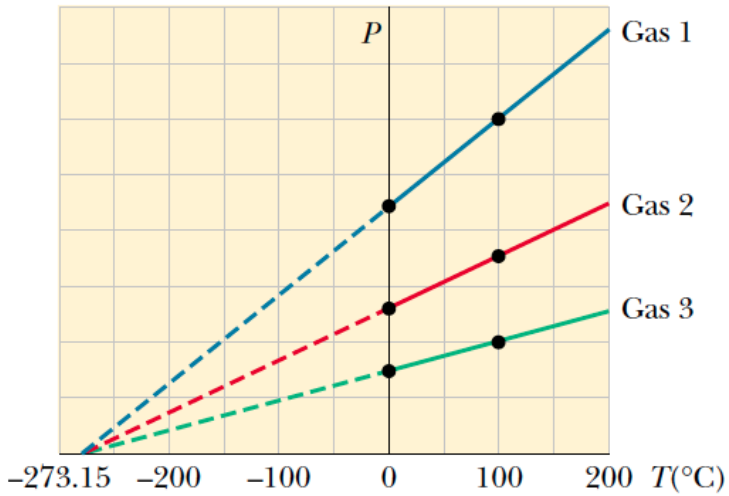
Ley de Amontons (Gay-Lussac):

La presión de un gas a volumen constante varia linealmente con la temperatura

Temperatura absoluta

Lord Kelvin (William Thomson) notó que usando termómetros de gas a volumen constante podía extrapolar las distintas curvas para encontrar una única temperatura a $P = 0$, el "cero absoluto"



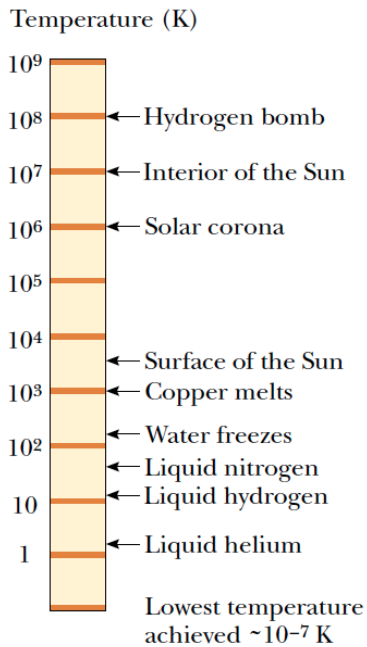


$$T_K = T_C + 273.15^\circ$$

Temperaturas caracteristicas

Temperaturas características en medio ambiente

Temperatura más baja en la Tierra	-89.4 °C (Antártica)
Temperatura más alta en la Tierra	56.7 °C (Valle de la Muerte, EE.UU.)
Temperatura de horno de cocina	100 °C – 350 °C
Temperatura de un cautín de soldar	450 °C
Temperatura de llama de vela	1650 °C
Temperatura de filamento de ampolleta	2500 °C



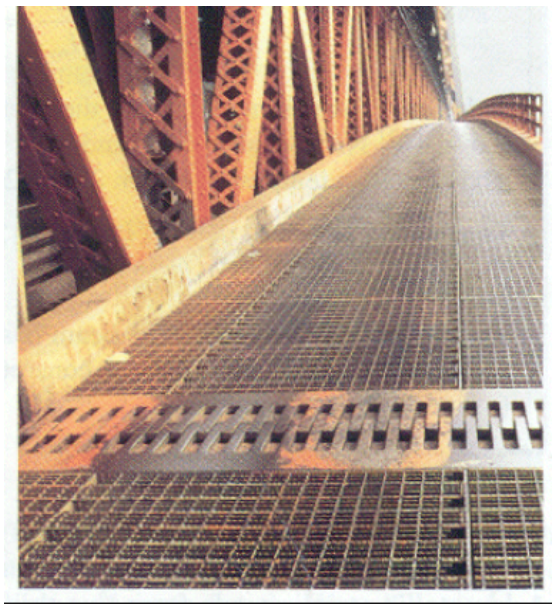
Ejercicio: Un determinado volumen de gas está a una presión P_0 y a $0\,^\circ$C. Si se mantiene su volumen constante, qué presión tendrá a $100\,^\circ$C?

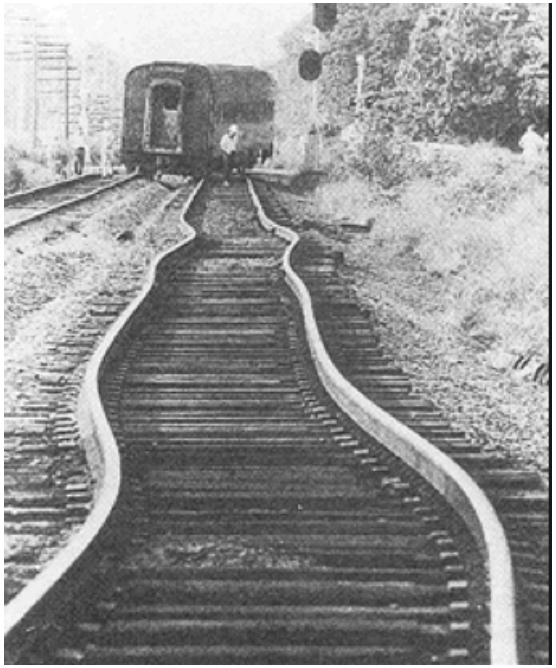
Escala Fahrenheit:

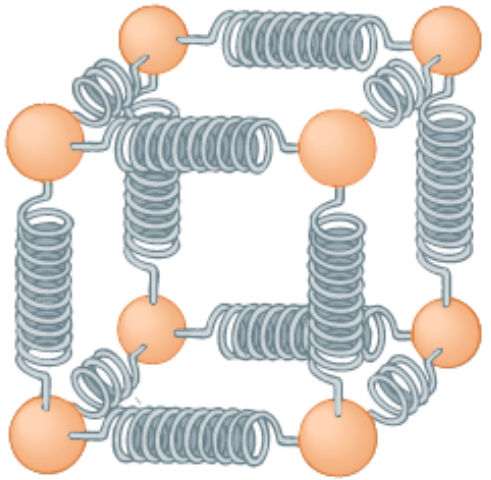
$$T_F = \frac{9}{5}T_C + 32^\circ$$

Expansión térmica









Expansíon Lineal

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T$$

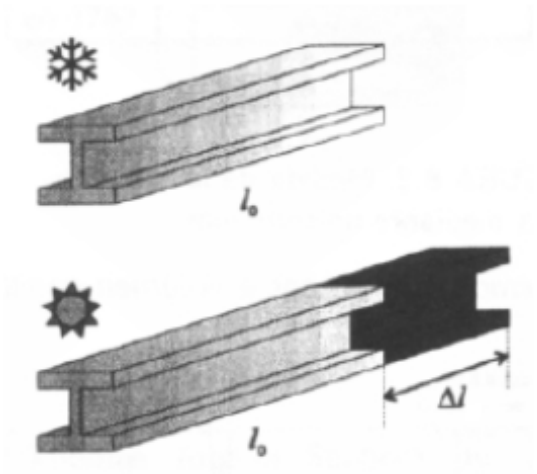
$$L(T) - L(T_0) = \alpha L(T_0)(T - T_0)$$

α depende del material !

Ejercicio: una línea de tren de acero tiene una longitud de 30 km a $0\,^{\circ}$C. Cuál es el largo a $40\,^{\circ}$C?

acero $\alpha = 11 \times 10^{-6}(\,^{\circ}C)^{-1}$

Fuerza de compresión $\approx 10^5\,N$



Expansión superficial $\Delta A = \gamma A_0 \Delta T$

Expansión volumétrica $\Delta V = \beta V_0 \Delta T$

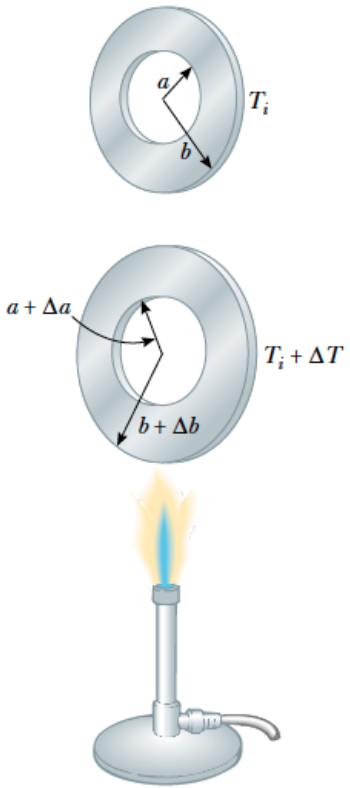
Material	Average Linear Expansion Coefficient $(\alpha)(^\circ C)^{-1}$	Material	Average Volume Expansion Coefficient $(\beta)(^\circ C)^{-1}$
Aluminum	24×10^{-6}	Alcohol, ethyl	1.12×10^{-4}
Brass and bronze	19×10^{-6}	Benzene	1.24×10^{-4}
Copper	17×10^{-6}	Acetone	1.5×10^{-4}
Glass (ordinary)	9×10^{-6}	Glycerin	4.85×10^{-4}
Glass (Pyrex)	3.2×10^{-6}	Mercury	1.82×10^{-4}
Lead	29×10^{-6}	Turpentine	9.0×10^{-4}
Steel	11×10^{-6}	Gasoline	9.6×10^{-4}
Invar (Ni–Fe alloy)	0.9×10^{-6}	Air[a] at 0°C	3.67×10^{-3}
Concrete	12×10^{-6}	Helium[a]	3.665×10^{-3}

Expansión Isotrópica

$\gamma \approx 2\alpha$

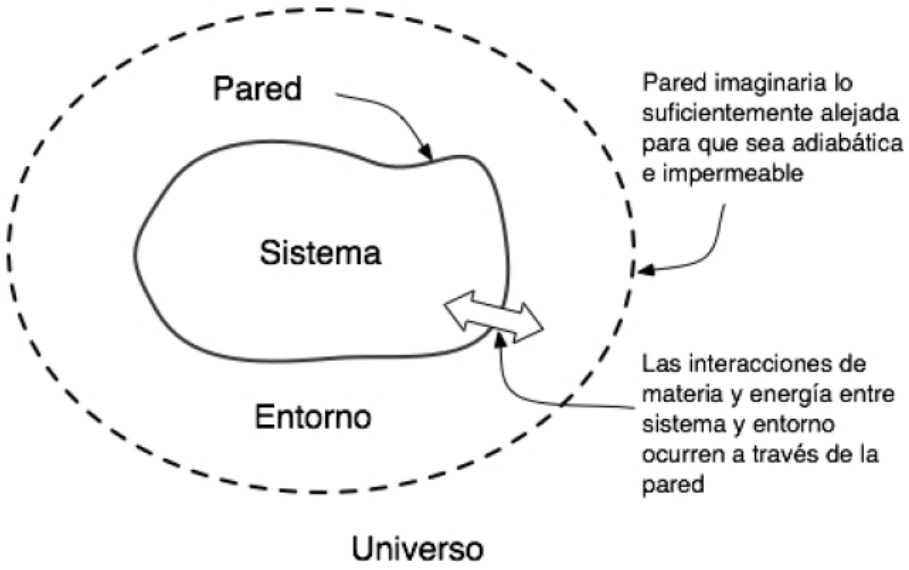
$\beta \approx 3\alpha$

Cómo cambia el área al interior del anillo?



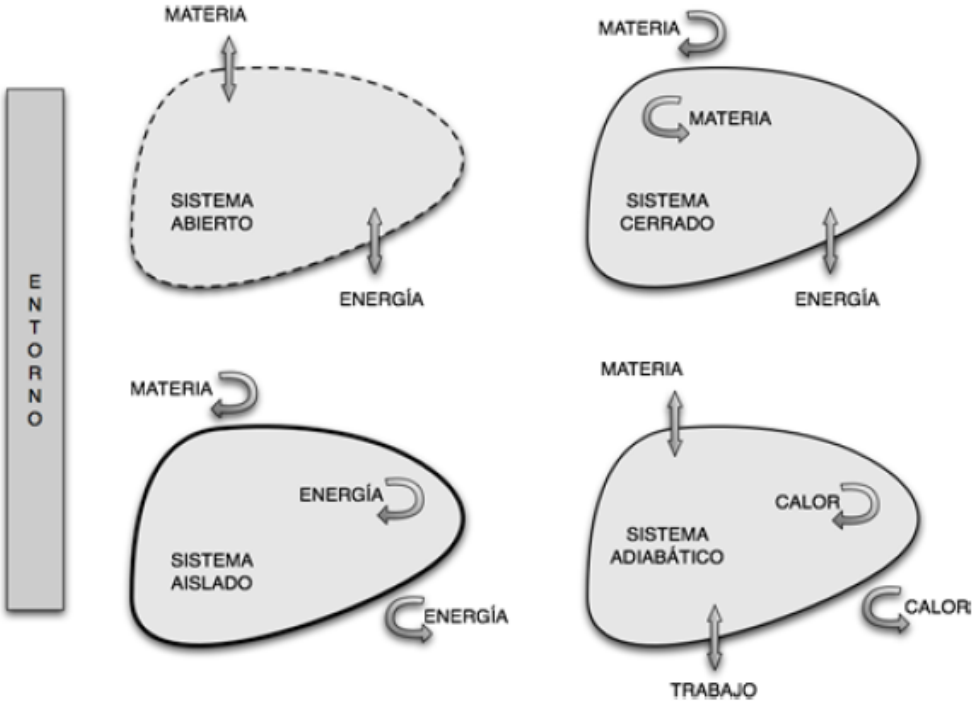
Ejercicio: Un frasco de vidrio cuyo volumen es $1000cm^3$ a $0\,^\circ C$, está lleno de mercurio a tal temperatura. Cuando el conjunto se calienta hasta $100\,^\circ C$, se derraman $15cm^3$ de mercurio. Cuál fue la dilatación real del mercurio? Cuál fue la dilatacion real del frasco? Cuál es el valor de α para el vidrio del cual esta hecho el frasco?

Sistema termodinámico: cantidad de materia o una región del espacio que se desea analizar



- El entorno es la materia o espacio que rodea el sistema
- La separación entre el sistema y su entorno se llama frontera; puede ser real o imaginaria

Hay distintos tipos de sistemas:



Tipos de paredes:

1. Permeable o impermeable
2. Móvil o rígida
3. Diatérmica o adiabática

- Cerrado: cantidad de materia fija $\rightarrow$ Masa de Control.
- Aislado: sistema cerrado que no intercambia energía con su entorno.
- Abierto: región del espacio fija $\rightarrow$ Volumen de Control.

Cómo caracterizamos un sistema termodinámico?

Variables Termodinámicas

- Masa
- Temperatura
- Presión
- Volumen

En Equilibrio Termodinámico: Cuando las propiedades de un sistema aislado no cambian

Eq. térmico, Eq. mecánico, Eq. químico

Las Variables termodinámicas pueden ser:

Intensivas

No dependen del tamaño o cantidad de materia.

Ej.: temperatura, presión, densidad de masa

Extensivas

Depende del tamaño del sistema.

Ej.: masa total, volumen

El estado de un sistema

$\Updownarrow$

Especificar todas las variable termodinámicas

Las variables termodinamicas no son independientes

Ecuación de Estado

$$f(P, V, T, N) = 0$$

Caso mas sencillo:

Gases a altas temperaturas y bajas presiones $\rightarrow$ gas ideal

Un gas es ideal cuando se pueden despreciar las fuerzas entre moléculas y el tamaño de estas.

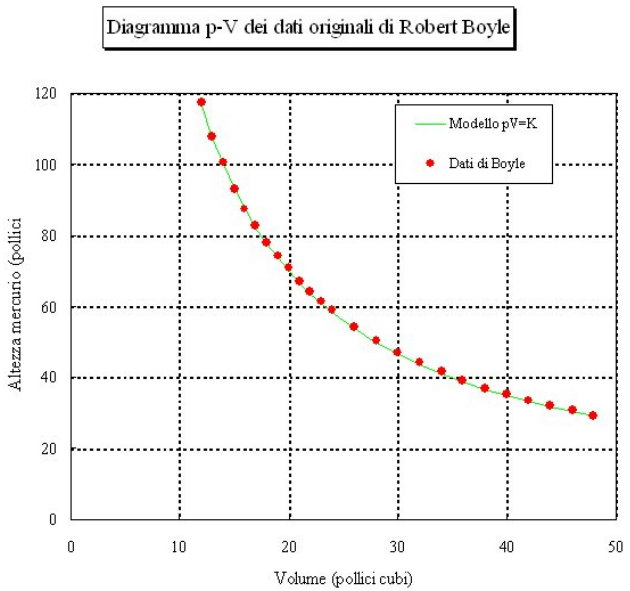
Observación empirica $\longrightarrow$ si ρ es pequeña



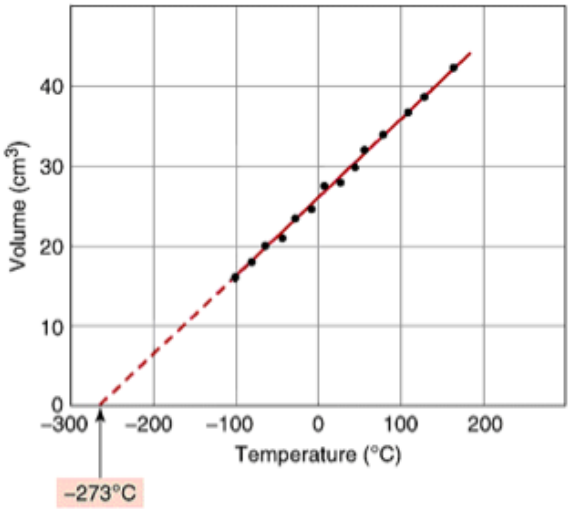
Robert Boyle (1627-1691)



Louis Joseph Gay-Lussac (1778-1850)



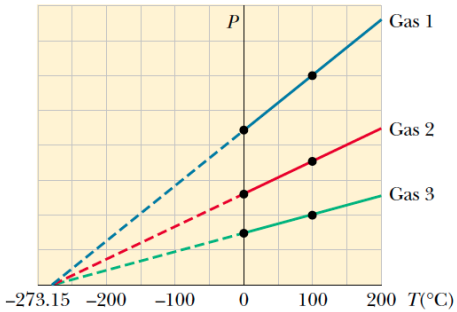
$T =$ Constante $\Rightarrow P \propto 1/V$



$P =$ Constante $\Rightarrow V \propto T$

Teniamos

Si $V =$ Constante $\quad P \propto T$



Las tres leyes anteriores se resumen en la Ley de gases ideales

$$PV = Nk_BT = nRT$$

N: número de átomos

n: número de moles

Constante de Boltzmann

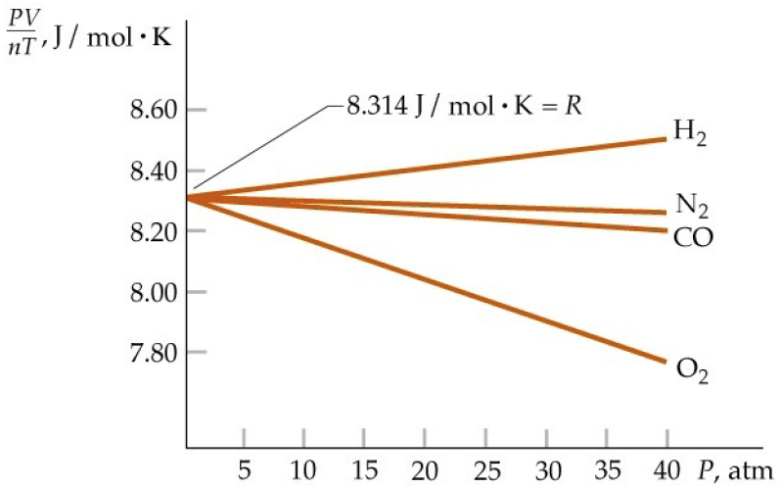
$$k_B = 1,38 \times 10^{-23} \text{ (J/ K)}$$

Número de Avogadro

$$N_A = 6,02 \times 10^{2}3 \text{ mol}^{-1}$$

Constante universal de los gases

$$R = k_B N_A = 8,314 \text{ (J/mol K)}$$

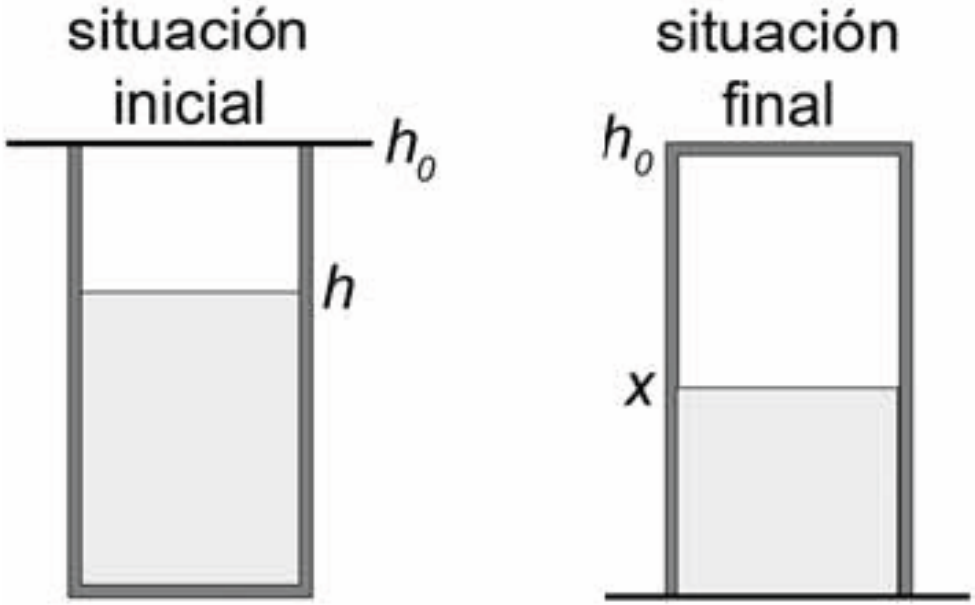


$1 \text{ atm} = 101,32 \text{ kPa}$

Ejercicio: Considere un vaso alto cilíndrico de 15 cm de altura y 35 cm^2 de sección, que está con agua hasta una altura de 10 cm, sobre la cual hay aire a presión atmosférica. Se coloca una tarjeta para tapar el vaso, que se afirma mientras se invierte el vaso. Una vez que el vaso está invertido se deja de afirmar la tarjeta con lo que se cae parte del agua. La tarjeta queda como tapa inferior del vaso manteniendo dentro de este una parte del agua original, como muestra la figura. Despreciando el peso de la tarjeta:

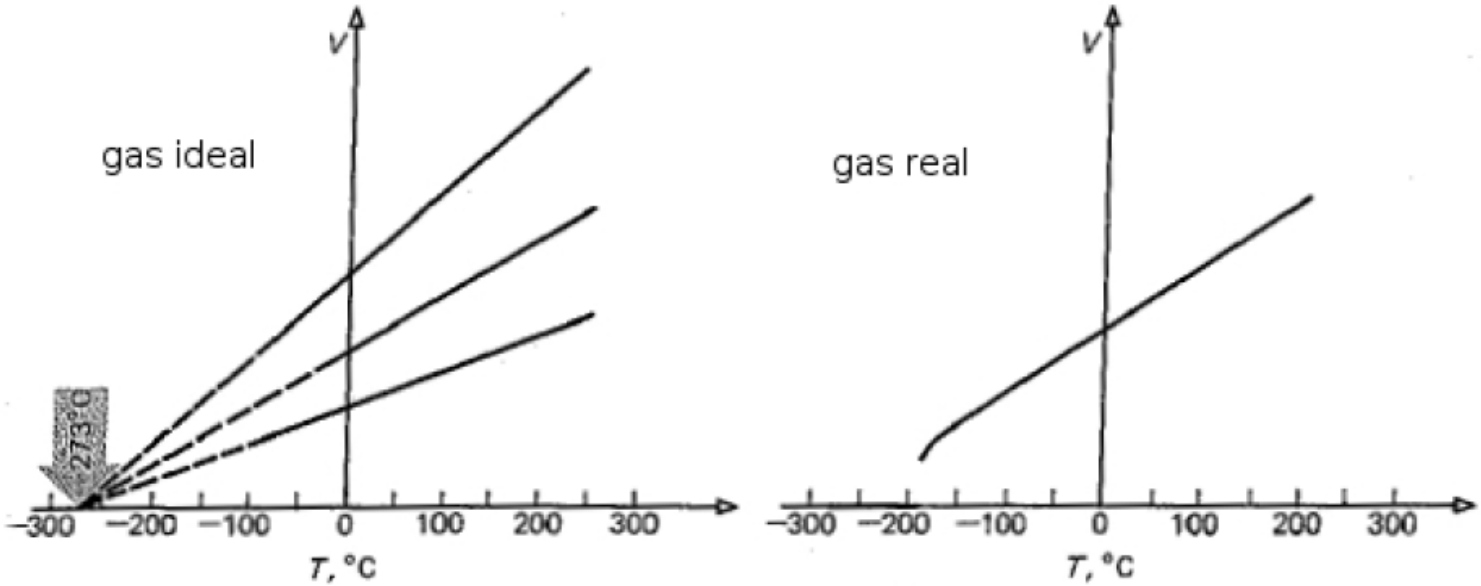
a) Cuánta masa de agua se cae al quitar el soporte de la tarjeta?

b) Cuál es la presión del aire que queda sobre el agua en el vaso invertido?



Gases reales

La ley de gases ideales predice bastante bien el comportamiento de muchos gases reales en condiciones de presión cercana a la presión atmosférica y de temperaturas ordinarias.



Para grandes presiones o temperaturas muy bajas la aproximación de gas ideal no es válida.

Mezcla de gases -Ley de Dalton

La presión de una mezcla de gases en equilibrio térmico, que no reaccionan químicamente, es igual a la suma de las presiones parciales P_i que ejercería cada uno de ellos por si sólo.

$$P_{\text{total}} = \sum_i P_i = \sum_i N_i \frac{K_B T}{V}$$

Ejercicio: En su punto de ebullición a presión normal, $P_{at} \approx 10^5 Pa$, el agua líquida tiene densidad ≈ 1kg/litro. El vapor es descriptible, en primera aproximación, como gas ideal clásico. Determine en qué factor se expande el volumen del agua al pasar de la fase líquida a la gaseosa.

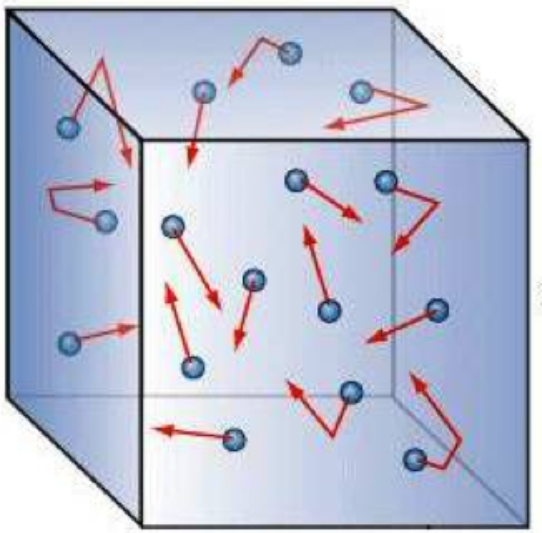
masa molar $m_m = 18$gr

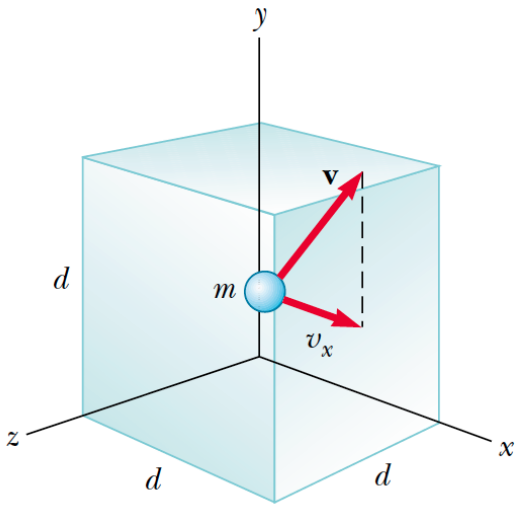
Teoría Cinética de los Gases

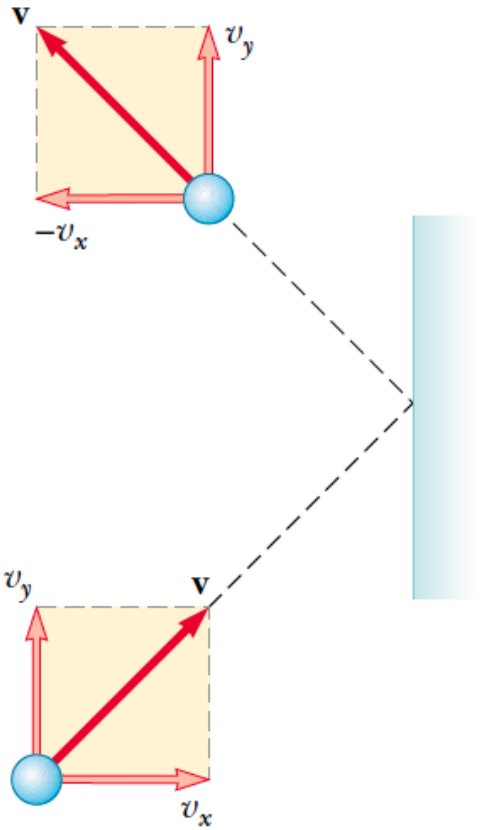
Es una teoría física que explica el comportamiento y propiedades termodinámicas macroscópicas de los gases (Ej: T, P) , a partir de una descripción estadística de los procesos moleculares microscópicos.

Supuestos:

- El número de moléculas es grande.
- Sistema diluido con interacciones de corto alcance.
- Los choques entre partículas y las paredes son elásticas. Conservan energía y momentum.
- Todas las moléculas son identicas







la presión $P = \dfrac{F}{A}$

interpretación microscópica

La fuerza es el cambio de momentum por intervalo de tiempo debido al impacto en la pared. (Newton)

La presión es proporcional al número de moléculas por unidad de volumen y al promedio de energía cinética translacional

$$P = \frac{2}{3}\frac{N}{V}\left(\frac{1}{2}m\langle v^2\rangle\right)$$

La temperatura es una medida directa del promedio de energía cinética molécular k

$$T = \frac{2}{3k_B}\left(\frac{1}{2}m\langle v^2\rangle\right) = \frac{2}{3k_B}e_c$$

La energía cinetica depende sólo de la temperatura

Energía interna y Teorema de Equipartición

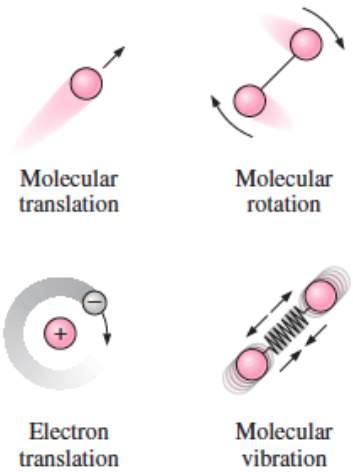
Teorema de Equipartición de la Energía:

Cada grado de libertad contribuye $\frac{1}{2}k_BT$ a la energía interna cínetica del sistema.

La energía total de un sistema esta dada por:

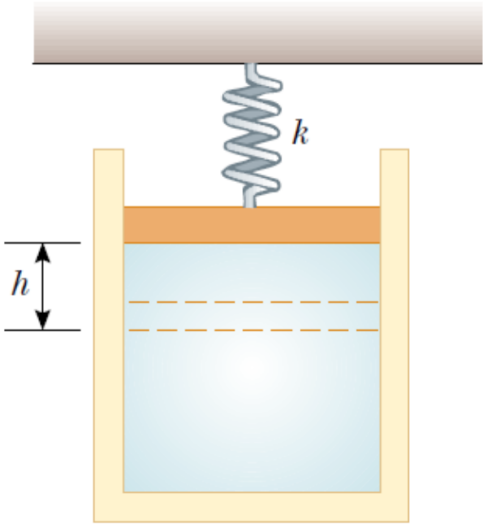
$$E = U + \frac{1}{2}M_{\text{Total}}V_{\text{CM}}^2 + M_{\text{Total}}gh$$

La energía Interna U es toda la energía de un sistema asociada a sus componentes microscópicos -átomos y moléculas- visto desde un sistema de referencia en reposo con respecto al objeto.

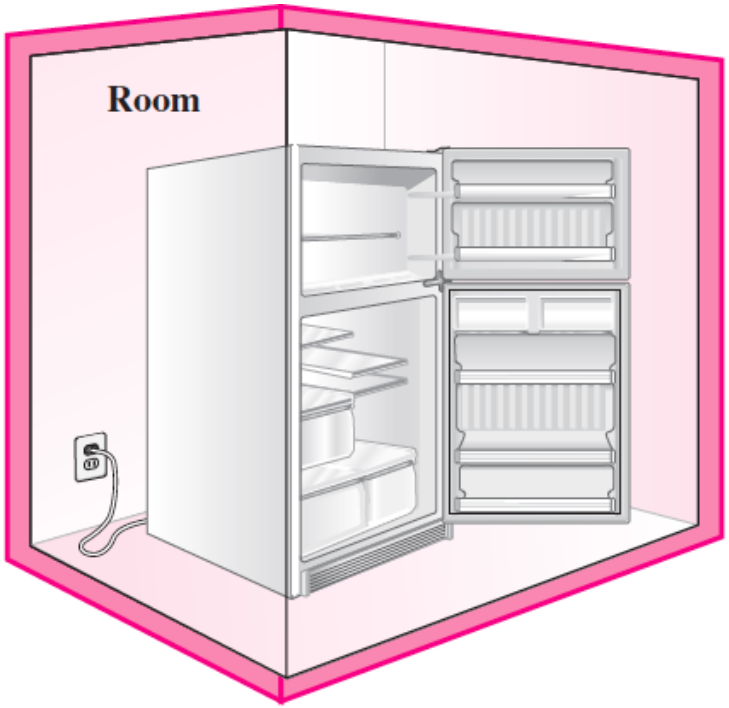


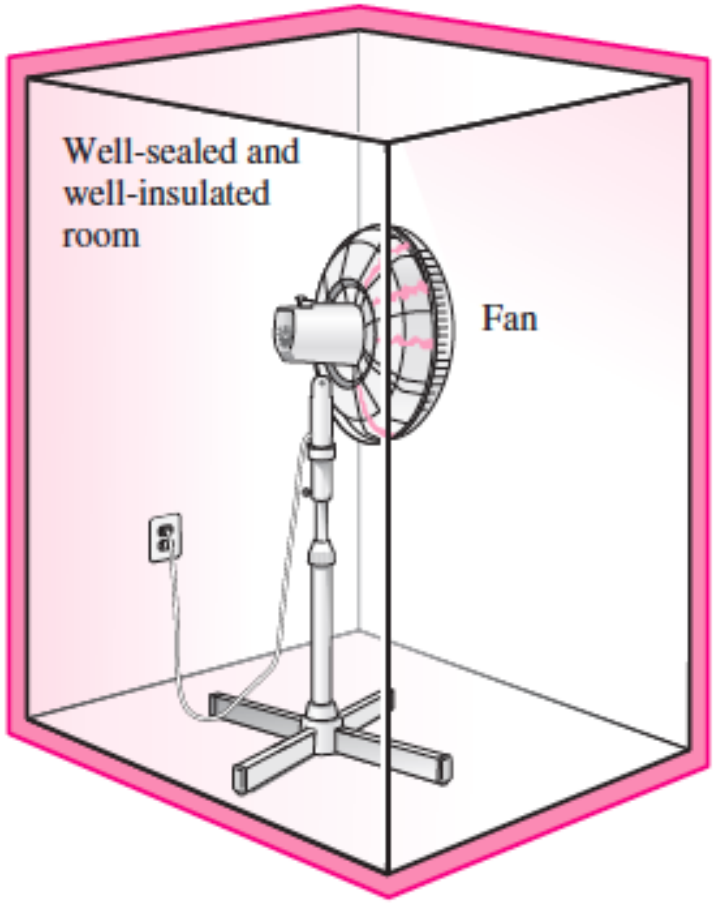
Para un gas ideal: $U = \frac{f}{2}Nk_BT = \frac{f}{2}nRT$ f: grados de libertad

Ejercicio: Un recipiente cilíndrico se cierra con un pistón de área A que está conectado a un resorte de constante k. Con el resorte relajado el cilindro se llena con un volumen V_0 de gas a una presión P_0=1 atm y a temperatura T_0. Calcule la distancia h que se levanta el pistón al elevar la temperatura en ΔT.



Energía y transferencia de energía

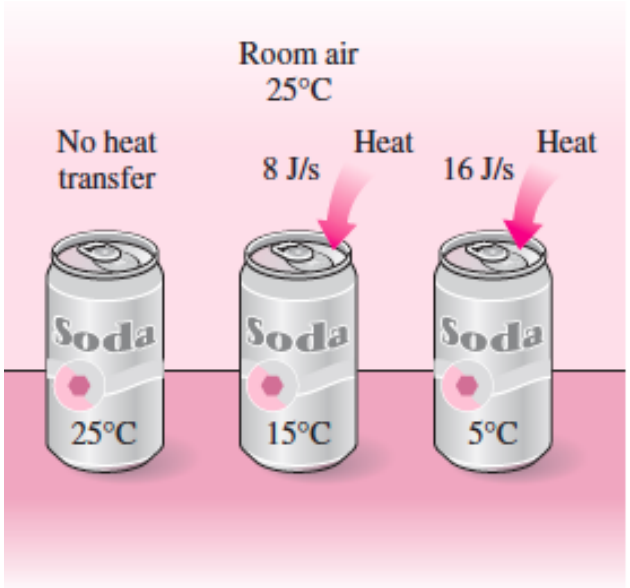




Proceso termodinámico

$$P_i, V_i, T_i \rightarrow P_f, V_f, T_f$$

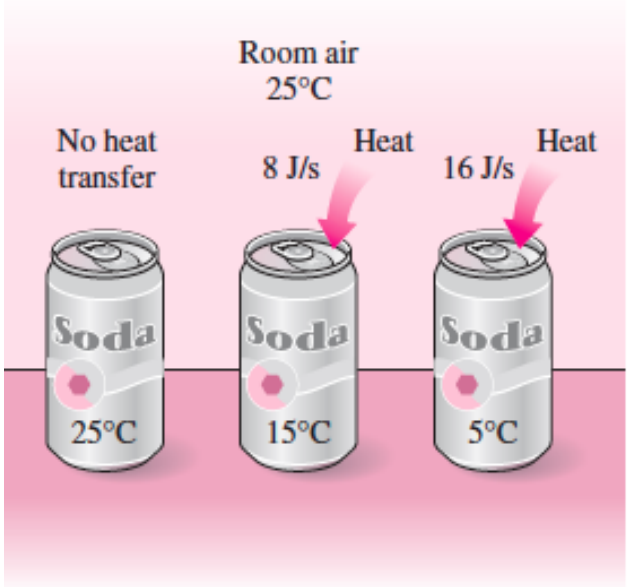
Sistema estacionario $\Delta E = \Delta U$



Proceso termodinámico

$$P_i, V_i, T_i \rightarrow P_f, V_f, T_f$$

Sistema estacionario $\Delta E = \Delta U$



flujo de energía

sistema $\leftrightarrow$ **alrededores**

calor (Q): Transferencia de energía a través de las fronteras de un sistema debido a una diferencia de temperatura entre el sistema y sus alrededores.

reservorio térmico: entorno infinitamente grande cuya temperatura no cambia debido al sistema

Al transferir calor a un sistema, la temperatura de este usualmente sube (excepto en las transiciones de fases):

$$Q = C\Delta T = cM\Delta T$$

capacidad calorífica C energía necesaria para elevar 1° la temperatura de un sistema

calor específico $c = \dfrac{C}{M}$ capacidad calorífica por unidad de masa

C y c dependen de las propiedades del sistema, más aun el calor específico depende del proceso termodinámico usado para medir el aumento ΔT.

Substance	Specific Heat c J/kg·°C	Specific Heat c cal/g·°C
Elemental Solids		
Aluminum	900	0.215
Beryllium	1 830	0.436
Cadmium	230	0.055
Copper	387	0.092 4
Germanium	322	0.077
Gold	129	0.030 8
Iron	448	0.107
Lead	128	0.030 5
Silicon	703	0.168
Silver	234	0.056

Calorimetría

Como medir el calor específico de un objeto?

Calentar el objeto a cierta temperatura, colocarlo en un baño de agua y dejar equilibrar.

