

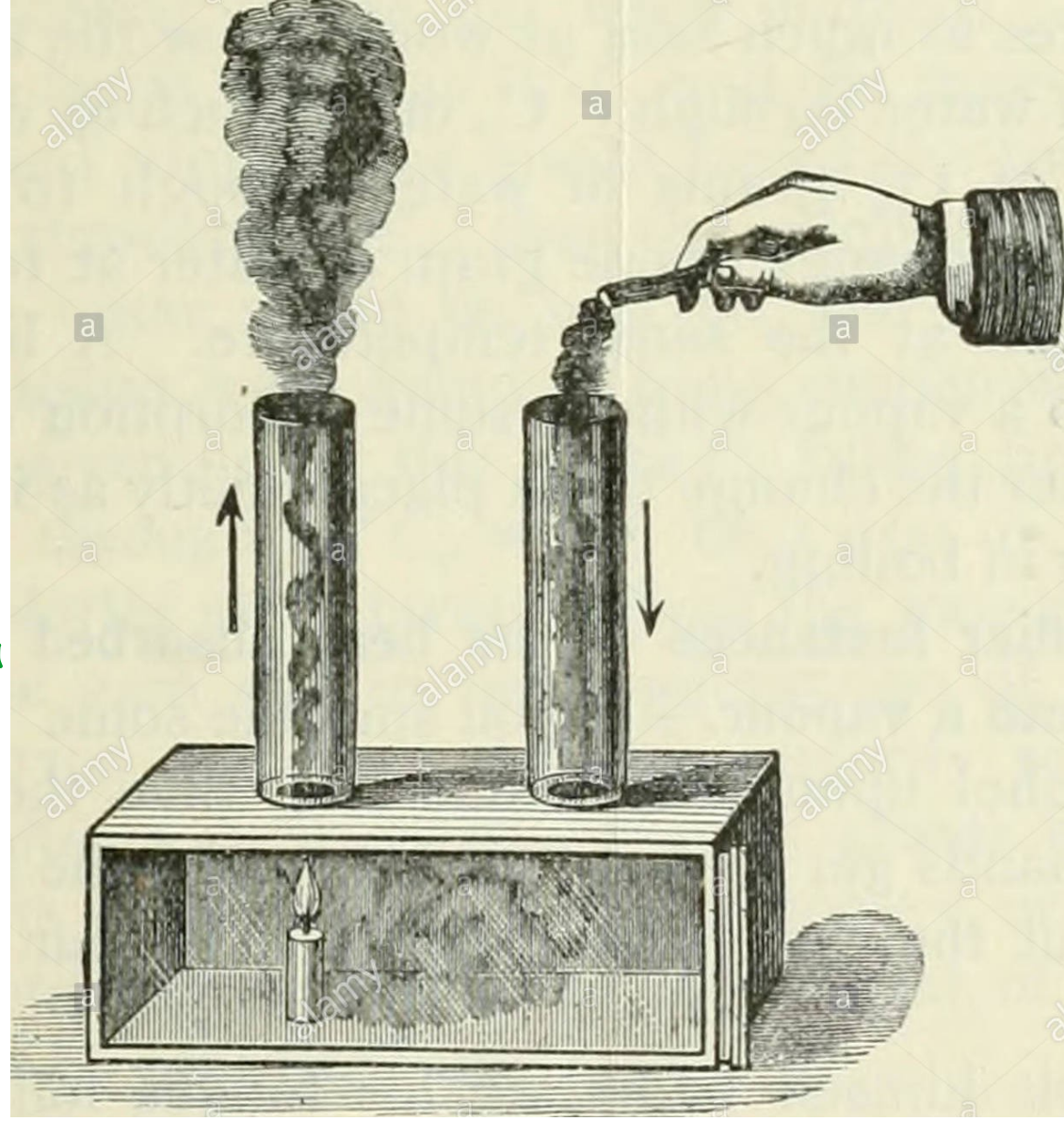
Termodinámica 1

Primera Ley de la Termodinámica

Energía Interna, Trabajo y Calor

Curso: Introducción a la Meteorología

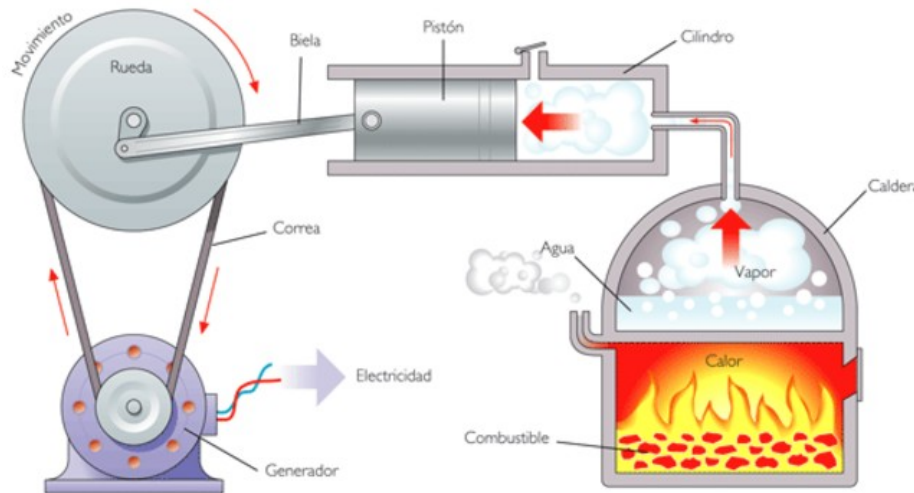
Profesor: Nicolás Díaz Negrín





¿Qué es la Termodinámica?

Es el estudio de las transformaciones de energía, los procesos que dan lugar a dichas transformaciones, y la relación de estas con las propiedades de la materia

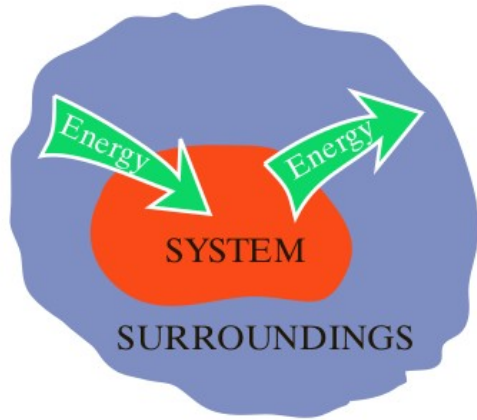


Nos vamos a ocupar de las propiedades termodinámicas de una parcela, y de la relación con la dinámica ya estudiada.



Cambio de presión, temperatura y volumen.
Ascensos y descensos de aire
Transiciones de fase del agua

Primera Ley de la Termodinámica



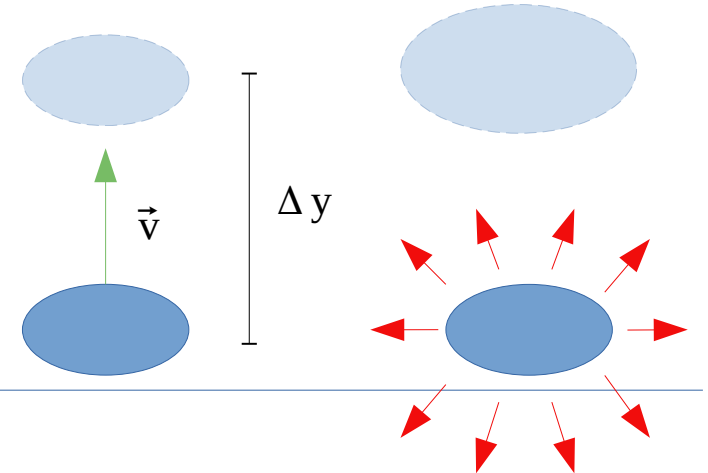
Conservación de la energía:

$$\Delta E_{\text{sis}} = -\Delta E_{\text{amb}}$$

Transformación de energía ya conocida: W

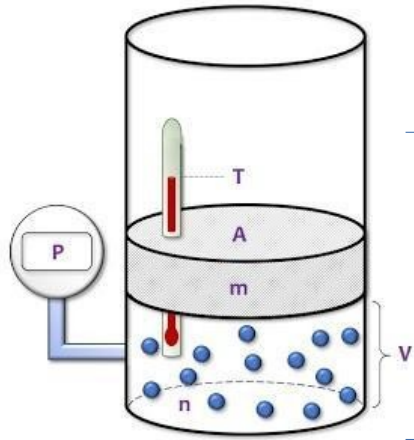
Energía ya conocida:

$$E_{\text{mec}} = E_c + U$$



¿Cómo estudiamos las transformaciones de energía de la parcela sin tener en cuenta su movimiento Macroscópico?