Sistema aislado $\Rightarrow Q_o + Q_a = 0$ conservación de la energía

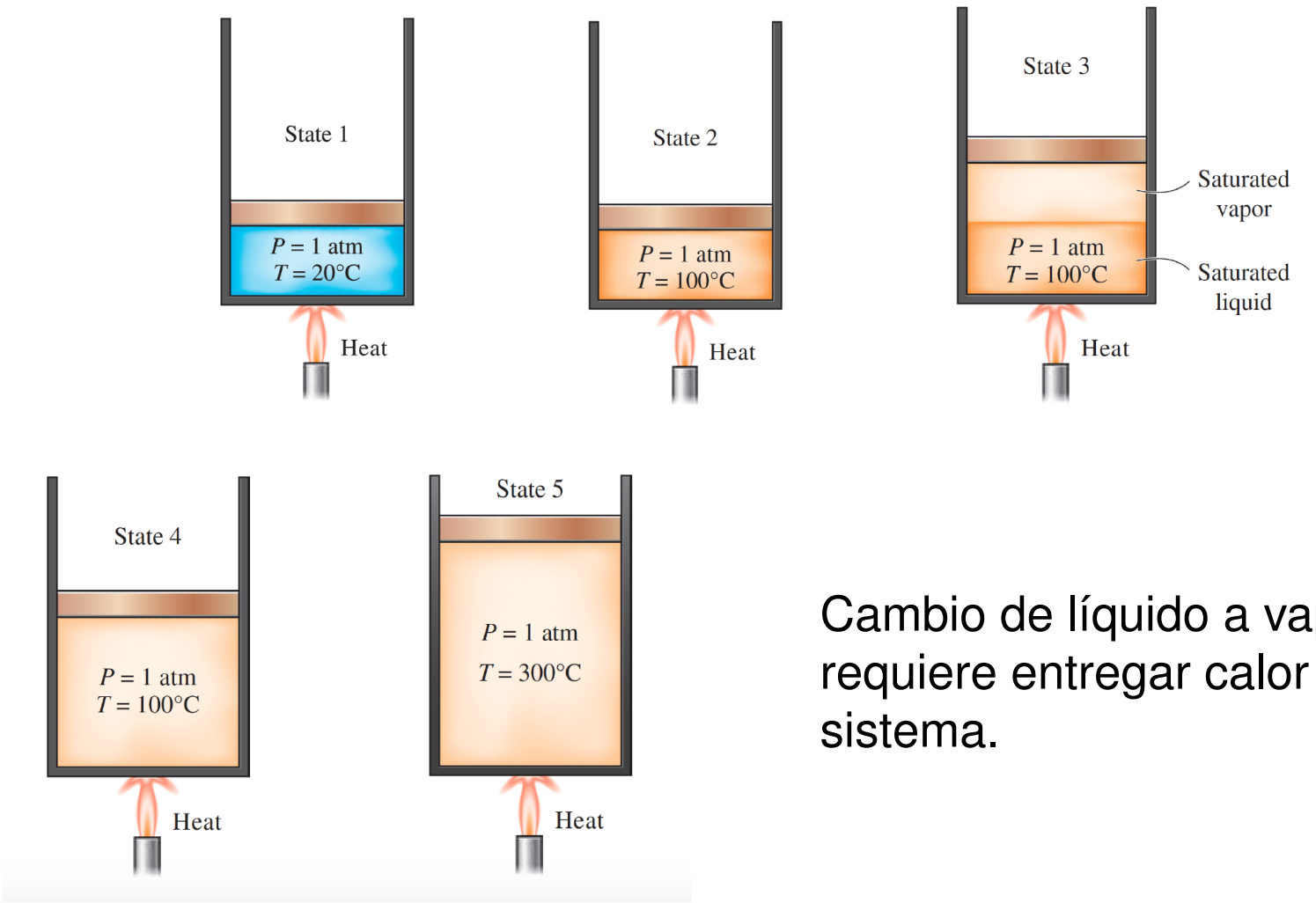
Calor liberado por el objeto $Q_o = c_o M_o (T_f - T_{io})$

Calor absorbido por el agua $Q_a = c_a M_a (T_f - T_{ia})$

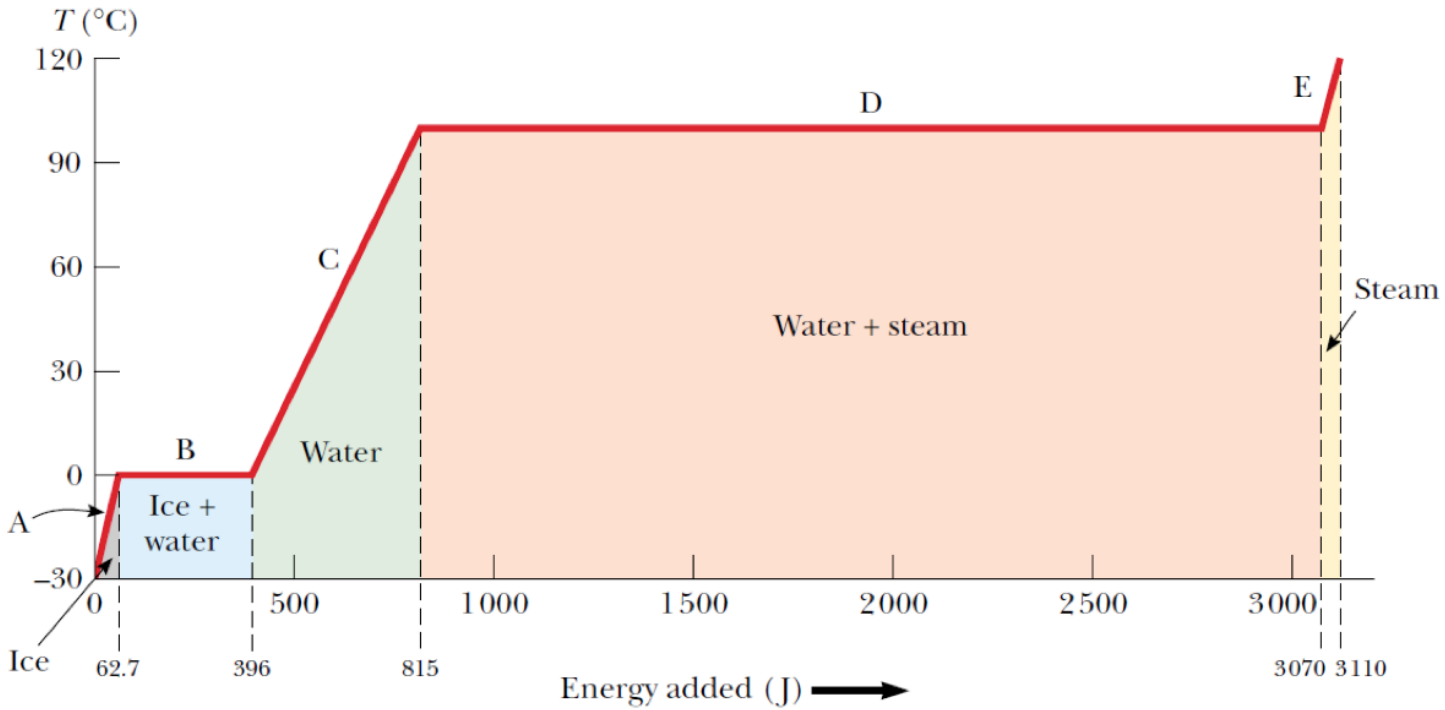
Igualando $c_o = c_a \dfrac{M_a (T_f - T_{ia})}{M_o (T_{io} - T_f)}$

Calor latente en transiciones de fase

Contenedor con agua - agregamos calor a presión constante



Cambio de líquido a vapor requiere entregar calor al sistema.



Cambio de líquido a vapor requiere entregar calor al sistema.

$$Q_{\text{vaporización}} = ML_v \quad \text{donde } L_v \text{ calor latente de vaporización}$$

Cambio de sólido a líquido tambien requiere entregar calor al sistema.

$$Q_{\text{fusión}} = ML_f \quad \text{donde} \quad L_f \text{ calor latente de fusión}$$

Ejercicio

2kg de agua a $25\,^{\circ}$C se mezclan con 0.5kg de hielo a $-5\,^{\circ}$C. ¿Cuál es la temperatura y composición de la mezcla cuando se llega al equilibrio termodinámico?

calor específico del agua $c_a = 4,18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$, calor específico del hielo $c_h = 2,09 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$, calor latente de fusión del hielo $L_h = 335 \frac{\text{kJ}}{\text{kg K}}$.

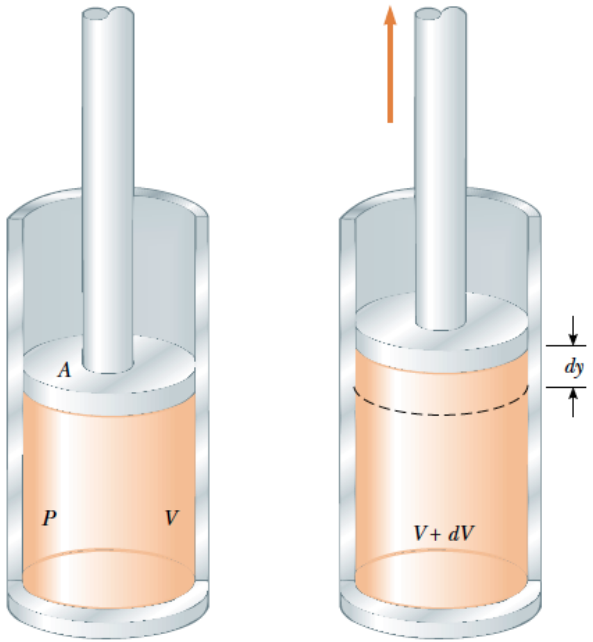
Trabajo

$$dW = \vec{F} \cdot d\vec{r}$$

Considerando un cambio de Volumen

que ocurre de forma cuasiestática

$$dW = (PA)(dy) = PdV$$



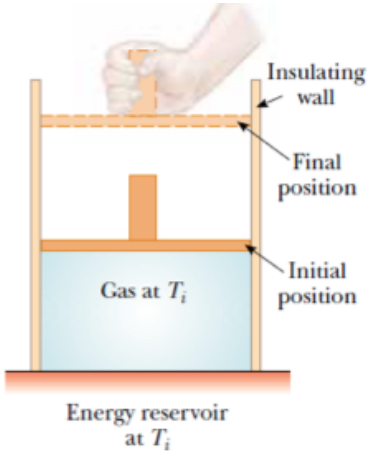
Cuando el volumen del gas cambia de V_i hasta V_f , el trabajo hecho por el gas será:

$$W = \int dW = \int_{V_i}^{V_f} PdV$$

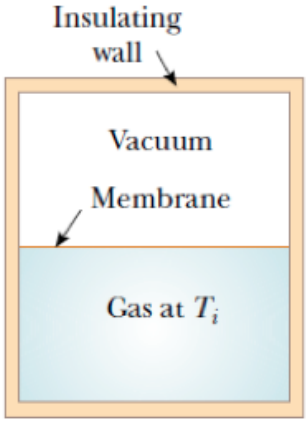
Trabajo positivo representa una transferencia de energía afuera del sistema

procesos termodinámicos cuasiestáticos

En este proceso el gas realiza trabajo sobre el pistón y entra calor desde el reservorio.

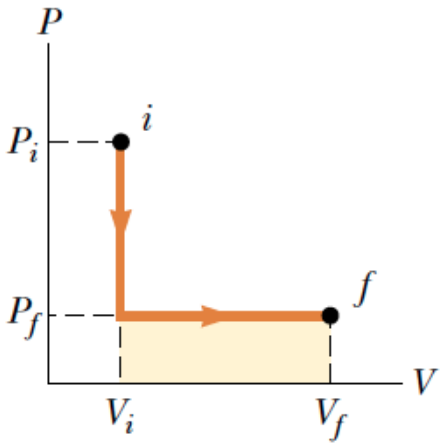


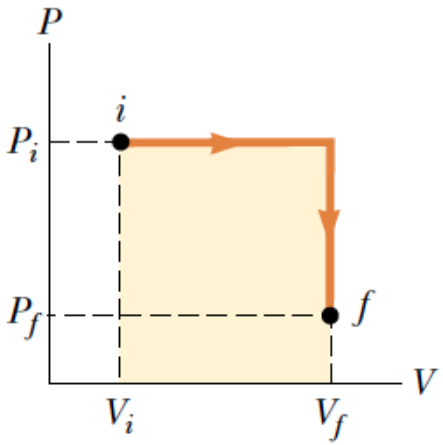
Al romper la membrana el gas se expande sin realizar trabajo (ni recibir calor).

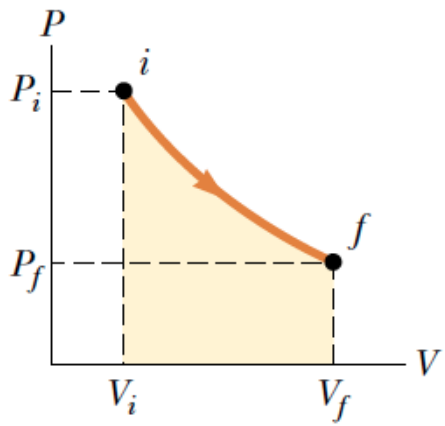


Trabajo y calor en procesos termodinámicos

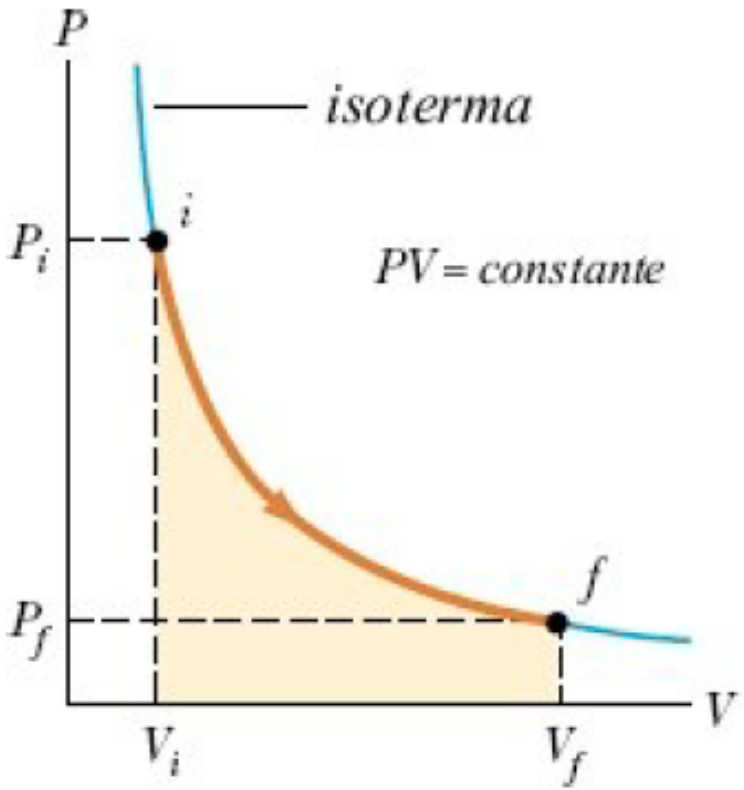
El trabajo realizado sobre el sistema W así como la transferencia de energía calórica Q al ir desde i a f dependen del camino entre los estados.







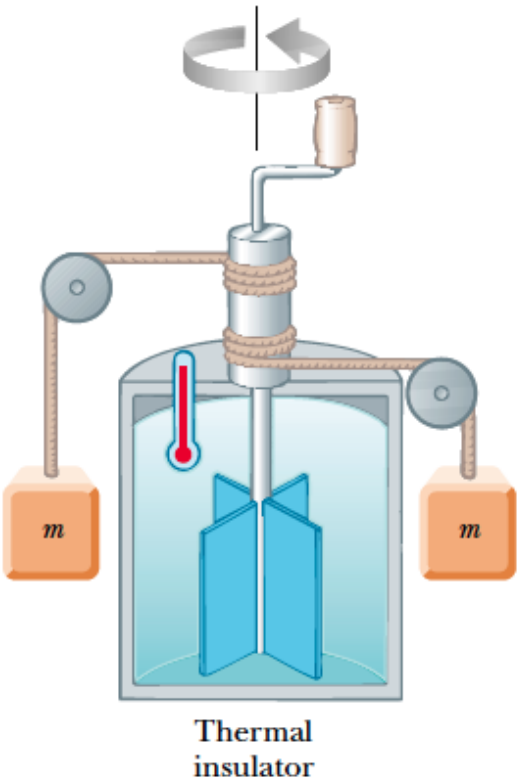
Expansión isotérmica cuasiestática de un gas ideal ($T = cte$)

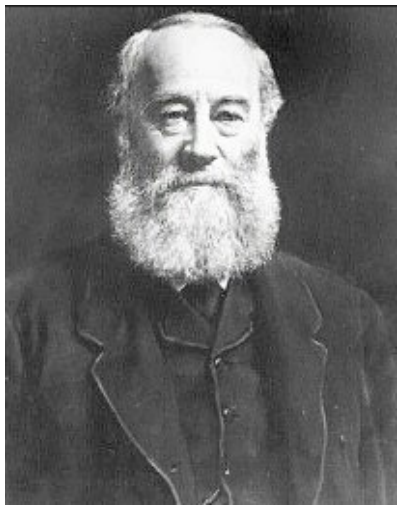


El trabajo hecho por el gas durante la expansión está dada por:

$$W = nRT \log(\frac{V_f}{V_i})$$

Equivalente mecánico del calor: Con un famoso experimento Joules estableció que existe una equivalencia entre la energía mecánica y la energía interna.





James Presott Joules (1818-1889)

El experimento establecio que:

$$2mgh = cM\Delta T$$

Primera ley de la termodinámica:

Corresponde a la ley de conservación de la energía, incluyendo la energía interna.

Experimentalmente, se encuentra que la cantidad $Q - W$ es la misma para todos los procesos y solo depende de los estados inicial y final.

El cambio de energía corresponde precisamente a:

$$\Delta E = Q - W \quad \longrightarrow dE = \delta Q - \delta W$$

Proceso estacionario $dU = \delta Q - \delta W$

Si es cuasiestático $dU = \delta Q - PdV$

Tipos de procesos termodinámicos:

- Isométrico o isocórico - V constante

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

- Adiabático - No hay intercambio de calor

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

- Isobárico - P constante

cuasiestático $W = P\Delta V \qquad \Rightarrow \qquad \Delta U = Q - P\Delta V$

- Isotérmico - T constante

Para un gas ideal $\Delta U = 0 \qquad \Rightarrow \qquad Q = W$

además cuasiestático $W = nRT \log(V_f/V_i)$

- proceso cíclico mismo estado inicial y final

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

Sin cambio de fase a presión/volumen constante se puede aproximar $\delta Q = c_{v/p} M dT$

Calor específico de los gases ideales

La energía interna para gases ideales $U = Ne_c = N\frac{3}{2}k_BT$

La energía interna necesaria para aumentar la temperatura de T_i a T_f no depende de la trayectoria seguida.

$$Q = \Delta U + W = N\frac{3}{2}k_B(T_f - T_i) + W \quad W \text{ depende de la trayectoria}$$

Calor específico molar a Volumen contante $\rightarrow Q = nc_v\Delta T$

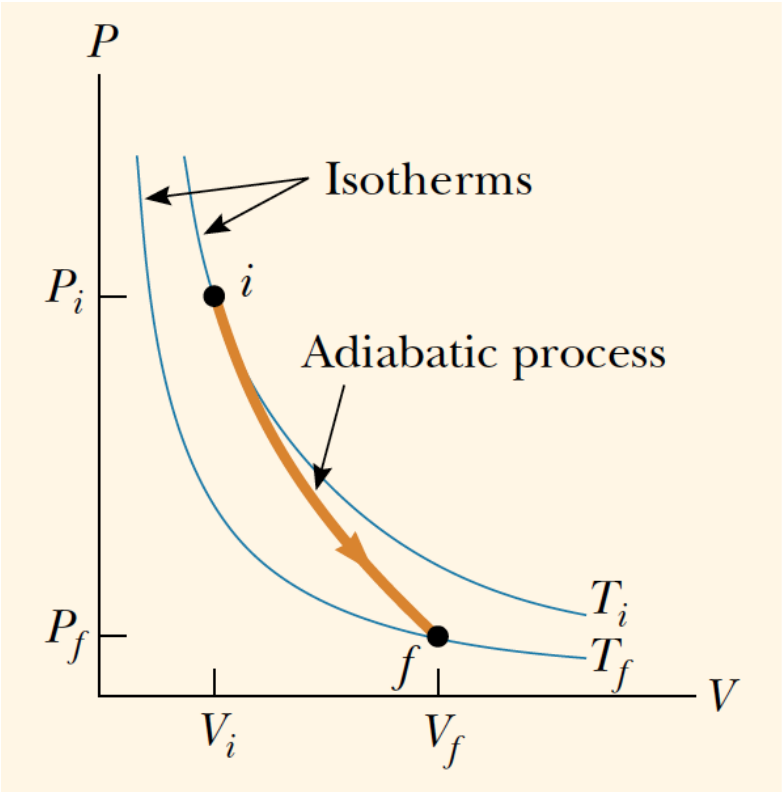
$$c_v = \frac{3}{2}R$$

Calor específico molar a Presión contante $\rightarrow Q = nc_p\Delta T$

$$c_p = \frac{5}{2}R$$

gas ideal diatómico $U = N\frac{5}{2}k_BT$, $c_v = 5/2$ y $c_p = 7/2$

Expansión adiabática de un gas ideal



$$\left(\frac{V_i}{V_f}\right)^{\frac{c_p}{c_v}} = \frac{P_f}{P_i}$$

$$\left(\frac{V_i}{V_f}\right)^{\frac{c_p}{c_v}-1} = \frac{T_f}{T_i}$$

Se define $\gamma = \dfrac{c_p}{c_v}$ como el índice adiabático.

Para gases ideales monoatómicos $\gamma = 5/3$
para gases ideales diatómicos $\gamma = c_p/c_v = 7/5$

Ejercicio

Un gas ideal diatómico ($\gamma = 1.4$) y volumen específico molar ($v = V/n$) inicial de $0.008\,\mathrm{m}^3/\mathrm{mol}$ se somete a un calentamiento isocórico que hace variar su presión entre 265 kPa y 420 kPa. Seguidamente, el gas se expande adiabáticamente hasta un cierto volumen. Por último, se somete a un proceso isotérmico que lo devuelve al estado inicial.

a) Dibuje de forma cualitativa en un diagrama $P - v$ el ciclo completo, identificando cada una de las partes. *(1 pto.)*

b) Determine la presión, el volumen específico molar y la temperatura del punto común entre el proceso adiabático y el proceso isotérmico. *(2 pts.)*

c) Calcule el calor por mol transferido al gas en la estapa isocórica y el trabajo por mol realizado por el gas durante la expansión adiabática. *(2 pts.)*

d) Justifique la relación que existe entre el calor y el trabajo obtenido en el apartado anterior. *(1 pto.)*

Dato: $R = 8,314\,\mathrm{J}/\left(\mathrm{K}\cdot\mathrm{mol}\right)$.

Ejercicio

Un cilindro contiene gas Oxígeno (gas ideal diatómico) inicialmente a $100kPa$ en un volumen de $10L$. El oxigeno se encuentra inicialmente en equilibrio térmico con el exterior, que está a $27\,^{\circ}C$. El gas es comprimido adiabáticamente (considere que el proceso es cuasiestático), hasta que el volumen es $8L$. Luego se mantiene en ese volumen y se permite el flujo de calor hasta que nuevamente alcanza el equilibrio térmico con el exterior.

a) Encuentre la temperatura y la presión más altas que alcanza el oxígeno en el proceso.

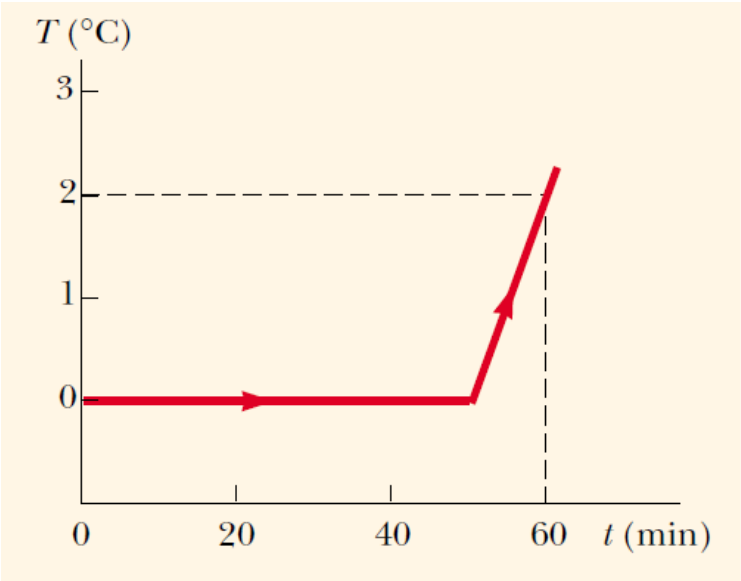
b) Represente el proceso en diagramas P-V y T-V.

c) Encuentre el trabajo realizado por el Oxígeno en todo el proceso.

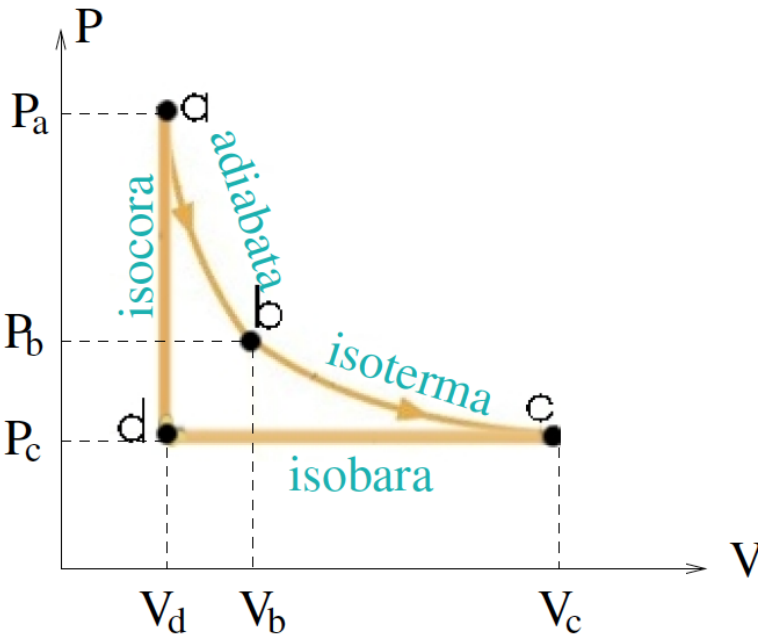
d) Encuentre el calor cedido por el Oxígeno en todo el proceso.

Ejercicio

Un recipiente para cocinar sobre un quemador lento contiene $10\,kg$ de agua líquida y una masa desconocida de hielo, ambos en equilibrio a $0\,^{\circ}C$ en $t = 0$. La temperatura de la mezcla se mide en varios instantes y el resultado se grafica como se muestra. Durante los primeros 50 min., la mezcla permanece a $0\,^{\circ}C$. Desde los 50 min. a los 60 min. la temperatura aumenta linealmente hasta $2^{\circ}C$. Sin hacer caso de la capacidad calorífica del recipiente, calcule la masa de hielo inicial.



10 moles de un gas ideal diatómico se encuentran inicialmente a presión $P_a = 5 \times 10^5 Pa$, ocupando un volumen $V_a = 249 \times 10^{-3} m^3$. El gas se expande adiabáticamente hasta ocupar un volumen $V_b = 479 \times 10^{-3} m^3$. Luego el gas experimenta una transformación isotérmica hasta alcanzar la presión $P_c = 1 \times 10^5 Pa$. En seguida, el gas se comprime isobáricamente hasta un volumen $V_d = 249 \times 10^{-3} m^3$. Finalmente el gas experimenta una transformación a volumen constante, que lo devuelve al estado inicial.
1-Represente gráficamente, en un diagrama P-V, el proceso experimentado por el gas.
2- Encuentre los valores de las variables termodinámicas desconocidas en los puntos a, b, c y d del proceso.
3- Encuentre el flujo de calor, el trabajo realizado por el gas y la variación de energía interna en cada etapa del proceso, explicando el sentido físico de los signos asociados a los valores encontrados.



etapa	Q	W	ΔU
$a \rightarrow b$	0	71667.6	-71667.6
$b \rightarrow c$	66403	66403	0
$c \rightarrow d$	-248150	-70900	-177250
$d \rightarrow a$	249000	0	249000

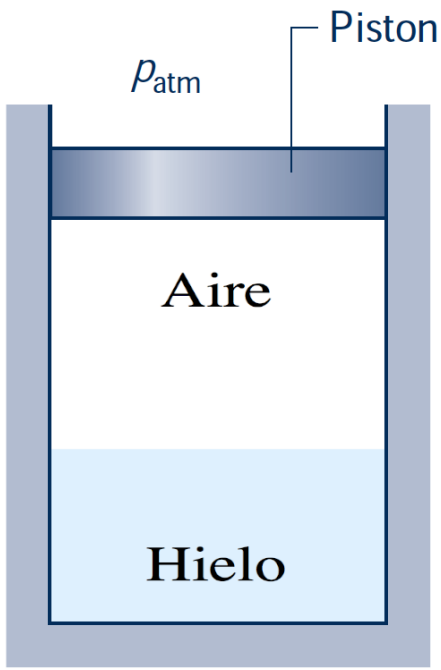
Las unidades de energía están en Joules

Ejercicio

En un cilindro aislante se encierran 10 moles de aire junto con $10\,g$ de hielo. La parte superior está cerrada por un pistón movible de masa despreciable como se muestra en la figura. Inicialmente el hielo se encuentra a una temperatura de $0\,^o$C y el aire a una temperatura $30\,^o$C. Considere que el flujo de calor entre el hielo y el aire es suficientemente lento de manera que el proceso es cuasiestático.

a) Determine la temperatura de equilibrio.

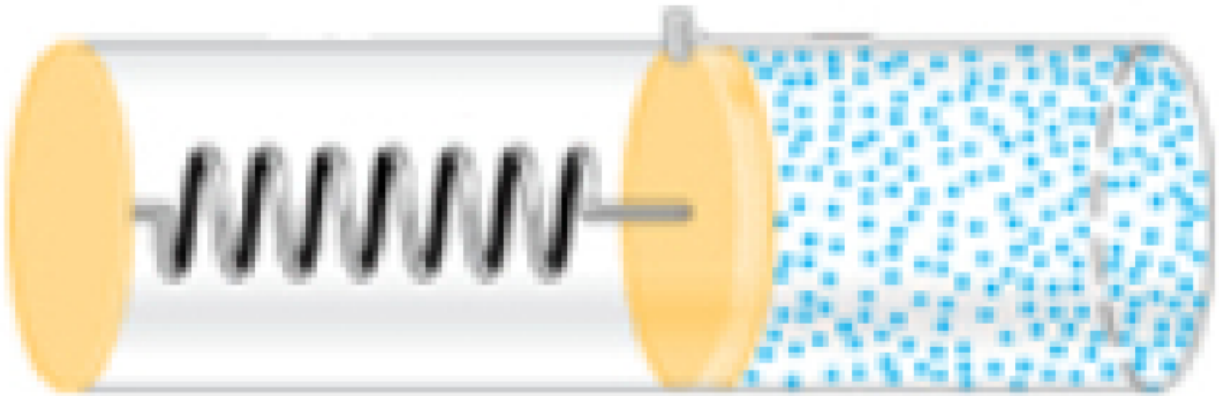
b) Calcule la variación de energía interna total del sistema y la variación de energía interna del agua .



El aire se puede aproximar por un gas ideal monoatómico. Calor latente de fusión del hielo $L_f = 3.33 \times 10^5 \, \frac{J}{kg}$, $\rho_h = 916 \, \frac{kg}{m^3}$, $\rho_{\text{agua}} = 1000 \, \frac{kg}{m^3}$, $c_{\text{agua}} = 4.19 \times 10^3 \, \frac{J}{kg \cdot K}$, $R = 8.314 \, \frac{J}{mol \cdot K}$ y $p_{\text{atm}} = 100kPa$.

Ejercicio

Un gas ideal llena la porción derecha de un cilindro horizontal de 5 cm de radio. La presión inicial es de $101kPa$. Un pistón movible y sin roce separa el gas de la porción izquierda del cilindro, la cual no tiene gas y contiene un resorte ideal, como muestra la figura. El pistón inicialmente está fijo y el resorte está relajado. La porción que llena el gas es de $20cm$ de largo. Al liberar el pistón, el gas se expande y alcanza el doble del volumen inicial. Si las temperaturas inicial y final son iguales, determine:
a) la constante del resorte,
b) el trabajo realizado por el gas,
c) el calor transferido, especificando si entra o sale del gas.



Se tiene un gas ideal dentro de un recipiente de material aislante con un pistón movible. Inicialmente el gas se encuentra a un volumen $V_i = 2$ m^3 y una temperatura $T_i = 300$ K. Luego se comprime adiabática y cuasiestáticamente hasta un volumen final $V_f = 1$ m^3.

a) Determine la temperatura final y el trabajo realizado en el proceso cuando el recipiente contiene
   i) 4 moles de un gas ideal monoatómico ($c_V = (3/2)R$ y $c_P = (5/2)R$),
   ii) 2 moles de un gas ideal diatómico ($c_V = (5/2)R$ y $c_P = (7/2)R$).

   Grafique ambos procesos en un único diagrama $T - V$.

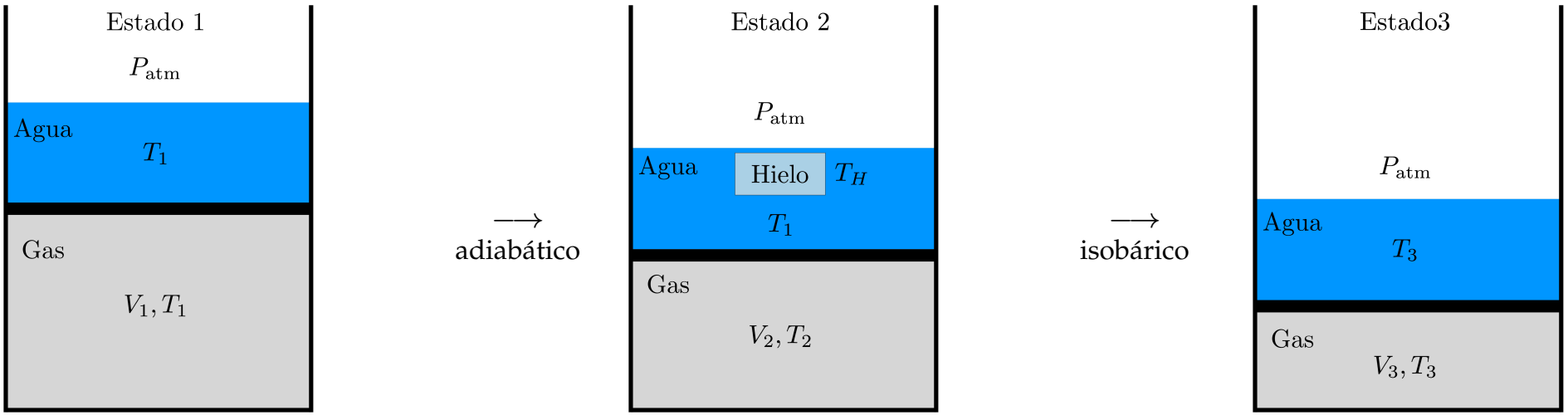
   Suponga ahora que el recipiente contiene una *mezcla* de 4 moles de un gas ideal monoatómico y 2 moles de un gas ideal diatómico.

b) Calcule, usando la ley de presiones parciales, la presión de la mezcla en el estado inicial. Calcule también la energía interna en dicho estado.

c) Determine la temperatura final de la mezcla. Incluya este proceso en el diagrama $T - V$ del inciso a) y compare los resultados.

d) **Bono**: determine el flujo de calor desde el gas monoatómico al gas diatómico durante el proceso.

Considere un recipiente cilíndrico de área $A = 0.001\,\mathrm{m}^2$ con un pistón de masa despreciable que se mueve libremente (sin roce). Dentro del pistón se tienen 10 moles de un gas ideal monoatómico, mientras que sobre éste hay 10 kg de agua líquida. Si bien el agua está en contacto con la atmósfera (actúa P_{atm}), despreciaremos cualquier intercambio de calor del sistema con el ambiente. Sin embargo, sí puede fluir calor entre el agua y el gas a través del pistón.
Inicialmente el sistema se encuentra en equilibrio térmico a $20\,^{\circ}$C (estado 1). Luego se depositan 2 kg de hielo a $-5\,^{\circ}$C en el agua, lo que hace que el gas cambie su volumen hasta un estado intermedio (estado 2). Este proceso es lo suficientemente lento como para que sea cuasi-estático y, a la vez, lo suficientemente rápido como para que sea adiabático; el pistón está siempre en equilibrio y no hay transferencia de calor entre el agua y el hielo o entre el agua y el gas (el agua y el hielo permanecen a $20\,^{\circ}$C y $-5\,^{\circ}$C, respectivamente). Finalmente, se espera hasta que el hielo se derrita completamente y todo el sistema alcance el equilibrio térmico (estado 3). Esta parte del proceso es isobárica.



a) Calcule la presión y el volumen del gas en el estado 1. *(1.5 pts.)*

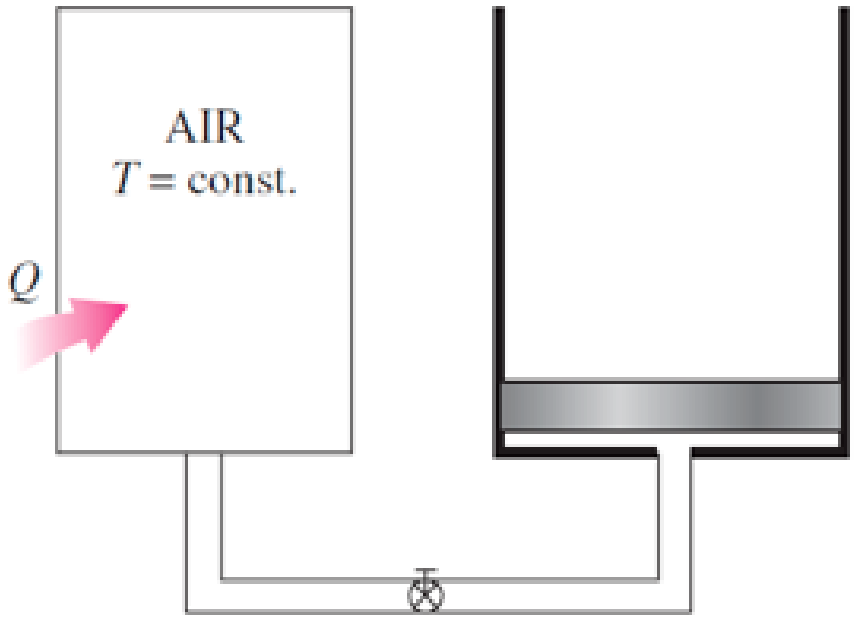
b) Calcule la presión, el volumen y la temperatura del gas en el estado 2. *(2 pts.)*

c) Usando que el calor total transferido entre el gas, el agua y el hielo debe ser cero, determine la temperatura final del sistema. Calcule además el volumen del gas en el estado 3. *(1 pto.)*

d) Calcule el cambio en la energía interna del gas y el trabajo realizado por éste en el proceso $2-3$. *(1.5 pts.)*

Datos: $R = 8.31447\ [\mathrm{J}/(\mathrm{mol}\cdot\mathrm{K})]$, $c_V = (3/2)\,R$, $c_P = (5/2)\,R$, $\gamma = c_P/c_V$, $c_{\mathrm{hielo}} = 2090\ [\mathrm{J}/(\mathrm{kg}\cdot{}^{\circ}\mathrm{C})]$, $c_{\mathrm{agua}} = 4186\ [\mathrm{J}/(\mathrm{kg}\cdot{}^{\circ}\mathrm{C})]$, $L_f = 334\ [\mathrm{kJ/kg}]$, $P_{\mathrm{atm}} = 101.325$ kPa. **Ponga atención a las unidades**.

Un tanque rígido contiene $0.4m^3$ de aire (gas ideal) a 400 kPa y $30°C$ y está conectado por una válvula a un sistema pistón cilindro sin espacio, es decir, el pistón está en el fondo del cilindro. La masa del pistón es tal que se requiere 200 kPa para levantarlo. La válvula se abre lentamente y se deja pasar aire hasta que su presión baja a 200 kPa. Durante este proceso se intercambia calor con el entorno de modo que el aire permanece a $30°C$. Calcule el calor transferido al tanque.



Un sistema consistente en $1kg$ de gas ideal a $500kP$ a de presión y $0,02m^3$ de volumen ejecuta un proceso c?clico que comprende las siguientes tres etapas: (i) expansión hasta $0,08m^3$ de volumen y $150kP$ a de presión, bajo la condición de que la presión var?a linealmente con el volumen ($P = aV + b$), (ii) enfriamiento a presión constante y (iii) compresión de acuerdo a la ley $PV =$constante que lleva al sistema de vuelta a las condiciones iniciales.
1) Determinar las constantes a y b de la relación P(V) durante la primera etapa del ciclo.
3) Dibujar el ciclo termodinámico planteado en el diagrama P ? V, indicando (sobre los ejes coordenados) los valores de las variables termodinámicas en puntos representativos del ciclo.
4) Calcular el trabajo realizado en cada una de las etapas e indicar si el trabajo es hecho por el sistema o por el entorno.

Mecanismos de transmisión de calor

- **Conducción**
  Corriente de calor a través de un material sólido
- **Convección**
  Trasmisión de calor por medio del transporte de masa de un fluido
- **Radiación**
  Transmisión de calor por medio de ondas electromagnéticas desde un objeto caliente a otro mas frío.



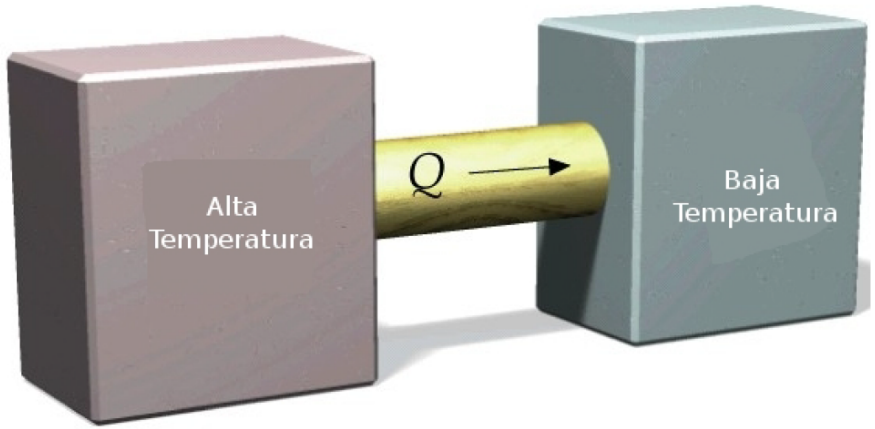
Conducción

Es el proceso por el cual la energía térmica es transferida directamente a través del material sin que haya un movimiento neto de este.

Flujo de calor por unidad de tiempo (Potencía):

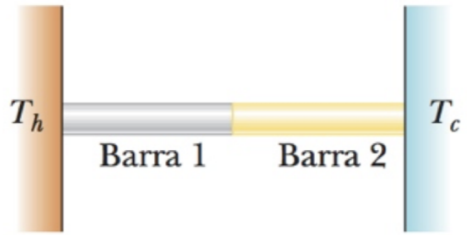
$$\mathcal{P} = \frac{Q}{\Delta t} = kA\frac{\Delta T}{L}$$

k conductividad térmica, A sección transversal, L longitud de la barra

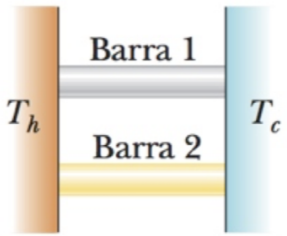


Pregunta

Tiene dos barras de la misma longitud y diámetro, pero están formadas de diferentes materiales. Las barras se usan para conectar dos regiones a distintas temperaturas de modo que las transferencias de energía a través de las barras son por calor. Las barras se conectan en serie, o en paralelo, como en la figura. ¿En qué caso la rapidez de transferencia de energía por calor es mayor?



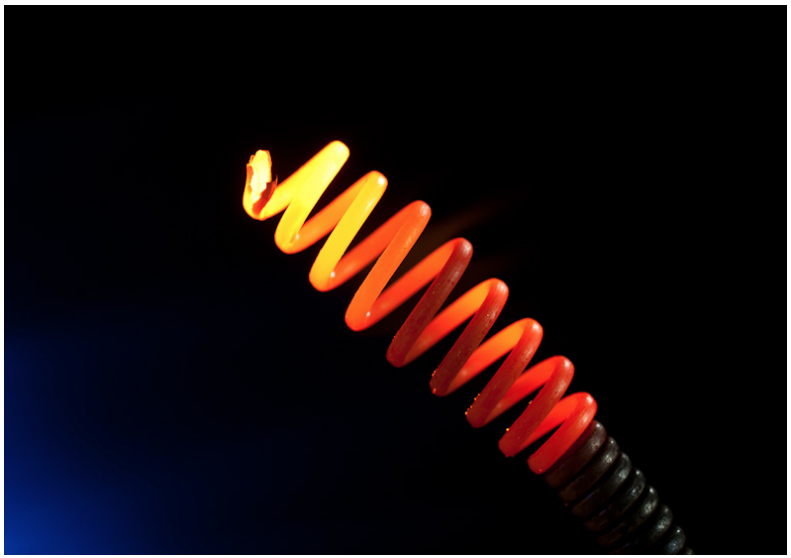
a)



Radiación

Todos los objetos irradian continuamente energía en forma de ondas electromagnéticas.

El fenómeno de transferencia de energía a través de ondas electromagnéticas se denomina radiación

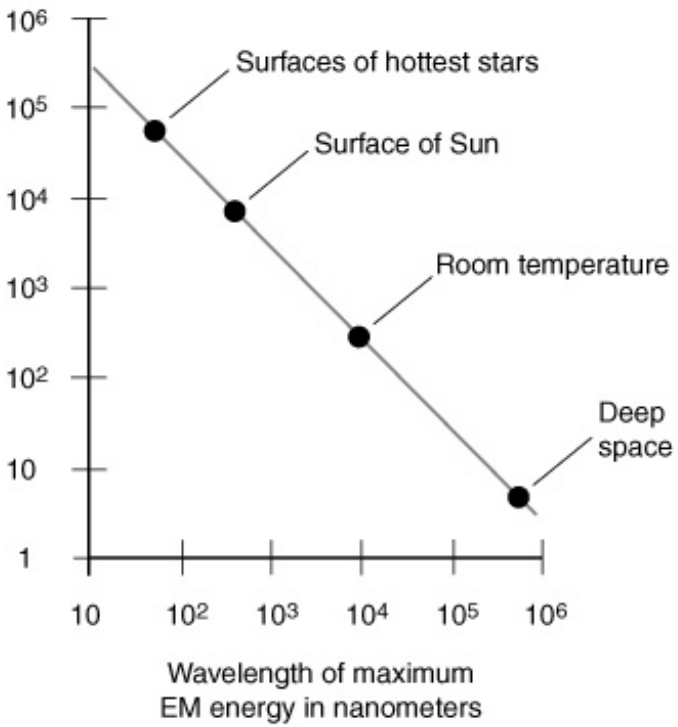




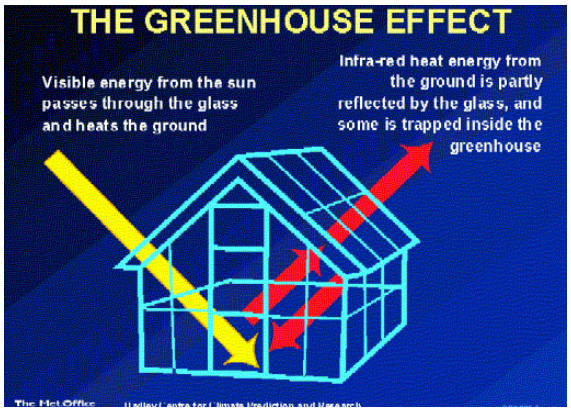
Ley de Stefan $\mathcal{P} = \sigma e A T^4$

e: emisividad $\sigma = 5,67 \times 10^{-8} \frac{W}{m^2 K^4}$

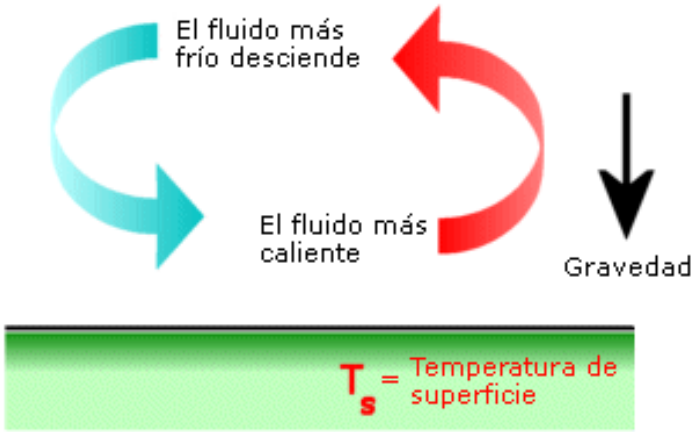
longitud de onda de máxima intensidad de radiación vs Temperatura



Efecto invernadero



Convección

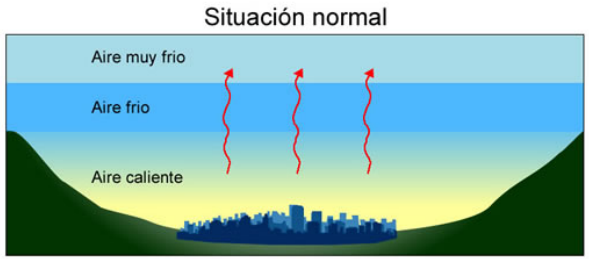


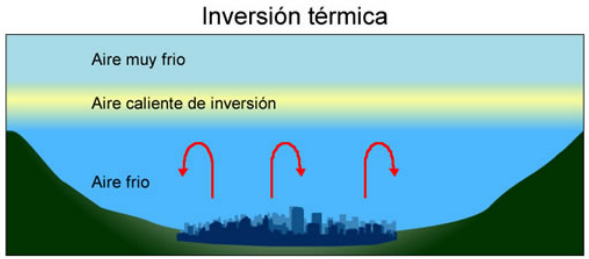
Es el proceso mediante el cual la energía térmica es transferida de un lugar a otro por el movimiento neto de un fluido.

Inversión térmica

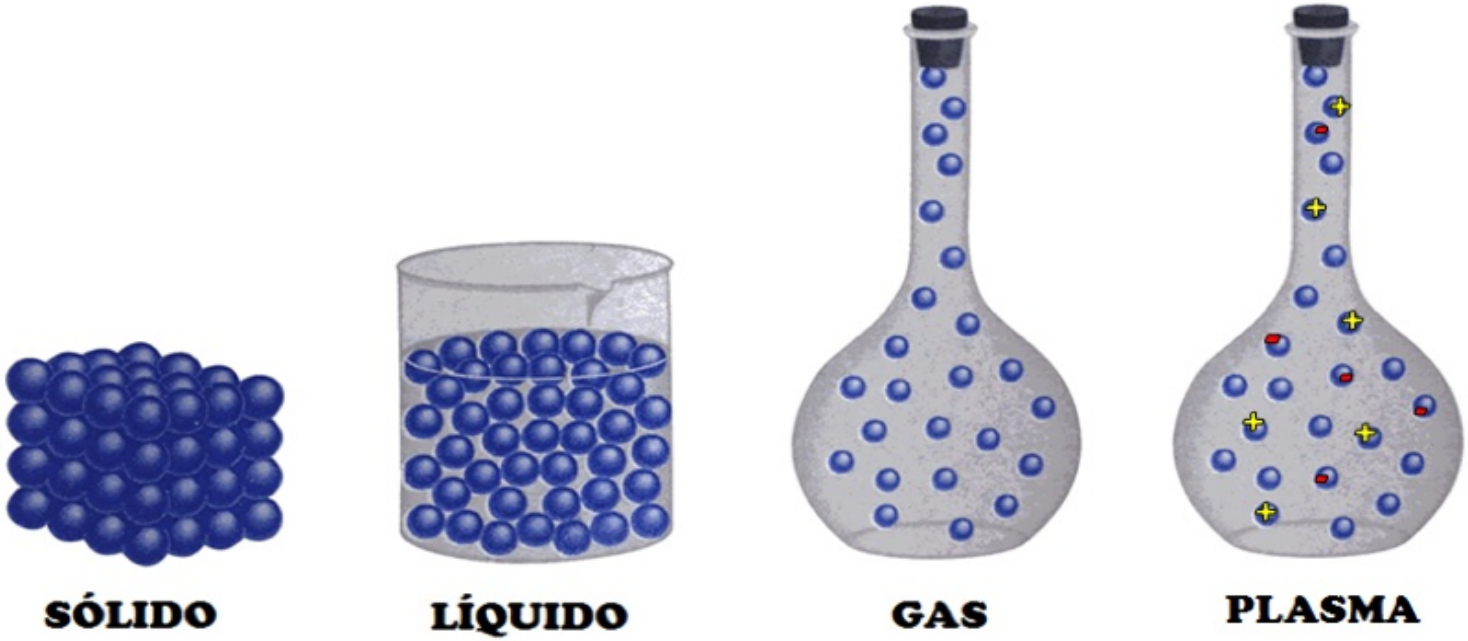
Smog





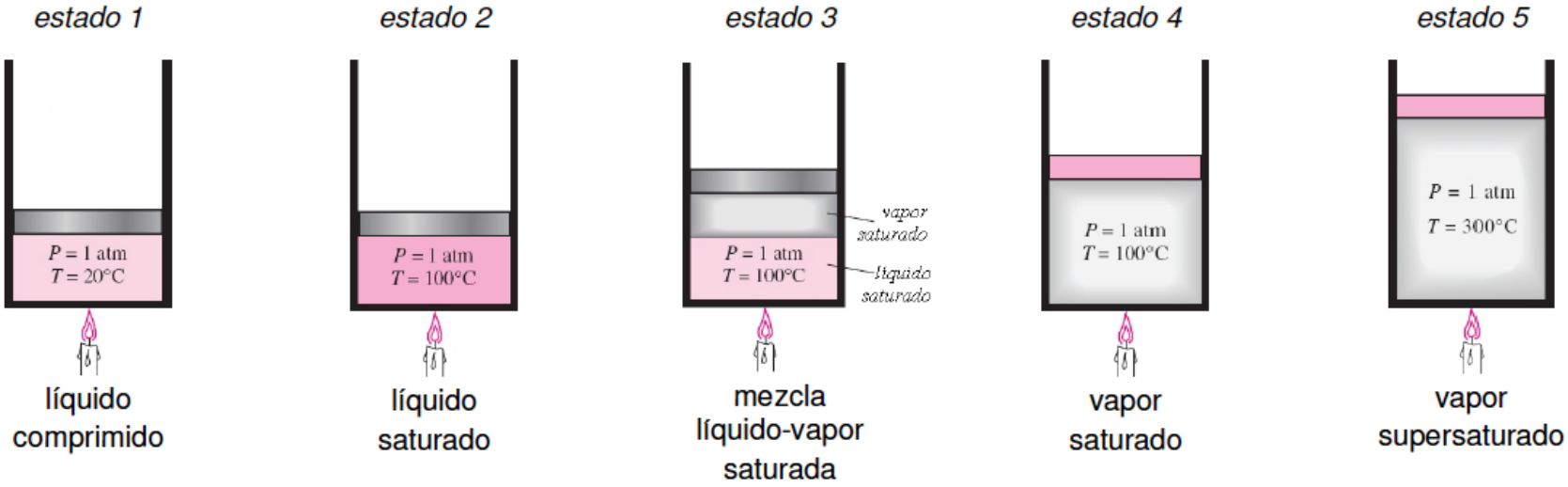


Estados de la materia



- Es necesario entregar o retirar calor del sistema para que ocurra el cambio de estado
- Los cambios de estados ocurren a determinadas temperaturas que dependen de la presión (ej: temperatura de fusión, temperatura de vaporización).
- Los procesos de cambio de estado a presión constante ocurren a temperatura constante, pero si ocurren cambios en la energía interna.

Transición de fase



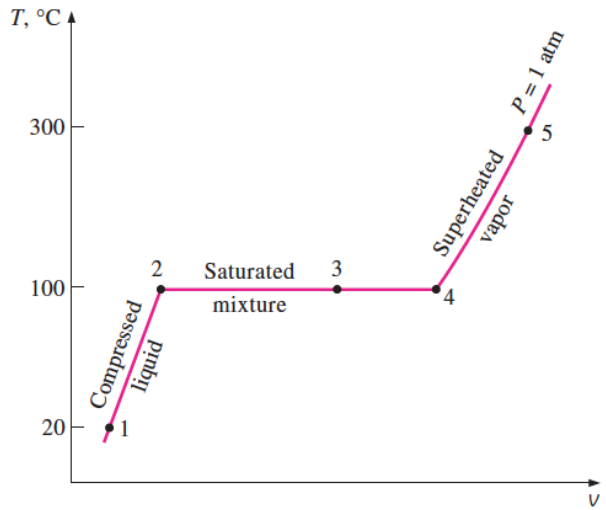


Diagrama $T - v$ en el proceso de calentamiento a presión constante.

Cambio de líquido a vapor requiere entregar calor al sistema.

$$Q_{\text{vaporización}} = ML_v$$

L_v calor latente de vaporización

Diagrama de fase vapor-líquido T-v

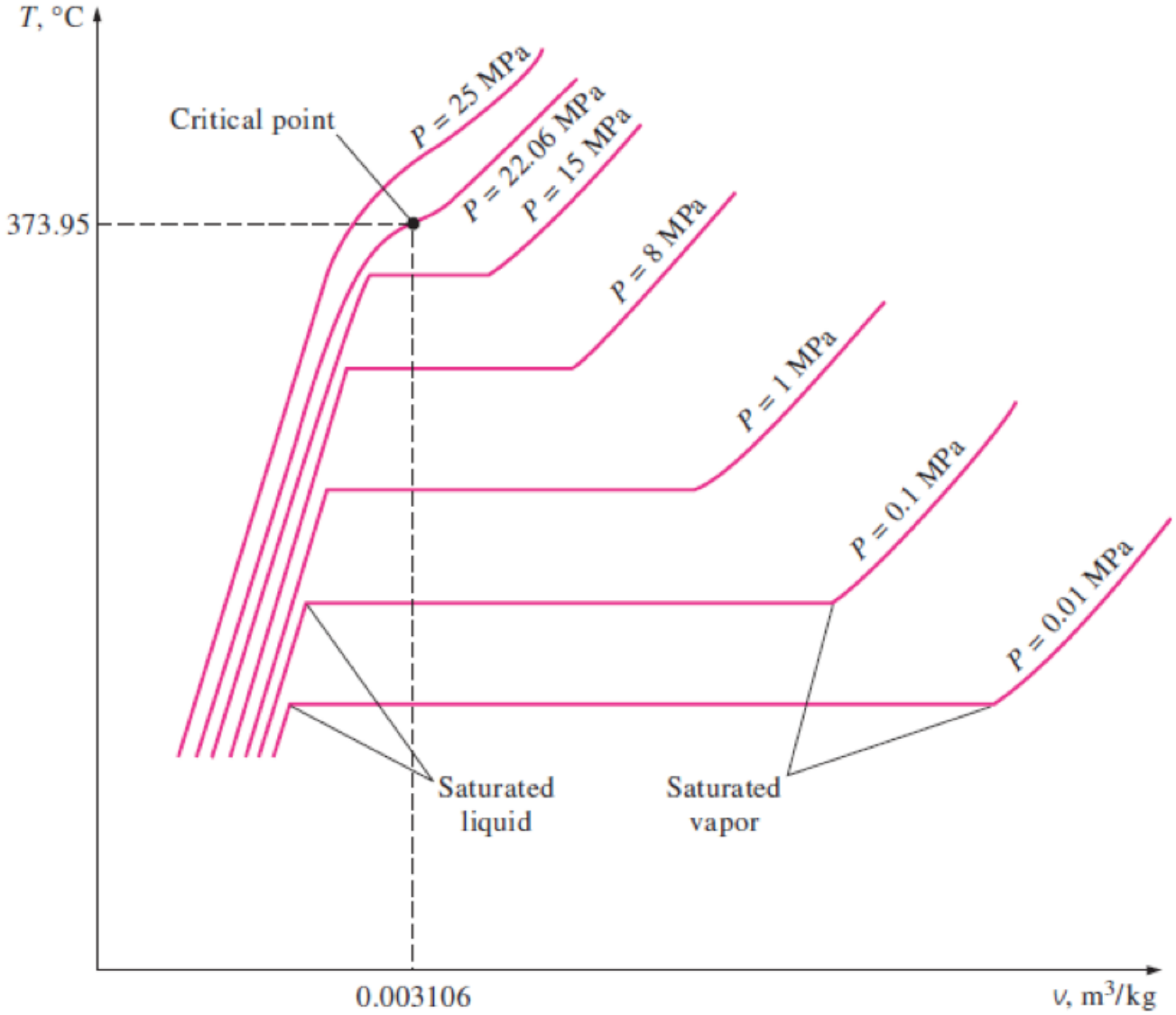


Diagrama de fase vapor-líquido T-v

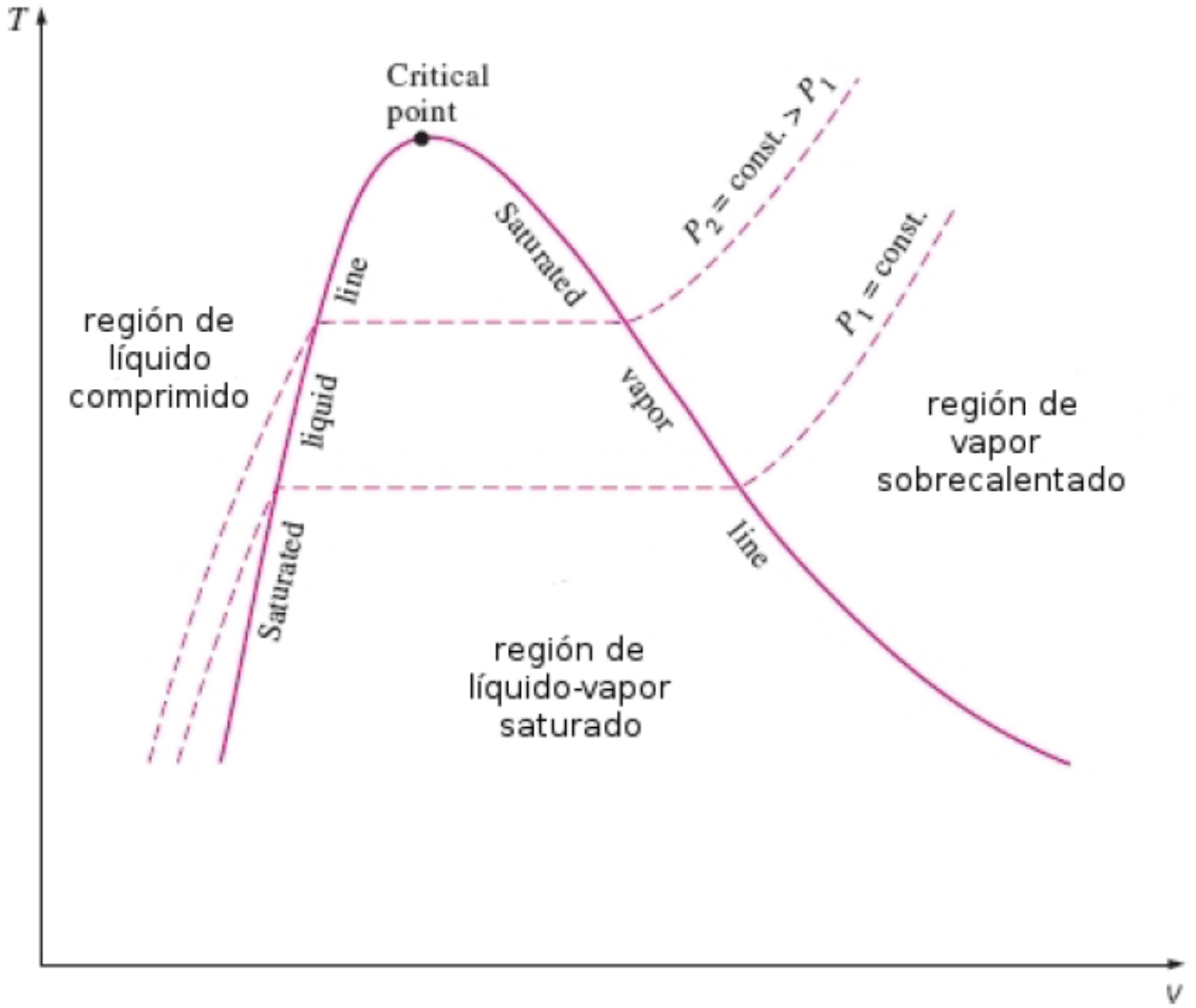
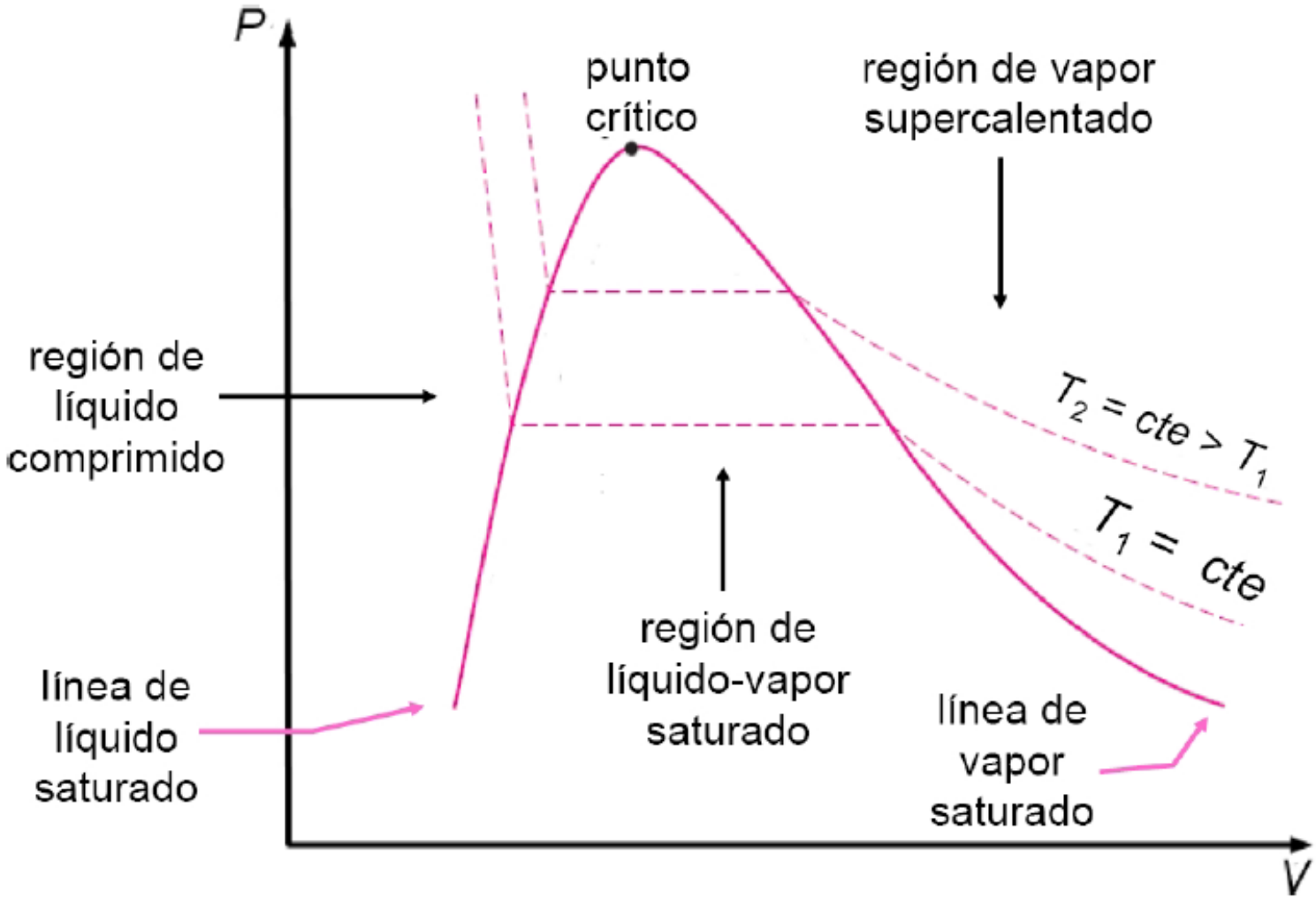


Diagrama de fase vapor-líquidoP-v



Calidad

Durante el proceso de vaporización, una mezcla de masa total M puede pensarse como una combinación de dos subsistemas: líquido saturado con masa M_f y otra como vapor saturado M_g.

$$x \equiv \frac{M_g}{M} = \frac{M_g}{M_g + M_f}$$

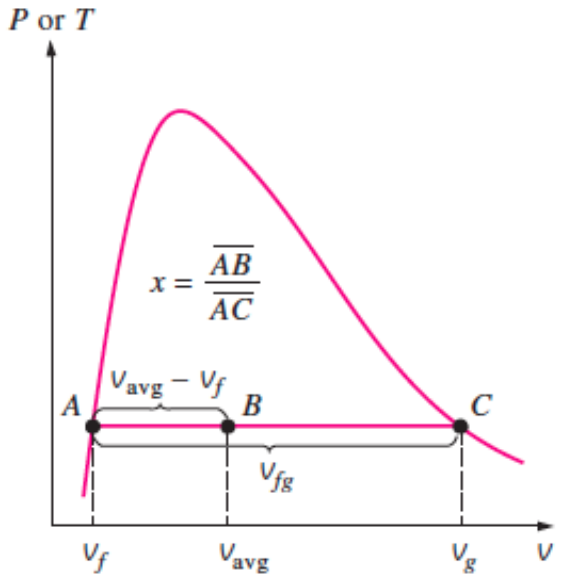
Este factor tiene sentido sólo para mezclas saturadas.

Las propiedades de la mezcla se pueden calcular como el promedio de los dos subsistemas usando x.

Un tanque de volumen V contiene una mezcla con un volumen V_f de liquido saturado y V_g de vapor saturado. Volumen específico de la mezcla

$$v_{avg} = (1 - x)v_f + xv_g$$

v_f = volumen específico del líquido saturado.
v_g = volumen específico del vapor saturado.



Cambio de fase de sólido a líquido

Líquido **Sólido**



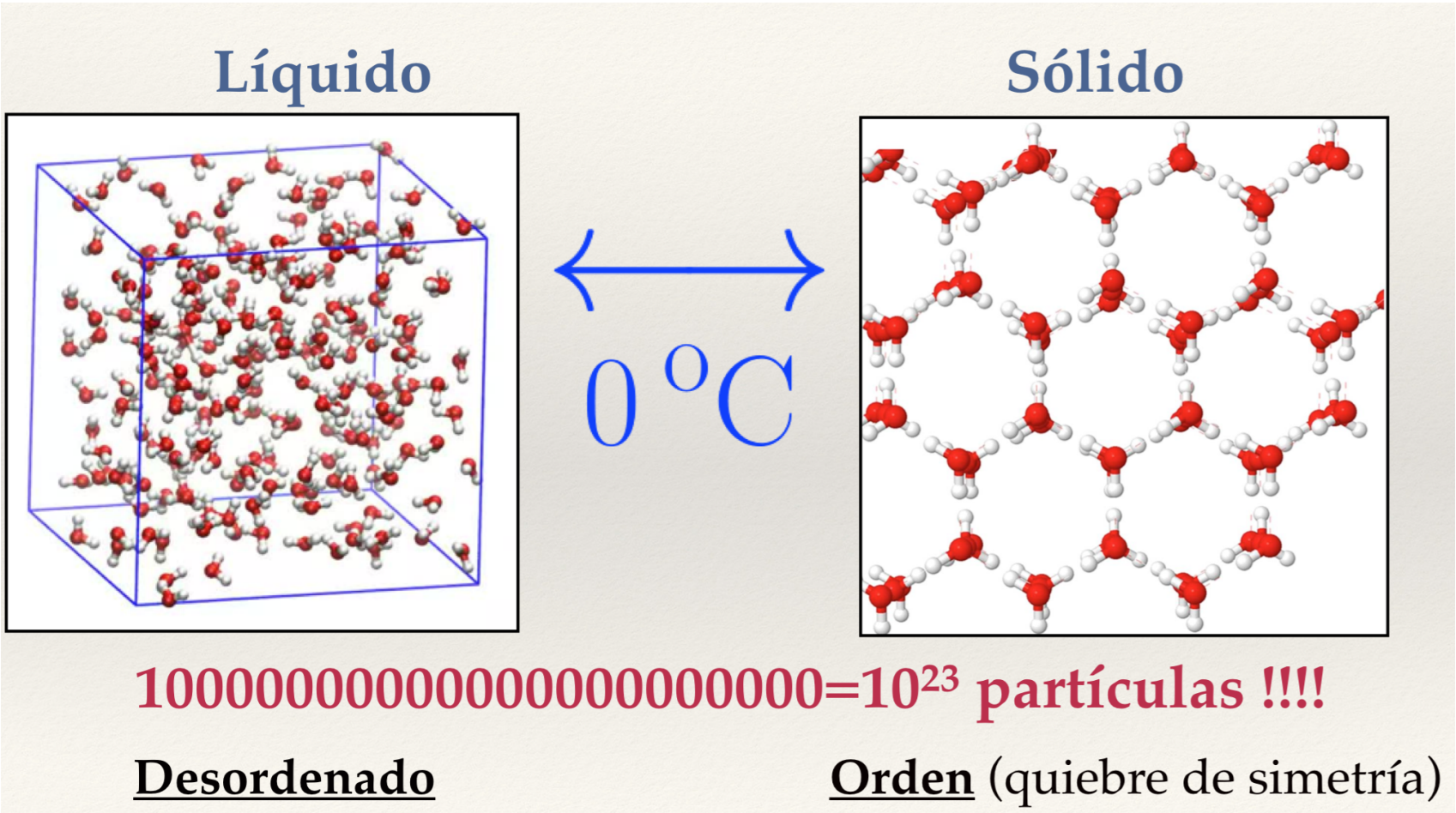
$\longleftrightarrow$

$0\,^{o}C$



Transición de Fase: Cambio cualitativo en el estado del sistema

Cambio de fase de sólido a líquido



Cambio de fase de sólido a líquido

requiere entregar calor al sistema $Q_{\text{fusión}} = ML_f$

L_f calor latente de fusión

Diagrama de fase P-V

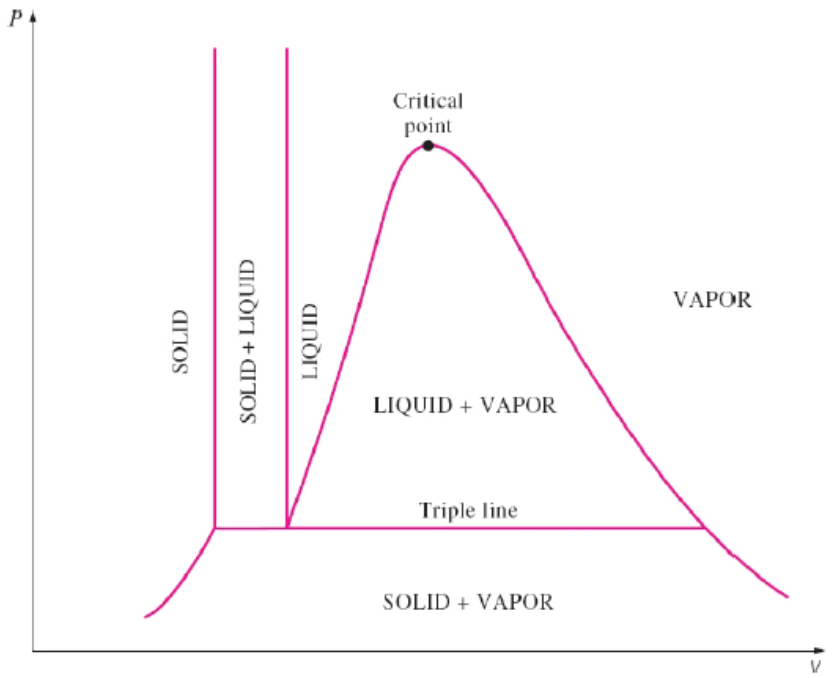
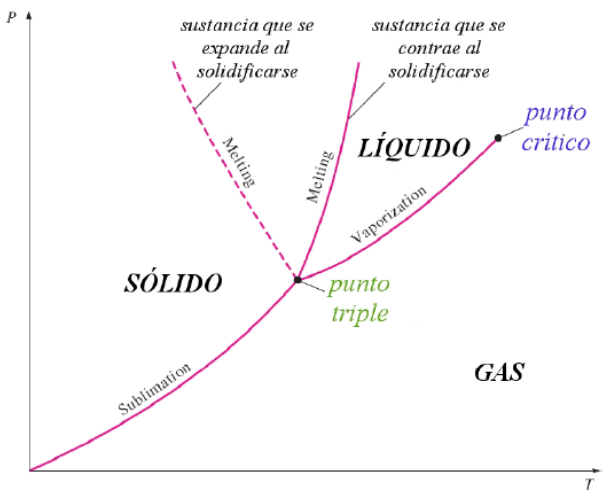
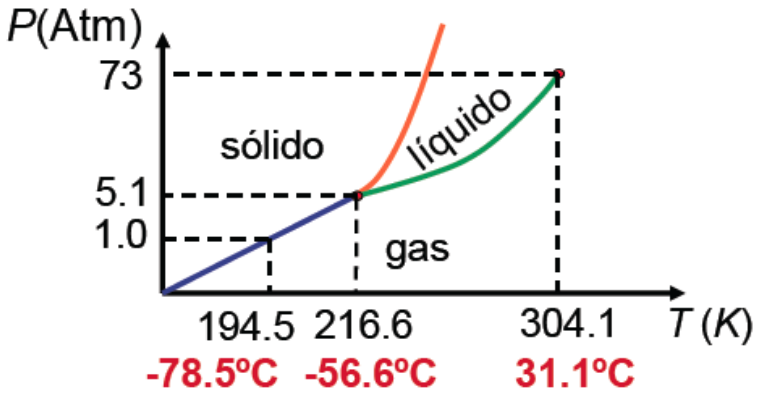


Diagrama de fase P-T

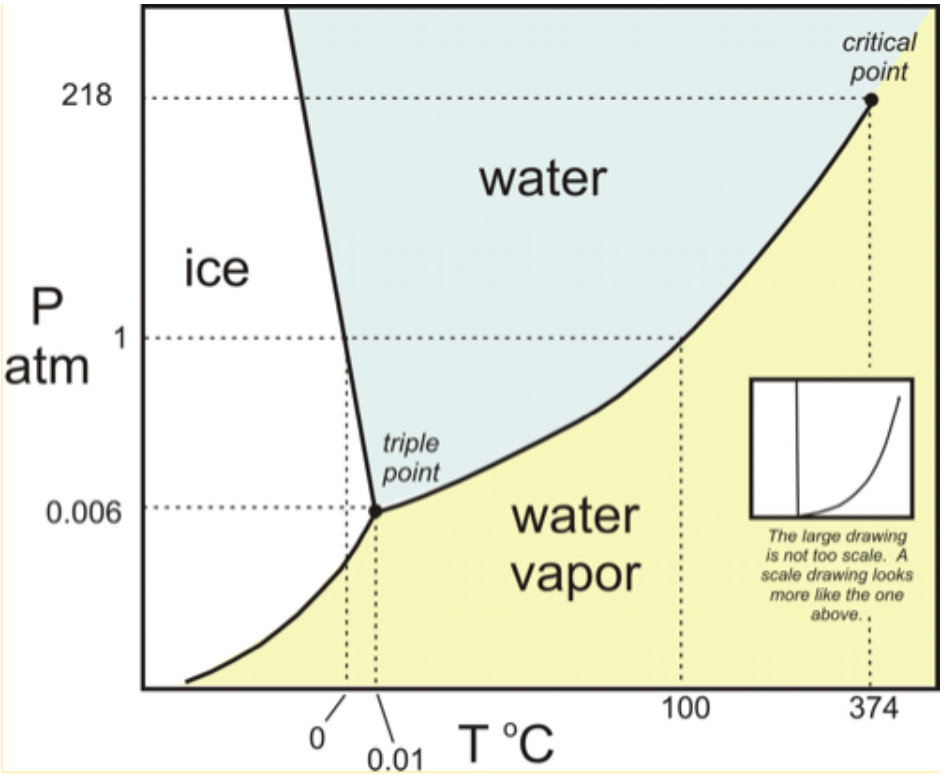


Ejemplos:

Caso del CO_2



Agua



Supercooled liquid (Líquidos superfrios)

Es siempre sólida el agua bajo los 0°C

Muchas transiciones de fases requiren centros de nucleación para iniciar el cambio de una fase a la otra.

En agua destilada en un contendor limpio se puede tener un estado líquido a $T < T_f$

Tablas termodinámicas- H_2O

Propiedades del agua saturada (líquido-vapor)

Saturated water—Temperature table

Temp., T °C	Sat. press., P_{sat} kPa	Specific volume, m³/kg: Sat. liquid, v_f	Specific volume, m³/kg: Sat. vapor, v_g	Internal energy, kJ/kg: Sat. liquid, u_f	Internal energy, kJ/kg: Evap., u_{fg}	Internal energy, kJ/kg: Sat. vapor, u_g	Enthalpy, kJ/kg: Sat. liquid, h_f	Enthalpy, kJ/kg: Evap., h_{fg}	Enthalpy, kJ/kg: Sat. vapor, h_g	Entropy, kJ/kg · K: Sat. liquid, s_f	Entropy, kJ/kg · K: Evap., s_{fg}	Entropy, kJ/kg · K: Sat. vapor, s_g
0.01	0.6117	0.001000	206.00	0.000	2374.9	2374.9	0.001	2500.9	2500.9	0.0000	9.1556	9.1556
5	0.8725	0.001000	147.03	21.019	2360.8	2381.8	21.020	2489.1	2510.1	0.0763	8.9487	9.0249
10	1.2281	0.001000	106.32	42.020	2346.6	2388.7	42.022	2477.2	2519.2	0.1511	8.7488	8.8999
15	1.7057	0.001001	77.885	62.980	2332.5	2395.5	62.982	2465.4	2528.3	0.2245	8.5559	8.7803
20	2.3392	0.001002	57.762	83.913	2318.4	2402.3	83.915	2453.5	2537.4	0.2965	8.3696	8.6661
25	3.1698	0.001003	43.340	104.83	2304.3	2409.1	104.83	2441.7	2546.5	0.3672	8.1895	8.5567
30	4.2469	0.001004	32.879	125.73	2290.2	2415.9	125.74	2429.8	2555.6	0.4368	8.0152	8.4520
35	5.6291	0.001006	25.205	146.63	2276.0	2422.7	146.64	2417.9	2564.6	0.5051	7.8466	8.3517
40	7.3851	0.001008	19.515	167.53	2261.9	2429.4	167.53	2406.0	2573.5	0.5724	7.6832	8.2556
45	9.5953	0.001010	15.251	188.43	2247.7	2436.1	188.44	2394.0	2582.4	0.6386	7.5247	8.1633

Saturated water—Pressure table

Press., P kPa	Sat. temp., T_{sat} °C	Specific volume, m³/kg: Sat. liquid, v_f	Specific volume, m³/kg: Sat. vapor, v_g	Internal energy, kJ/kg: Sat. liquid, u_f	Internal energy, kJ/kg: Evap., u_{fg}	Internal energy, kJ/kg: Sat. vapor, u_g	Enthalpy, kJ/kg: Sat. liquid, h_f	Enthalpy, kJ/kg: Evap., h_{fg}	Enthalpy, kJ/kg: Sat. vapor, h_g	Entropy, kJ/kg · K: Sat. liquid, s_f	Entropy, kJ/kg · K: Evap., s_{fg}	Entropy, kJ/kg · K: Sat. vapor, s_g
1.0	6.97	0.001000	129.19	29.302	2355.2	2384.5	29.303	2484.4	2513.7	0.1059	8.8690	8.9749
1.5	13.02	0.001001	87.964	54.686	2338.1	2392.8	54.688	2470.1	2524.7	0.1956	8.6314	8.8270
2.0	17.50	0.001001	66.990	73.431	2325.5	2398.9	73.433	2459.5	2532.9	0.2606	8.4621	8.7227
2.5	21.08	0.001002	54.242	88.422	2315.4	2403.8	88.424	2451.0	2539.4	0.3118	8.3302	8.6421
3.0	24.08	0.001003	45.654	100.98	2306.9	2407.9	100.98	2443.9	2544.8	0.3543	8.2222	8.5765
4.0	28.96	0.001004	34.791	121.39	2293.1	2414.5	121.39	2432.3	2553.7	0.4224	8.0510	8.4734
5.0	32.87	0.001005	28.185	137.75	2282.1	2419.8	137.75	2423.0	2560.7	0.4762	7.9176	8.3938
7.5	40.29	0.001008	19.233	168.74	2261.1	2429.8	168.75	2405.3	2574.0	0.5763	7.6738	8.2501
10	45.81	0.001010	14.670	191.79	2245.4	2437.2	191.81	2392.1	2583.9	0.6492	7.4996	8.1488
15	53.97	0.001014	10.020	225.93	2222.1	2448.0	225.94	2372.3	2598.3	0.7549	7.2522	8.0071

Tablas termodinámicas- H_2O

Propiedades del vapor sobrecalentado

Superheated water

T °C	v m³/kg	u kJ/kg	h kJ/kg	s kJ/kg · K
	P = 0.01 MPa (45.81°C)*			
Sat.†	14.670	2437.2	2583.9	8.1488
50	14.867	2443.3	2592.0	8.1741
100	17.196	2515.5	2687.5	8.4489
150	19.513	2587.9	2783.0	8.6893
200	21.826	2661.4	2879.6	8.9049
250	24.136	2736.1	2977.5	9.1015
300	26.446	2812.3	3076.7	9.2827
400	31.063	2969.3	3280.0	9.6094
500	35.680	3132.9	3489.7	9.8998
600	40.296	3303.3	3706.3	10.1631
700	44.911	3480.8	3929.9	10.4056
800	49.527	3665.4	4160.6	10.6312
900	54.143	3856.9	4398.3	10.8429
1000	58.758	4055.3	4642.8	11.0429
1100	63.373	4260.0	4893.8	11.2326
1200	67.989	4470.9	5150.8	11.4132
1300	72.604	4687.4	5413.4	11.5857

Propiedades del líquido comprimido

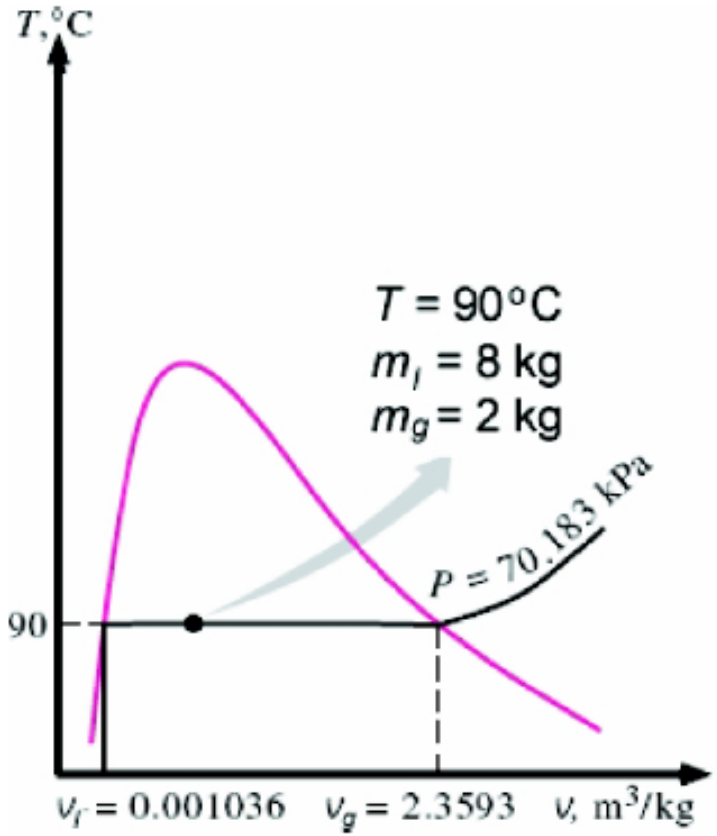
Compressed liquid water

T °C	v m³/kg	u kJ/kg	h kJ/kg	s kJ/kg · K
	P = 5 MPa (263.94°C)			
Sat.	0.0012862	1148.1	1154.5	2.9207
0	0.0009977	0.04	5.03	0.0001
20	0.0009996	83.61	88.61	0.2954
40	0.0010057	166.92	171.95	0.5705
60	0.0010149	250.29	255.36	0.8287
80	0.0010267	333.82	338.96	1.0723
100	0.0010410	417.65	422.85	1.3034
120	0.0010576	501.91	507.19	1.5236
140	0.0010769	586.80	592.18	1.7344
160	0.0010988	672.55	678.04	1.9374
180	0.0011240	759.47	765.09	2.1338
200	0.0011531	847.92	853.68	2.3251
220	0.0011868	938.39	944.32	2.5127
240	0.0012268	1031.6	1037.7	2.6983
260	0.0012755	1128.5	1134.9	2.8841
280				
300				
320				
340				

Ej: Un tanque rígido contiene $10kg$ de agua a $90°C$; $8kg$ están en estado líquido y $2kg$ en estado de vapor. Cuál es la presión del tanque? y cuál es el volumen del tanque?