Primera Ley de la Termodinámica



- Energía Interna: E_{int}
- Calor: Q
- Trabajo: expansión, contracción

→ Conservación de la Energía: $\Delta E_{int} = W + Q$

Si $\Delta E_{int} > 0$ el sistema ganó energía

Si $\Delta E_{int} < 0$ el sistema perdió energía

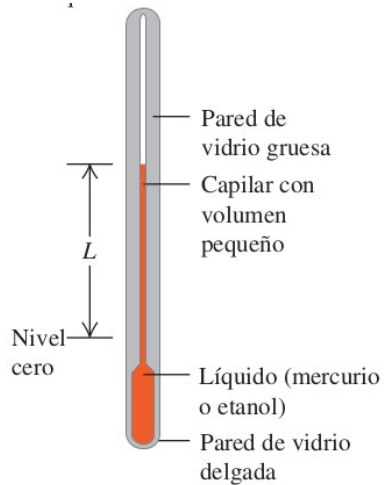
Vamos a definir calor y Energía interna

Vamos a redefinir el trabajo en términos de variables termodinámicas

Equilibrio Térmico



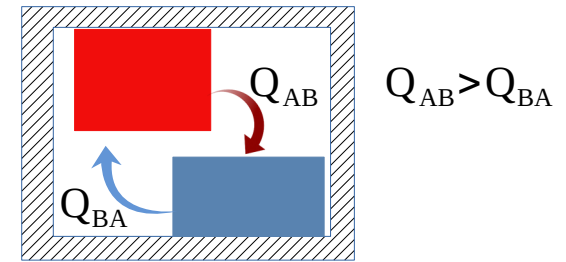
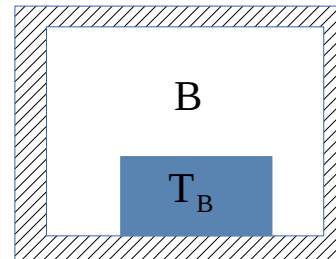
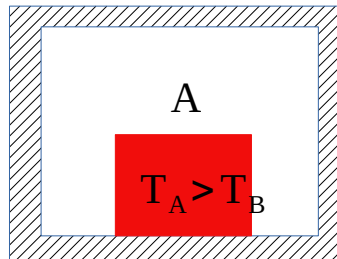
¿Qué es un termómetro? ¿Cómo medimos la temperatura?



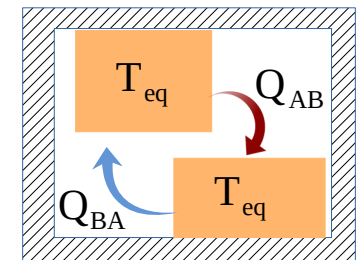
Variable macroscópica medible, que cambia frente a flujos de energía.

Ej: volumen, presión, resistencia eléctrica.

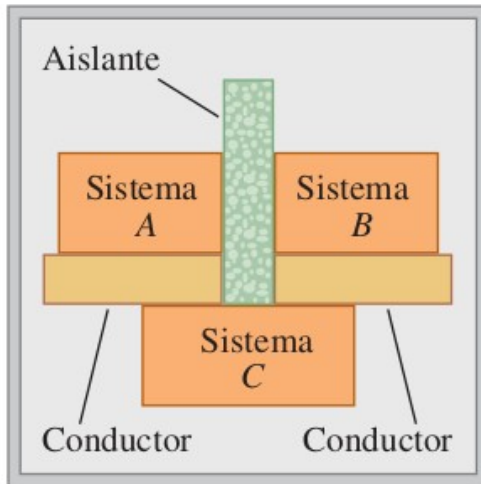
Equilibrio Térmico:



$$Q_{AB} = Q_{BA}$$
$$T_A > T_{eq} > T_B$$



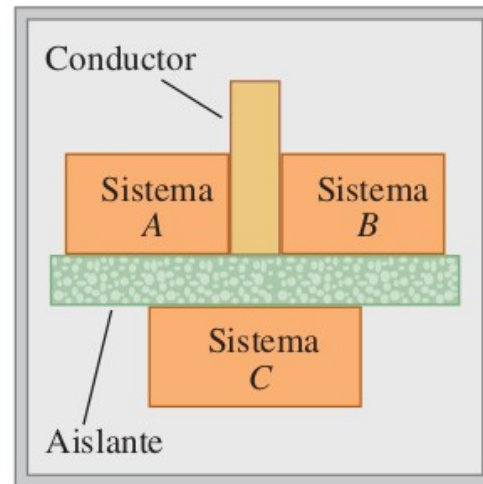
Ley Cero de la Termodinámica



A en eq. térmico con C
B en eq. térmico con C



¿Están A y B en eq. Térmico?



No hay intercambio neto de energía
entre A y B

Ley Cero:

Si A y B está en eq. térmico con C,
A y B están en eq. Térmico.

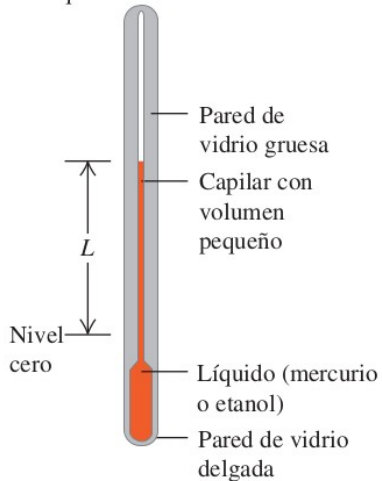


Dos cuerpos están en eq. Térmico
si y solo si sus temperaturas son
iguales.

Escalas de Temperatura 1



Escala: números arbitrarios asociados a puntos de referencia.



Escala Celsius: $\begin{cases} \text{Punto de congelación del agua} & T_C = 0^\circ\text{C} \\ \text{Punto de ebullición del agua} & T_C = 100^\circ\text{C} \end{cases}$ } 100 unidades

Escala Farenheit: $\begin{cases} \text{Punto de congelación del agua} & T_F = 32^\circ\text{F} \\ \text{Punto de ebullición del agua} & T_F = 212^\circ\text{F} \end{cases}$ } 180 unidades

$$\rightarrow \boxed{T_F = \frac{9}{5} T_C + 32} \quad \boxed{T_C = \frac{5}{9} (T_F - 32)}$$



Escalas de Temperatura 2

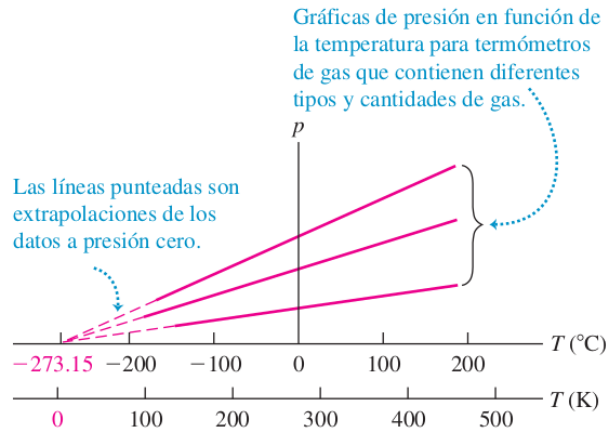
Las escalas anteriores son arbitrarias y dependen de la calibración entre el parámetro usado en el termómetro y las unidades establecidas.

Termómetro de gas (volumen constante)



$$P \sim T$$

Recipiente de gas con volumen constante

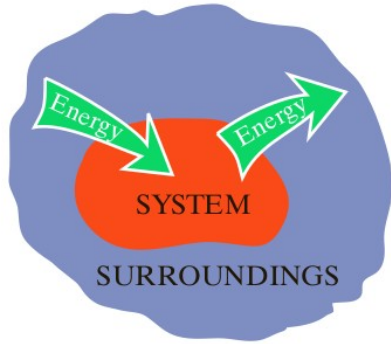


Todos los datos extrapolados llegan a presión cero a la misma temperatura: -273.15°C .

Escala de Temperatura de Kelvin (escala Absoluta de temperatura)

$$T = T_{\text{C}} + 273.15$$

Calor: Flujo de Energía



Calor: \longrightarrow Es un flujo de energía



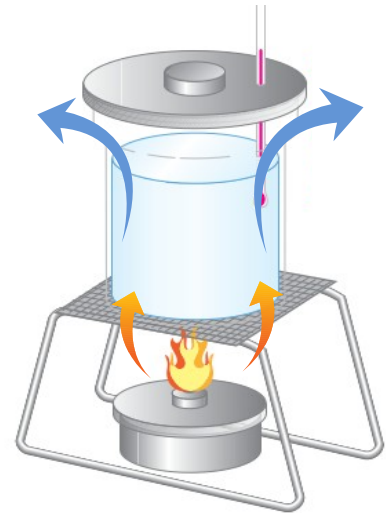
Flujo/transferencia de energía que se da entre dos cuerpos, por la diferencia de temperatura de estos.

Dimensiones: $[Q]=[Energía]=M\frac{L^2}{T^2}$

Unidad en SI: $1\text{ Joule}=1\text{ kg m}^2/\text{s}^2$

Mecanismos de transferencia de energía como calor:

Conducción, Convección y Radiación





Cuantificación del Calor

Capacidad Calorífica: cantidad de energía que hay que entregar a un sistema, para que aumente su temperatura en 1°C

$$C = Q / \Delta T$$



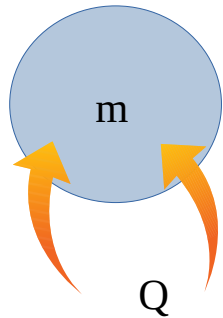
$$c = C / m$$



$$Q = c m \Delta T$$

El calor específico caracteriza a la sustancia.

Calor específico (masa)



La energía necesaria es mayor cuanto más masivo sea el sistema.