Datos de la tabla termodinámica

T (°C)	P_{sat} (kPa)	V_f (m³/kg)	V_g (m³/kg)
90	70.183	0.001036	2.3593



$$P = P_{\text{sat@}90°C} = 70.183kPa$$

$$V_{\text{total}} = m_{\text{liq}}v_f + m_{\text{vap}}v_g = 4.73m^3$$

Ej 2: Un cilindro con un pistón sin roce, que opera a presión constante, contiene $0.2kg$ de vapor de agua saturado a $400kPa$. Luego el sistema intercambia calor con el medio, hasta que el volumen se reduce a la mitad.
a)Encontrar el trabajo realizado en el proceso.
b)Representar el proceso en diagramas $P - v$ y $T - v$.

Saturated water (H2O)--Pressure table

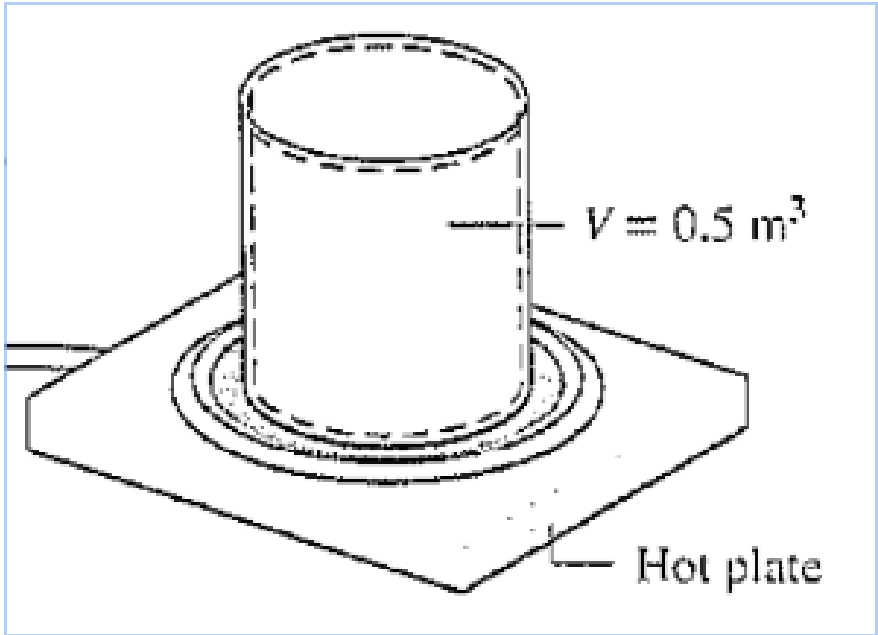
		Spec. Volume	
kPa	deg-C	m^3/kg	
Press.	Sat. temp.	Sat. liquid	Sat. vapor
p MPa	Tsat@p	v_f	v_g
0.350	138.88	0.001079	0.5243
0.375	141.32	0.001081	0.4914
0.40	143.63	0.001084	0.4625
0.45	147.93	0.001088	0.414
0.50	151.86	0.001093	0.3749

Un contenedor rígido y cerrado de $0.5m^3$ se pone sobre un calentador. Inicialmente el contenedor tiene una mezcla saturada de agua líquida y vapor a $P1 = 1$ bar con una calidad de 0.5. Luego de calentar, la presión en el contenedor es $P2 = 1.5$ bar. Calcule

a. La temperatura en $^\circ C$ en los estados 1 y 2

b. La masa de vapor presente en los estados 1 y 2

c. Si se sigue calentando, calcule la presión, en bar, cuando el contenedor tiene solo vapor saturado (estado 3). Ayuda: es posible que necesite interpolar los datos.



Saturated water—Pressure table

		Specific volume, m^3/kg		Internal energy, kJ/kg			Enthalpy, kJ/kg			Entropy, kJ/kg · K		
Press., P kPa	Sat. temp., T_{sat} °C	Sat. liquid, v_f	Sat. vapor, v_g	Sat. liquid, u_f	Evap., u_{fg}	Sat. vapor, u_g	Sat. liquid, h_f	Evap., h_{fg}	Sat. vapor, h_g	Sat. liquid, s_f	Evap., s_{fg}	Sat. vapor, s_g
1.0	6.97	0.0001000	129.19	29.302	2355.2	2384.5	29.303	2484.4	2513.7	0.1059	8.8690	8.9749
1.5	13.02	0.0001001	87.964	54.686	2338.1	2392.8	54.688	2470.1	2524.7	0.1956	8.6314	8.8270
2.0	17.50	0.0001001	66.990	73.431	2325.5	2398.9	73.433	2459.5	2532.9	0.2606	8.4621	8.7227
2.5	21.08	0.0001002	54.242	88.422	2315.4	2403.8	88.424	2451.0	2539.4	0.3118	8.3302	8.6421
3.0	24.08	0.0001003	45.654	100.98	2306.9	2407.9	100.98	2443.9	2544.8	0.3543	8.2222	8.5765
4.0	28.96	0.0001004	34.791	121.39	2293.1	2414.5	121.39	2432.3	2553.7	0.4224	8.0510	8.4734
5.0	32.87	0.0001005	28.185	137.75	2282.1	2419.8	137.75	2423.0	2560.7	0.4762	7.9176	8.3938
7.5	40.29	0.0001008	19.233	168.74	2261.1	2429.8	168.75	2405.3	2574.0	0.5763	7.6738	8.2501
10	45.81	0.0001010	14.670	191.79	2245.4	2437.2	191.81	2392.1	2583.9	0.6492	7.4996	8.1488
15	53.97	0.0001014	10.020	225.93	2222.1	2448.0	225.94	2372.3	2598.3	0.7549	7.2522	8.0071
20	60.06	0.0001017	7.6481	251.40	2204.6	2456.0	251.42	2357.5	2608.9	0.8320	7.0752	7.9073
25	64.96	0.0001020	6.2034	271.93	2190.4	2462.4	271.96	2345.5	2617.5	0.8932	6.9370	7.8302
30	69.09	0.0001022	5.2287	289.24	2178.5	2467.7	289.27	2335.3	2624.6	0.9441	6.8234	7.7675
40	75.86	0.0001026	3.9933	317.58	2158.8	2476.3	317.62	2318.4	2636.1	1.0261	6.6430	7.6691
50	81.32	0.0001030	3.2403	340.49	2142.7	2483.2	340.54	2304.7	2645.2	1.0912	6.5019	7.5931
75	91.76	0.0001037	2.2172	384.36	2111.8	2496.1	384.44	2278.0	2662.4	1.2132	6.2426	7.4558
100	99.61	0.0001043	1.6941	417.40	2088.2	2505.6	417.51	2257.5	2675.0	1.3028	6.0562	7.3589
101.325	99.97	0.0001043	1.6734	418.95	2087.0	2506.0	419.06	2256.5	2675.6	1.3069	6.0476	7.3545
125	105.97	0.0001048	1.3750	444.23	2068.8	2513.0	444.36	2240.6	2684.9	1.3741	5.9100	7.2841
150	111.35	0.0001053	1.1594	466.97	2052.3	2519.2	467.13	2226.0	2693.1	1.4337	5.7894	7.2231
175	116.04	0.0001057	1.0037	486.82	2037.7	2524.5	487.01	2213.1	2700.2	1.4850	5.6865	7.1716
200	120.21	0.0001061	0.88578	504.50	2024.6	2529.1	504.71	2201.6	2706.3	1.5302	5.5968	7.1270
225	123.97	0.0001064	0.79329	520.47	2012.7	2533.2	520.71	2191.0	2711.7	1.5706	5.5171	7.0877
250	127.41	0.0001067	0.71873	535.08	2001.8	2536.8	535.35	2181.2	2716.5	1.6072	5.4453	7.0525
275	130.58	0.0001070	0.65732	548.57	1991.6	2540.1	548.86	2172.0	2720.9	1.6408	5.3800	7.0207
300	133.52	0.0001073	0.60582	561.11	1982.1	2543.2	561.43	2163.5	2724.9	1.6717	5.3200	6.9917
325	136.27	0.0001076	0.56199	572.84	1973.1	2545.9	573.19	2155.4	2728.6	1.7005	5.2645	6.9650
350	138.86	0.0001079	0.52422	583.89	1964.6	2548.5	584.26	2147.7	2732.0	1.7274	5.2128	6.9402
375	141.30	0.0001081	0.49133	594.32	1956.6	2550.9	594.73	2140.4	2735.1	1.7526	5.1645	6.9171
400	143.61	0.0001084	0.46242	604.22	1948.9	2553.1	604.66	2133.4	2738.1	1.7765	5.1191	6.8955

Entalpía y Calor especifico

La entalpía se define como

$$H \equiv U + PV,$$

o por unidad de masa

$$h \equiv u + Pv$$

h_f es la entalpía del líquido saturado, h_g es la entalpía del vapor saturado.

Usando la primera ley se encuentra que:

$$C_v = \frac{\partial U}{\partial T}|_V \qquad C_p = \frac{\partial H}{\partial T}|_P$$

Para un gas ideal $u = c_v T \quad \& \quad h = c_p T$

cuando un gas se comporta como un gas ideal?

Factor de compresibilidad

$$Z \equiv \frac{Pv}{\mathcal{R}T} = \frac{v_{\text{real}}}{v_{\text{ideal}}}$$

donde $\mathcal{R} = R/M_m$.

Es una medida de la desviación del comportamiento de los gases reales respecto de los gases ideales

$$\%\text{error} = \frac{|v_{\text{real}} - v_{\text{ideal}}|}{v_{\text{real}}}$$

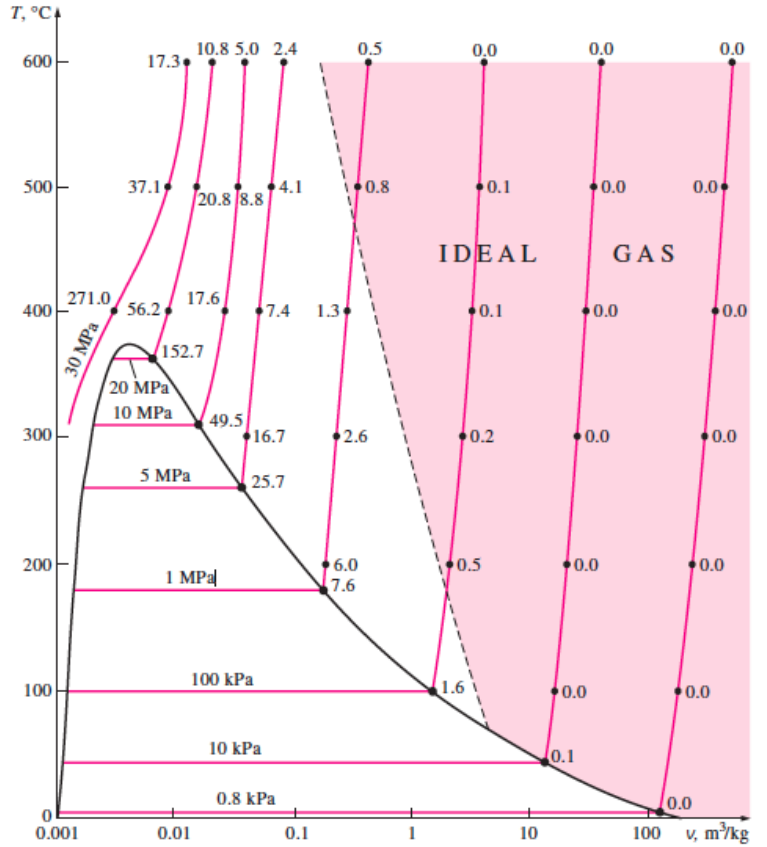


TABLA A-1

Masa molar, constante de gas y propiedades del punto crítico

Sustancia	Fórmula	Masa molar, M kg/kmol	Constante de gas, R kJ/kg · K*	*Propiedades del punto crítico* Temperatura, K	Presión, MPa	Volumen, m^3/kmol
Agua	H_2O	18.015	0.4615	647.1	22.06	0.0560
Aire	—	28.97	0.2870	132.5	3.77	0.0883
Alcohol etílico	C_2H_5OH	46.07	0.1805	516	6.38	0.1673
Alcohol metílico	CH_3OH	32.042	0.2595	513.2	7.95	0.1180
Amoniaco	NH_3	17.03	0.4882	405.5	11.28	0.0724
Argón	Ar	39.948	0.2081	151	4.86	0.0749
Benceno	C_6H_6	78.115	0.1064	562	4.92	0.2603
Bromo	Br_2	159.808	0.0520	584	10.34	0.1355
n-Butano	C_4H_{10}	58.124	0.1430	425.2	3.80	0.2547
Cloro	Cl_2	70.906	0.1173	417	7.71	0.1242
Cloroformo	$CHCl_3$	119.38	0.06964	536.6	5.47	0.2403
Cloruro metílico	CH_3Cl	50.488	0.1647	416.3	6.68	0.1430
Criptón	Kr	83.80	0.09921	209.4	5.50	0.0924
Diclorodifluorometano (R-12)	CCl_2F_2	120.91	0.06876	384.7	4.01	0.2179
Diclorofluorometano (R-21)	$CHCl_2F$	102.92	0.08078	451.7	5.17	0.1973
Dióxido de carbono	CO_2	44.01	0.1889	304.2	7.39	0.0943
Dióxido de sulfuro	SO_2	64.063	0.1298	430.7	7.88	0.1217
Etano	C_2H_6	30.070	0.2765	305.5	4.48	0.1480

TABLA A-2

Calores específicos de gas ideal de varios gases comunes

a) A 300 K

Gas	Fórmula	Constante de gas, R kJ/kg · K	c_p kJ/kg · K	c_v kJ/kg · K	k
Aire	—	0.2870	1.005	0.718	1.400
Argón	Ar	0.2081	0.5203	0.3122	1.667
Butano	C_4H_{10}	0.1433	1.7164	1.5734	1.091
Dióxido de carbono	CO_2	0.1889	0.846	0.657	1.289
Etano	C_2H_6	0.2765	1.7662	1.4897	1.186
Etileno	C_2H_4	0.2964	1.5482	1.2518	1.237
Helio	He	2.0769	5.1926	3.1156	1.667
Hidrógeno	H_2	4.1240	14.307	10.183	1.405

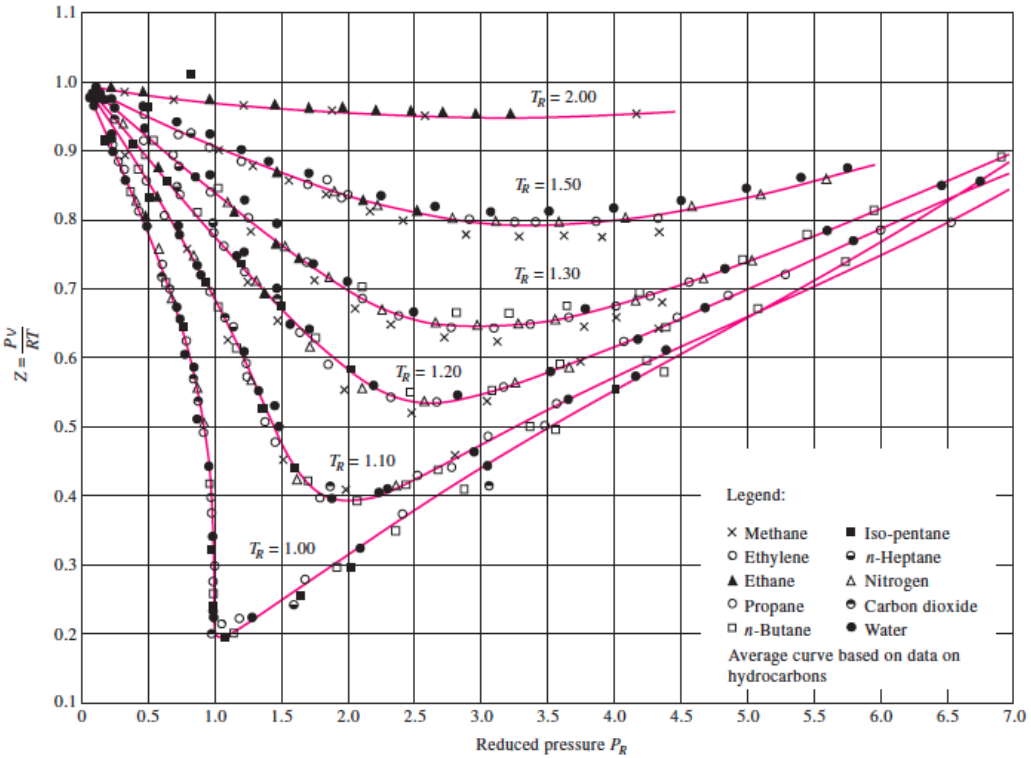
Principio de estados correspondientes

Definimos la presión, temperatura y volumen reducidos:

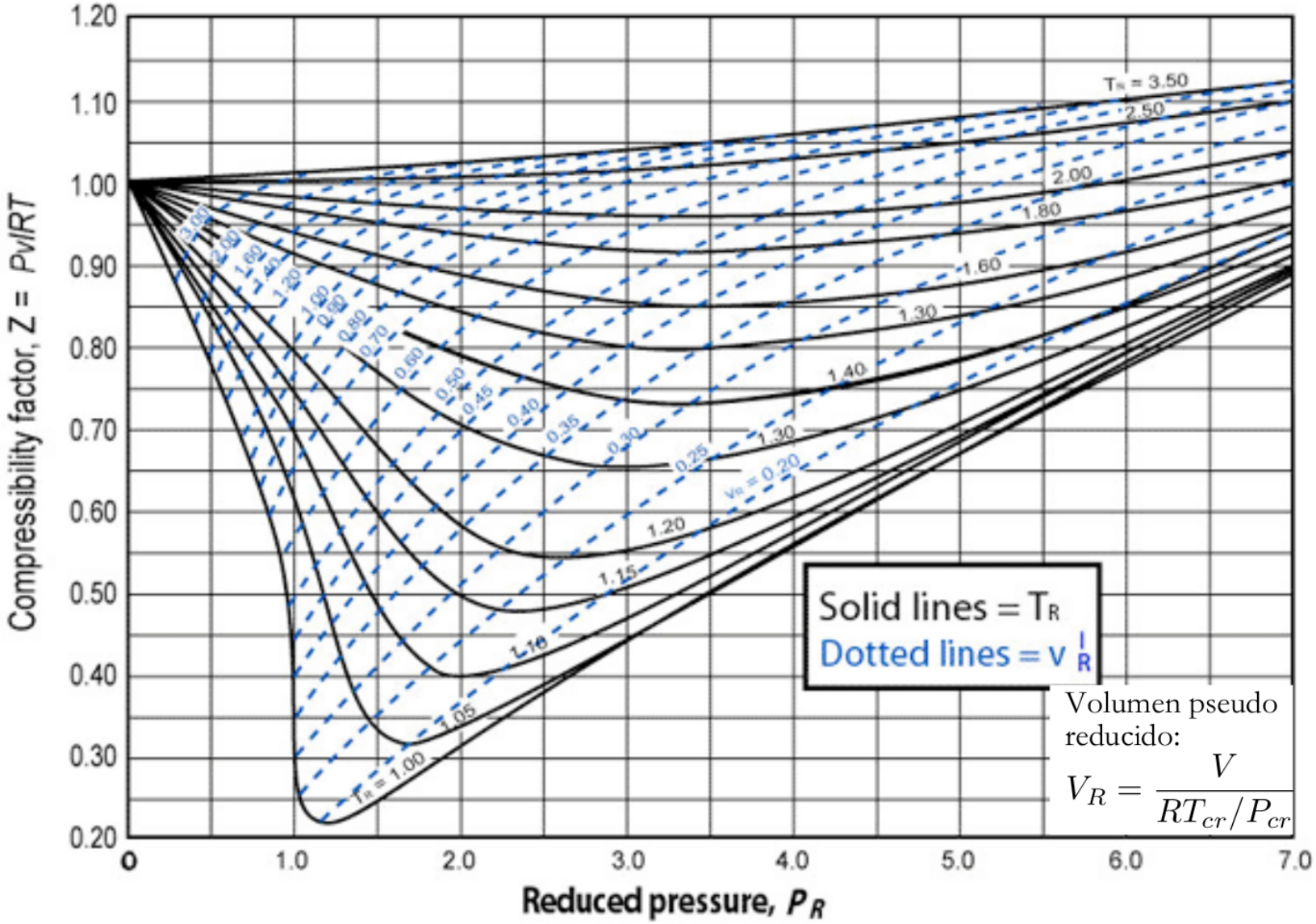
$$P_R = \frac{P}{P_{cr}} \quad T_R = \frac{T}{T_{cr}} \quad V_R = \frac{V P_{cr}}{\mathcal{R} T_{cr}}$$

P_{cr} y T_{cr} son los valores en el punto crítico

Para todos los gases Z es aproximadamente el mismo a las mismas presiones y temperatura reducidas.



Cuando se tienen P y v o T y v.



Ecuaciones de estado de gases no ideales

Interacción molecular importante

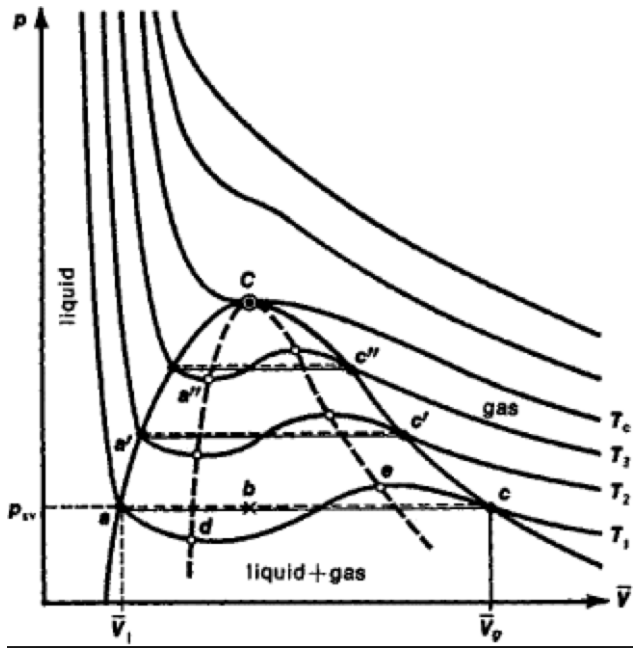
- Las moléculas ocupan un volumen finito. Fuerzas repulsivas de muy corto alcance.
- Las moléculas experimentan fuerzas atractivas de corto alcance

En general muy complicadas $\rightarrow$ uso de tablas termodinamicas.

Aproximaciones (Johannes van der Waals):

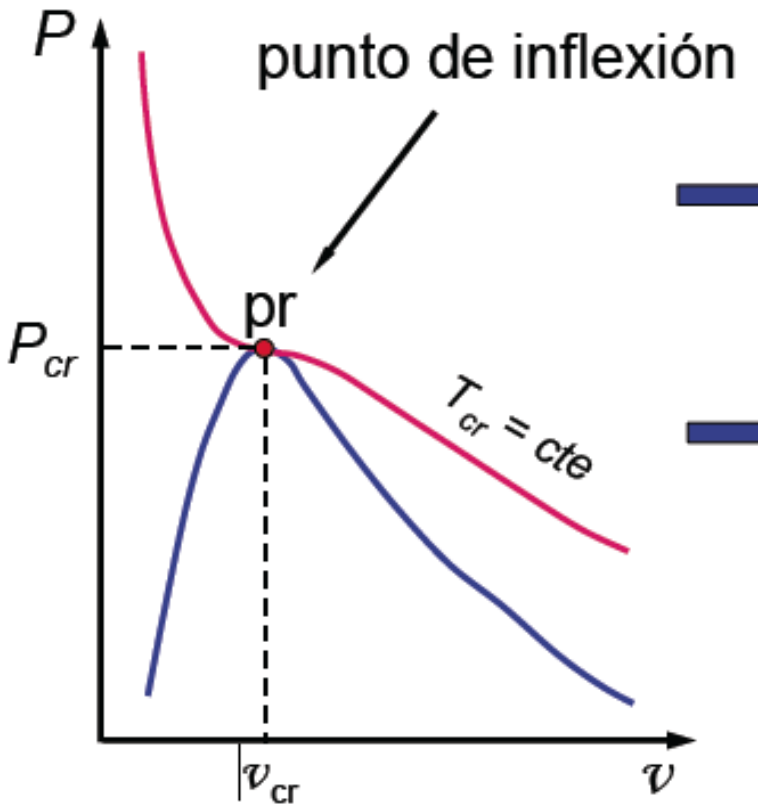
Ecuación de Van der Waals $\rightarrow$ premio Nóbel 1910

Válida arriba de la temperatura crítica y en acuerdo razonable a temperaturas un poco mas baja.



Ecuación de Van der Waals

$$(P + a\frac{1}{v^2})(v - b) = \mathcal{R}T$$



Punto crítico corresponde a un punto de inflexión.

Se obtiene

$$a = \frac{27\mathcal{R}T_{cr}^2}{64P_{cr}}$$

$$b = \frac{\mathcal{R}T_{cr}}{8P_{cr}}$$

Ecuación de Van der Waals

$$(P + a\frac{1}{v^2})(v - b) = \mathcal{R}T$$

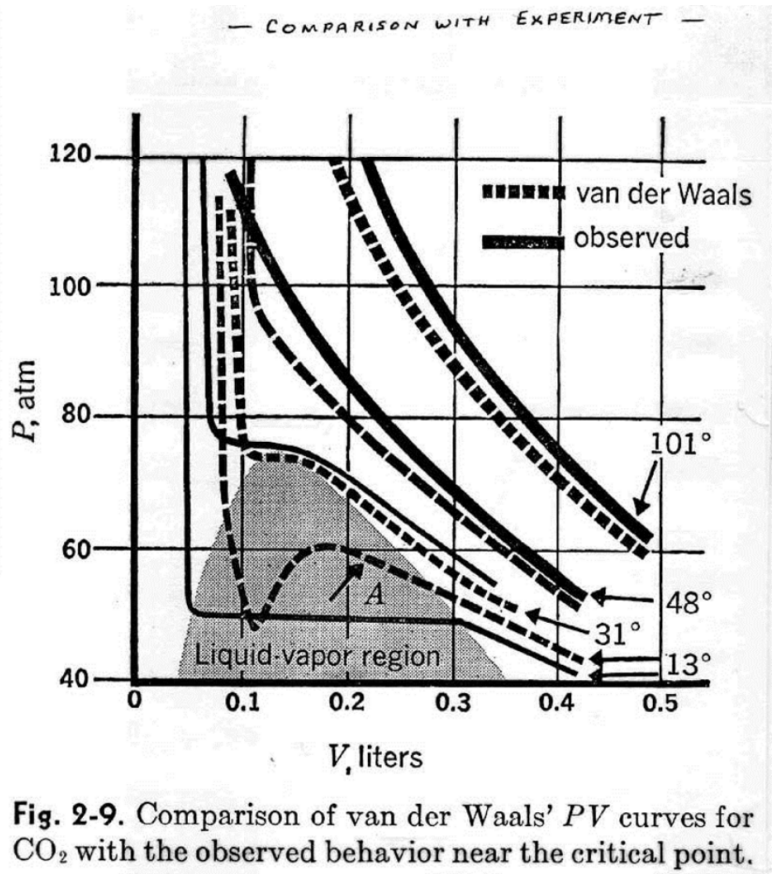


Fig. 2-9. Comparison of van der Waals' PV curves for CO_2 with the observed behavior near the critical point.

Punto crítico corresponde a un punto de inflexión.

Se obtiene

$$a = \frac{27\mathcal{R}T_{cr}^2}{64P_{cr}}$$

$$b = \frac{\mathcal{R}T_{cr}}{8P_{cr}}$$

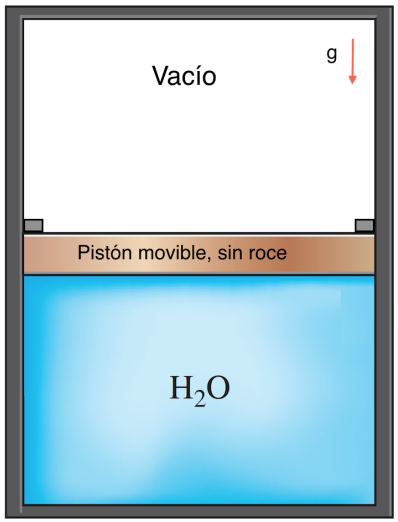
Un contenedor cilíndrico vertical contiene una mezcla de agua saturada. Como se muestra en la figura, un pistón de masa 20 kg y área $0,1$ m^2 separa la mezcla de la porción superior del cilindro, la cual está vacía. El pistón es movible (sin roce) pero se mantiene fijo con un par de topes. Inicialmente la mezcla tiene una calidad de $x = 0.9$ a $P = 20$ kPa de presión. Al liberar el pistón, el gas se expande abruptamente (la presión no es constante) hasta alcanzar el equilibrio termodinámico (el pistón queda en reposo). El proceso ocurre adiabáticamente. Considere la aceleración de gravedad $g = 10\,\mathrm{m/s^2}$ pero desprecie los efectos de ésta sobre el vapor.

a) Determine la temperatura, el volumen específico y la energía interna específica del estado inicial. *(1.5 pts.)*

b) Calcule la presión final. *(1.5 pts.)*

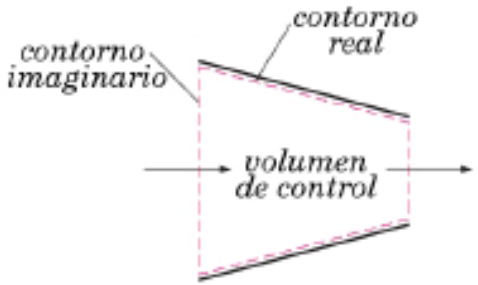
c) Encuentre el valor de $\dfrac{\Delta u}{\Delta v}$. Justifique su respuesta. *(1.5 pts.)*

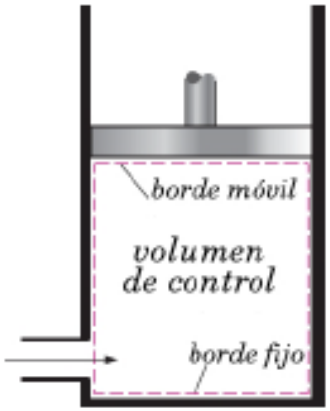
d) A partir del resultado anterior, determine la calidad de la mezcla al final del proceso. *(1.5 pts.)*

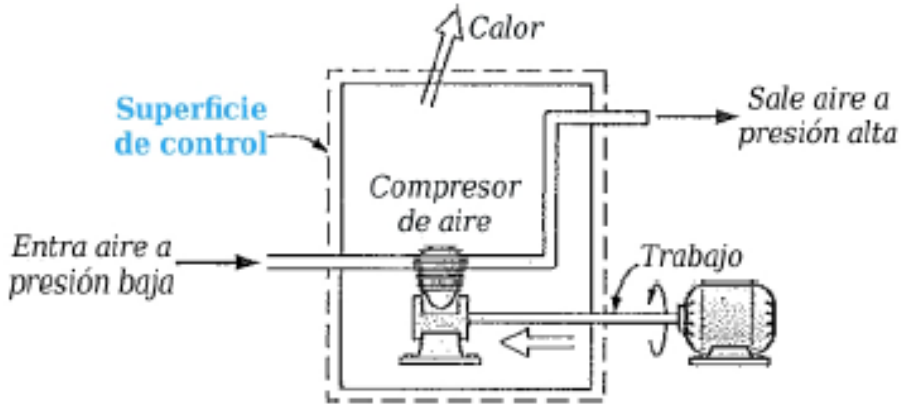


Volumen de Control

Extenderemos el análisis de energía a sistemas en los que existe flujo de masa a través de sus bordes.







Podemos tener flujo de masa, calor o trabajo a través de la superficie de control.

Ejemplos: Turbinas, compresores, bombas ...

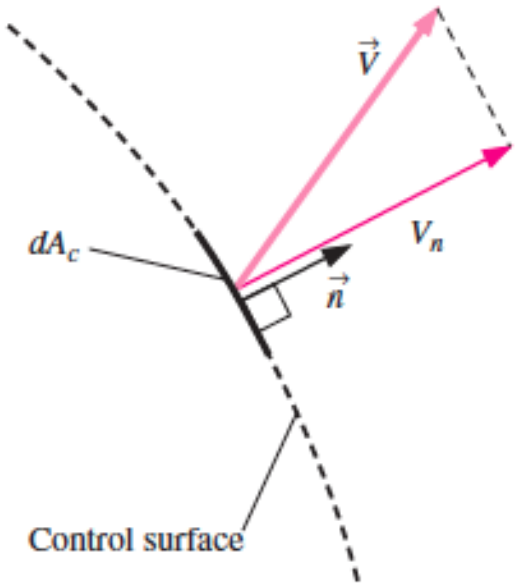
Tasa de flujo de masa y volumen

La cantidad de masa que fluye a través de una sección transversal por unidad de tiempo se llama tasa de flujo de masa $\dot{m}$

$$\dot{m} = \int_{A_c} \rho \mathcal{V}_n dA_c$$

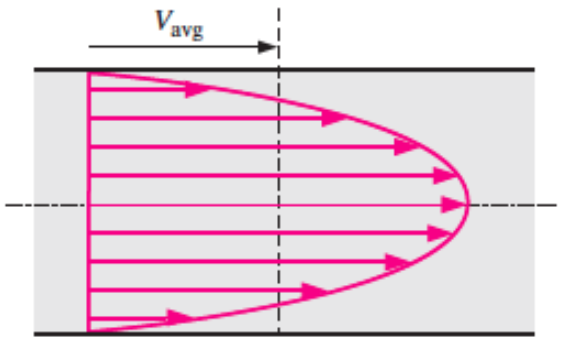
De manera similar se define la tasa de flujo de volumen

$$\dot{V}_{ol} = \int_{A_c} \mathcal{V}_n dA_c = V_{\text{media}} A_c = V A_c$$



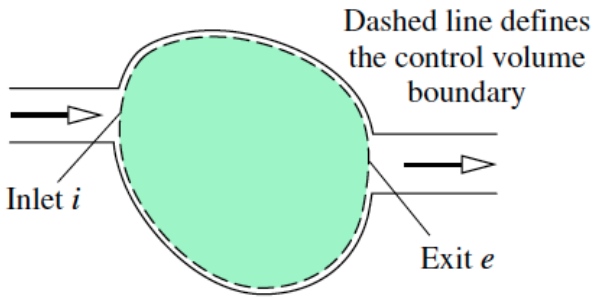
Para un fluido incompresible

$$\dot{m} = \rho \dot{V}_{ol} = \frac{\dot{V}_{ol}}{v}$$



Conservación de la masa

$$m_e - m_s = \Delta m_{vc}$$



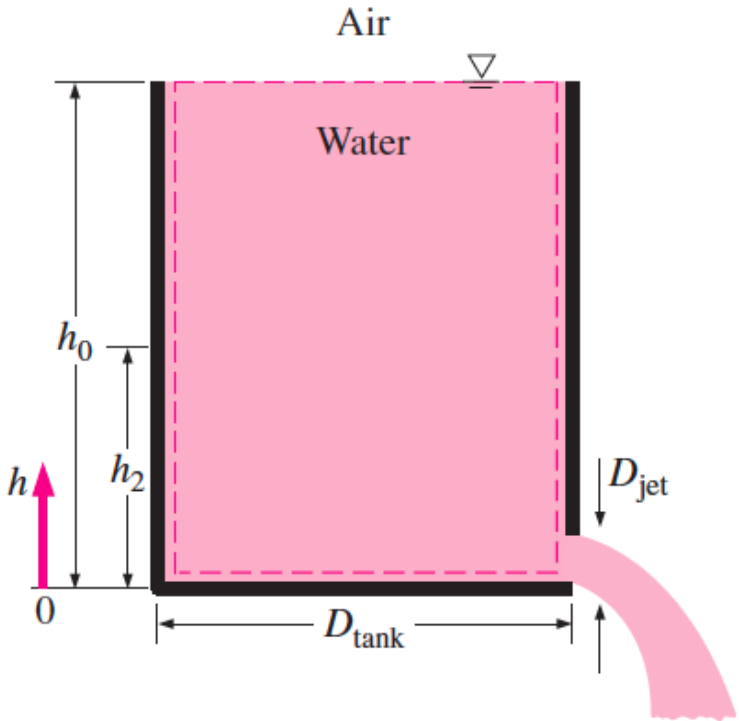
En forma de tasa de flujo de masa:

$$\frac{dm_{vc}}{dt} = \dot{m}_e - \dot{m}_s = \sum_e \dot{m}_e - \sum_s \dot{m}_s$$

Forma general de la ley de conservación de masa

$$\frac{d}{dt}\int_{vc} \rho dV + \int_{sc} \rho \mathcal{V}_n dA = 0$$

Un tanque cilíndrico de 7.1 cm de diámetro y 15.3 cm de altura sin tapa está inicialmente lleno con agua. Se abre la llave de descarga ubicada cerca del fondo y se genera un chorro de agua de 4.7 mm de diámetro. La velocidad promedio del chorro está dada por $\sqrt{2gh}$, donde h es la altura del agua medida desde el centro del orificio (es variable) y g es la aceleración de la gravedad. Determinar cuanto tiempo pasa hasta que el nivel de agua en el tanque es 7 cm desde el fondo.

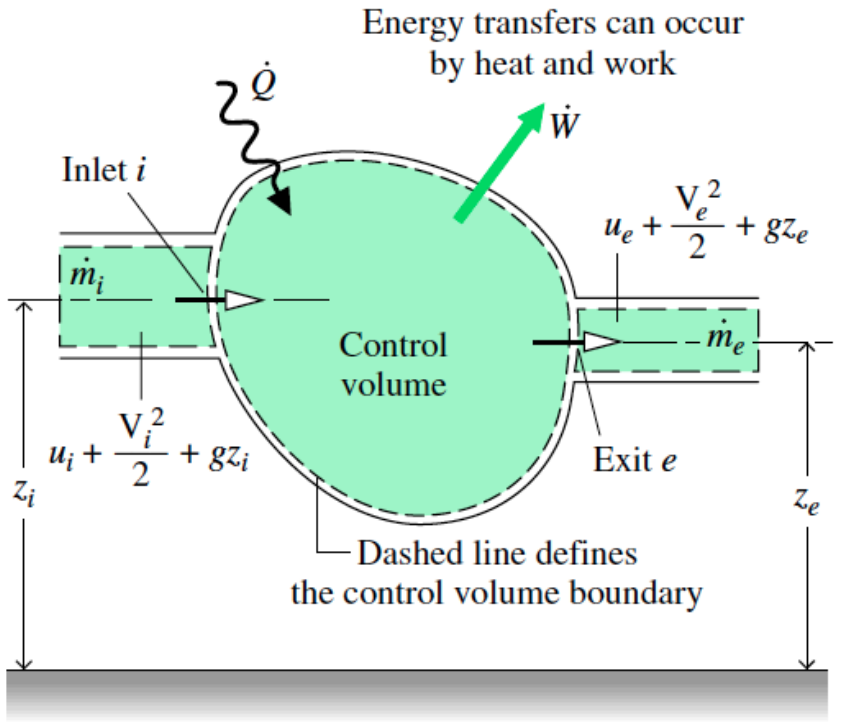


La masa que atraviesa la superficie de control agrega o retira cierta cantidad de energía por unidad de masa

$$e = u + \frac{V^2}{2} + gz$$

donde V es la velocidad de la masa y z es la altura respecto de algun punto de referencia. Luego

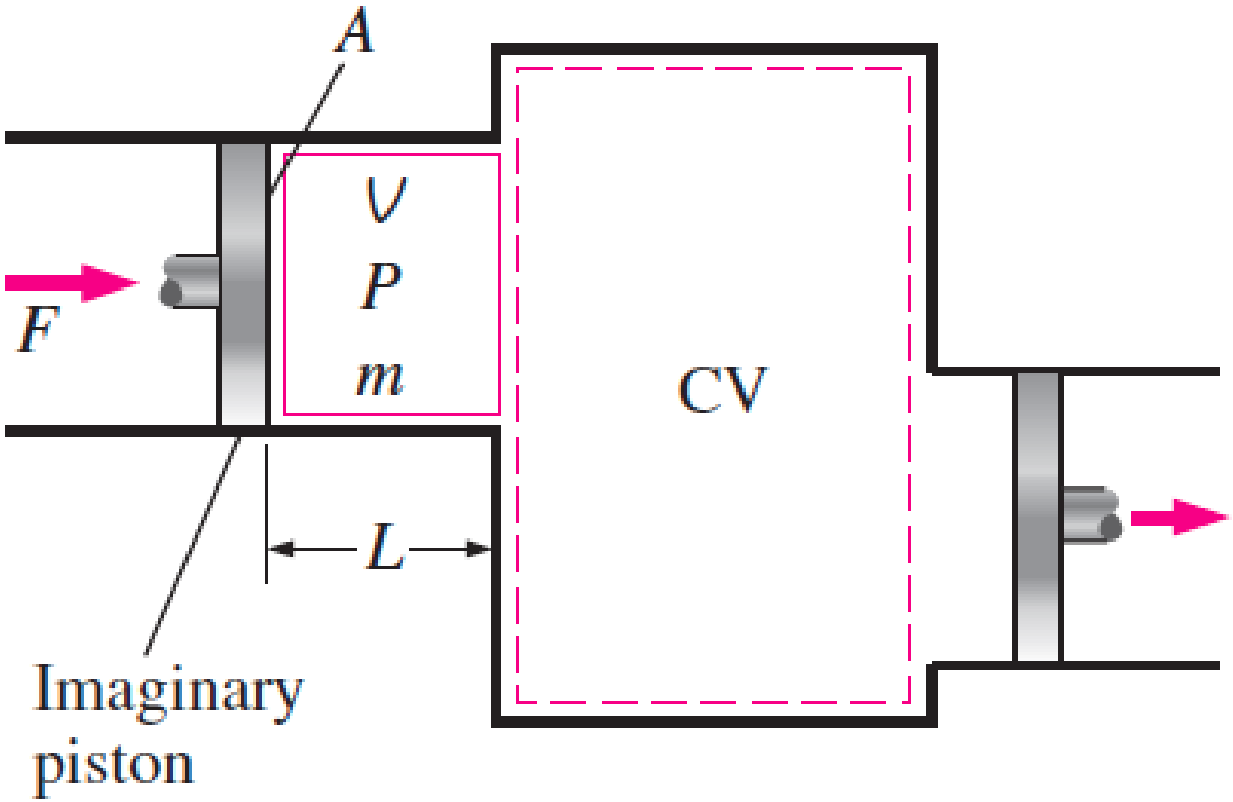
$$\dot{E}_{\text{masa}} = \int e\delta\dot{m} \approx e\dot{m}$$



La primera ley para un volumen de control, en forma de tasa de flujo

$$\frac{dE_{vc}}{dt} = \dot{Q}_{vc} - \dot{W}_{vc} + \dot{E}_{\text{masa,entra}} - \dot{E}_{\text{masa,sale}} + \text{Energía para hacer fluir la masa}$$

Trabajo del flujo



$$\Delta W_{flujo} = FL = PAL = PV_{ol} \rightarrow w_{flujo} = Pv$$

El trabajo del flujo es el mismo si el fluido está entrando o saliendo del volumen de control.

La primera ley para un volumen de control, en forma de tasa de flujo

$$\frac{dE_{vc}}{dt} = \dot{Q}_{vc} - \dot{W}_{vc} + \dot{E}_{\text{masa,entra}} - \dot{E}_{\text{masa,sale}} + \dot{W}_{\text{flujo,entra}} - \dot{W}_{\text{flujo,sale}}$$

definiedo la energía total del flujo por unidad de masa

$$\theta = Pv + e = Pv + u + V^2/2 + gz = h + V^2/2 + gz$$

donde h es la entalpía.

$$\dot{E}_{vc} = \frac{dE_{vc}}{dt} = \dot{Q}_{vc} - \dot{W}_{vc} + \sum_e \dot{m}_e \theta_e - \sum_s \dot{m}_s \theta_s$$

Primera Ley en procesos estacionario

Dentro del volumen de control, las propiedades del flujo pueden cambiar de un punto a otro en cada punto permanecen constantes.

El estado de la masa y la energía contenidas en el v.c. son estacionarias en el tiempo.

$$\frac{dm_{vc}}{dt} = 0 \Rightarrow \sum_e \dot{m}_e = \sum_s \dot{m}_s \qquad \& \qquad \frac{dE_{vc}}{dt} = 0$$

$\Rightarrow$ Primera Ley:

$$\dot{Q}_{vc} + \sum_e \dot{m}_e \theta_e = \dot{W}_{vc} + \sum_s \dot{m}_s \theta_s$$

Ejemplos:

boquillas y difusores (producen cambios de velocidad del flujo a expensas de la presión)

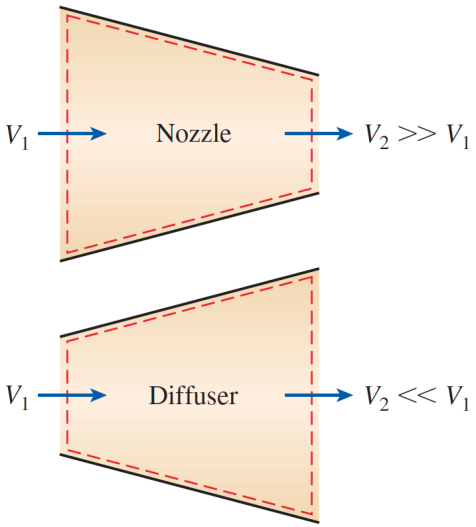
turbinas, compresores y bombas (la primera produce trabajo y el segundo comprime gases a altas presiones)

valvulas reguladoras (restringen el flujo provocando caídas de presión y temperatura)

intercambiadores de calor (dos flujos intercambian calor sin mezclarse)

Boquillas y Difusores

- Boquilla: aumenta la velocidad disminuyendo la presión.
- Difusor: aumenta la presión disminuyendo la velocidad.





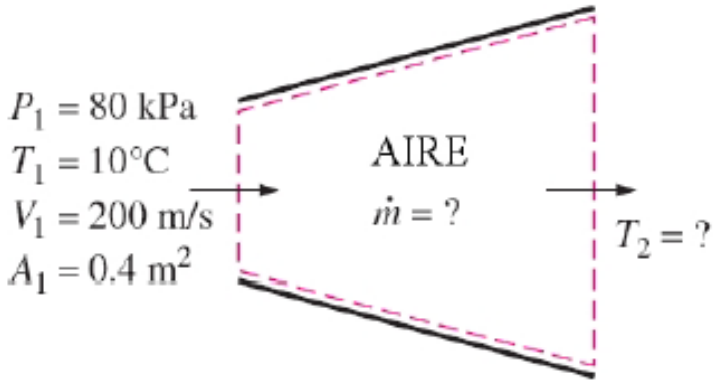
Típicamente,

$$\dot{Q} \approx 0 \qquad \dot{W} \approx 0$$

El cambio en energía potencial es despreciable pero el cambio en energía cinética es considerable.

Ejemplo 1- Difusor

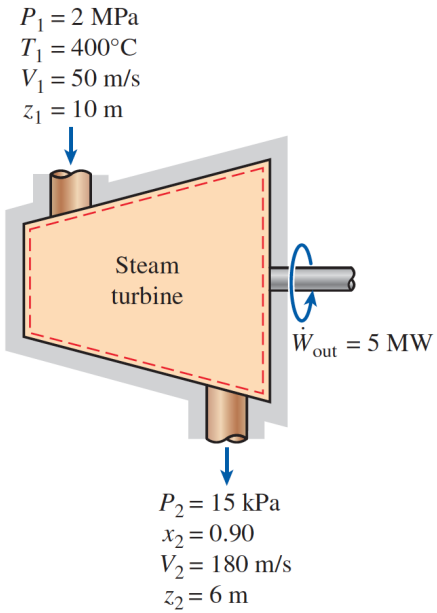
Aire a $10°C$ y 80 kPa entra al difusor de un motor de inyección estacionariamente con una velocidad de 200 m/s. El área de la entrada es $0.4m^2$. El aire deja el difusor con una velocidad que es muy pequeña comparada con la velocidad de entrada. Determinar la tasa de variación de masa de aire y la temperatura del aire que deja el difusor.



Turbinas, Compresores y Bombas

- Turbina: Entrega trabajo.
- Compresor: aumenta la presión aplicando trabajo (gases).
- Bomba: aumenta la presión aplicando trabajo (líquidos).





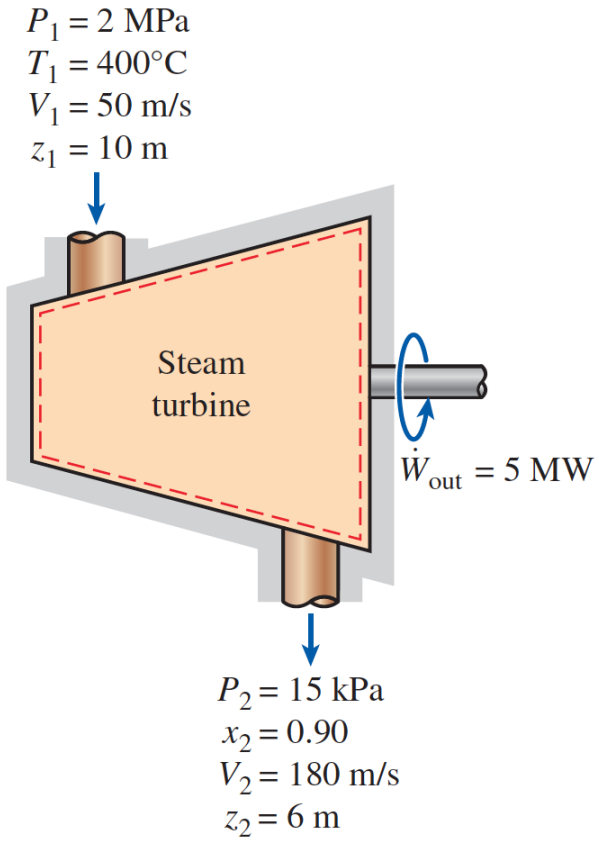
Típicamente,

$$\dot{Q} \approx 0 \qquad \text{(hay excepciones)}$$

El cambio en energía potencial y energía cinética es despreciable en comparación con el cambio de entalpía.

Ejemplo 2- Turbina

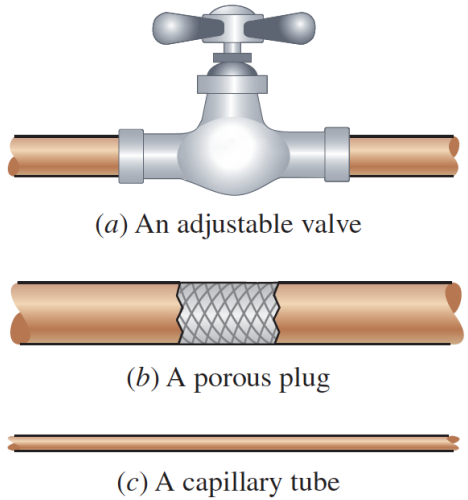
La salida de potencia de una turbina a vapor adiabática es 5 MW en las condiciones indicadas en la figura. Determine el trabajo hecho por unidad de masa de vapor fluyendo a través de la turbina. Calcule la tasa de variación de masa de vapor.



Válvulas Reguladoras

- Válvula reguladora: restringe el flujo abruptamente creando una caída de presión.

Ej.: válvulas ajustables, tapón poroso, tubo capilar.



(*a*) An adjustable valve

(*b*) A porous plug

(*c*) A capillary tube

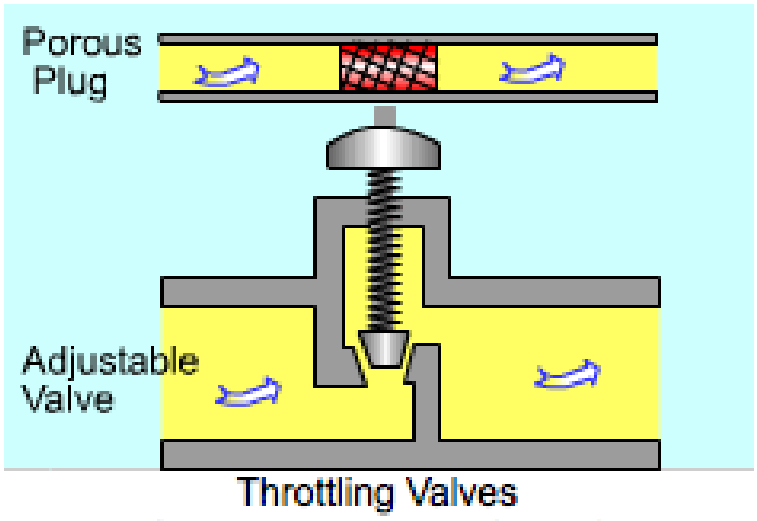
Típicamente,

$$\dot{Q} \approx 0 \qquad \dot{W} \approx 0$$

El cambio en energía potencial y energía cinética es depreciable.
$\Longrightarrow$ El proceso ocurre a entalpía constante.

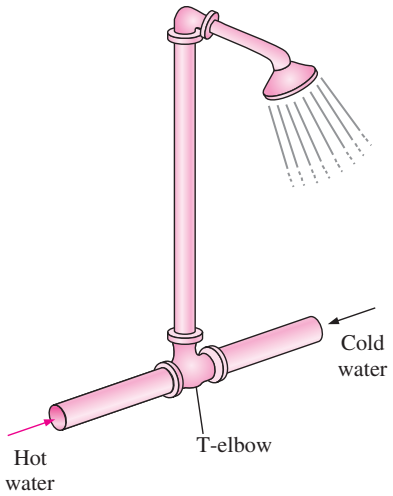
Ejemplo 3

El refrigerante R-134a entra en un tubo capilar del refrigerador como líquido saturado a 0.8 MPa y su flujo es restringido hasta que alcanza una presión de 0.12 MPa. Determinar la calidad del refrigerante en el estado final y la caída de temperatura durante este proceso.



Cámaras de Mezcla

- Cámara de mezcla: lugar donde se encuentran dos flujos de fluídos.



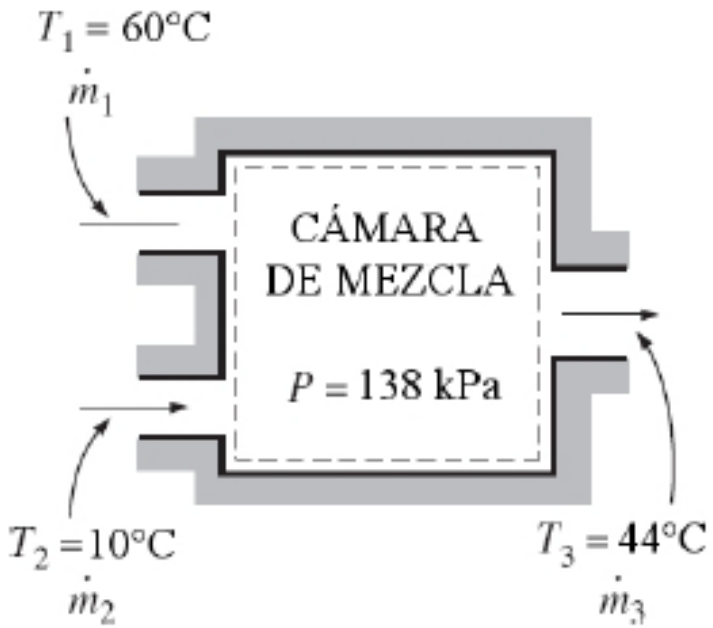
Típicamente,

$$\dot{Q} \approx 0 \qquad \dot{W} \approx 0$$

y las energías cinética y potencial son despreciables.
Dado que hay más de una frontera de entrada, la conservación de masa es no-trivial.

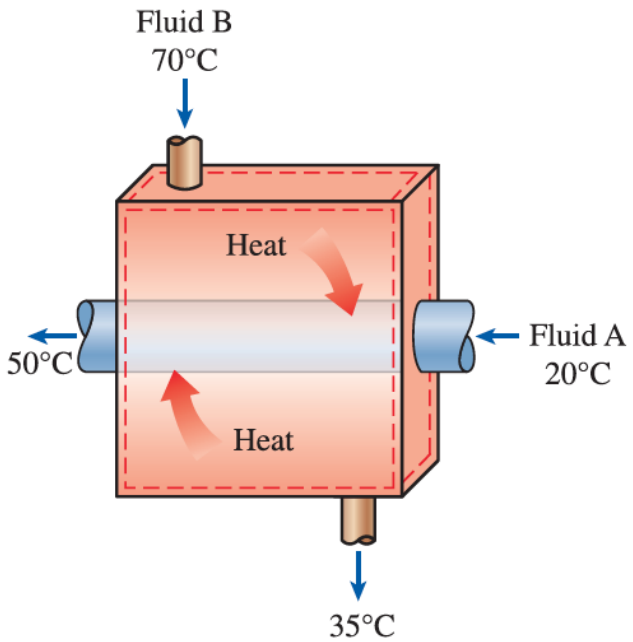
Mezcla de agua en la ducha

Consideremos una ducha doméstica donde agua caliente a $60°C$ es mezclada con agua fría a $10°C$. Si se busca tener una corriente estacionaria de agua temperada a $44°C$, determinar el cociente de las tasas de variación de los flujos de agua caliente y fría. Asumir que las pérdidas de calor son despreciables en la cámara de mezcla y que la misma tiene lugar a una presión de 138 kPa.



Intercambiador de Calor

- Intercambiador de calor: dispositivo donde dos flujos de fluídos intercambian calor sin mezclarse.



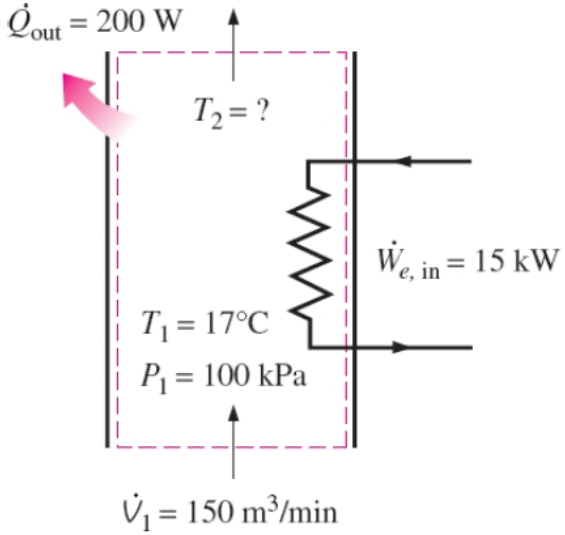
Típicamente,

$$\dot{Q}_A + \dot{Q}_B \approx 0 \qquad \dot{W} \approx 0$$

y las energías cinética y potencial son despreciables.

Calefacción eléctrica de una casa

Un sistema de calefacción usado en muchas casas consiste en un ducto con calentadores a resistencia; el aire es calentado a medida que fluye por la resistencia. Consideremos un sistema de calentamiento eléctrico de 15 kW. El aire entra a la sección de calentamiento a 100 kPa y $17°C$ siendo el flujo de aire $150m^3/min$. Si el calor es liberado por el aire en el ducto a una tasa de 200 W, determinar la temperatura de salida del aire.



Sistemas de flujo transiente:

$$\frac{dE_{vc}}{dt} = \dot{Q}_{vc} - \dot{W}_{vc} + \sum_e \dot{m}_e \theta_e - \sum_s \dot{m}_s \theta_s$$

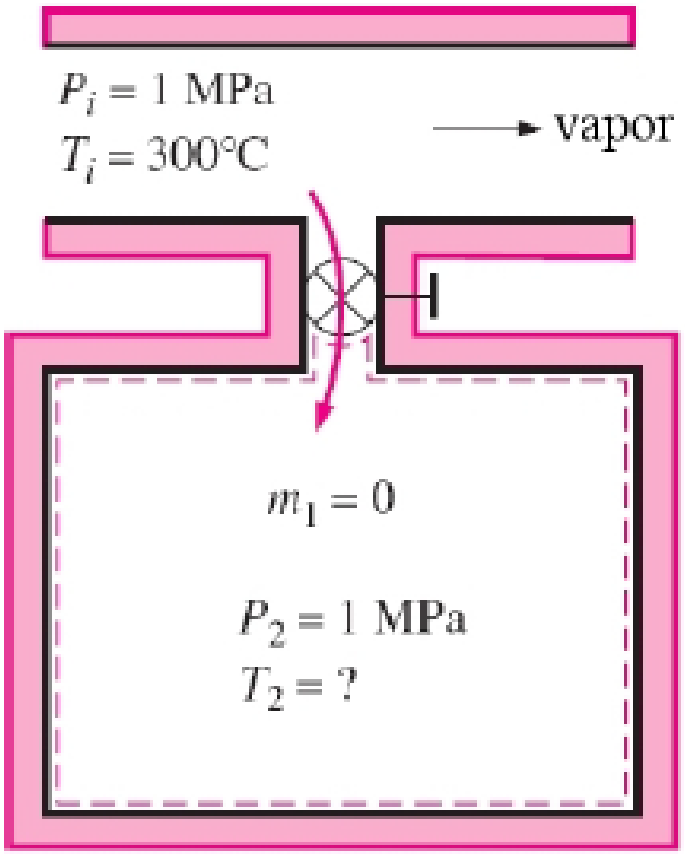
donde $\theta = h + V^2/2 + gz$

Procesos de flujo uniforme:

El flujo a través de cada entrada y salida es uniforme y estacionario $\Rightarrow \int_{t_i}^{t_f} \dot{m}\theta dt = m\theta$. Primera ley versión integrada:

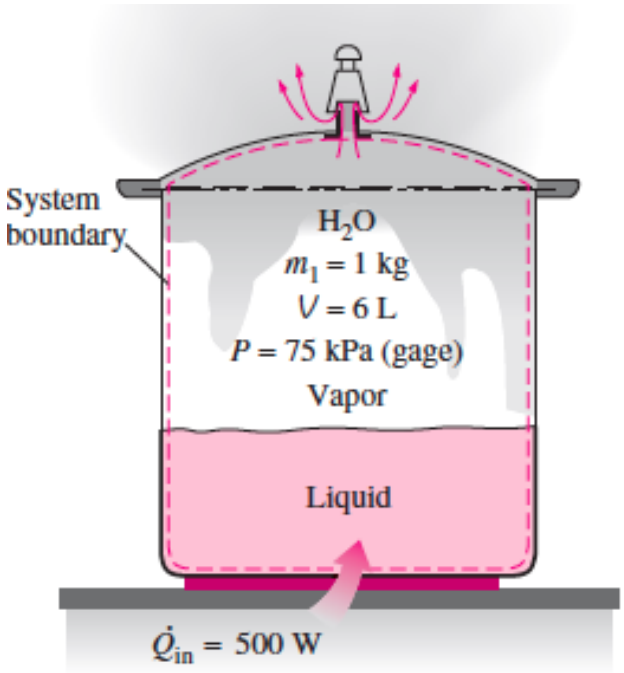
$$\Delta E_{vc} = Q_{vc} - W_{vc} + \sum_e m_e \theta_e - \sum_s m_s \theta_s$$

Un tanque rígido y aislado que está inicialmente vacío es conectado, mediante una válvula, a la línea principal que lleva vapor a 1 MPa y $300°C$. La válvula es abierta y el vapor empieza a fluir lentamente hacia el tanque hasta que la presión alcanza 1 MPa, momento en que la válvula es cerrada. Determine la temperatura del vapor en el tanque.

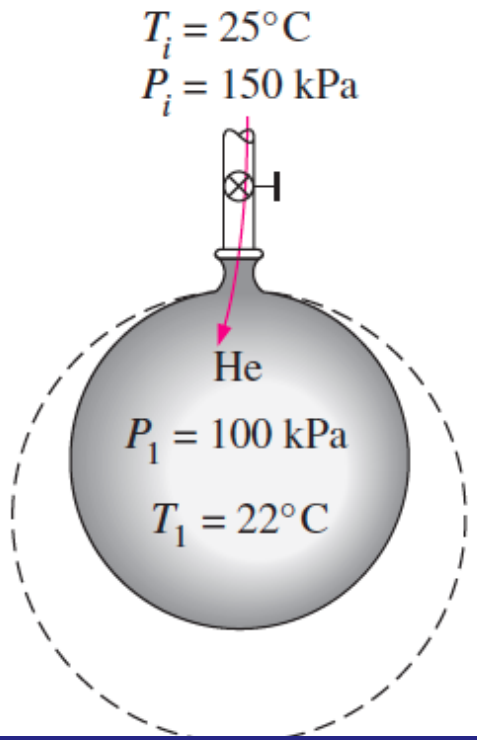


P 1

Una olla a presión tiene un volumen de 6 L y opera a 175 kPa. Inicialmente contiene 1 kg de agua. A la olla se le entregan 500 W durante 30 min después de alcanzar su presión de operación. Determine la temperatura de operación y la cantidad de agua que queda en la olla al final del proceso.

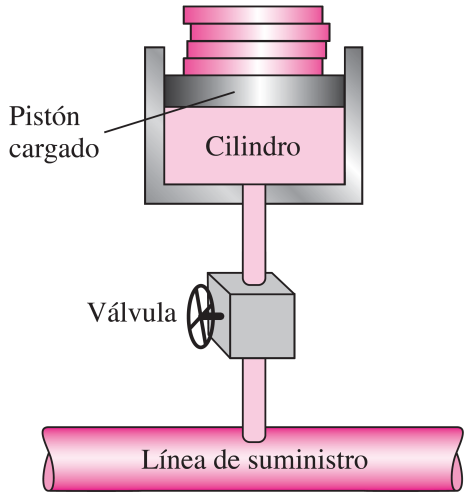


Un globo contiene inicialmente $65m^3$ de Helio en condiciones atmosféricas, 100 kPa y $22°C$. El globo se conecta mediante una válvula a un tanque de Helio, cuya presión y temperatura son 150 kPa y $25°C$, respectivamente. Se abre la válvula y el Helio entra al globo hasta que se logra la presión de equilibrio. El material del globo tiene la propiedad de que su volumen aumenta linealmente con la presión. Si no se transfiere calor durante el proceso, determinar la temperatura final del globo.



Mini-control

El pistón con carga del dispositivo que se ve en la figura mantiene en 1200 kPa la presión dentro del cilindro. Al principio, el sistema no contiene masa. Entonces se abre la válvula y el vapor de agua que pasa por la línea de suministro entra al cilindro, hasta que el volumen es 0.5 m^3. Este proceso es adiabático y el vapor de agua en la línea de suministro permanece a 2000 kPa y $250\,^\circ$C. Determine la temperatura final (y la calidad, si corresponde) del vapor en el cilindro y el trabajo total producido al llenar este dispositivo.



Problema 2

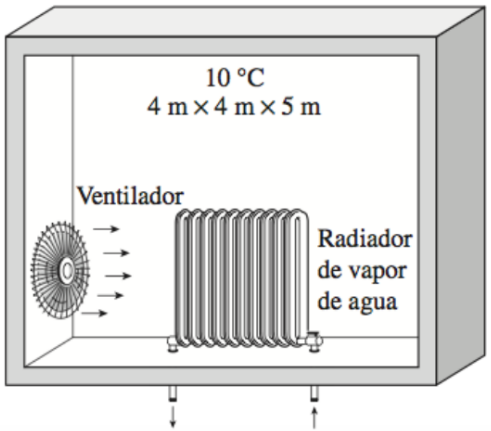
Una pieza cerrada con dimensiones 4 m × 4 m × 5 m llena de aire, bien aislada, se encuentra inicialmente a 10 Celsius. Un radiador de vapor de agua, de volumen 0.015 m^3, se llena con vapor sobrecalentado de agua a 200 kPa y 200 Celsius. Una vez lleno, se cierran las válvulas de entrada y de salida, y se enciende un ventilador de 120 W de potencia para distribuir el aire en la pieza. Se observa que la presión del vapor de agua en el radiador baja a 100 kPa en 30 minutos, debido a la transferencia de calor entre el radiador y el aire de la pieza.

a) Determine la masa de agua que se encuentra dentro del radiador. [1 punto]

b) Determine el estado en el que se encuentra el agua dentro del radiador al final de los 30 minutos, así como su temperatura. [2 puntos]

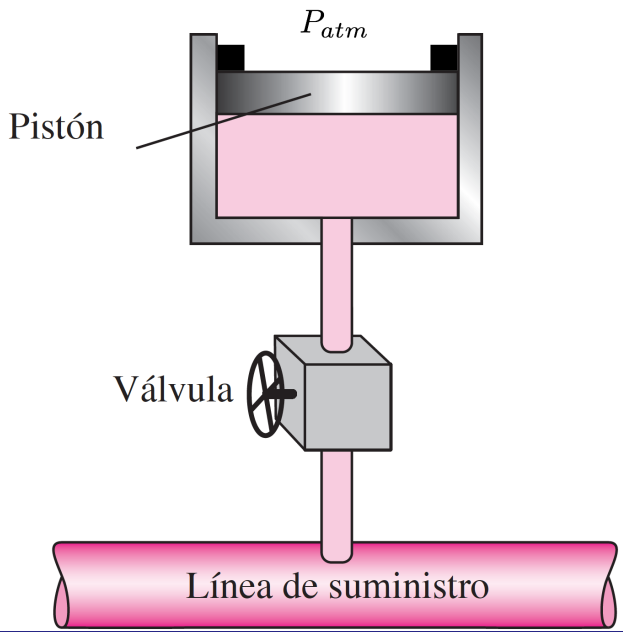
c) Determine la temperatura y presión del aire dentro de la pieza al final de los 30 minutos. [3 puntos]

Nota: para las propiedades del aire que necesite, puede asumir que éste se encuentra a temperatura ambiente.



Un tanque con un pistón movible (sin roce, de masa despreciable) se conecta a una línea de suministro que acarrea vapor de agua a $400\,^{\circ}$C y 2 MPa (ver figura). Inicialmente el tanque se encuentra vacío, con el pistón reposando sobre la base de éste. Al abrir la válvula el pistón se mueve cuasiestáticamente hasta alcanzar un par de topes. Tras alcanzar los topes, el proceso de llenado continua hasta que el volumen específico al interior del tanque es $\nu = 0.37745\,\mathrm{m}^3/\mathrm{kg}$. Considere la presión atmosférica como $P_{atm} = 100$ kPa y asuma que el proceso es adiabático.

a) ¿A qué presión se encuentra el vapor cuando el pistón alcanza los topes?
b) Encuentre la entalpía específica del sistema cuando el pistón alcanza los topes.
c) Determine la temperatura del sistema cuando el pistón alcanza los topes.
d) Encuentre la energía interna específica final del sistema.
e) Determine la presión final del sistema.



Problema 1

Considera un condensador en un sistema de refrigeración donde R-134a es el líquido refrigerante. El líquido refrigerante entra el condensador a 1,0 MPa, 60 Celsius a una taza de 0,2 kg/s. El R-134a sale a una presión de 0,90 MPa y 60 Celsius y el agua entra a una temperatura de 10 Celsius y sale a una temperatura de 20 Celsius.

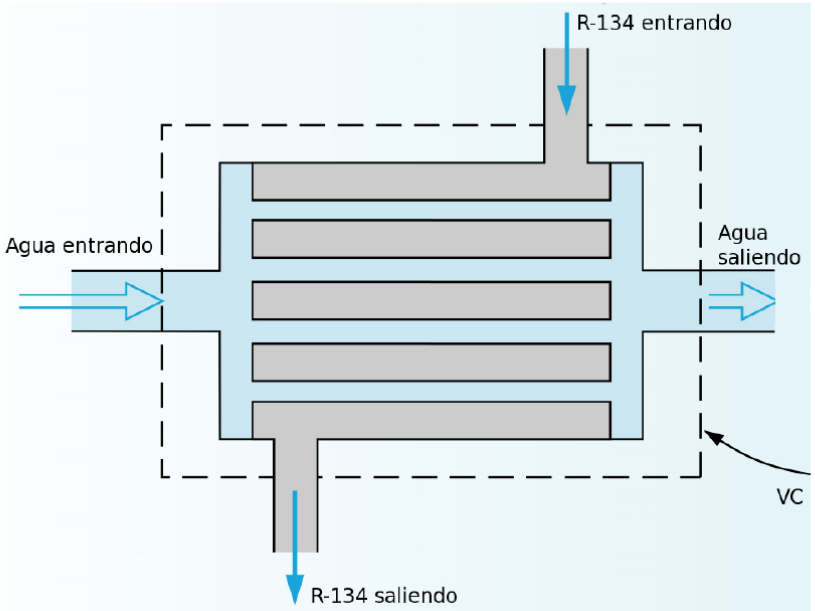
a) ¿En que estado se encuentran el agua y el R-134a en la entrada y salida?(1P)

b) Asumiendo que la velocidad de los líquidos tienen una velocidad de 1 m/s. ¿Cuanto porciento contribuye esta energía cinetica a la energía de entrada del agua?(1P)

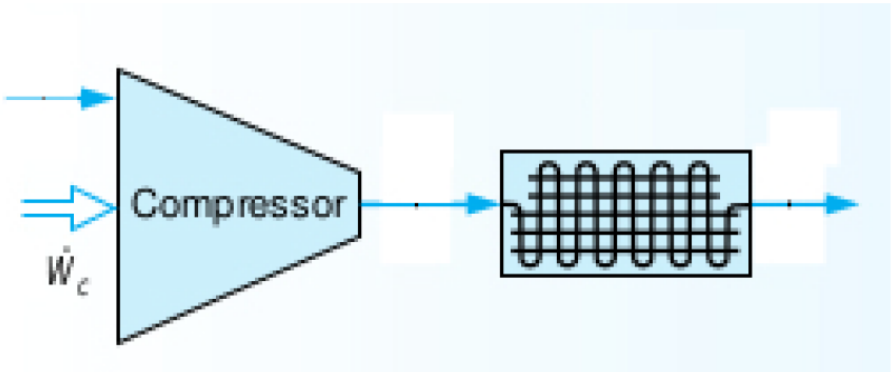
c) Asumiendo que la diferencia de altura para el agua es un metro. ¿Cuanto porciento contribuye esta energía potencial a la energía de entrade del agua? (1P)

d) Determina la taza del flujo del agua.(2P)

d) Calcula la taza de calor que se traspasa entre el agua y el R-134a(1P)



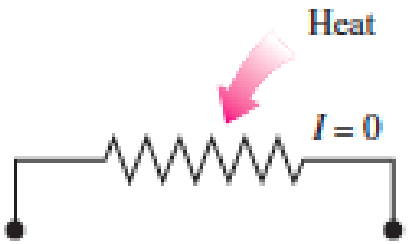
El compresor de una planta (ver figura) recibe dióxido de carbono a 100 kPa, 280 K y a muy baja velocidad. En la descarga del compresor, el dióxido de carbono sale a 1100 kPa, 500 K, con una velocidad de 25 m/s y fluye hacia un intercambiador de calor, que funciona a presión constante, donde es enfriado hasta 350 K. La potencia consumida por el compresor es 50 kW. Determine el flujo de calor en el intercambiador de calor.

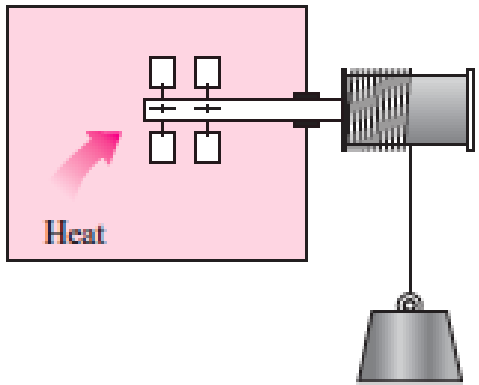


Primera ley $\longrightarrow dU = \delta Q - \delta W$

Sólo procesos que conservan la energía son posibles.

Son posibles todos los procesos que cumplen la 1^{ra} ley?





La 1^{ra} ley no distingue completamente entre procesos que ocurren y no en la naturaleza.

Segunda Ley de la termodinámica

- Establece que procesos ocurren y cuales no lo hacen.
- Introduce el concepto de proceso reversible o irreversible.



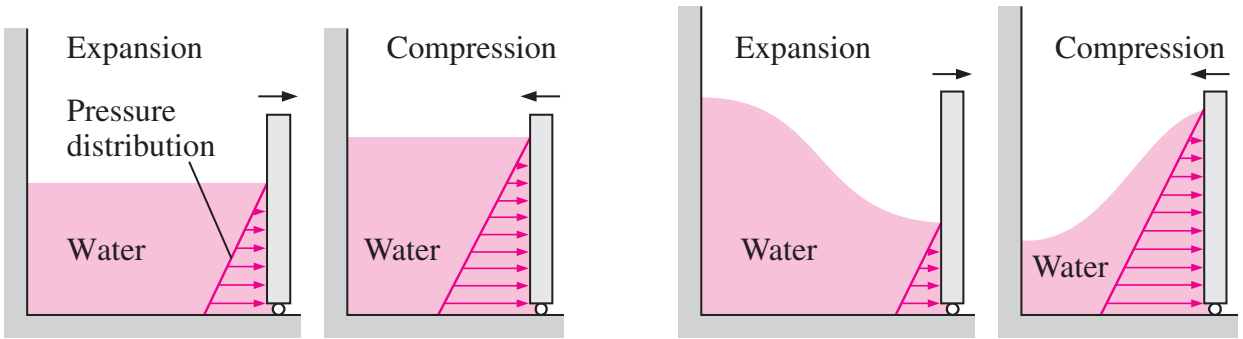
- Nos permite calcular los límites teóricos de eficiencia en sistemas de uso común en ingeniería.

Reversibilidad dinámica Éj: ecuaciones de Newton

Reversibilidad cinemática Ej: ecuaciones de Stokes

Reversibilidad-Irreversibilidad Temodinámica

Un proceso reversible puede ser invertido sin dejar rastros, es decir el sistema y el entorno vuelven a su estado inicial al final del proceso. En un proceso irreversible esto no es posible.



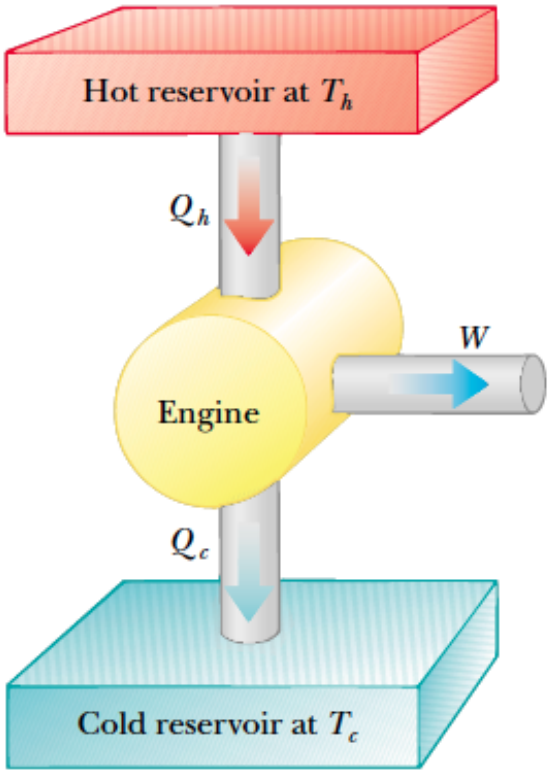
(*a*) Slow (reversible) process

(*b*) Fast (irreversible) process

El trabajo externo es mayor que el trabajo hecho por el gas $\Rightarrow$ el sistema entrega calor al medio.

Máquinas térmicas (MT)

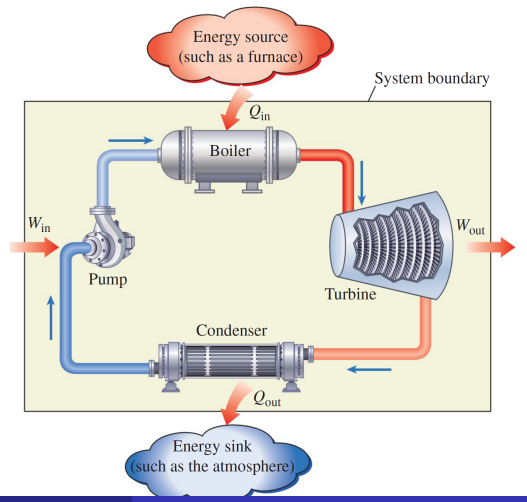
Es un dispositivo que toma energía como calor desde un sistema a mayor temperatura y, operando en un proceso cíclico, entrega una fracción de esa energía como trabajo y desecha energía como calor a otro sistema que está a menor temperatura.



El trabajo generado será

$$W = |Q_h| - |Q_c|$$

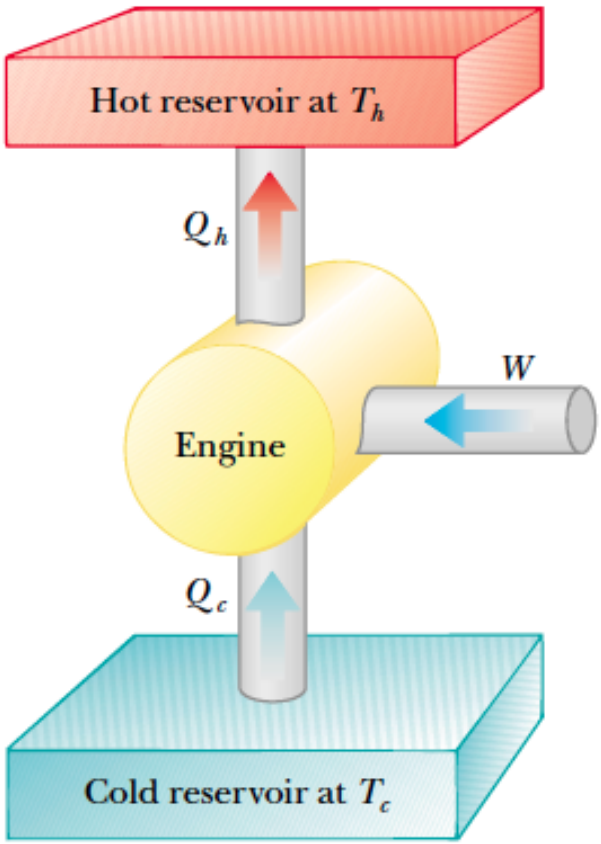
$|Q_h|$ es el calor que entra y $|Q_c|$ el calor que sale.



Sólo parte de la energía absorbida por la MT es convertida en trabajo.

Podemos transferir energía del reservorio frío al caliente?

Si, pero debemos realizar trabajo sobre el sistema



Estos dispositivos se llaman bombas de calor o refrigeradores.

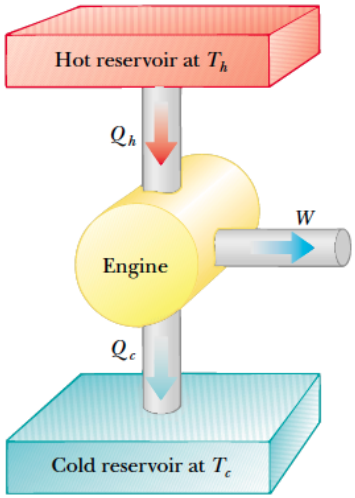
Eficiencia de máquinas térmicas

Importante implicancia a la ingeniería; la segunda ley limita la eficiencia de la MT.

MT que produce trabajo.