Observaciones:

1. cuánto más grande c , más calor hay que invertir para aumentar en 1°C
2. Si $Q > 0$ calor absorbido $\rightarrow \Delta T > 0$
3. Si $Q < 0$ calor liberado $\rightarrow \Delta T < 0$

$$c_{\text{H}_2\text{O}, 15^{\circ}\text{C}} = 4190 \text{ J/Kg K} \quad c_{\text{H}_2\text{O}, 100^{\circ}\text{C}} = 2080 \text{ J/Kg K}$$

Ejemplo: Cuantificación de Calor



Padeciendo un cuadro de gripe, un hombre de 80 kg tuvo una fiebre de 39.0 °C (102.2 °F), en vez de la temperatura normal de 37.0 °C (98.6 °F). Suponiendo que el cuerpo humano es agua en su mayoría, ¿cuánto calor se requirió para elevar su temperatura esa cantidad?

$$\Delta T = 2.0^{\circ}\text{C}$$

$$m = 80.0 \text{ Kg}$$

$$c_{\text{H}_2\text{O}} = 4190 \text{ J/Kg}^{\circ}\text{C}$$

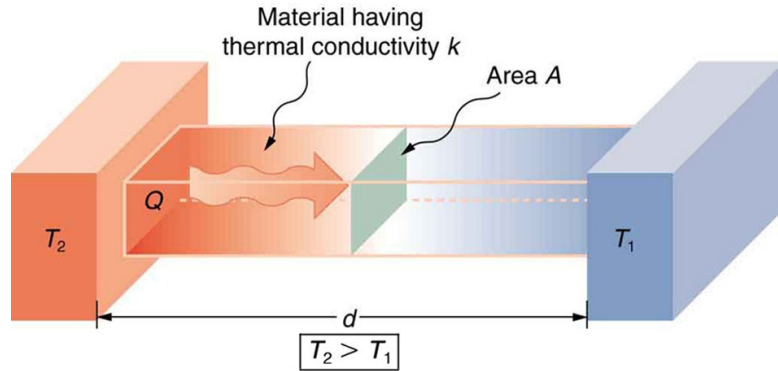
$$Q = m c \Delta T$$

$$Q = 80.0 \text{ Kg} \cdot 4190 \text{ J/Kg}^{\circ}\text{C} \cdot 2.0^{\circ}\text{C} = 6.7 \times 10^5 \text{ J}$$

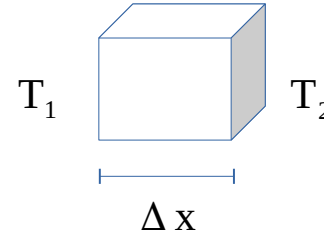
Mecanismos de Transferencia de Calor



Conducción: requiere del contacto entre dos cuerpos con distinta temperatura.

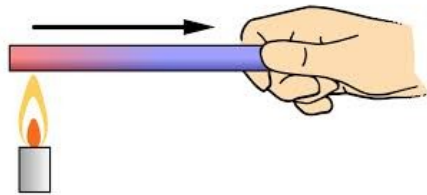


Si tomamos un pequeño pedazo del tubo:



Conductividad térmica

$$Q = kA \left| \frac{\Delta T}{\Delta x} \right| \Delta t \longrightarrow \frac{Q}{\Delta t} = kA \left| \frac{\Delta T}{\Delta x} \right|$$



La energía transferida en un tiempo Δt por conducción es:

Buen Conductor:

$$k_{\text{Cu}} = 397 \text{ W/m}^\circ\text{C}$$

Mal Conductor:

$$k_{\text{aire}, 20^\circ\text{C}} = 0.0234 \text{ W/m}^\circ\text{C}$$

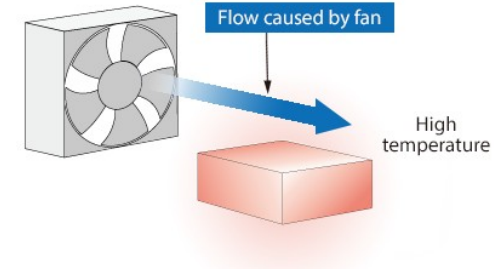
Mecanismos de Transferencia de Calor



Convección: requiere del movimiento de una masa de fluido de una región a otra.

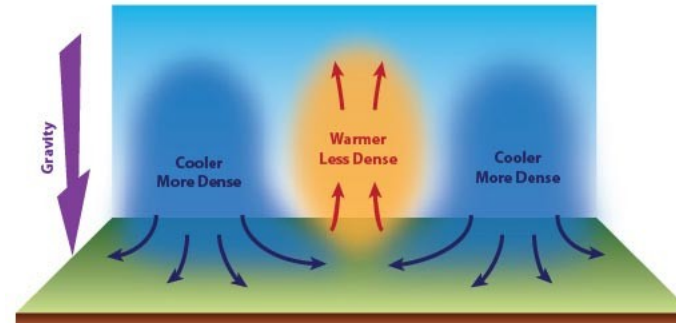
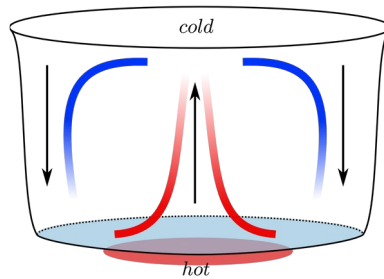
Convección forzada.

Ejemplo: masa de aire movida por ventilador



Convección natural

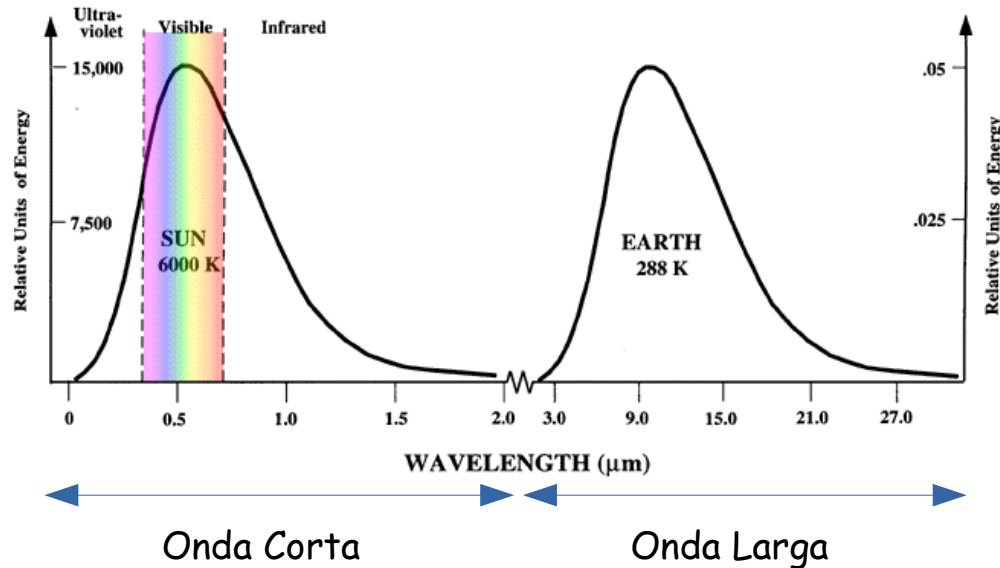
Ejemplo: celda térmica en olla, o en atmósfera



Mecanismos de Transferencia de Calor



Radiación Térmica: emisión de ondas electromagnéticas debido a temperatura del cuerpo.



Modelo: Radiación de Cuerpo Negro

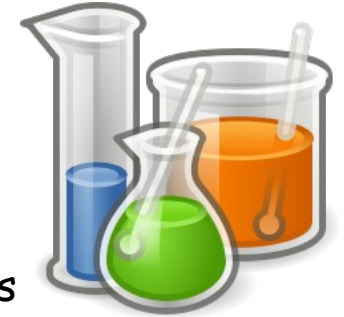
Tasa de transferencia de energía por radiación:

$$\frac{Q}{\Delta t} = A \sigma \varepsilon T^4$$

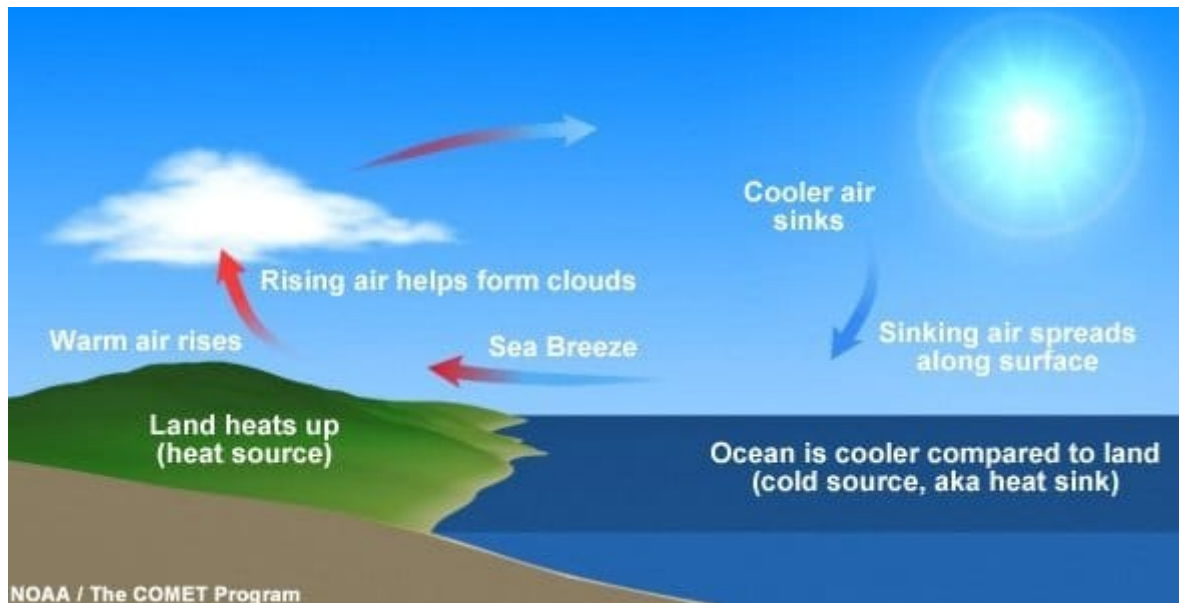
$\sigma = 5.67 \times 10^{-8} \text{ W/m}^2 \text{ K}^4$ Constante de Boltzman