Eficiencia térmica

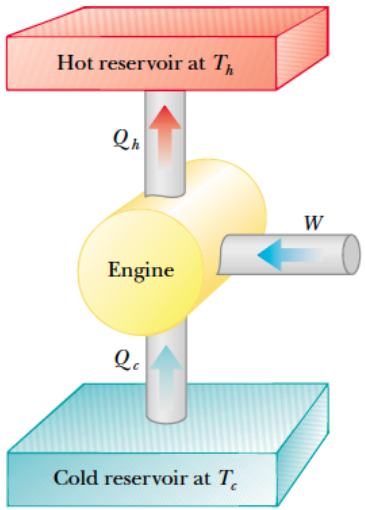
$$\eta = \frac{\text{trabajo producido por el sistema}}{\text{calor absorbido}}$$



Refrigerador

Coeficiente de rendimiento

$$COP_r = \frac{\text{energía removida del reservorio frio}}{\text{trabajo realizado sobre el sistema}}$$



Bomba de calor

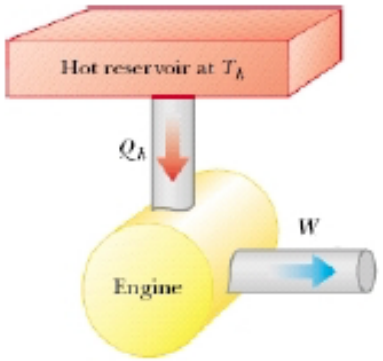
Coeficiente de rendimiento

$$COP_b = \frac{\text{energía transferida al reservorio caliente}}{\text{trabajo realizado sobre el sistema}}$$

Enunciados de la segunda ley de la Termodinámica

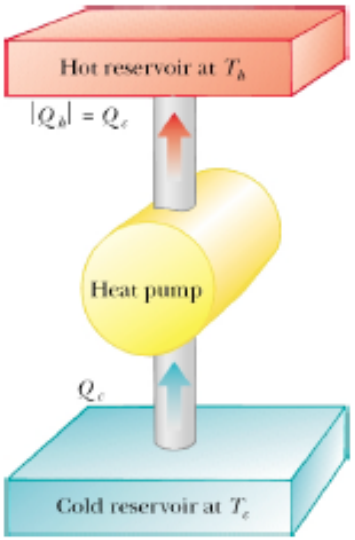
Kelvin-Planck

Es imposible para cualquier dispositivo, operando en un ciclo, recibir calor de un reservorio y producir igual cantidad de trabajo

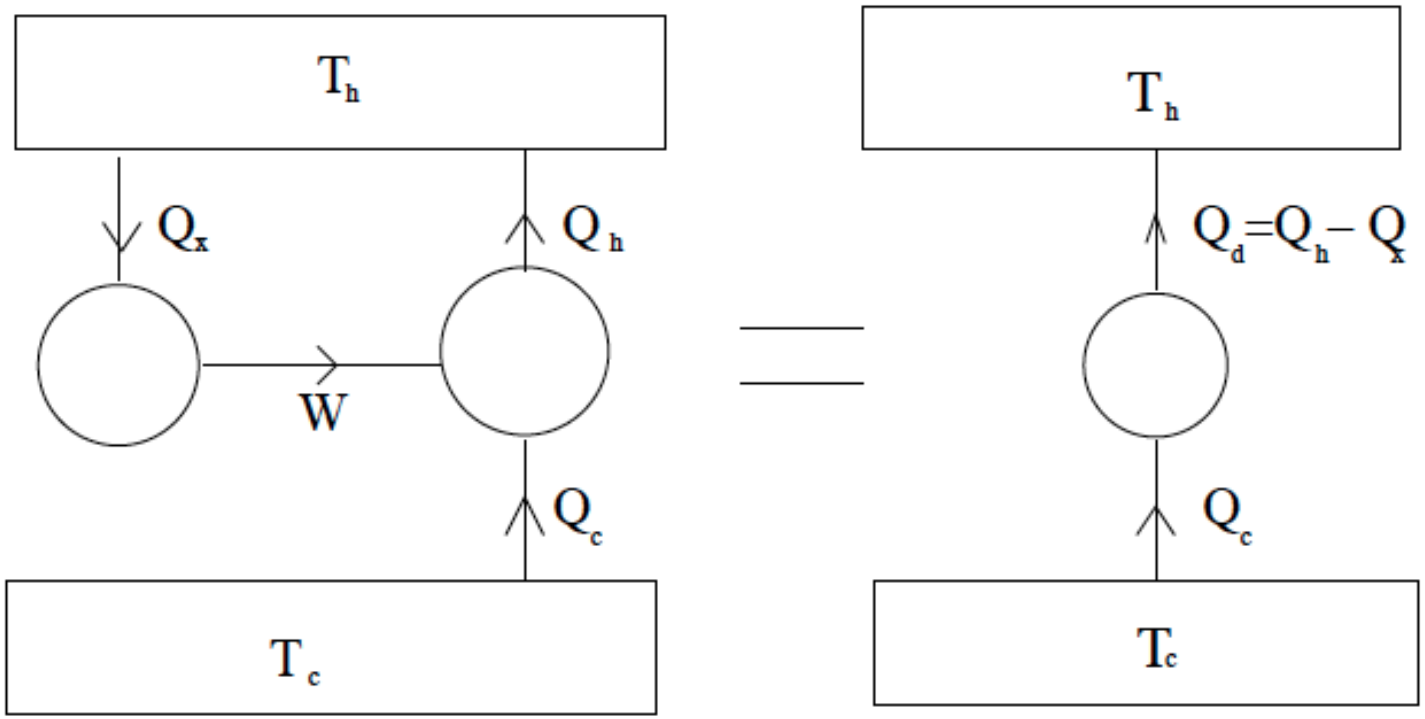


Clausius

Es imposible construir un dispositivo que, operando en un ciclo, no produzca otro efecto que pasar calor de un cuerpo a cierta temperatura a otro que está a una temperatura mayor.

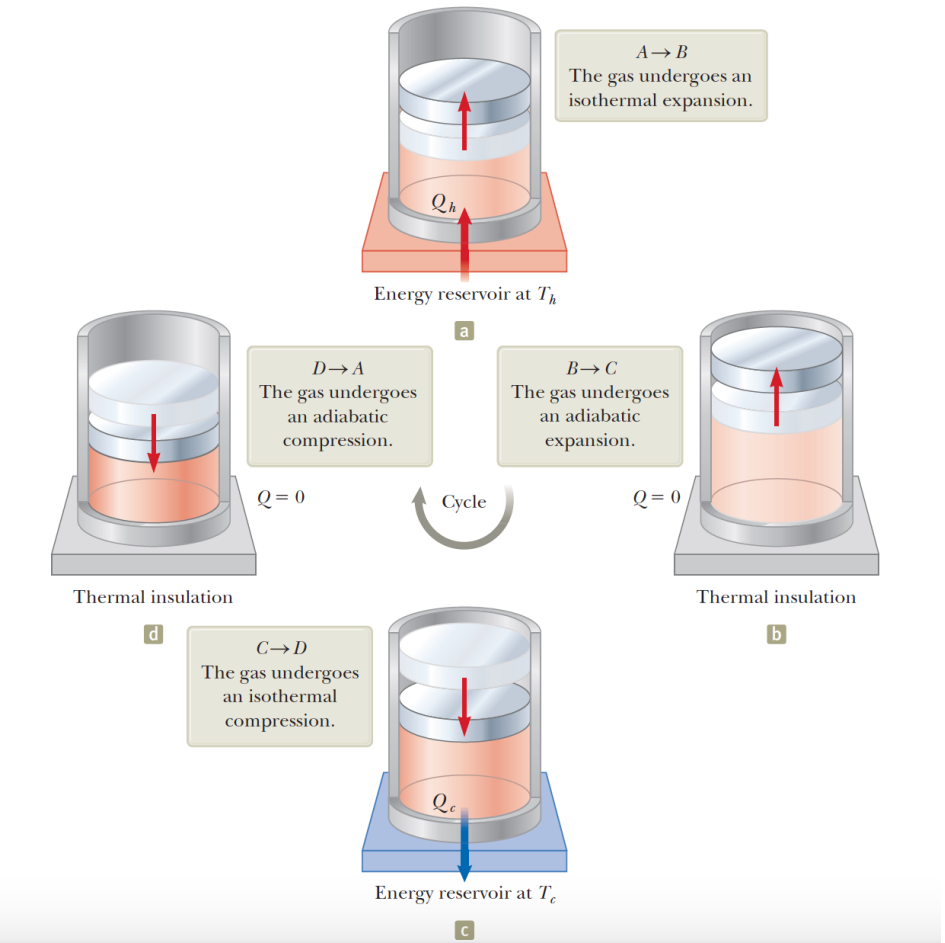


Equivalencia entre la formulación de Kelvin y Clausius



Ciclo de Carnot

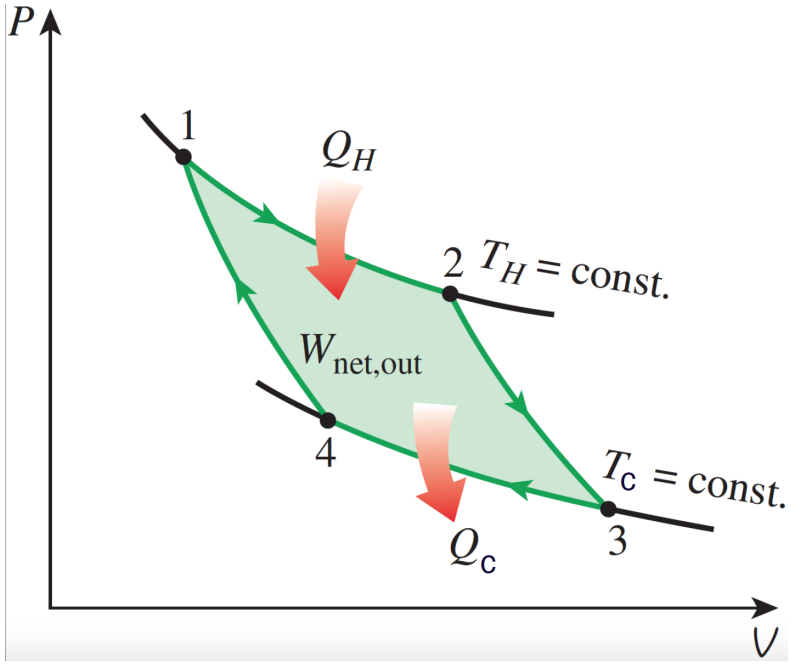
En 1824, un ingeniero francés llamado Sadi Carnot describió una MT teórica que consiste en dos procesos adiabáticos y dos isotérmicos.



Ciclo de Carnot

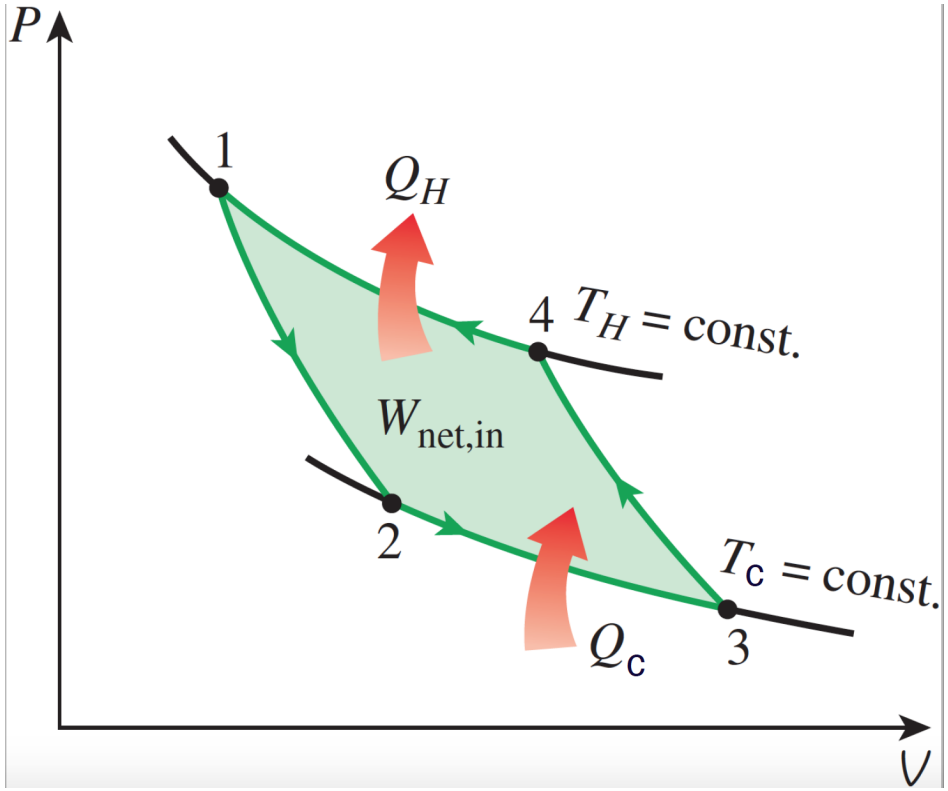
Dos procesos adiabáticos y dos isotérmicos.

Si consideramos que la sustancia de trabajo en el ciclo de Carnot es un gas ideal, contenido en un cilindro cerrado con un pistón móvil en un extremo, cuya temperatura varía entre T_c y T_h.



$$\eta = 1 - \frac{T_c}{T_h}$$

El Ciclo de Carnot Invertido



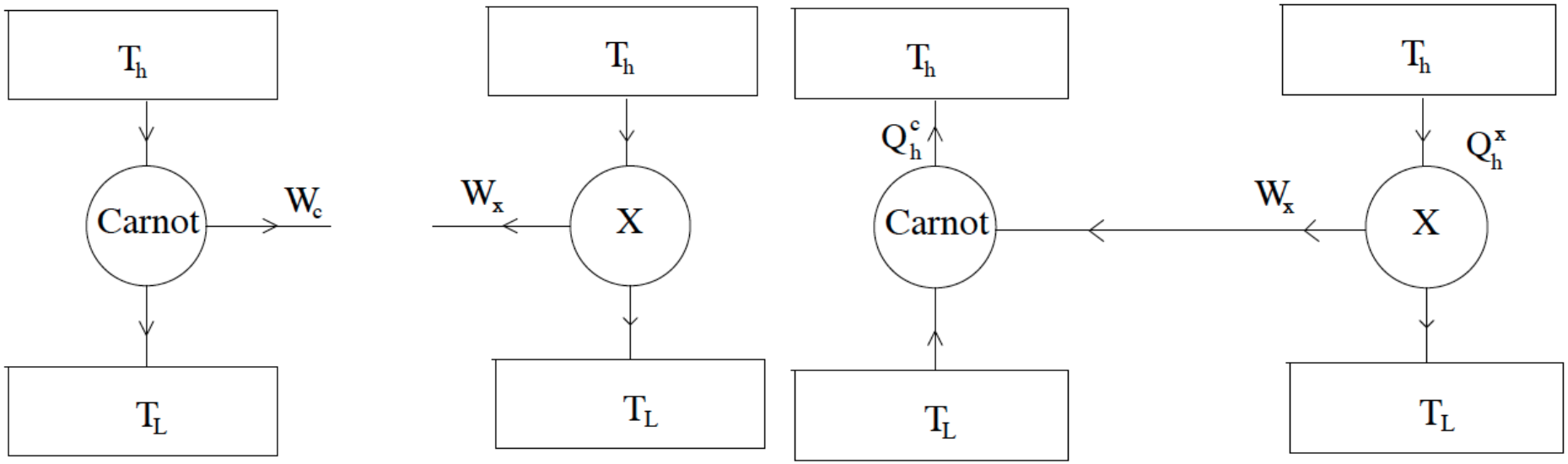
Asumiendo que el fluido es un gas ideal:

$$CDF_{\text{bomba},C} = \frac{1}{1 - \frac{T_c}{T_h}} \qquad CDF_{\text{ref},C} = \frac{1}{\frac{T_h}{T_c} - 1}$$

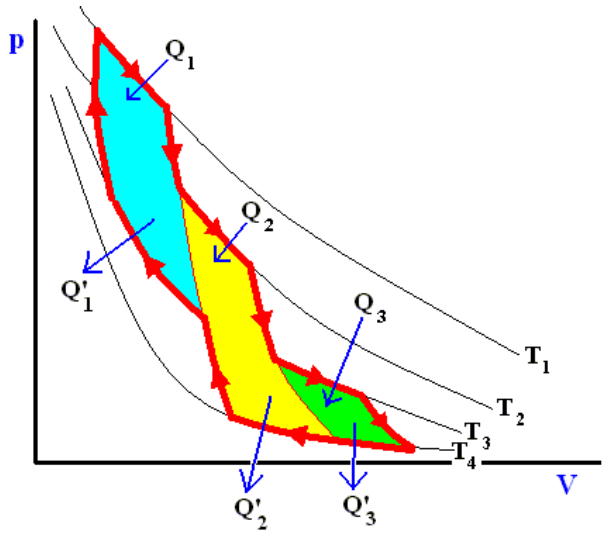
Teorema de Carnot

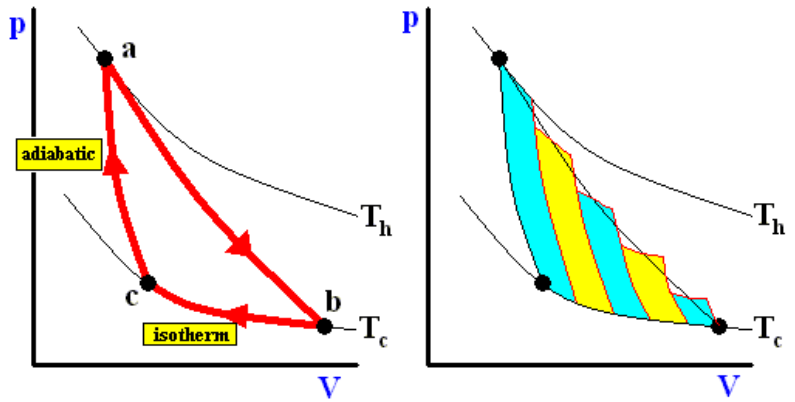
a) Toda máquina térmica, operando entre las mismas dos fuentes termicas (reservorios), tienen menor o igual eficiencia que una máquina de Carnot.

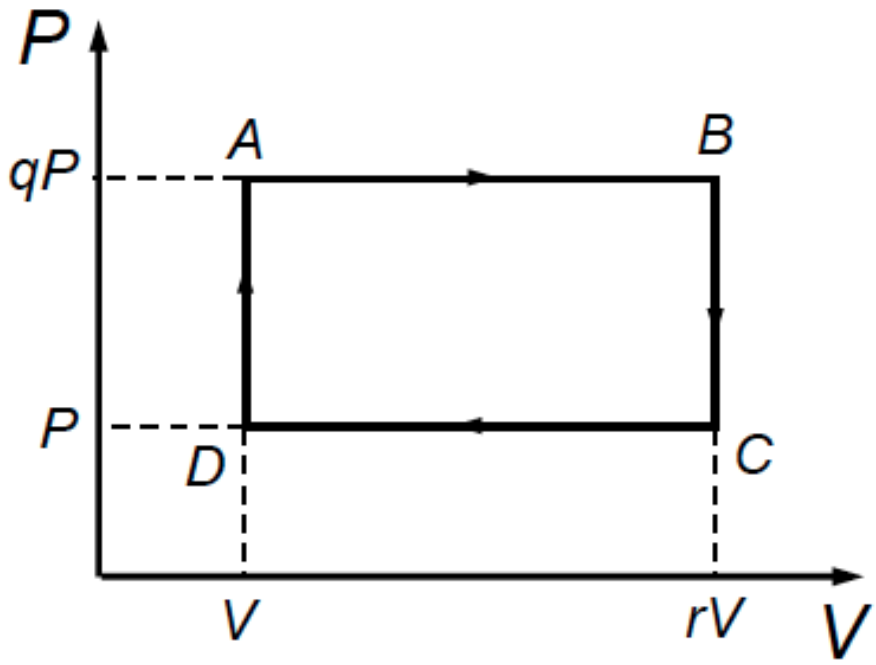
b) Toda máquina térmica reversible, operando entre las mismas dos fuentes termicas (reservorios), tiene la misma eficiencia.



Toda máquina térmica reversible, operando entre las mismas temperaturas máxima y mínima, tiene igual o menor eficiencia que una máquina de Carnot.



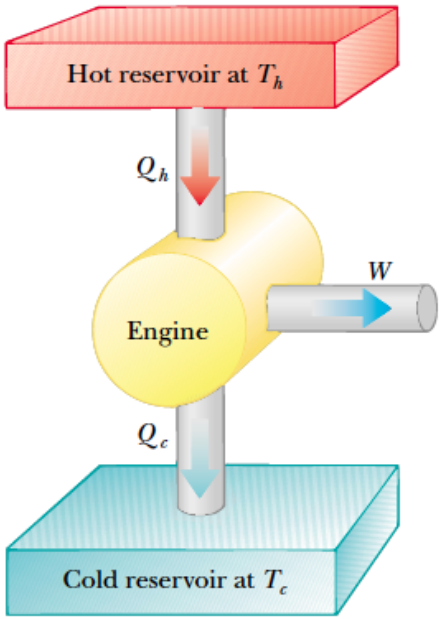




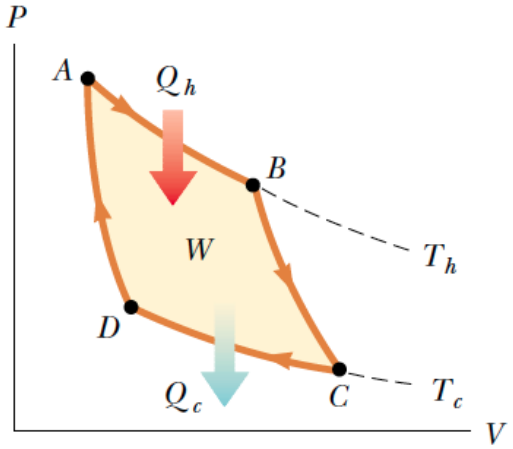
El ciclo lo realiza un mol de un gas ideal monoatómico.
a) Obtener el trabajo realizado por el gas en un ciclo
b) Obtener la eficiencia del ciclo
c) Obtener la eficiencia del Ciclo de Carnot equivalente

Una ecuación para la Segunda Ley de la Termodinámica?

Máquina térmica



Ciclo reversible



eficiencia $\eta = 1 - \dfrac{|Q_c|}{|Q_h|}$

$\eta_{\text{reversible}} = \eta_{\text{Carnot}} = 1 - \dfrac{T_c}{T_h}$

En un proceso reversible la temperatura del gas es igual a la temperatura del reservorio al intercambiar calor

Máquina termica reversible entre dos temperaturas T_h y T_c

$$\frac{Q_h}{T_h} - \frac{Q_c}{T_c} = 0$$

Ciclo Reversible arbitrario

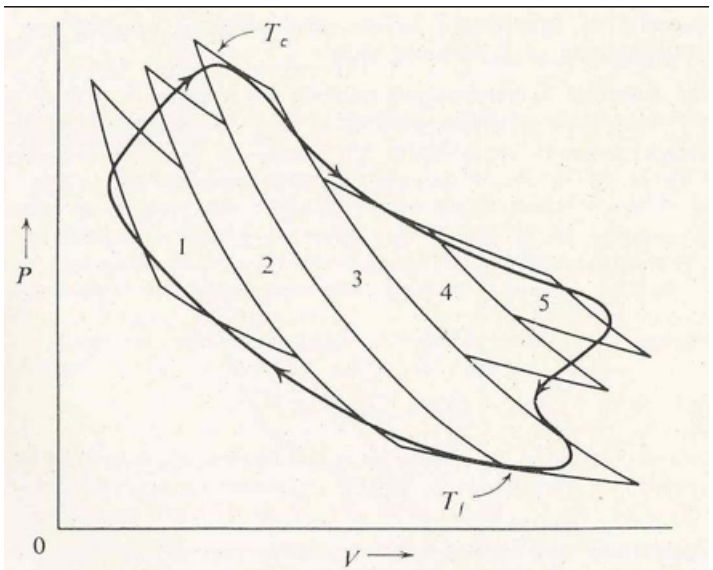


Fig. 5.4 Ciclo reversible (línea gruesa) simulado por una combinación de varios ciclos de Carnot.

$$\sum_i^N \frac{Q_h^i}{T_h^i} - \frac{Q_c^i}{T_c^i} = 0$$

N Número de ciclos de carnot.

El ciclo reversible original se recupera en el límite $N \to \infty$ con $W = cte$

$$\Rightarrow \oint \frac{\delta Q}{T} = 0$$

Máquina termica reversible entre dos temperaturas T_h y T_c

$$\frac{Q_h}{T_h} - \frac{Q_c}{T_c} = 0$$

Ciclo Reversible arbitrario

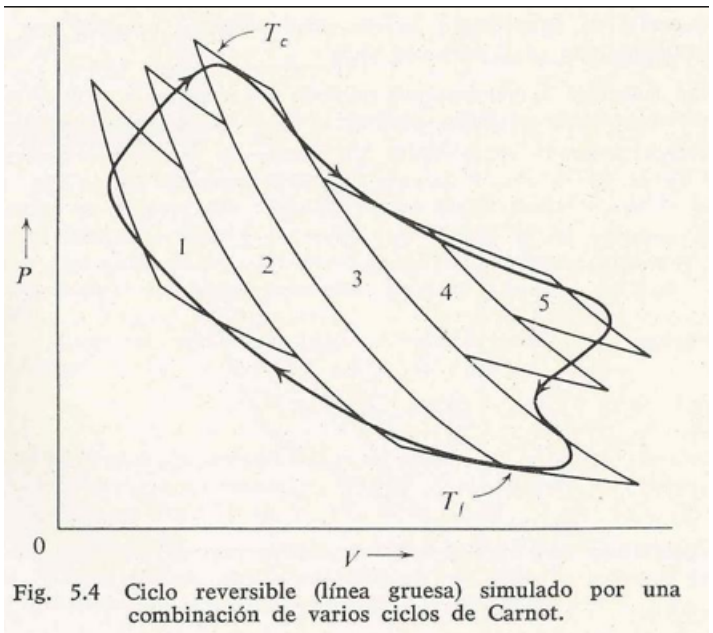


Fig. 5.4 Ciclo reversible (línea gruesa) simulado por una combinación de varios ciclos de Carnot.

$$\sum_i^N \frac{Q_h^i}{T_h^i} - \frac{Q_c^i}{T_c^i} = 0$$

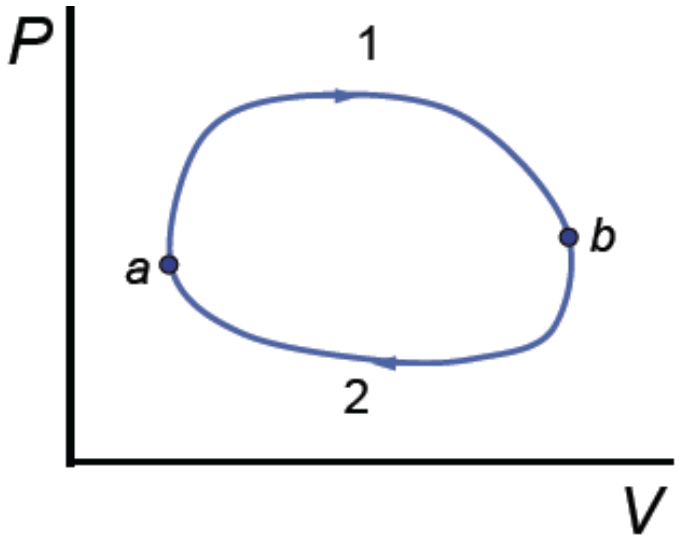
N Número de ciclos de carnot.

El ciclo reversible original se recupera en el límite $N \to \infty$ con $W = cte$

$$\Rightarrow \oint \frac{\delta Q}{T} = 0 \Rightarrow$$ Nueva variable termodinámica

Entropía $dS = \frac{\delta Q}{T}$ Unidades $\frac{J}{K}$

La entropía es una variable de estado, pues $\oint dS \equiv 0$



Cambio de entropía depende solo del estado inicial y final. No depende del proceso

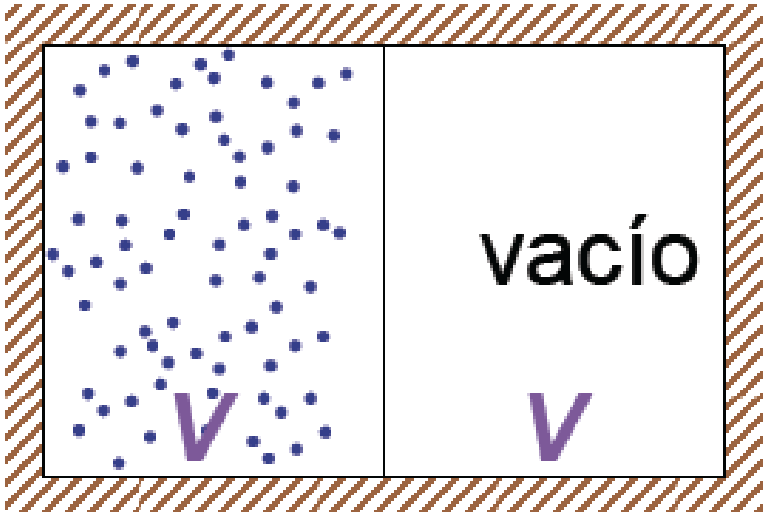
$$\Delta S_{ab} = \int_{1:a\to b} dS = \int_{2:a\to b} dS$$

$$\Delta S = S_b - S_a = \int_a^b dS = \left(\int_a^b \frac{\delta Q}{T}\right)_{rev}$$

Última igualdad solo válida para procesos reversibles.

La entropía es una cantidad extensiva

Qué pasa en un proceso irreversible?



Gas ideal que ocupaba volumen V se expande en el vacío, ocupando finalmente volumen $2V$

No hay trabajo contra el vacio

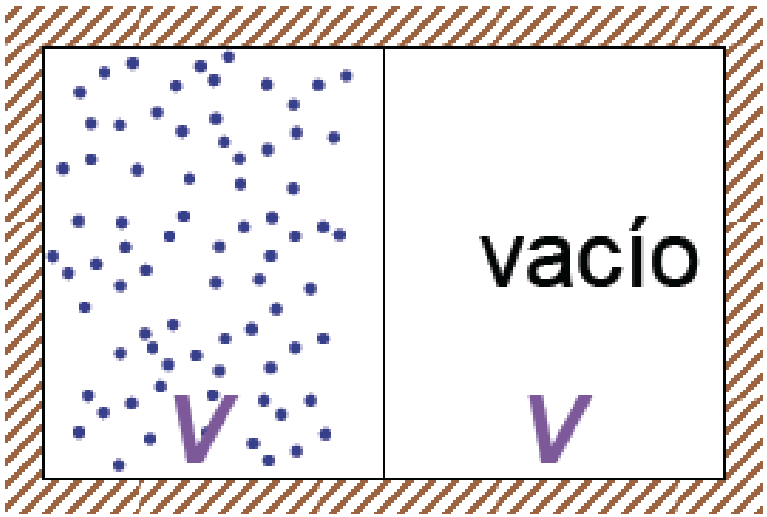
$$W = 0$$

Sistema aislado $Q = 0$

Qué pasa con ΔS?

ΔS sólo depende del estado inicial y final

Qué pasa en un proceso irreversible?



Gas ideal que ocupaba volumen V se expande en el vacío, ocupando finalmente volumen $2V$

No hay trabajo contra el vacio

$$W = 0$$

Sistema aislado $Q = 0$

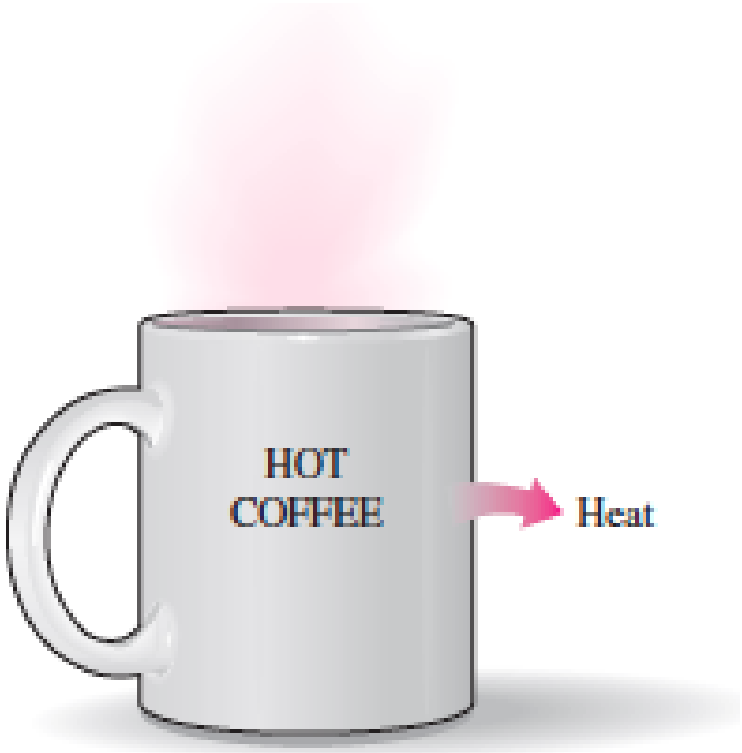
Qué pasa con ΔS?

ΔS sólo depende del estado inicial y final

$$\Delta S = nR \ln 2$$

En un proceso de expansión irreversible en un sistema aislado aumenta la entropía

Proceso irreversible



Existe relación entre irreversibilidad y aumento de entropía

Entropía y la Segunda ley de la termodinámica

Máquina termica irreversible entre dos temperaturas T_h y T_c

$$\frac{Q_h}{T_h} - \frac{Q_c}{T_c} \leq 0$$

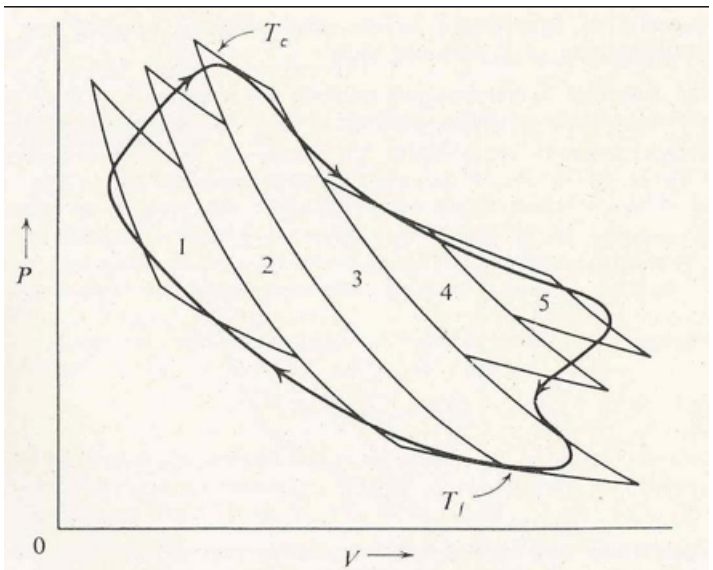


Fig. 5.4 Ciclo reversible (línea gruesa) simulado por una combinación de varios ciclos de Carnot.

Ciclo Irreversible arbitrario

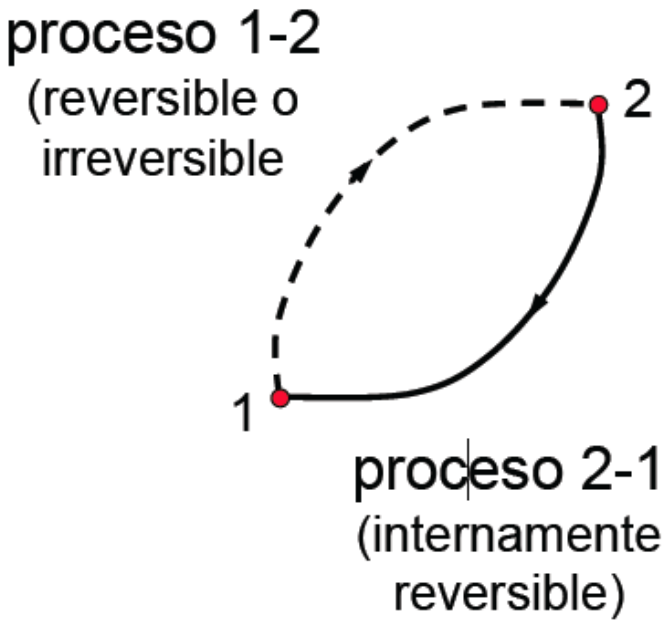
$$\sum_i^N \frac{Q_h^i}{T_h^i} - \frac{Q_c^i}{T_c^i} \leq 0$$

N Número de ciclos.

Si en el ciclo las temperaturas del reservorio varian continuamente el ciclo se recupera en el límite $N \to \infty$ con $W = cte$

$$\Rightarrow \oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0 \quad \longrightarrow \text{Desigualdad de Clausius}$$

Principio de aumento de la entropía



$$S_2 - S_1 \geq \left(\int_1^2 \frac{\delta Q}{T} \right)_{irrev}$$

T es la temperatura del reservorio (de las paredes)

Procesos irreversible generan entropía

En un sistema aislado $Q = 0$ luego $S_2 - S_1 \geq 0$

En un proceso irreversible la entropía simpre aumenta

la igualdad solo se alcanza en un proceso reversible

En todo proceso que ocurre en un sistema aislado, la entropía siempre aumenta; para el caso límite de un proceso reversible, la entropía permanece constante.

- Un proceso natural que empieza en un estado de equilibrio y termina en otro estado de equilibrio ocurre en el sentido en que aumenta la entropía del sistema y del medio.
- La entropía es una propiedad que se conserva durante los procesos reversibles ideales y que aumenta en todos los procesos reales.
- Los sistemas de Ingeniería se degradan por la presencia de irreversibilidades y la generación de entropía es una medida de la magnitud de irreversibilidades presentes en el proceso.

La entropía es una media del desorden molecular de un sistema y la segunda ley establece que la entropía no puede ser destruida.

En un proceso irreversible siempre se genera entropía

$$\Delta S = S_f - S_i = \int_i^f \frac{\delta Q}{T} + S_{gen}$$

El principio de aumento de la entropía para sistemas aislados se generaliza como

$$S_{gen} \begin{cases} > 0 & \text{Proceso irreversible} \\ = 0 & \text{Proceso reversible} \\ < 0 & \text{Proceso imposible} \end{cases}$$

Cambio de entropía del gas ideal

El cambio infinitesimal de entropía en un proceso es

$$ds = \frac{\delta Q}{T} = \frac{dU}{T} + \frac{\delta W}{T}$$

Para un gas ideal:

$$\Delta s = nc_v \ln(\frac{T_f}{T_i}) + nR \ln(\frac{V_f}{V_i})$$

o

$$\Delta s = nc_p \ln(\frac{T_f}{T_i}) - nR \ln(\frac{P_f}{P_i})$$

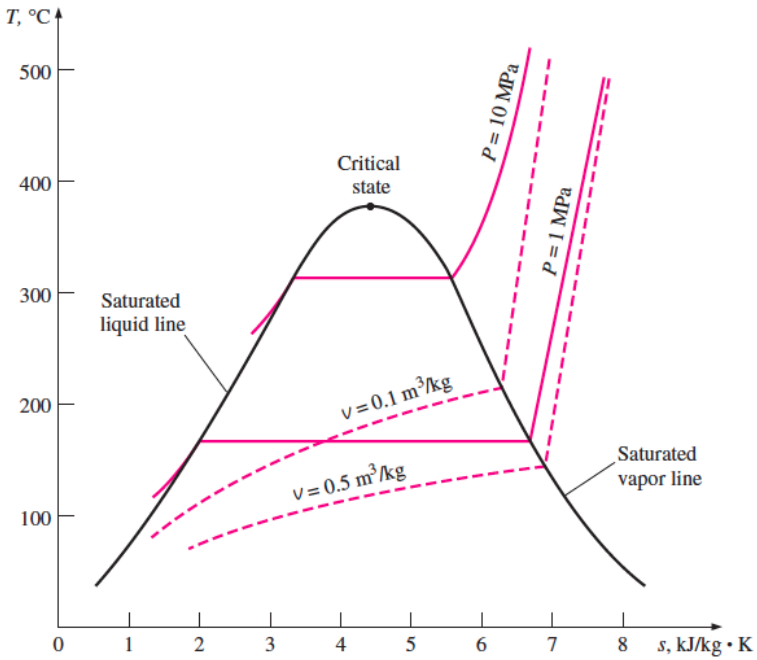
Cambio de entropía en sustancias puras

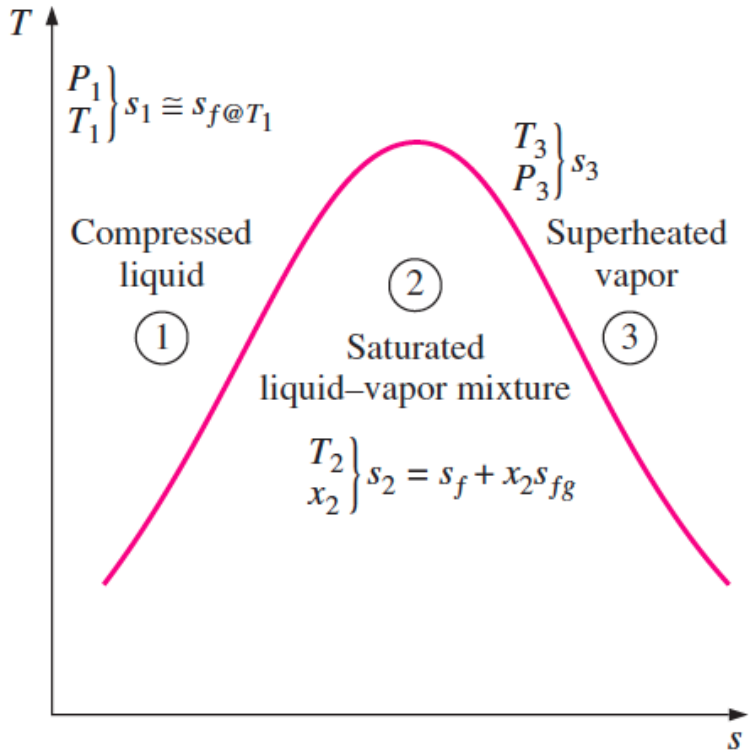
Eligiendo un estado de referencía podemos calcular la entropía en un estado cualquiera.

Los estado de referencia en las tablas que conocemos son:

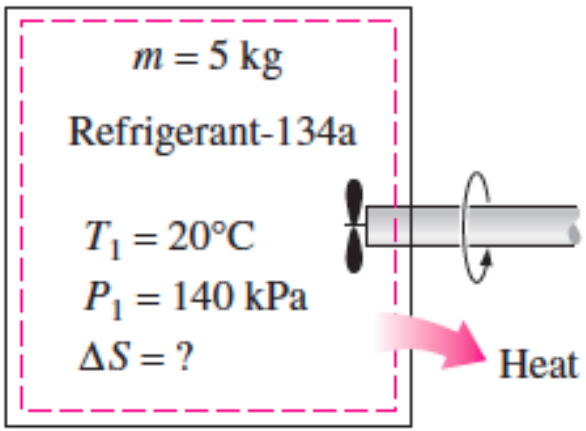
$s_{\text{liq.sat. a } 0.01°C} = 0$ vapor $s_{\text{liq.sat. a } -40°C} = 0$ R-134a

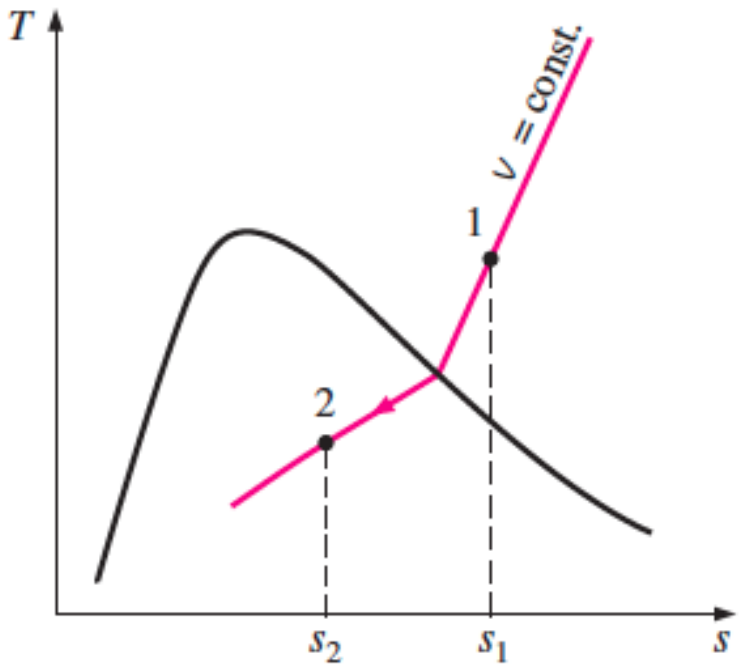
Diagama T- s





Un tanque contiene 5kg de refrigerante 134a a $20°C$ y 140 kPa. El refrigerante es enfriado hasta que la presión baja a 100 kPa. Determine el cambio de entropía.