ε : emisividad del cuerpo

Ejemplo: Brisa Marina/Continental



Brisa Marina: se da durante el día, debido al calentamiento diferencial de masas de agua y tierra adyacentes

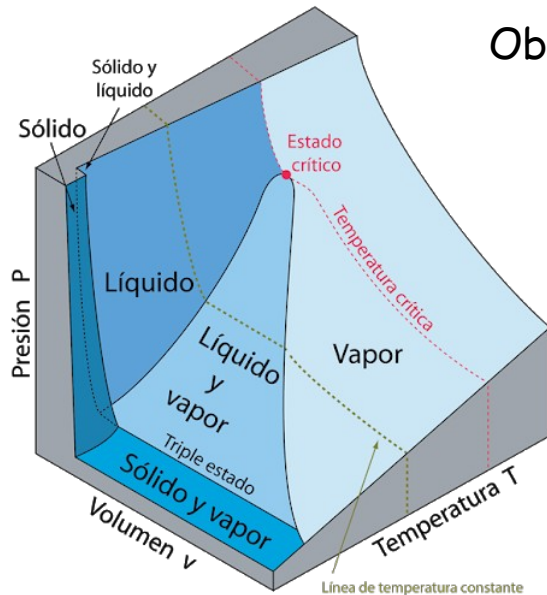


1. Radiación Térmica del Sol
2. Por la diferencia de calor específico, la tierra aumenta más su temperatura que el agua.
3. Conducción hacia el aire.
4. Convección

Estado Termodinámico



Definimos el estado termodinámico como el estado determinado por las variables termodinámicas: P, V, T , entre otras.



Observación: las variables termodinámicas quedan determinadas para sistemas en equilibrio.



Si queremos evaluar los procesos que se dan entre dos estados termodinámicos, estos tienen que ser suficientemente lentos para que las variables termodinámicas estén definidas.

Procesos cuasiestacionarios.

Transiciones de Fases 1

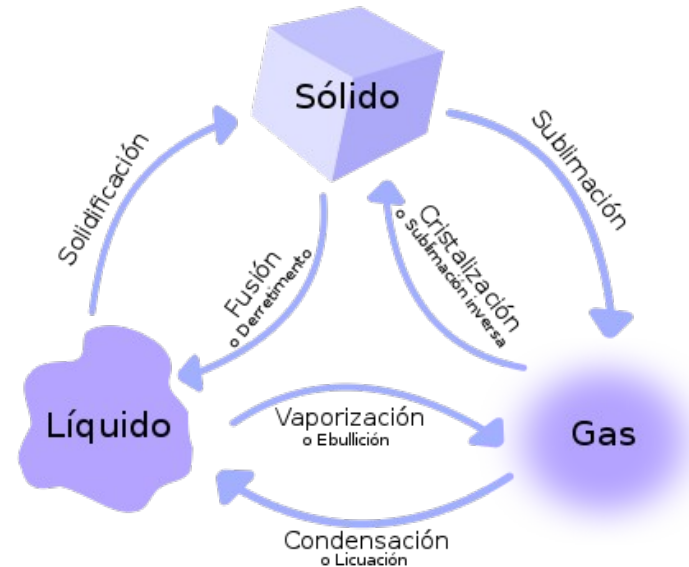


Fase: estado de la materia → Sólida, líquida o gaseosa

Transición de Fase: cambio de fase

Características:

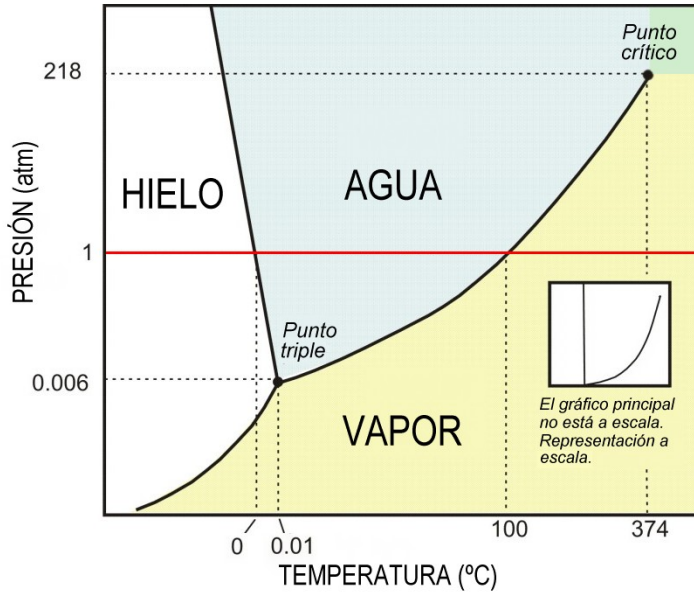
1. A una presión dada, las transiciones se dan a una temperatura fija
2. Se libera o absorbe calor en la transición
3. Cambia la densidad



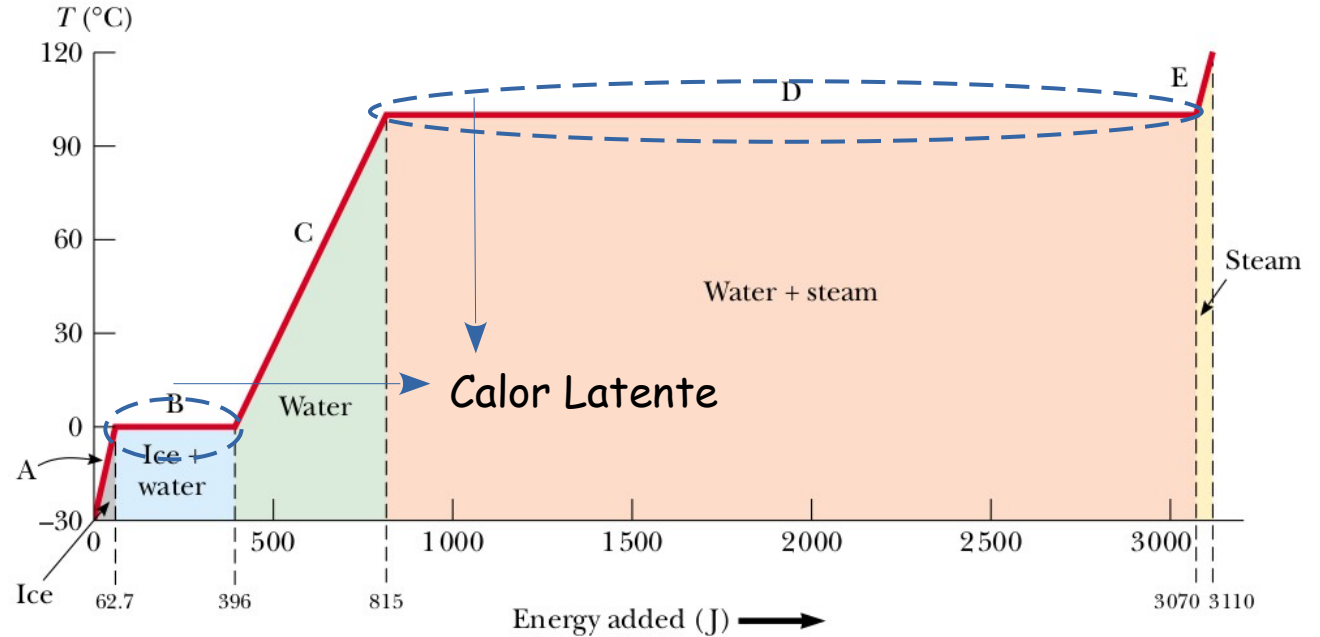
Transiciones de Fases 2



Diagrama P-T para el agua



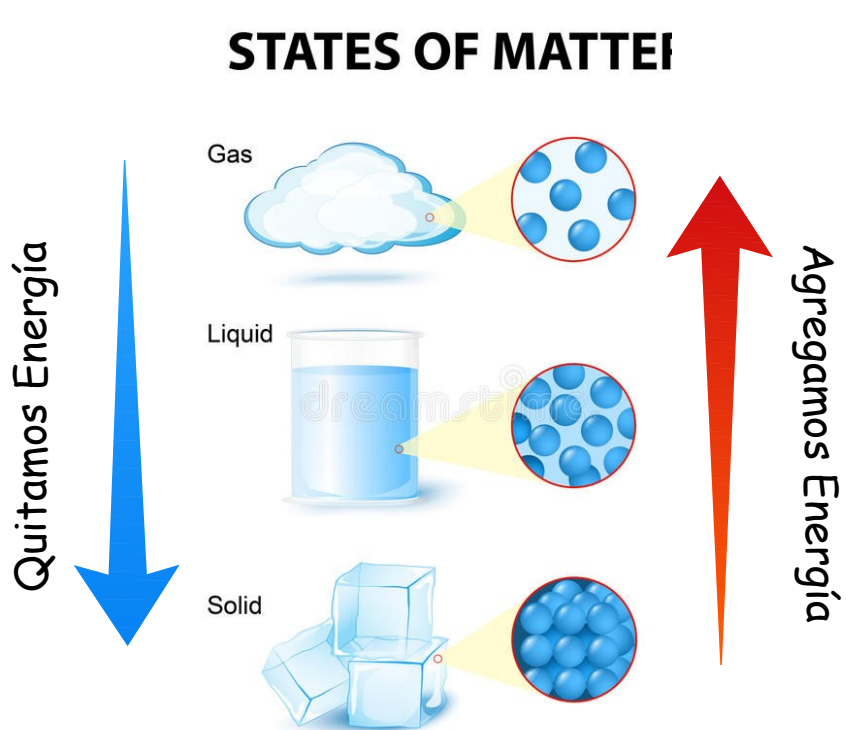
Temp a P cte, como función de energía



Calor Latente



STATES OF MATTER



La Energía es usada en aumentar la temperatura

La Energía es usada en romper enlaces

Cuantificación del Calor Latente:

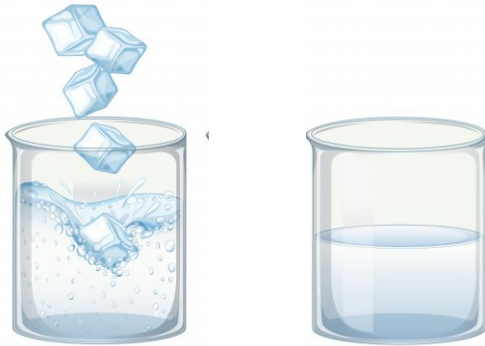
$$Q = \pm m L \rightarrow \begin{cases} L_F \text{ energía de fusión por unidad de masa} \\ L_v \text{ energía de vaporización por unidad de masa} \end{cases}$$

+ energía agregada
- energía extraída

Agua a Patm
 $L_F = 334 \times 10^3 \text{ J/Kg}$
 $L_v = 2256 \times 10^3 \text{ J/Kg}$

Ejemplo

Una estudiante de física desea enfriar 0.25 kg de Diet Omni-Cola (casi pura agua), que está a 25 °C, agregándole hielo que está a -20 °C. ¿Cuánto hielo debería ella agregar para que la temperatura final sea 0 °C con todo el hielo derretido, si puede despreciarse la capacidad calorífica del recipiente?



El agua disminuye su temperatura → libera energía

Q_{agua}

El hielo aumenta su temperatura y cambia de fase
→ absorbe energía

Q_{hielo}

$$\rightarrow Q_{\text{agua}} = -Q_{\text{hielo}}$$

$$Q_{\text{agua}} = m c \Delta T$$

$$Q_{\text{agua}} = 0.25 \text{ kg } 4190 \text{ J/Kg K } (0^\circ\text{C} - 25^\circ\text{C})$$

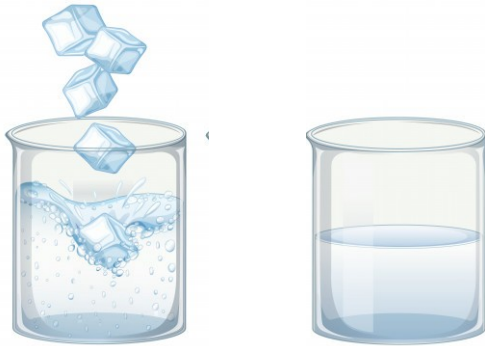
$$Q_{\text{agua}} = -26000 \text{ J}$$

El hielo tiene que invertir toda esa energía en aumentar su temperatura y cambiar de fase

Ejemplo: Calor Sensible + Calor Latente



Una estudiante de física desea enfriar 0.25 kg de Diet Omni-Cola (casi pura agua), que está a 25 °C, agregándole hielo que está a -20 °C. ¿Cuánto hielo debería ella agregar para que la temperatura final sea 0 °C con todo el hielo derretido, si puede despreciarse la capacidad calorífica del recipiente?



$$Q_{\text{agua}} = -Q_{\text{hielo}}$$

$$Q_{\text{agua}} = -26000 \text{ J}$$

$$Q_{1,\text{hielo}} = m_{\text{hielo}} c_{\text{hielo}} \Delta T$$

$$Q_{2,\text{hielo}} = m_{\text{hielo}} L_f$$

$$Q_{\text{hielo}} = m_{\text{hielo}} (c_{\text{hielo}} \Delta T + L_f)$$

$$\rightarrow Q_{\text{hielo}} = m_{\text{hielo}} (2100 \text{ J/Kg K } 20^\circ \text{C} + 3.34 \times 10^5 \text{ J/Kg}) = 26000 \text{ J}$$

$$m_{\text{hielo}} = \frac{26000 \text{ J}}{42000 \text{ J/Kg}} = 0.069 \text{ Kg}$$

Energía Interna



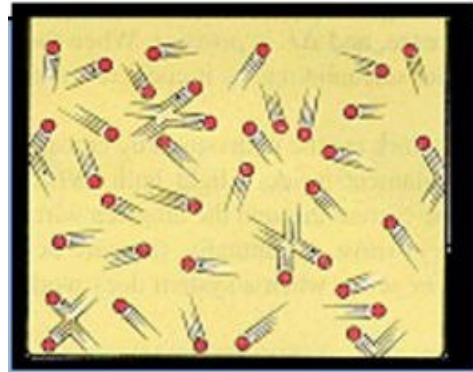
¿Qué pasa microscópicamente? → Cada partícula tiene una energía

$$E_i = E_{c,i} + U_i \quad i = 1 : N$$

La energía total del Gas es la suma de todas las energías.

Si consideramos un Gas Ideal (GI), para el cual las partículas no interactúan:

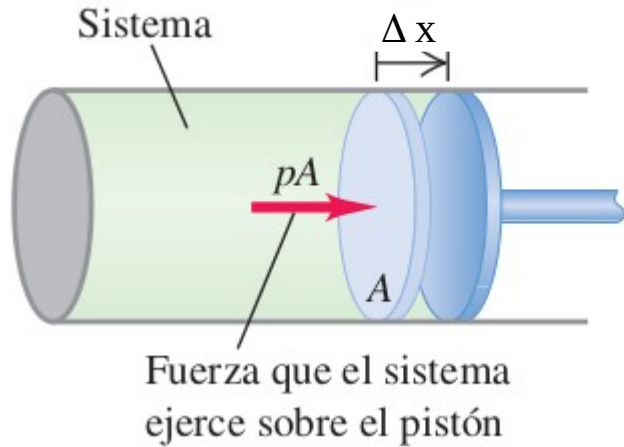
$$\left. \begin{array}{l} U_i = 0 \\ E_{c,i} = \frac{1}{2} m_i v_i^2 \end{array} \right\} \rightarrow E_{\text{int}} = \sum_{i=1}^N \frac{1}{2} m_i v_i^2$$



Observación:

1. Vimos que la temperatura aumenta si hay un flujo neto de energía hacia el sistema. Esto es equivalente a que, en promedio, aumente la energía de una partícula al azar.
2. La energía interna es una función de estado; queda determinada mediante las variables termodinámicas

Trabajo Termodinámico 1



¿Cuál es el trabajo sobre la tapa, cuando esta se desplaza Δx debido a la presión del gas?

$$w_{G,T} = PA \Delta x$$

$$\Delta V = A \Delta x$$

$$w_{G,T} = P \Delta V$$

Si queremos calcular el trabajo en un desplazamiento grande, podemos dividirlo en pequeños desplazamientos \rightarrow

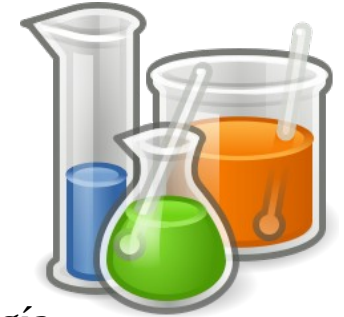
$$W_{G,T} = \sum_i P_i \Delta V_i \xrightarrow{\Delta V_i \rightarrow 0} W_{G,T} = \int_{V_i}^{V_f} P dV$$

El trabajo realizado sobre el Gas es: $W = -W_{G,T}$

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dv$$

Precisamos saber como varía la presión como función del volumen

Trabajo Termodinámico 2

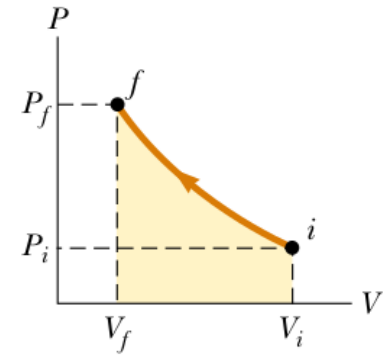
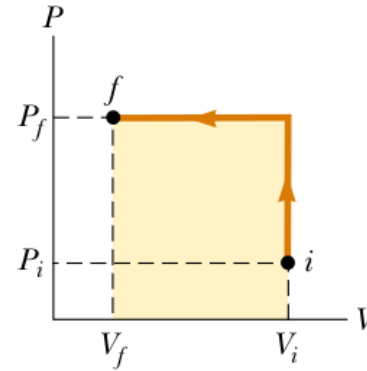
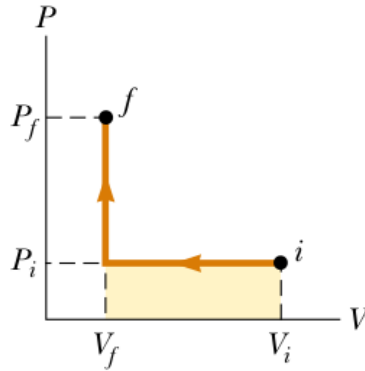
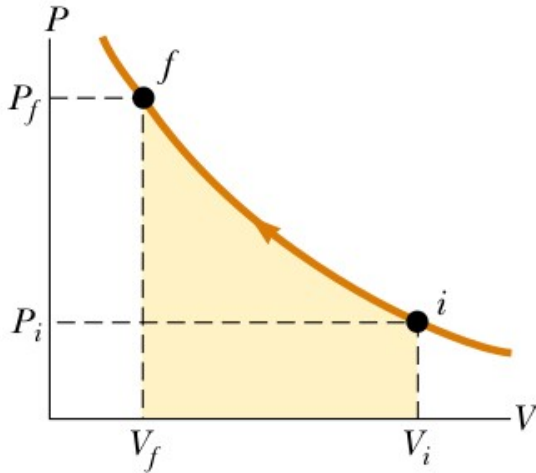


$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dv \quad \longrightarrow \quad w = -P \Delta V$$

En una expansión suficientemente chica

Si $w > 0$ el sistema absorbe energía
 $\Delta V < 0 \rightarrow$ Compresión

Si $w < 0$ el sistema libera energía
 $\Delta V > 0 \rightarrow$ Expansión



Interpretación Geométrica: área bajo la curva.