Proceso Isentrópico

$$\Delta S = 0$$

Notar: La entropía de una masa fija cambia por un flujo de calor o por irreversibilidades.

Adiabatico y reversible $\Rightarrow$ isentrópico

Gas ideal

$$\frac{T_f}{T_i} = \left(\frac{V_i}{V_f}\right)^{\gamma-1} \qquad \frac{P_f}{P_i} = \left(\frac{V_i}{V_f}\right)^{\gamma}$$

Ejemplo:

Entra vapor a una turbina adiabatica a 5 MPa y $450°$C, y sale a una presión de 1.4 MPa. Determine el trabajo de salida por unidad de masa si el proceso es reversible.

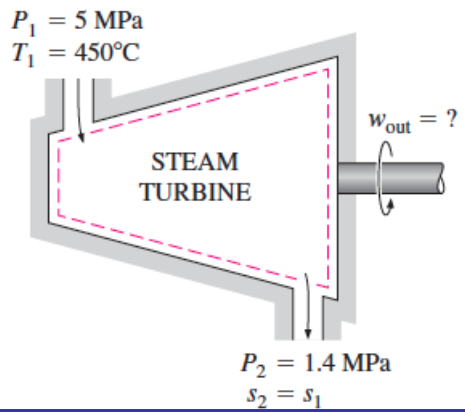


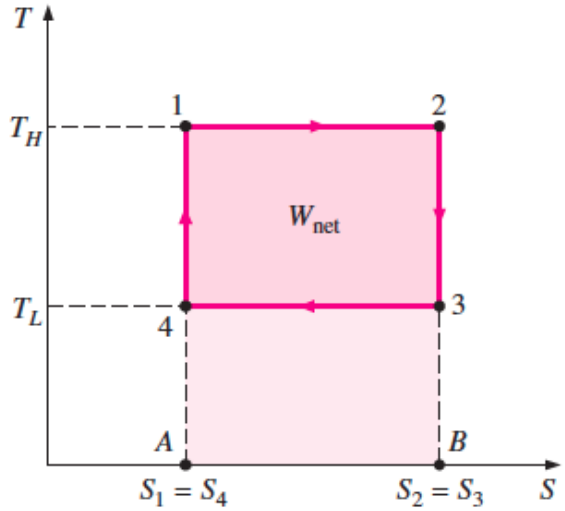
Diagrama T - s

Para todo proceso reversible

$$\delta Q = TdS$$

En un diagrama T-s el área bajo la curva representa el calor transferido al sistema.

Ejemplo: Ciclo de Carnot



Relaciones termodinámicas (ecuación de Gibbs)

$$TdS = dU + PdV \qquad TdS = dH - VdP$$

Cambio de entropía en líquidos y sólidos

$$ds \approx \frac{du}{T} = \frac{cdT}{T} \quad \Rightarrow \quad \Delta s = \int_i^f c\frac{dT}{T}$$

Recordar: $c = c_p = c_v$

Flujo estacionario: Trabajo en un proceso reversible

Primera ley:

$$\dot{Q}_{vc} + \dot{m}(h_e + V_e^2/2 + gz_e) = \dot{W}_{vc} + \dot{m}(h_s + V_s^2/2 + gz_s)$$

Si la evolución de cada elemento de masa sigue un proceso reversible este debe satisfacer $Tds = dh + vdP$, luego el trabajo por unidad de masa es

$$w = -\int_e^s vdP + (\frac{V_e^2}{2} - \frac{V_s^2}{2}) + g(z_e - z_s)$$

Si $w = 0$ se obtiene la ecuación de Bernoulli para fluidos

Flujo estacionario: Trabajo en un proceso irreversible

Primera ley:

$$w = q + h_e - h_s + (\frac{V_e^2}{2} - \frac{V_s^2}{2}) + g(z_e - z_s)$$

Para un proceso irreversible se tiene que $\frac{\delta q}{T} + \delta s_{gen} = ds$, luego

$$w = w_{rev} - \int T\delta s_{gen}$$

como $\int T\delta s_{gen} > 0$ se tiene que $w < w_{rev}$

Si $w < 0$ (compresor) $|w_{rev}| < w$

Un bloque de fierro a 500 K es lanzado a un lago que se encuentra a 285 K. Considerando un calor especifico $c = 0.45kJ/kgK$ para el fierro, determine el cambio de entropía del fierro, el cambio de entropía del lago y la entropía generada.

Mecanismos de transferencia de entropía

La entropía puede ser transferida como calor y como flujo de masa. Para los sistemas cerrados, la transferencia de calor es el único mecanismo posible.

- **Transferencia de calor**

  Si T es constante,

  $$S_{calor} = \frac{Q}{T}$$

  Si T no es constante,

  $$S_{calor} = \int \frac{\delta Q}{T} \approx \sum \frac{Q_k}{T_k}$$

- **Fujo de masa**

  La masa contiene entropía tanto como energía, las cuales son transferidas hacia o desde un sistema por el flujo de materia. Cuando las propiedades de la materia cambian durante un proceso,

  $$\dot{S}_{masa} = \int_{área} s\,\rho\,v_n\,dA \qquad S_{masa} = \int s\,\delta m = \int_{\Delta t} \dot{S}_{masa} dt$$

Generación de entropía, S_{gen}

Usando notación de flujos, el balance de entropía resulta

$$\sum \frac{\dot{Q}_k}{T_k} + \sum \dot{m}_{entra}\, s_{entra} - \sum \dot{m}_{sale}\, s_{sale} + \dot{S}_{gen} = \frac{dS_{vc}}{dt}$$

En condiciones de flujo estacionario $\longrightarrow dS_{vc}/dt = 0$,

$$\dot{S}_{gen} = \sum \dot{m}_{sale}\, s_{sale} - \sum \dot{m}_{entra}\, s_{entra} - \sum \frac{\dot{Q}_k}{T_k}$$

Para un sistema con una entrada y una salida de masa,

$$\dot{S}_{gen} = \dot{m}\,(s_{sale} - s_{entra}) - \sum \frac{\dot{Q}_k}{T_k}$$

y, si además, es adiabático,

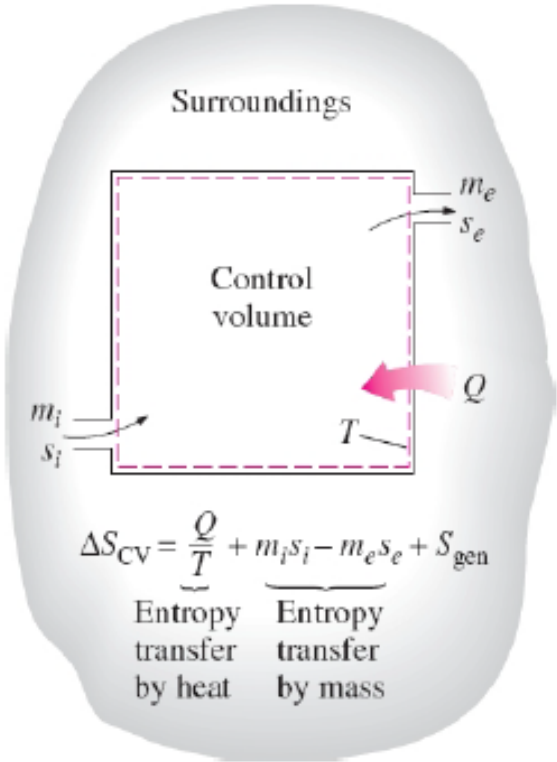
$$\dot{S}_{gen} = \dot{m}\,(s_{sale} - s_{entra}) \geq 0$$

Para un proceso reversible,

$$S_{gen} = 0$$

Para un sistema cerrado ($\dot{m} = 0$),

$$\sum \frac{Q_k}{T_k} + S_{gen} = \Delta S_{sistema} = S_2 - S_1$$



Para un proceso adiabático ($Q = 0$),

$$S_{gen} = \Delta S_{sistema\ adiabático}$$

Para un volumen de control,

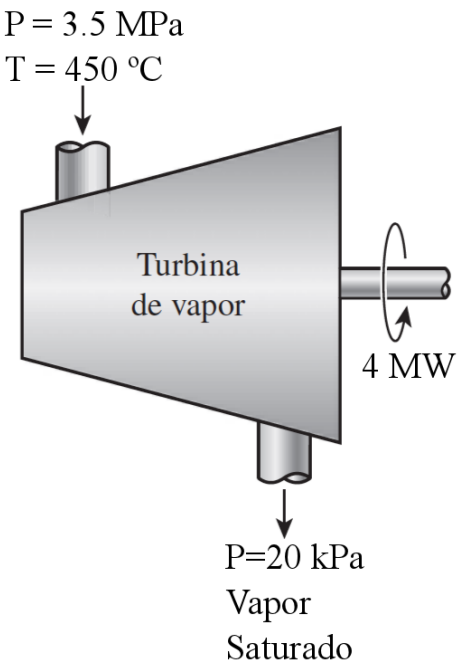
$$\sum \frac{Q_k}{T_k} + \sum m_{entra}\, s_{entra} - \sum m_{sale}\, s_{sale} + S_{gen} = \Delta S_{sistema} = (S_2 - S_1)_{vc}$$

Ejemplo

En una turbina a vapor el vapor entra a $300\,^{\circ}$ C, 1 MPa y a 50 m/s. A la salida, el vapor está a 150 kPa y tiene una velocidad de 200 m/s. Determinar el trabajo por kg de vapor que fluye a través de la turbina, suponiendo que el proceso es adiabático y reversible.

Problema 1

Se expande vapor de forma estacionaria en una turbina a razón de 25000 kg/hr, entrando vapor a 3.5 MPa y 450°C y saliendo a 20 kPa como vapor saturado. Si la potencia de la turbina es 4MW, determine la tasa de generación de entropía para este proceso. Asuma que la temperatura del medio ambiente es 25°C.



Aire a 800 kPa y $400\,^{\circ}$C entra a una tobera a baja velocidad y sale a 100 kPa. Si la tobera es adiabatica determine la velocidad maxima de salida del aire.

Eficiencia en sistemas con flujo de masa estacionario

Las irreversibilidades acompañan todos los procesos reales y su efecto es degradar el rendimiento de operación de los dispositivos.

Analizaremos dispositivos que trabajan bajo condiciones de flujo estacionario (turbinas, compresores, toberas) y determinaremos el grado de degradación de la energía como resultado de las irreversibilidades.

La mayoría de los dispositivos que nos interesarán operan bajo condiciones adiabáticas; por tanto, el proceso *modelo* será uno adiabático que no involucre irreversibilidades.

proceso isoentrópico

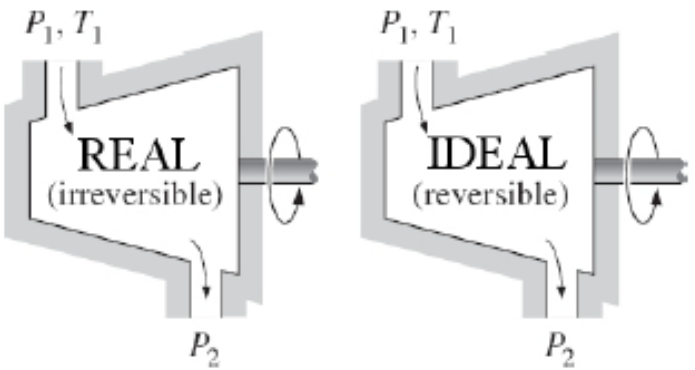
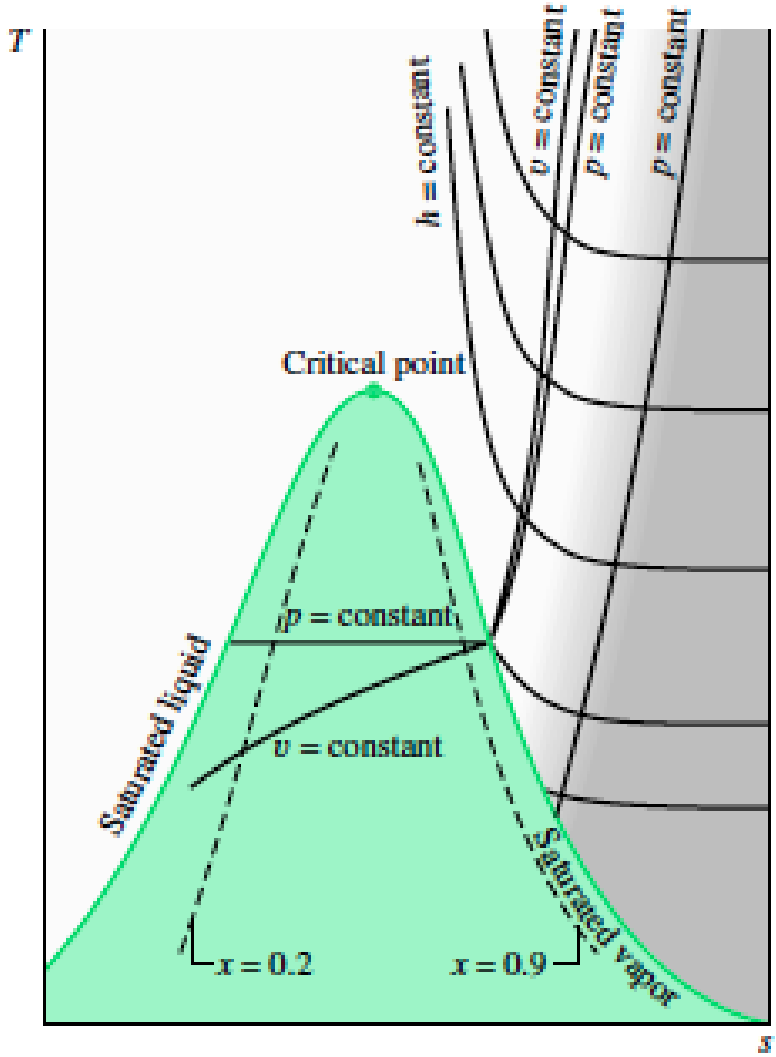
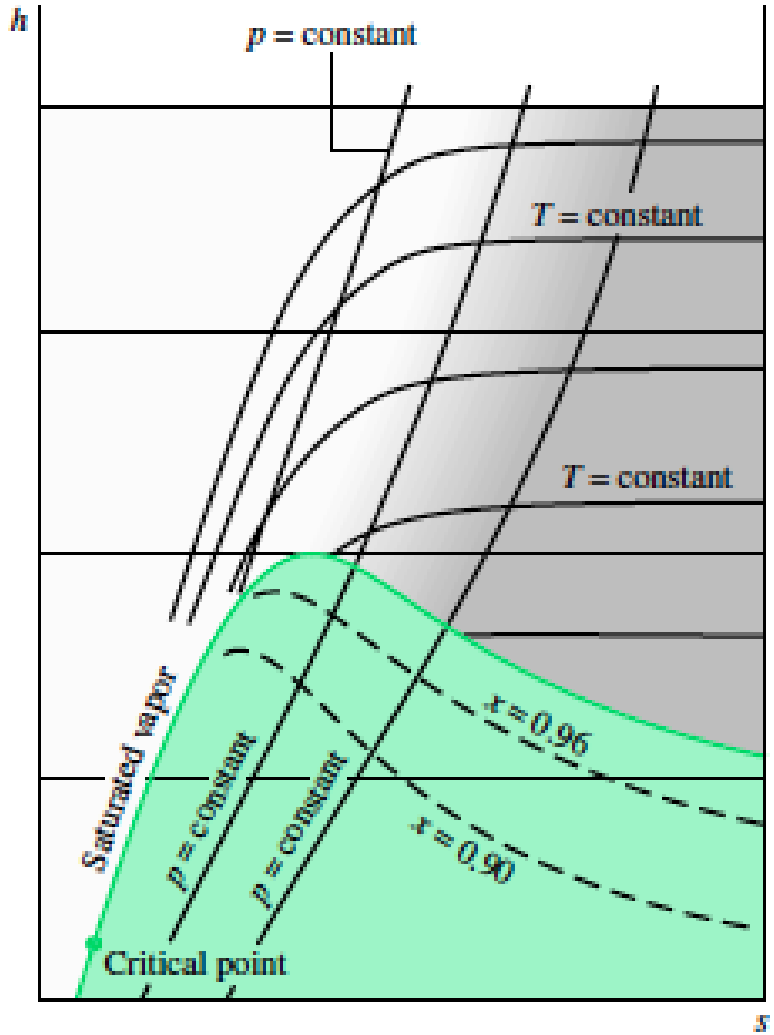


Diagrama s-h

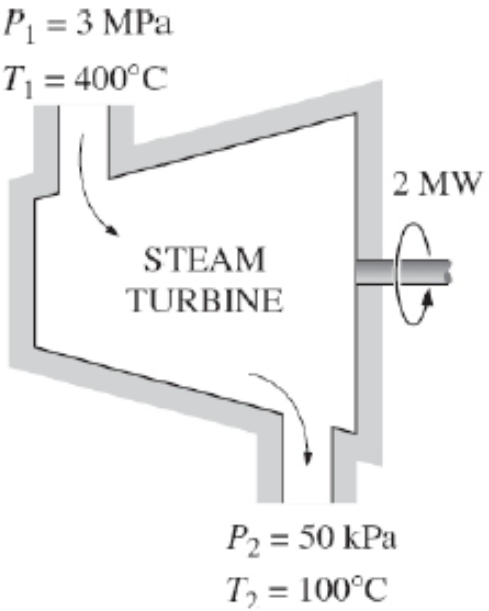


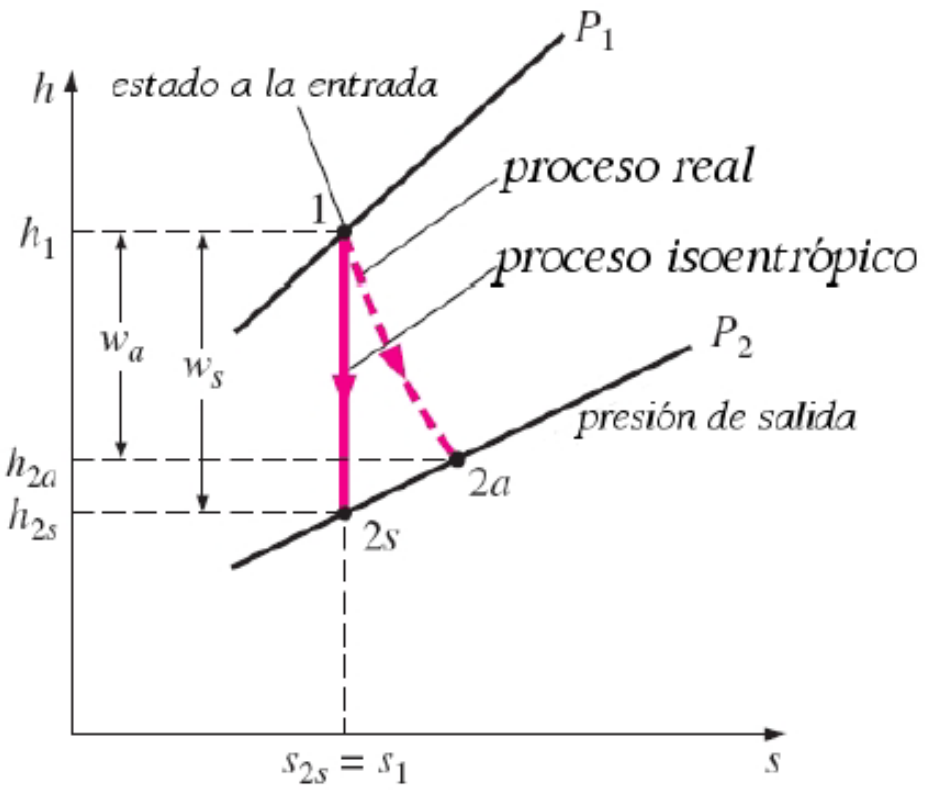
▲ **Figure 6.3** Temperature–entropy diagram.



▲ **Figure 6.4** Enthalpy–entropy diagram.

Eficiencia adiabática de turbinas



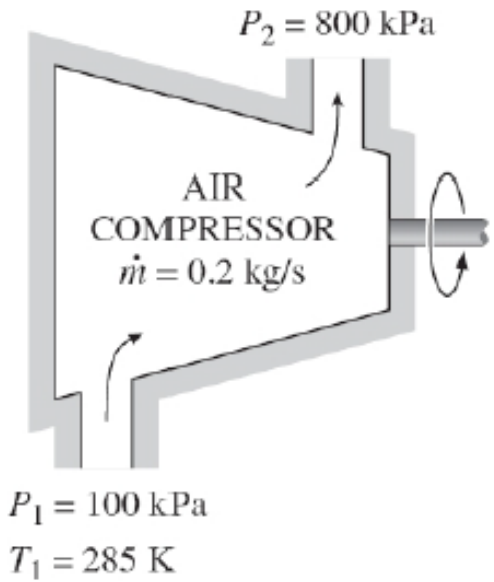


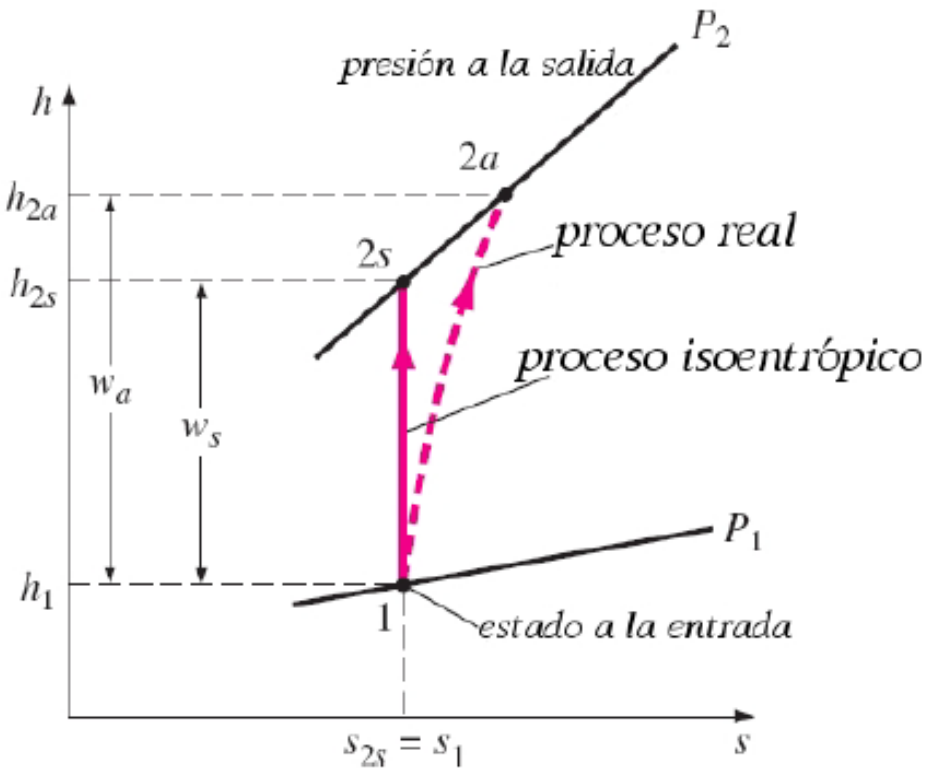
$$\eta_{turbina} = \frac{w_{real}}{w_{s=cte.}}$$

$$\eta_{turbina} \approx \frac{h_1 - h_{2,real}}{h_1 - h_{2,s=cte.}}$$

$$\eta_{turbina} \approx 70 - 90\,\%$$

Eficiencia adiabática de compresores y bombas



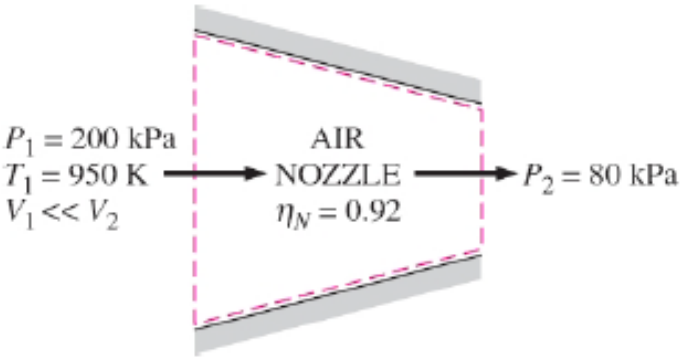


$$\eta_{compresor} = \frac{W_{s=cte.}}{W_{real}}$$

$$\eta_{compresor} \approx \frac{h_{2,s=cte.} - h_1}{h_{2,real} - h_1}$$

$$\eta_{bomba} = \frac{v\,(P_2 - P_1)}{h_{2,real} - h_1}$$

Eficiencia adiabática de toberas

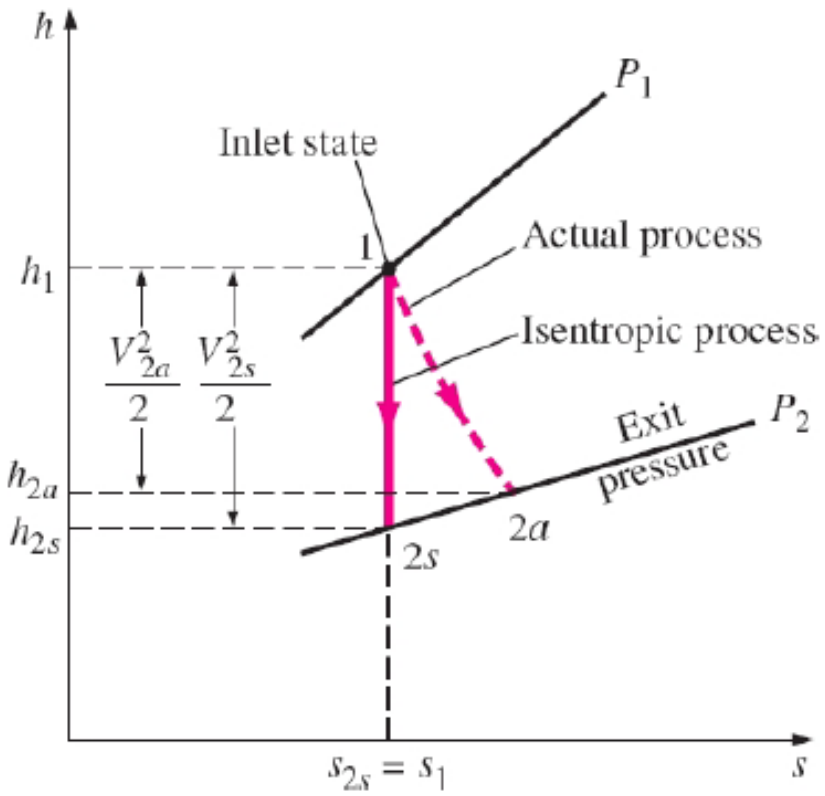


$$\eta_{tobera} = \frac{(v_{2,real})^2}{(v_{2,s=cte.})^2}$$

Balance de energía,

$$h_1 = h_{2,real} + \frac{(v_{2,real})^2}{2}$$

$$\eta_{tobera} \approx \frac{h_1 - h_{2,real}}{h_1 - h_{2,s=cte.}}$$



$$\eta_{tobera} \approx 90 - 95\,\%$$

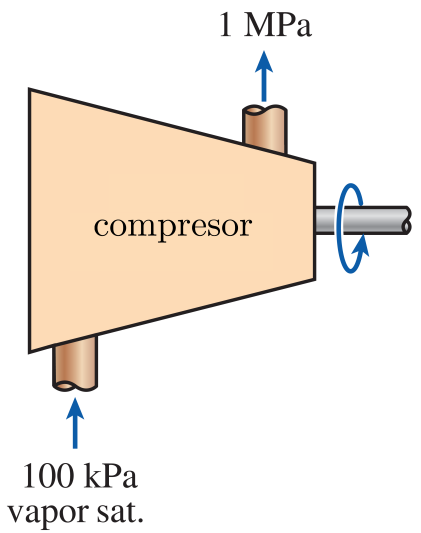
mini-control

El compresor de la figura opera en condiciones estacionarias con una eficiencia isoentrópica ($\eta = w_{\text{isoentrópico}}/w_{\text{real}}$) de 85 %. Encuentre:

a) el trabajo por unidad de masa requerido por el compresor,

b) la entropía por unidad de masa generada en el proceso,

c) la temperatura de entrada y de salida.



Ayuda: para interpolar una variable y en términos de otra variable x use la fórmula $y(x) = y_a + \dfrac{x - x_a}{x_b - x_a}\,(y_b - y_a)$.

Ciclos Termodinámicos

Aplicaciones principales de la termodinámica:

- **Refrigeración:** Transporte de calor de zonas a frias a calientes
- **Generación de potencia:** su proposito es convertir energía térmica en trabajo. Eficiencia térmica $\eta = \frac{W_{neto}}{Q_e}$

  - ciclos de gas y ciclos de vapor. según la fase del fluido de trabajo. se mantiene como gas , o vapor que se condensa

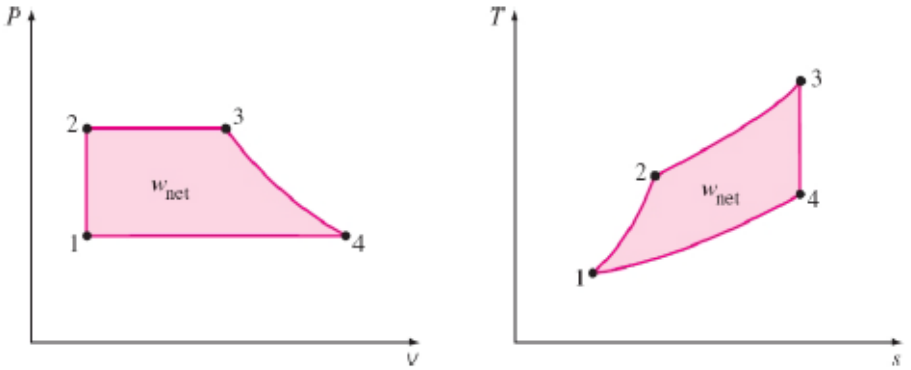
  - máquinas termicas: de combustión interna y combustión externa. según si el calor adicionado al fluido de trabajo se hace dentro del sistema o si proviene de una fuente externa

  Usaremos modelos idealizados para los distintos ciclos.

  ciclos reversibles

Ciclos de Potencia

- La máxima eficiencia de una máquina térmica que opera entre ciertas temperaturas corresponde a un ciclo reversible. La eficiencia máxima de una máquina termica entre una temperatura máxima y mínima corresponde a Carnot.
- En los diagrams P-v y T-s, el área encerrada $= W_{neto} = Q_{neto}$



- Ciclos de potencias a gas

  -Gas ideal

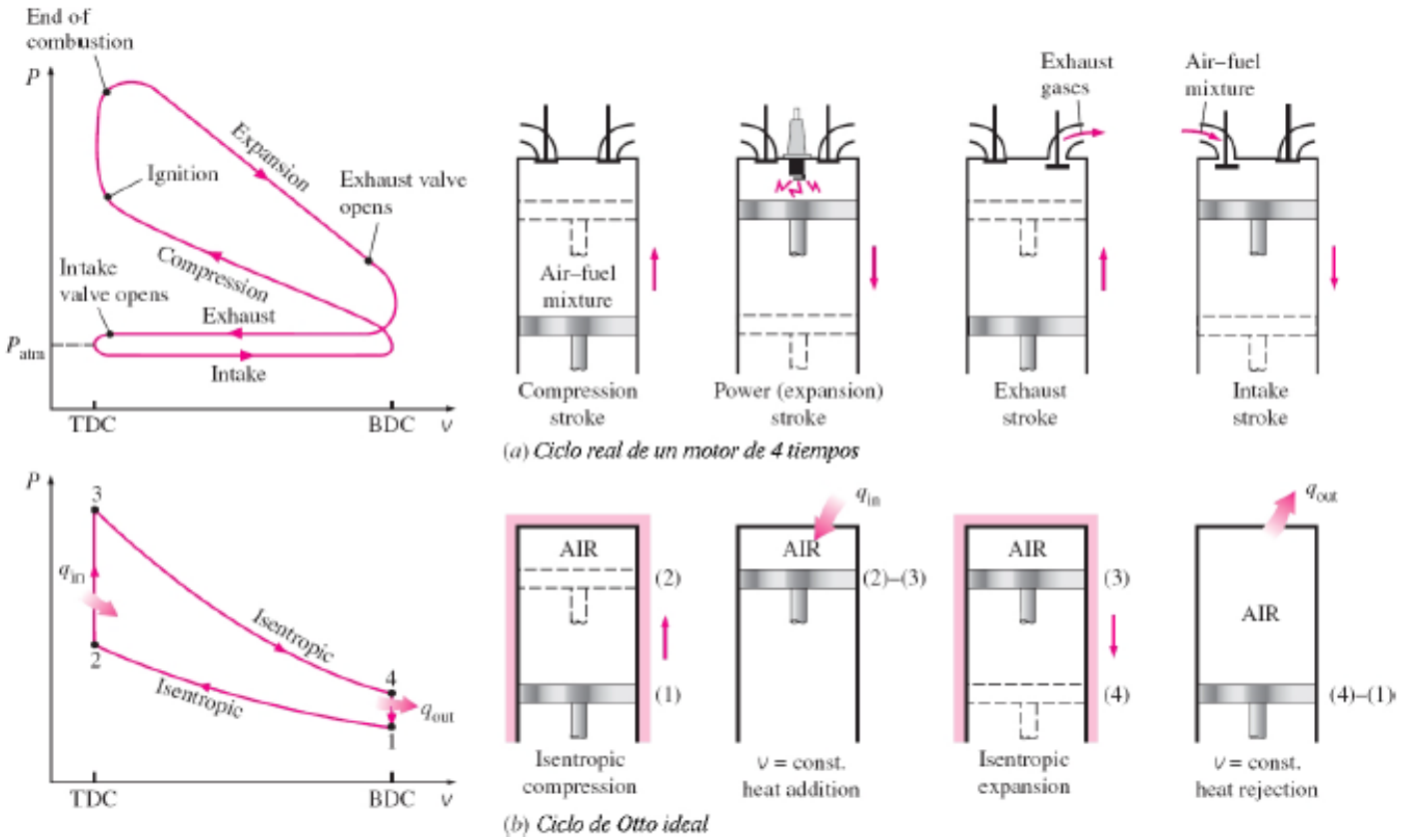
  -Ciclo reversible

  -El proceso de combustion es remplazado por adicion de calor

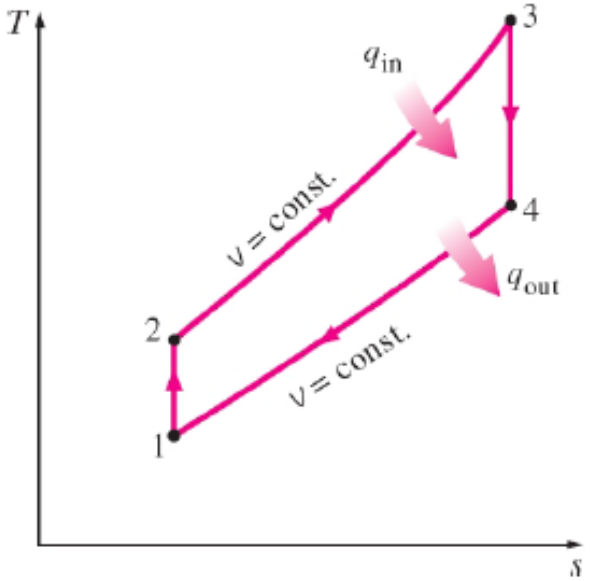
Ciclo de Otto

Es el ciclo de gas ideal correspondiente a un motor a gasolina o de combustión interna

El primer motor fué construído por N. Otto en 1876 usando el ciclo propuesto por Beau de Rochas en 1862.

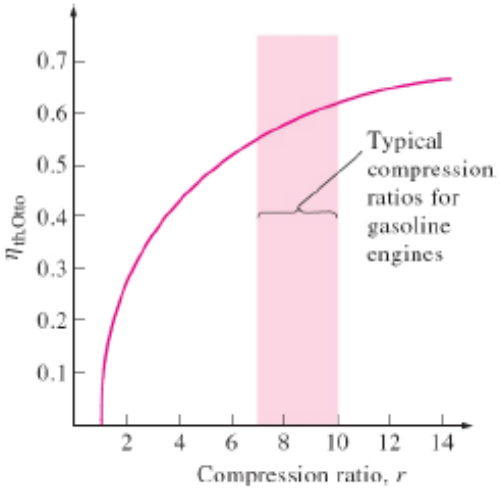


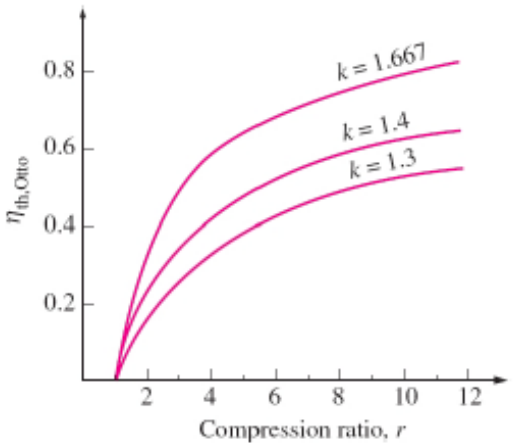
Considerando que los procesos $1 \rightarrow 2$ y $3 \rightarrow 4$ son isentrópicos y, $2 \rightarrow 3$ y $4 \rightarrow 1$ son isocóricos.



$$\eta = 1 - \frac{1}{r^{\gamma-1}}$$

$r = \frac{v_1}{v_2} = \frac{v_{max}}{v_{min}}$ es la razon de compresión.





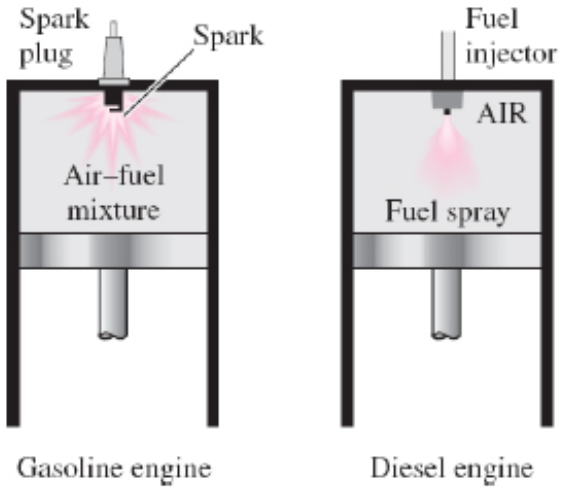
$\eta_{Otto} \approx 25 - 30\,\%$

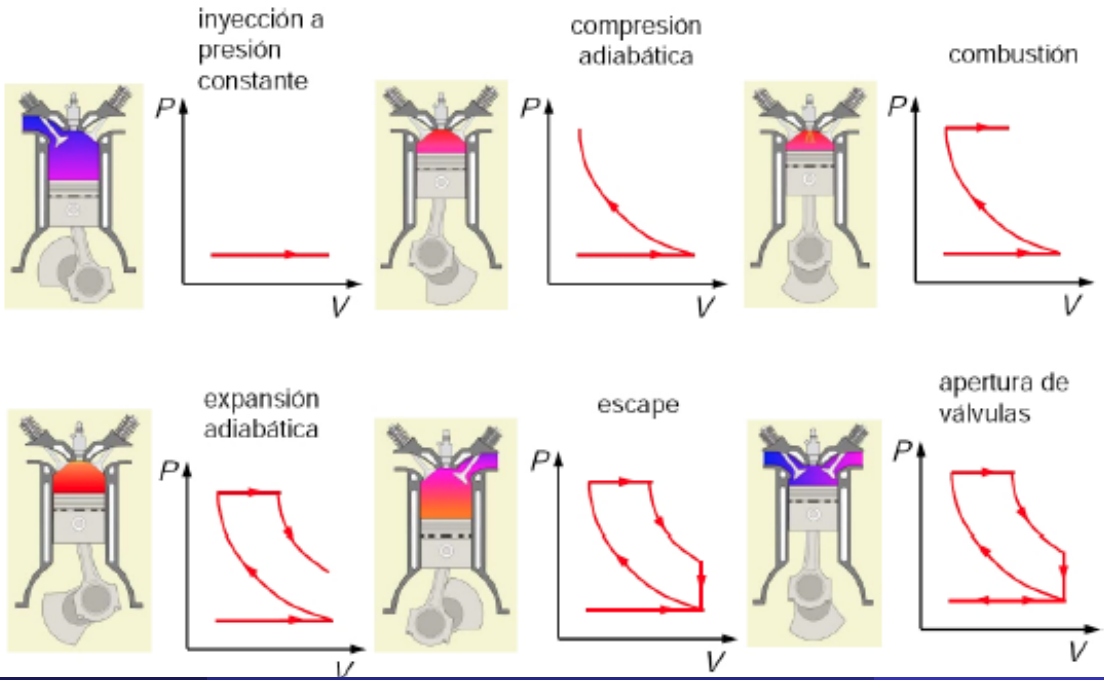
Si r es muy grande se produce autoignición.

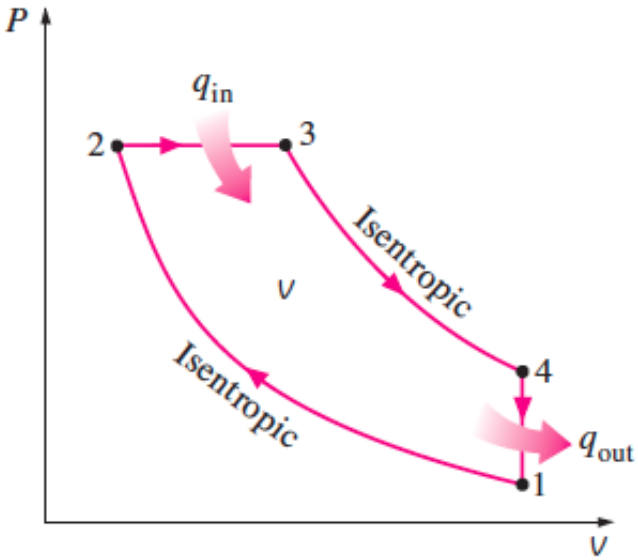
Ciclo Diesel (1897)

Parecido a un motor a gasolina pero con autoignición.