El trabajo termodinámico depende de la trayectoria

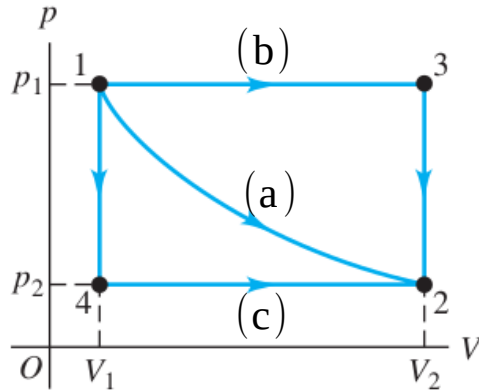
Aplicaciones de la Primera Ley



Primer Ley de la Termodinámica: $\Delta E_{\text{int}} = W + Q$

Vamos a estudiar distintos procesos que se dan entre dos estados termodinámicos.

Estado inicial (P_1, V_1, T_1) \rightleftharpoons Estado final (P_2, V_2, T_2)



Las distintas trayectorias entre dos estados fijos representan distintos procesos termodinámicos, donde:

1. La variación de energía interna siempre es la misma $\Delta E_{\text{int}} = E_{\text{int},2} - E_{\text{int},1}$
2. El trabajo cambia $|W_c| < |W_a| < |W_b|$
3. El calor cambia $|Q_c| \neq |Q_a| \neq |Q_b|$

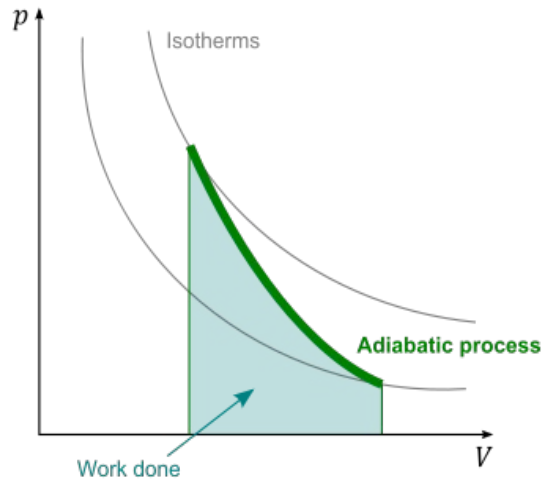
Dependen de la trayectoria

Procesos Particulares



Proceso Adiabático: $Q=0$

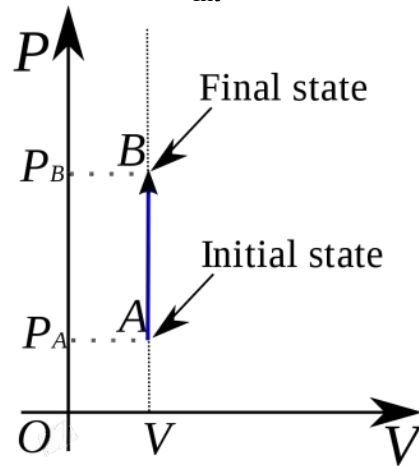
$$\Delta E_{\text{int}} = W$$



Proceso Isócoro: $V=cte$

$$W=0$$

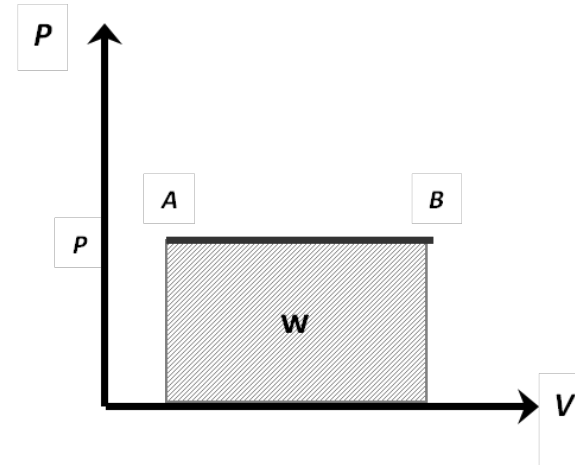
$$\Delta E_{\text{int}} = Q$$



Proceso Isóbaro: $P=cte$

$$W = -P \Delta V$$

$$\Delta E_{\text{int}} = -P \Delta V + Q$$



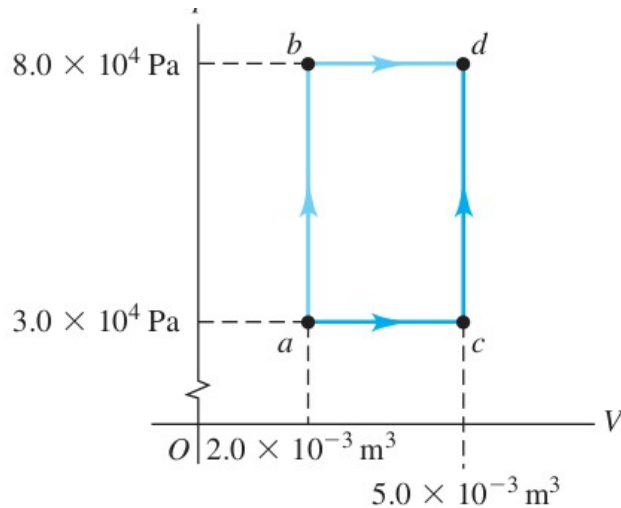
Proceso Isotérmico: $T=cte$

$$\Delta E_{\text{int}} = W + Q$$

Precisamos introducir
la ecuación de estado para
poder hacer cálculos

Ejemplo: Procesos Termodinámicos

La gráfica pV de la figura 19.13 muestra una serie de procesos termodinámicos. En el proceso ab , se agregan 150 J de calor al sistema; en el proceso bd , se agregan 600 J. Calcule a) el cambio de energía interna en el proceso ab ; b) el cambio de energía interna en el proceso abd (azul claro); y c) el calor total agregado en el proceso acd (azul oscuro).



$ab \rightarrow$ Proceso Isócoro

$$\Delta E_{\text{int}, ab} = Q_{bd}$$

$$\Delta E_{\text{int}, ab} = 150.0 \text{ J}$$

$bd \rightarrow$ Proceso Isobárico

$$\Delta E_{\text{int}, bd} = -P \Delta V + Q_{bd}$$

$$\Delta E_{\text{int}, bd} = -8.0 \times 10^4 \text{ Pa} \cdot 3.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3 + 600.0 \text{ J}$$

$$\Delta E_{\text{int}, bd} = 360.0 \text{ J}$$



Proceso abd

$$\Delta E_{\text{int}, abd} = 510.0 \text{ J}$$

Proceso acd

$$\Delta E_{\text{int}, acd} = \Delta E_{\text{int}, abd}$$

$$W_{acd} = W_{ac}$$

$$W_{ac} = -3.0 \times 10^4 \text{ Pa} \cdot 3.0 \times 10^3 \text{ m}^3$$

$$W_{ac} = -90.0 \text{ J}$$

$$Q_{acd} = 600.0 \text{ J}$$

Ecuación de Estado del Gas Ideal



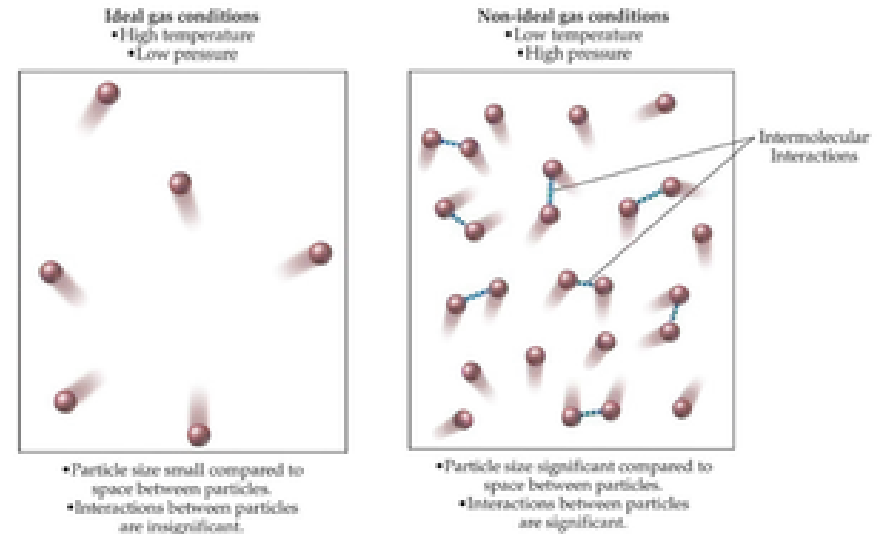
Ecuación de estado: $P = P(\rho, T)$

1. Ecuación que relaciona las variables termodinámicas
2. En general la relación es complicada
3. Para una gas ideal (GI), para el cual consideramos que las partículas no interactúan entre sí, se puede encontrar una ec. de estado.

Condiciones para un GI:

1. Baja densidad
2. Baja presión
3. Alta Temperatura

Ideal vs. Real Gases



Tro's Introductory Chemistry,
Chapter

52

Ecuación de Estado del Gas Ideal

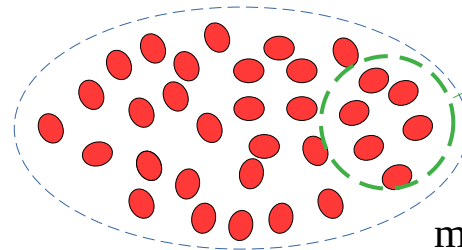


Observaciones experimentales sobre GI:

1. El volumen es proporcional a la masa: a P y T cte $V \sim m$
2. El volumen es inversamente proporcional a la presión: a m y T cte $V \sim 1/P$
3. La presión es proporcional a la temperatura absoluta (en K): a m y V cte $P \sim T$

1 mol: es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades como átomos hay en 0.012kg de Carbono 12.

$$N_A = 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}$$

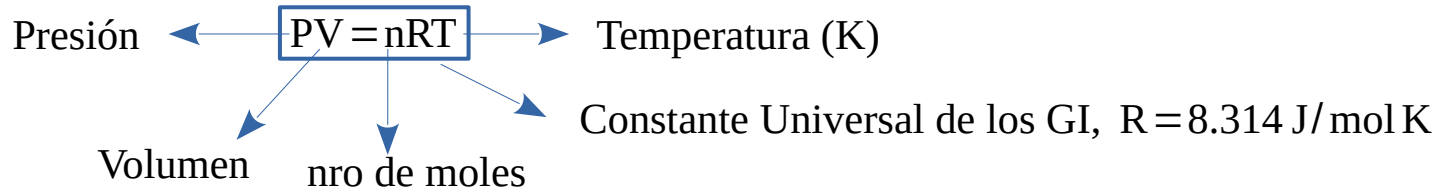


N_A moléculas : M (masa molar)

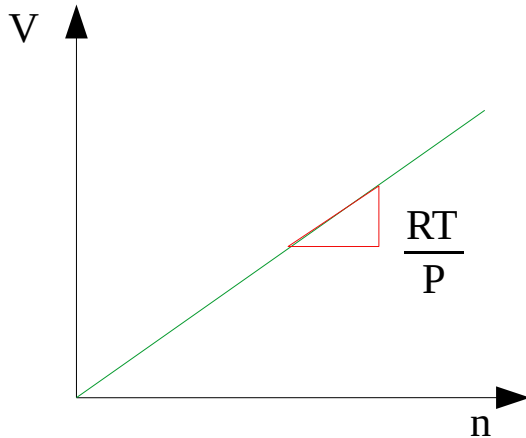
$$m = n M$$

m: masa total del gas

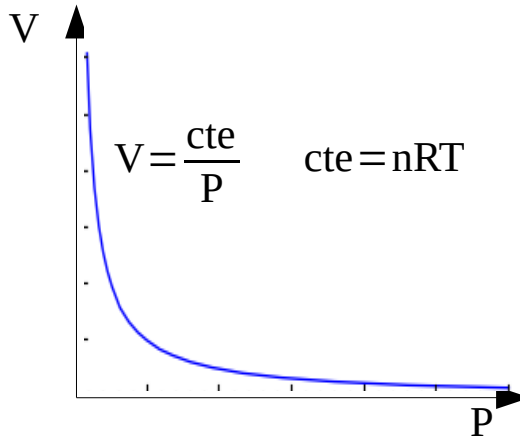
Ecuación de Estado del Gas Ideal



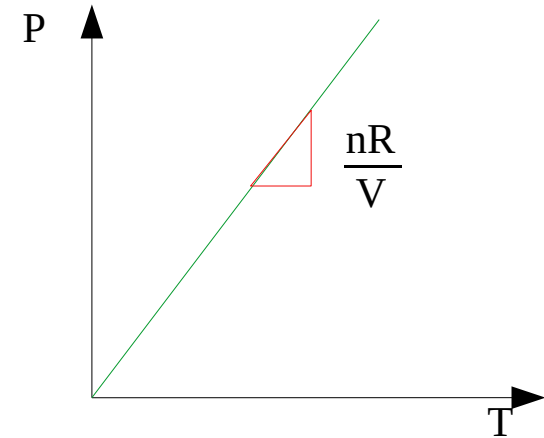
Análisis Gráfico: (P y T ctes)



Análisis Gráfico: (n y T ctes)



Análisis Gráfico: (V y n ctes)



Ecuación de Estado del GI



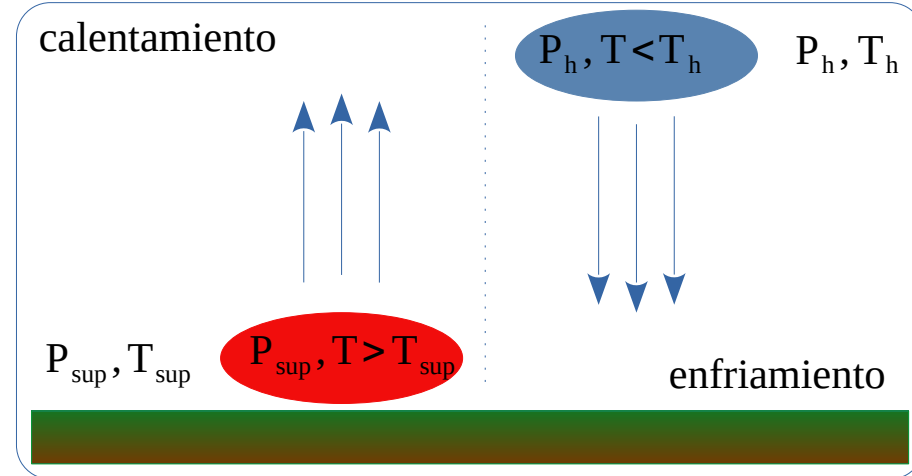
La ecuación de estado puede ser expresada en función de otras variables/constantes.

$$\left. \begin{array}{l} PV = nRT \\ n = \frac{m}{M} \end{array} \right\} \rightarrow PV = \frac{mRT}{M} \rightarrow P = \frac{\rho RT}{M} \rightarrow \boxed{\rho = \frac{PM}{RT}} \quad \text{Calentamiento/enfriamiento de parcela.}$$

$$\left. \begin{array}{l} PV = nRT \\ n = \frac{N}{N_A} \end{array} \right\} \rightarrow PV = \frac{NRT}{N_A}$$

$$k_B = \frac{R}{N_A} = 1.38 \times 10^{-23} \text{ J/K}$$

$$\rightarrow \boxed{PV = N k_B T}$$



Ejemplo 1:

Un tanque de buceo común tiene un volumen de 11.0 L y una presión manométrica, cuando está lleno, de 2.10×10^7 Pa. El tanque “vacío” contiene 11.0 L de aire a 21°C y 1 atm (1.013×10^5 Pa). Cuando el tanque se llena con aire caliente de una compresora, la temperatura es de 42°C y la presión manométrica es de 2.10×10^7 Pa. ¿Qué masa de aire se agregó? (El aire es una mezcla de gases: aproximadamente 78% de nitrógeno, 21% de oxígeno y 1% de otros gases; su masa molar media es de $28.8 \text{ g/mol} = 28.8 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}$.)

$$n_i = \frac{1.013 \times 10^5 \text{ Pa } 11.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{8.314 \text{ J/K } 294 \text{ K}} = 0.46 \text{ mol}$$
$$n_f = \frac{2.10 \times 10^7 \text{ Pa } 11.0 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{8.314 \text{ J/K } 315 \text{ K}} = 88.6 \text{ mol}$$

$$\longrightarrow n_f - n_i = 88.1 \text{ mol} \longrightarrow \Delta m = 88.1 \text{ mol } 28.8 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}$$
$$\Delta m = 2.54 \text{ kg}$$



Vacío:

$$P_i = 1.013 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$T_i = 21^\circ\text{C} + 273 = 294 \text{ K}$$

$$V_i = 11.0 \text{ L}$$



$$n_i$$

$$PV = nRT$$

Lleno:

$$P_f = 2.10 \times 10^7 \text{ Pa}$$

$$T_f = 42^\circ\text{C} + 273 = 315 \text{ K}$$

$$V_f = 11.0 \text{ L}$$



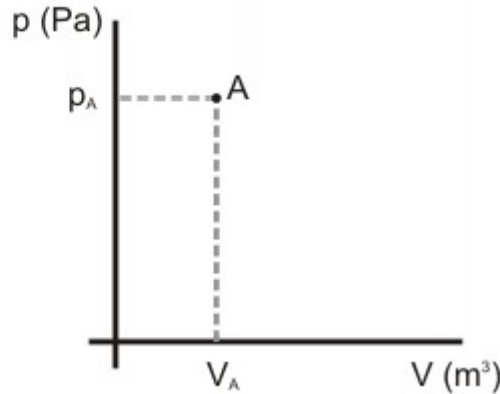
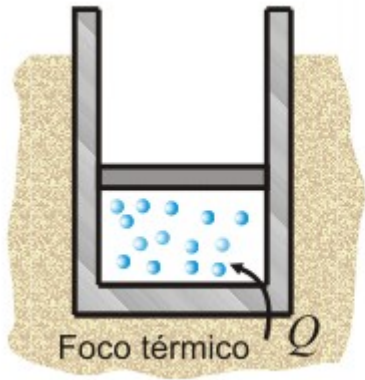
$$n_f$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Proceso Isotérmico en Gas Ideal