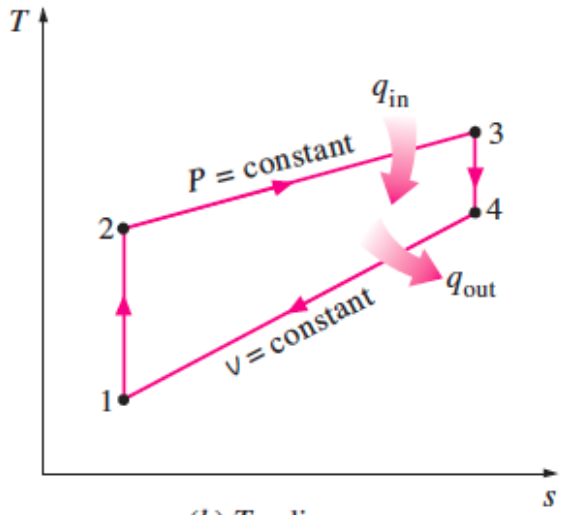
Transferencia de calor a presión constante







(a) P- v diagram



(b) T-s diagram

La eficiencia térmica del ciclo es:

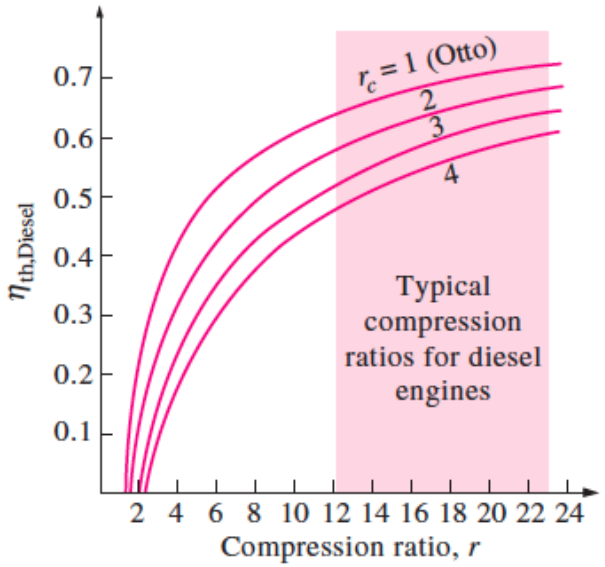
$$\eta_{diesel} = 1 - \frac{1}{r^{\gamma-1}}\left[\frac{r_c^{\gamma}-1}{\gamma(r_c-1)}\right]$$

la razón de corte $r_c = v_3/v_2$.

Para igual razón de compresión r,

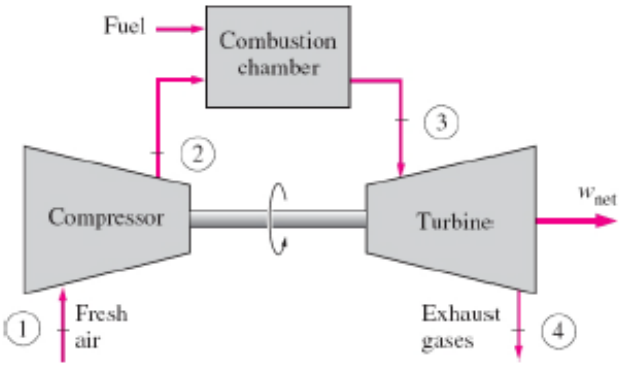
$$\eta_{Otto} > \eta_{diesel}$$

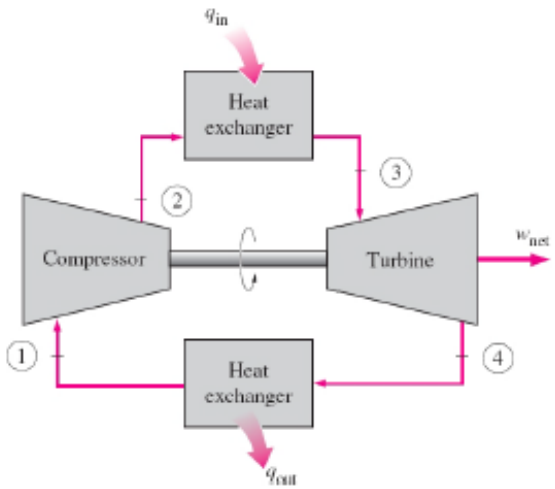
$$\eta_{diesel} \approx 35 - 40\%$$

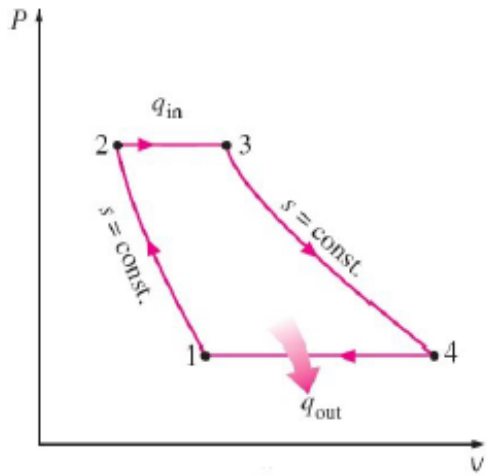


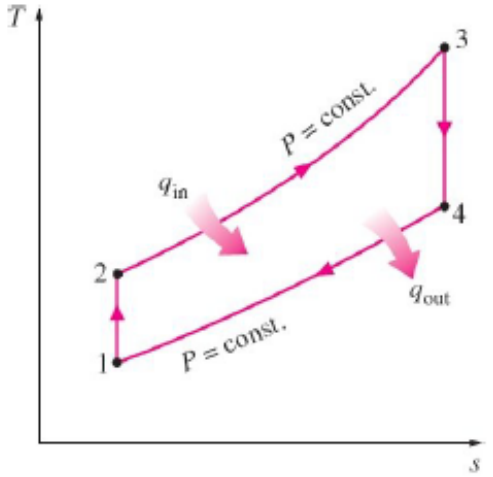
Ciclo Brayton

Es el ciclo ideal para las turbinas a gas. Fue propuesto en 1870.









Ciclo Brayton

El ciclo está formado por cuatro procesos reversibles,

- $1 \rightarrow 2$: compresión isoentrópica
- $2 \rightarrow 3$: adición de calor a presión constante
- $3 \rightarrow 4$: expansión isoentrópica
- $4 \rightarrow 1$: liberación de calor a presión constante

Todos los procesos del ciclo son ejecutados en condiciones de flujo estacionario y los cambios de energía cinética y potencial del fluido de trabajo son despreciables.

El balance de energía, por unidad de masa, se reduce a

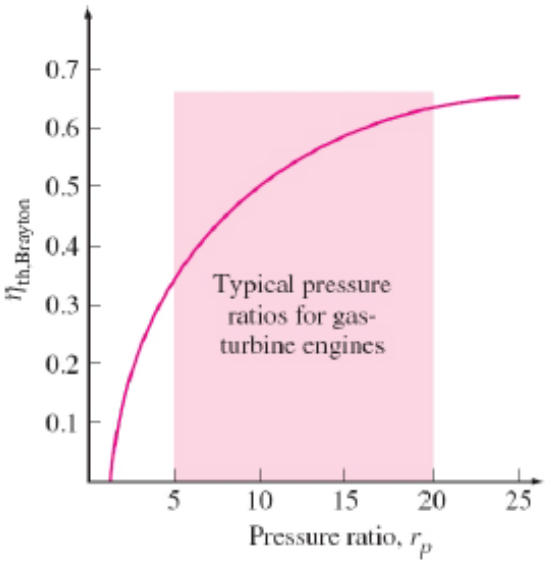
$$(q_{entra} - q_{sale}) + (w_{entra} - w_{sale}) = h_{salida} - h_{entrada}$$

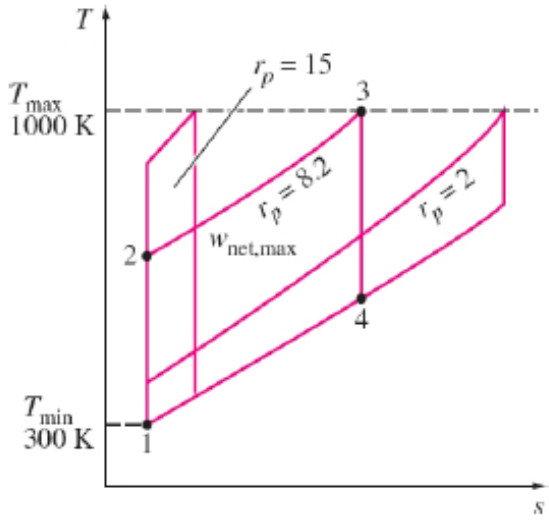
Eficiencia de Brayton:

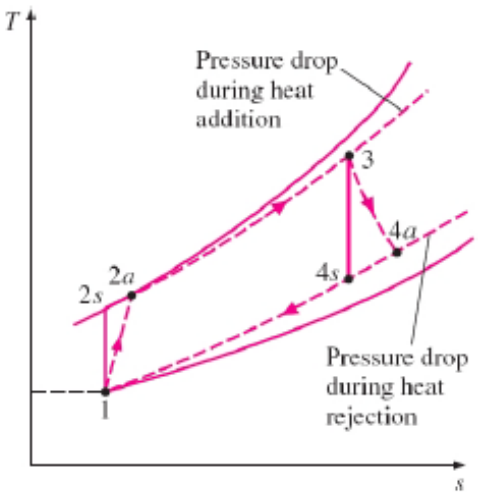
$$\eta_{\text{Brayton}} = 1 - r_p^{(1-\gamma)/\gamma}$$

donde $r_p = \dfrac{P_2}{P_1}$

Ciclo Brayton







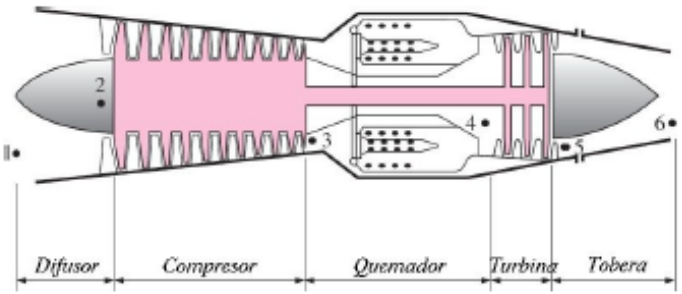
$$\eta_{compresor} = \frac{w_{s=cte.}}{w_{real}} = \frac{h_{2,s=cte.} - h_1}{h_2 - h_1}$$

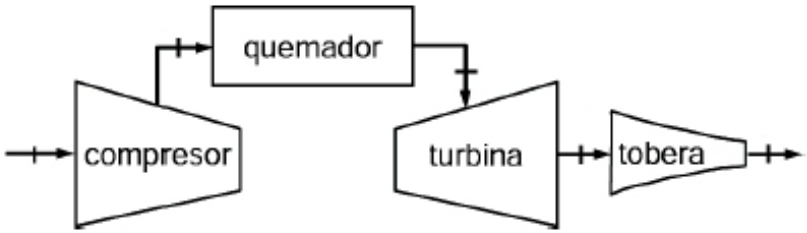
$$\eta_{turbina} = \frac{w_{real}}{w_{s=cte.}} = \frac{h_3 - h_4}{h_3 - h_{4,s=cte.}}$$

Ciclo para propulsión jet

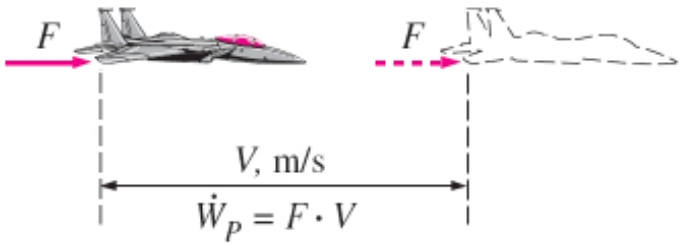
Es como un ciclo Brayton más una tobera adiabática y reversible.

El trabajo de la turbina es el necesario para operar el compresor.





Los gases se expanden en la tobera hasta P_{atm}, de donde salen a alta velocidad y el cambio de momentum de los gases propulsa el avión.



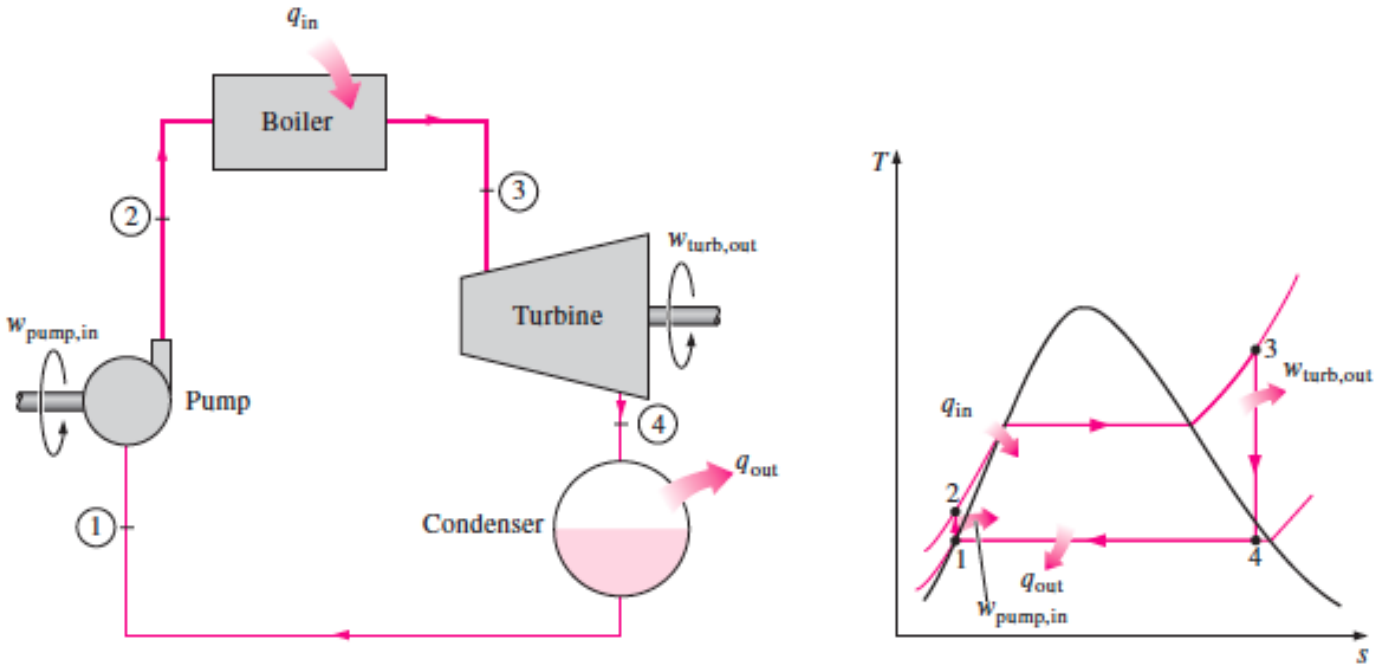
$$F = \dot{m}\,(v_{salida} - v_{entrada})$$

$$\dot{W}_{propulsión} = F\, v_{avión}$$

$$\eta_{jet} = \frac{\dot{W}_{propulsión}}{\dot{Q}_{entra}}$$

Ciclo Rankine

Ciclo ideal de potencia a vapor



- 1-2 Compresión isentrópica en una bomba
- 2-3 Adición de calor a presión constante en una caldera
- 3-4 Expansión isentópica en una turbina
- 4-1 Liberación de calor a presión constante en un condensador

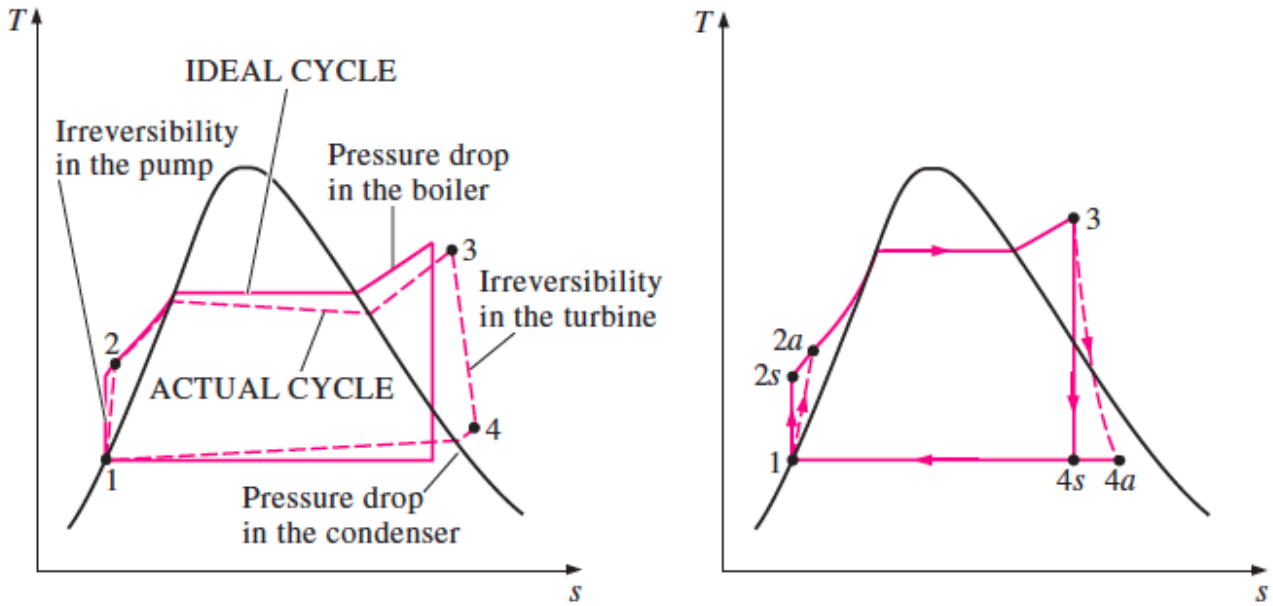
Balance de energía: flujo estacionario, energía cinética y potencial son despreciables

$$q_{\text{entra}} - q_{\text{sale}} + w_{\text{entra}} - w_{\text{sale}} = h_{\text{salida}} - h_{\text{entrada}}$$

Eficiencia térmica

$$\eta_{\text{Rankine}} = 1 - \frac{h_4 - h_1}{h_3 - h_2}$$

El ciclo de potencia real difiere del ciclo de Rankine ideal debido a las irreversibilidades.



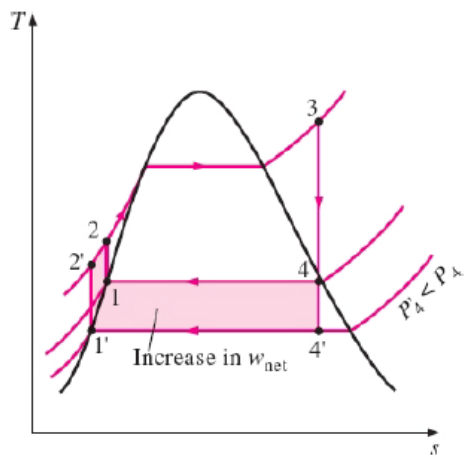
Las irreversibilidades dentro de la bomba y de la turbina son muy importantes

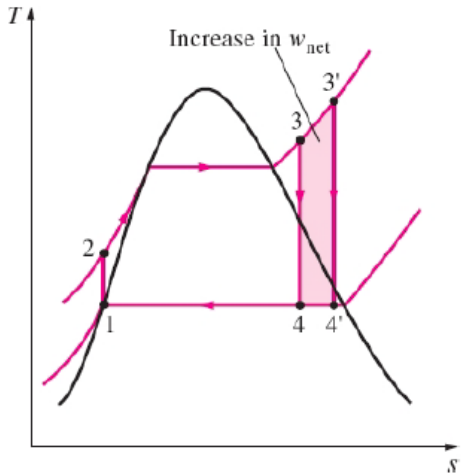
Eficiencias isentrópicas

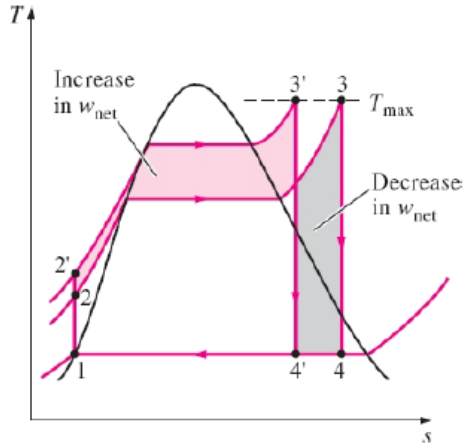
$$\eta_{bomba} = \frac{w_{s=cte.}}{w_{real}} = \frac{h_{2,s=cte.} - h_1}{h_2 - h_1} \qquad \eta_{turbina} = \frac{w_{real}}{w_{s=cte.}} = \frac{h_3 - h_4}{h_3 - h_{4,s=cte.}}$$

Cómo podemos aumentar la eficiencia de un ciclo Rankine?

- Reducir la presión del condensador (T_{baja} sea menor)
- Supercalentar el vapor en la caldera (T_{alta} sea mayor)
- Aumentar la presión en la caldera (T_{alta} sea mayor)



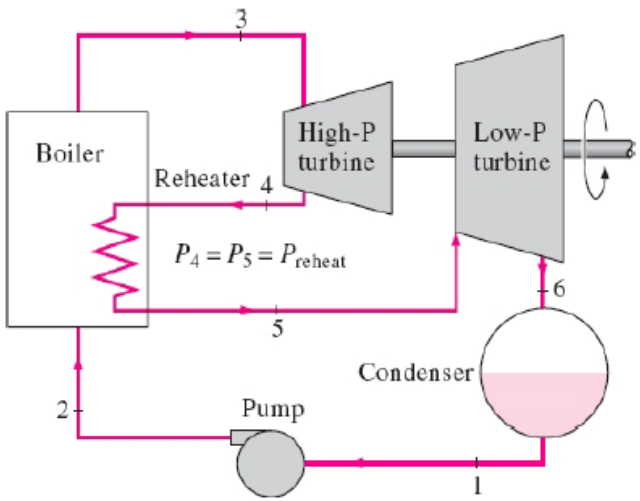


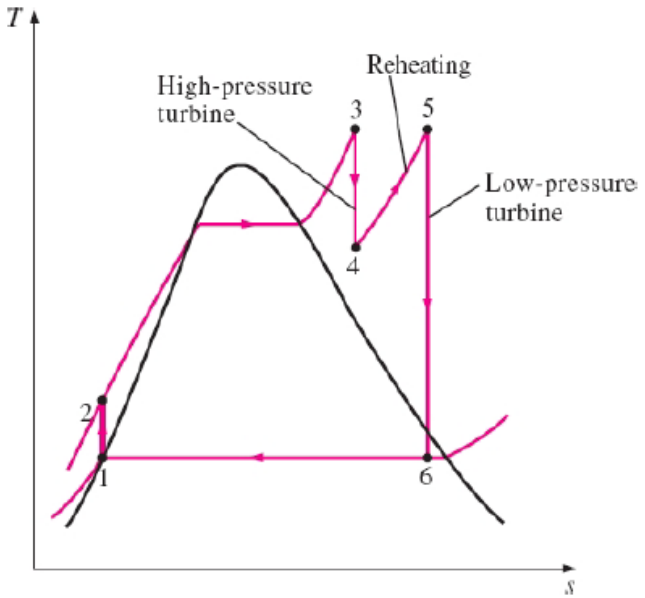


Cómo aprovechar el aumento de la eficiencia a altas presiones de la caldera sin aumentar demasiado la temperatura?

Ciclo Rankine con recalentamiento

La expansión se realiza en dos etapas: turbina de alta presión y turbina de baja presión



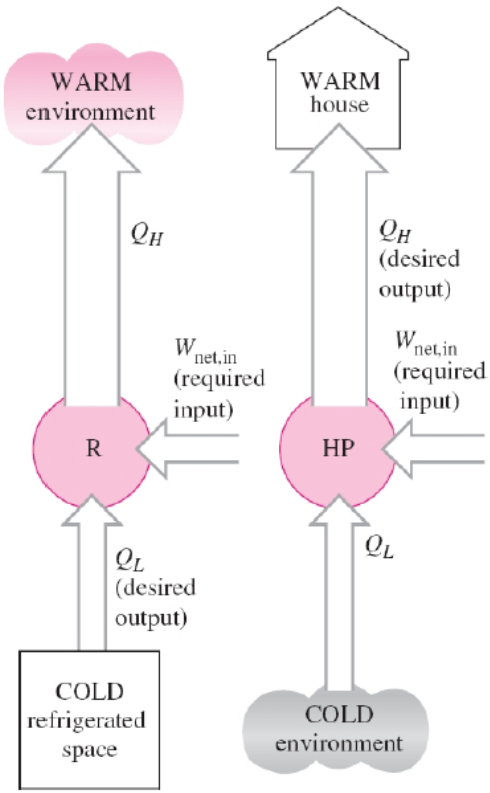


$\eta \uparrow \approx 5\,\%$

$$q_{entra} = q_{caldera} + q_{turbina} = (h_3 - h_2) + (h_5 - h_4)$$

$$w_{producido\ por\ la\ turbina} = w_{turbina\ I} + w_{turbina\ II} = (h_3 - h_4) + (h_5 - h_6)$$

Ciclos de Refrigeración



$$Q_{T_{baja} \to T_{alta}} \iff \text{refrigeradores}$$

Refrigerador y bomba de calor son esencialmente iguales pero que difieren en sus objetivos.

Coeficiente de funcionamiento (CDF)

$$CDF_{refrigerador} = CDF_R = \frac{Q_L}{W_{entra}}$$

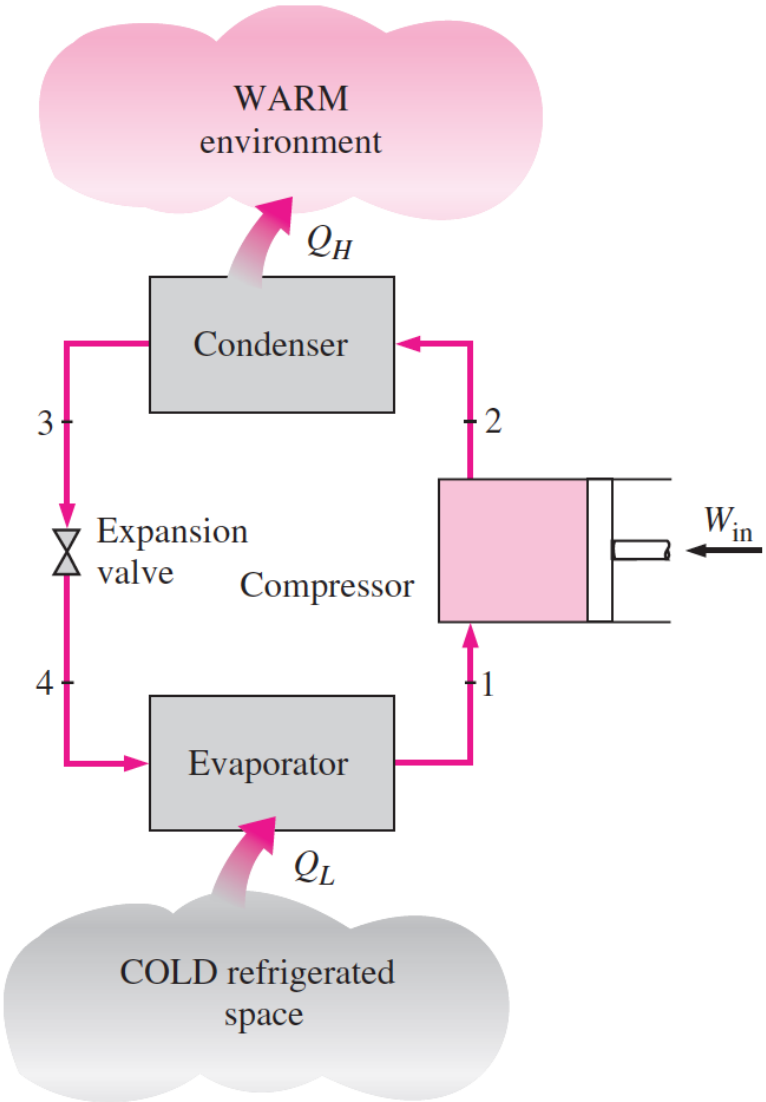
$$CDF_{bomba\ de\ calor} = CDF_{BC} = \frac{Q_H}{W_{entra}}$$

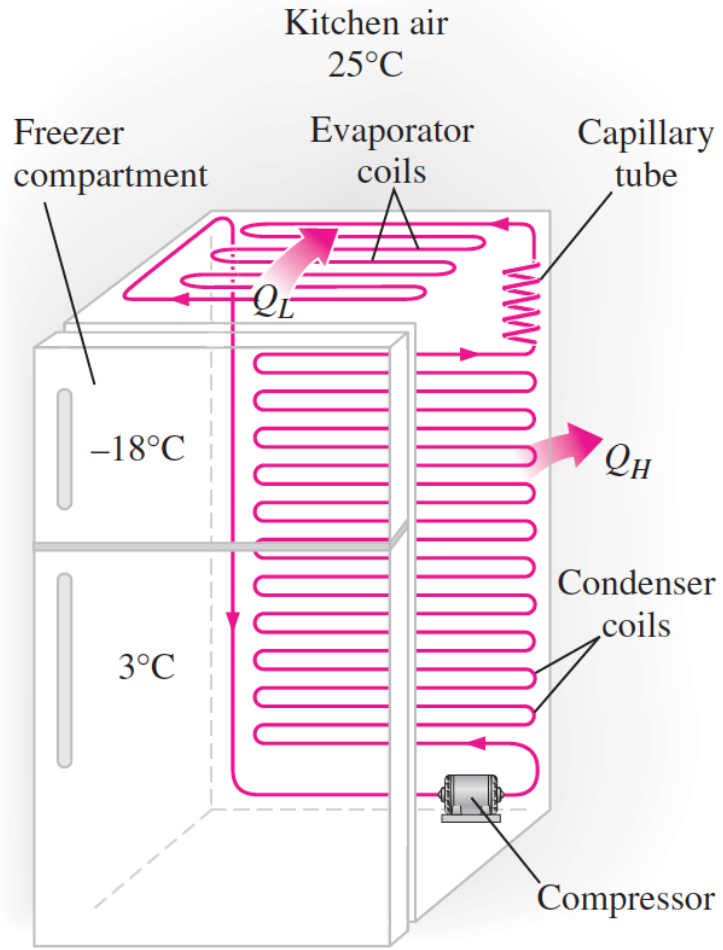
$$CDF_R > 1 \qquad CDF_{BC} > 1$$

$$CDF_{BC} = CDF_R + 1$$

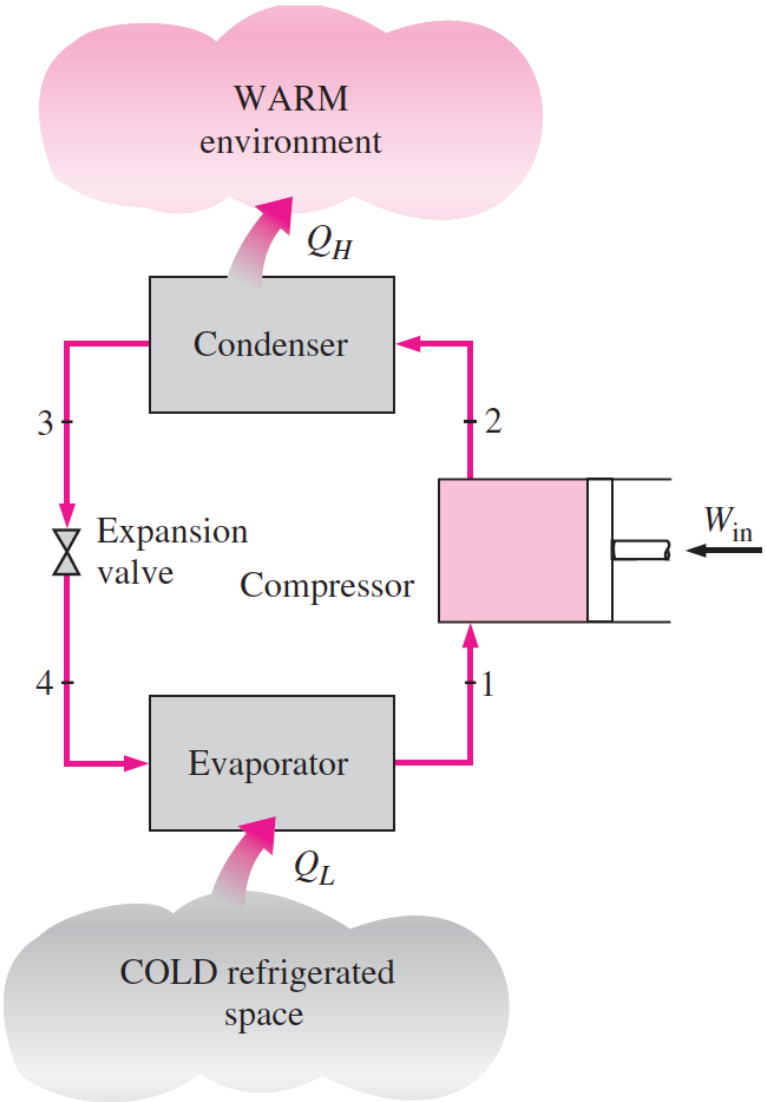
$$CDF_{R,Carnot} = \frac{1}{\frac{T_h}{T_c} - 1} \qquad CDF_{BC,Carnot} = \frac{1}{1 - \frac{T_c}{T_h}}$$

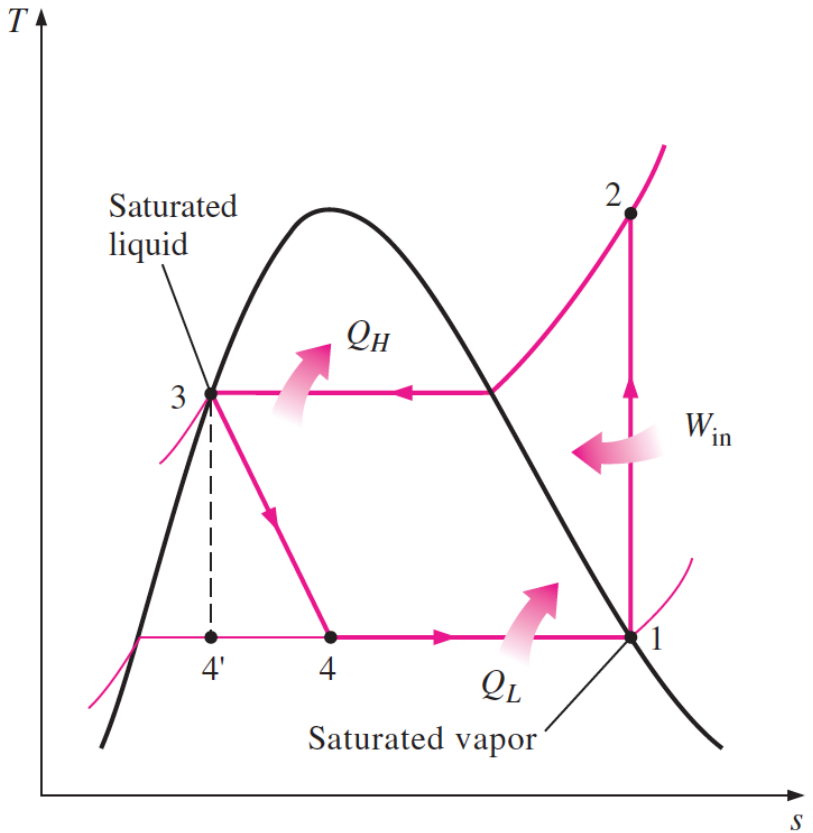
Ciclo de refrigeración por compresión de vapor





Ciclo de refrigeración por compresión de vapor

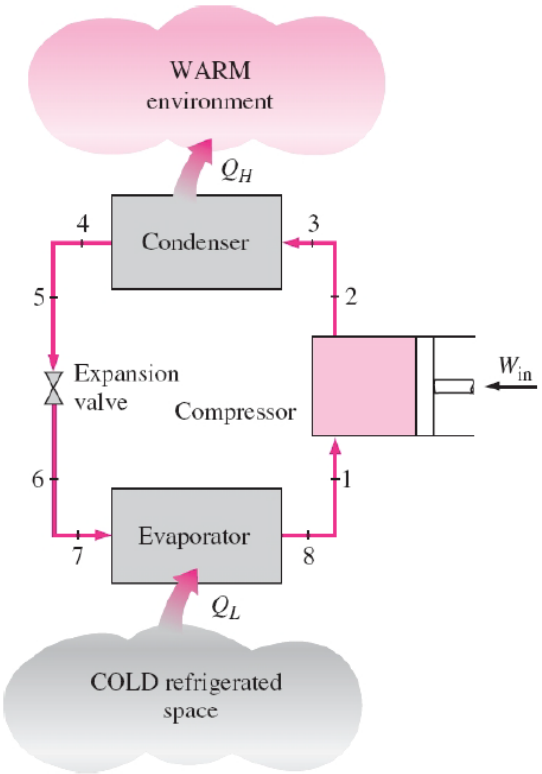


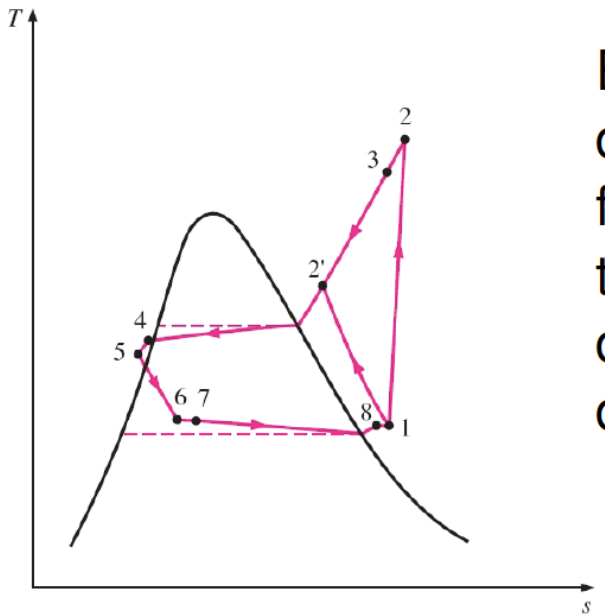


Ciclo de refrigeración por compresión de vapor

$$CDF_R = \frac{q_L}{w_{entra}} = \frac{h_1 - h_4}{h_2 - h_1} \qquad CDF_{BC} = \frac{q_H}{w_{entra}} = \frac{h_2 - h_3}{h_2 - h_1}$$

$h_1 = h_{g@P_1}$ y $h_3 = h_{f@P_3}$ para el caso ideal





El ciclo real difiere del ideal debido a la fricción del fluido de trabajo y las transf. de calor hacia o desde el entorno

Ciclo combinado de gas y vapor

Ciclo Brayton combinado con un ciclo Rankine. Tiene mayor eficiencia que los ciclos realizados de manera independiente.

T_{max} turbina vapor $\approx 620^{\circ}C$ $\quad$ T_{max} turbina gas $\approx 1425^{\circ}C$

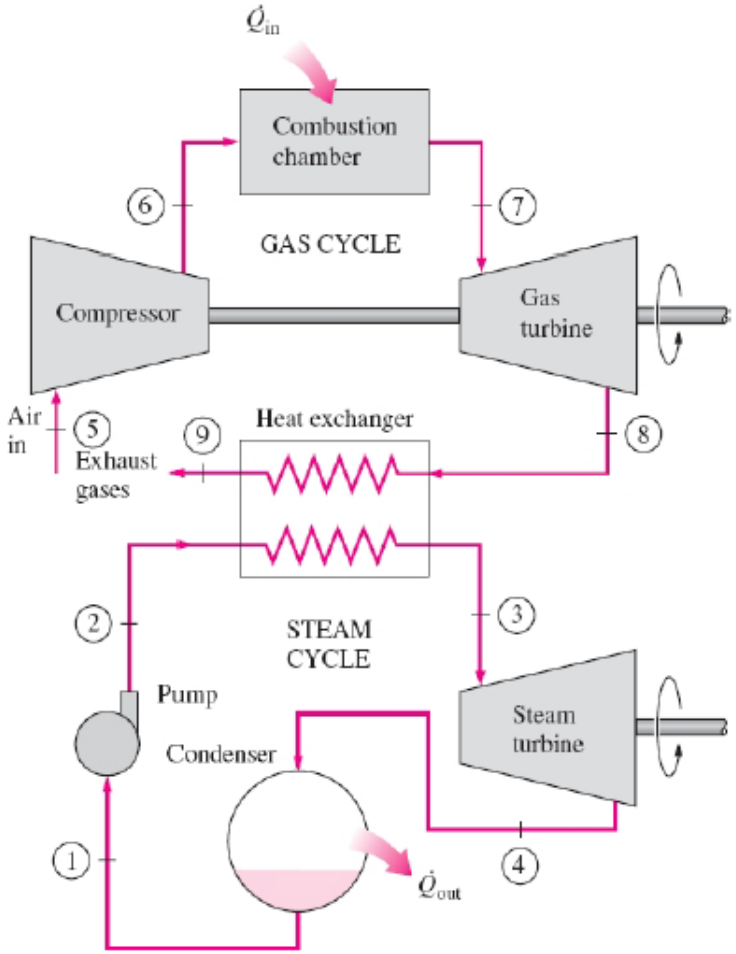
Idea: Usar los gases de escape a altas temperaturas de la turbina a gas como fuente de calor para la turbina a vapor. Eficiencia térmica

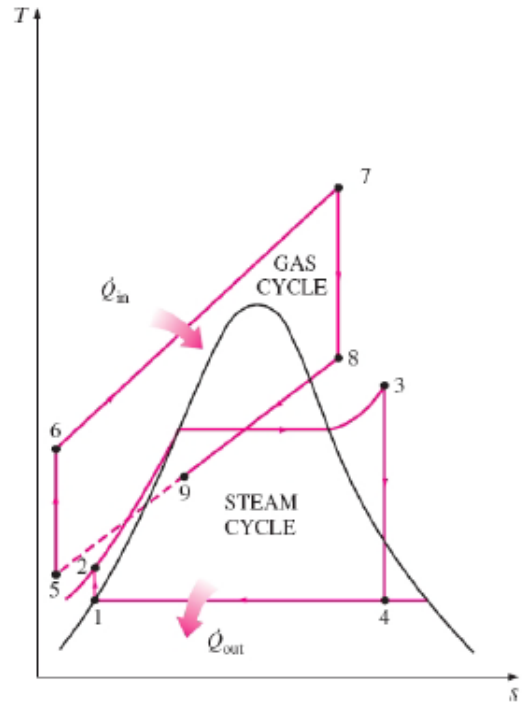
$$\eta_{\text{combinado}} = \frac{\dot{W}_{\text{t. aire}} + \dot{W}_{\text{t. vapor}}}{\dot{Q}_{\text{entra}}}$$

Eficiencias térmicas $\geq 40\%$

Central Atacama en la Bahőa de Mejillones, 740 MW.

Ciclo combinado de gas y vapor





$\dot{m}_{aire}$: flujo de masa en ciclo Brayton

$\dot{m}_{vapor}$: flujo de masa en ciclo Rankine

Balance de enería entre ambos ciclos:

$$\dot{m}_{\text{aire}}(h_8 - h_9) = \dot{m}_{\text{vapor}}(h_3 - h_2)$$