Procesos a Temperatura constante: $\Delta E_{\text{int}} = W + Q$



Para un GI: $PV = nRT$
Si n y T ctes

$$PV = \text{cte}$$

$$P = \frac{\text{cte}}{V}$$

Trabajo en Proceso Isotérmico GI:

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dv$$

$$\rightarrow W = - \int_{V_i}^{V_f} \frac{nRT}{V} dv \rightarrow W = -nRT \int_{V_i}^{V_f} \frac{1}{V} dv \rightarrow W = -nRT \ln(V) \Big|_{V_i}^{V_f} \rightarrow W = -nRT (\ln(V_f) - \ln(V_i))$$

$$W = nRT \ln \left(\frac{V_i}{V_f} \right)$$

Proceso Isotérmico en Gas Ideal



Observaciones: $W = nRT \ln\left(\frac{V_i}{V_f}\right)$

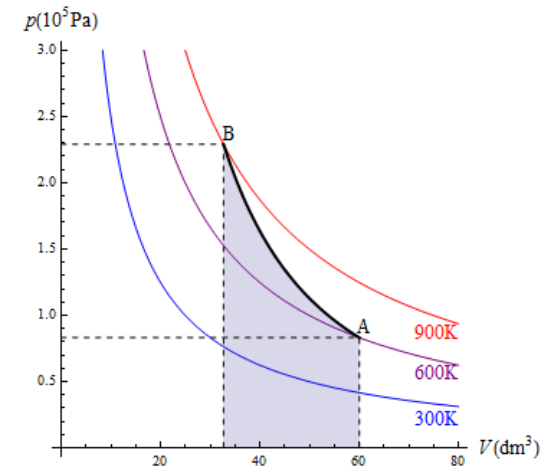
1. ¡Que T sea constante, no implica que no haya transferencia de energía en forma de calor!

2. Si el gas se expande, $V_i < V_f$, $\rightarrow W < 0$ (el sistema pierde energía)

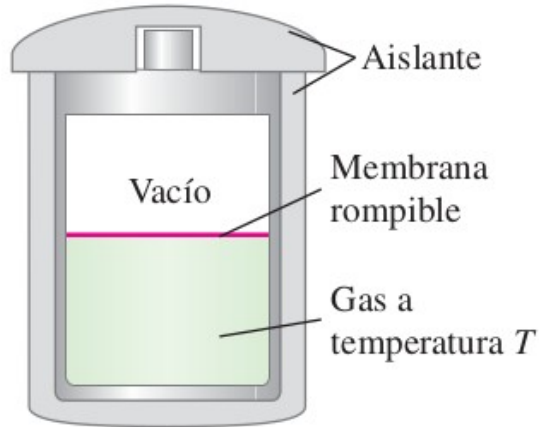
3. Si el gas se comprime, $V_i > V_f$, $\rightarrow W > 0$ (el sistema gana energía)

4. Si fijamos V_i y V_f :

i. W es mayor (abs) a mayor n
ii. W es mayor (abs) a mayor T } $\rightarrow PV = nRT = \text{cte}$



Energía Interna de un GI



Experimento: expansión libre de un gas

Sistema: interior del contenedor aislante

Al remover la membrana, el gas se expande con las siguientes características:

1. No realiza trabajo (paredes rígidas)
2. No hay transferencia de energía como calor (material aislante)

Por la primera ley de la termodinámica:

$$\Delta E_{\text{int}} = 0$$

$$E_{\text{int},i} = E_{\text{int},f}$$

Esto es general para cualquier gas

En un GI, la temperatura en la expansión libre permanece constante

$$E_{\text{int}} = \text{cte } T$$

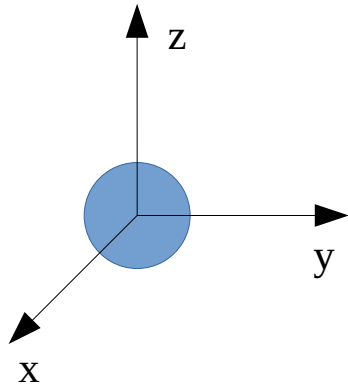
GI Monoatómico vs Diatómico



En un GI sólo depende de la temperatura: $E_{\text{int}} = \text{cte } T$

$$E_{\text{int}} = \sum E_i \rightarrow E_i: \text{energía de molécula } i\text{-ésima}$$

Gas Monoatómico

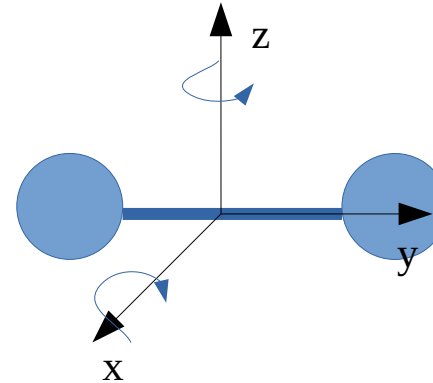


$$E_i = \frac{1}{2} m (v_x^2 + v_y^2 + v_z^2)$$

$\frac{k_B T}{2}$

$$E_{\text{int}} = \frac{3}{2} N k_B T$$

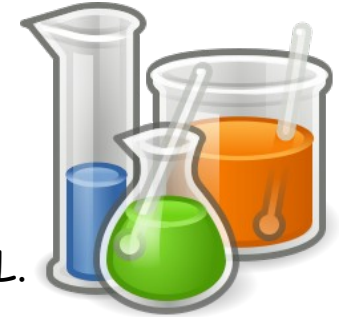
Gas Diatómico (Rígido)



$$E_i = \frac{1}{2} m (v_x^2 + v_y^2 + v_z^2) + E_{\text{rot}, x} + E_{\text{rot}, y}$$

$$E_{\text{int}} = \frac{5}{2} N k_B T$$

Ejemplo: Ciclo GI



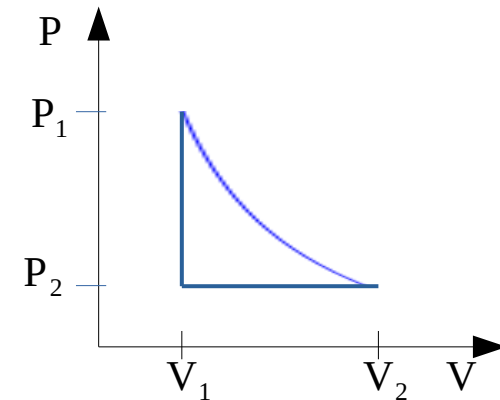
Un mol de un GI monoatómico se mantiene a 0°C durante una expansión de 3.0L a 10.0L.

- Calcule el trabajo realizado durante la expansión.
- Calcule la transferencia de energía en forma de calor.
- Si el gas se lleva nuevamente al volumen inicial, ¿cuál es el trabajo realizado?
- Finalmente se lleva el gas al mismo estado inicial mediante un proceso isócoro. Calcule la variación de Energía interna, el calor transferido y el trabajo realizado durante todo el ciclo. Representelo gráficamente.

a. El proceso es isotérmico

$$W_{12} = nRT_1 \ln\left(\frac{V_1}{V_2}\right) \rightarrow$$

$$W_{12} = 1 \text{ mol } 8.314 \text{ J/K } 273 \text{ K } \ln\left(\frac{3.0 \text{ L}}{10.0 \text{ L}}\right) \rightarrow \boxed{W_{12} = -2732 \text{ J}}$$



Ejemplo: Ciclo GI



b. Como el proceso es isotérmico, la energía interna se mantiene constante

$$\Delta E_{\text{int},12} = 0 = W_{12} + Q_{12} \quad \longrightarrow \quad \boxed{Q_{12} = 2732 \text{ J}}$$

La energía que ingresa en forma de calor, sale por trabajo realizado por el gas.

c. Proceso isóbaro, $P = \text{cte}$

$$W_{23} = -P_2(V_3 - V_2)$$

Para el estado final del proceso isotérmico (2):

$$P_2 V_2 = nRT_2 \quad \longrightarrow \quad P_2 = \frac{nRT_2}{V_2}$$

$$\Delta E_{\text{int},23} = \frac{3}{2} N_A k_B (T_3 - T_2)$$

$$P_3 V_3 = nRT_3 \quad \longrightarrow \quad T_3 = \frac{P_3 V_3}{nR}$$

$$T_3 = T_2 \frac{V_3}{V_2}$$

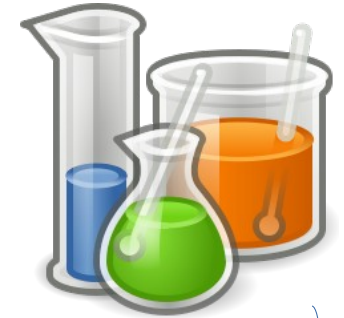
$$W_{23} = -\frac{nRT_2}{V_2}(V_3 - V_2)$$

$$W_{23} = -\frac{1 \text{ mol } 8.314 \text{ J/K } 273 \text{ K}}{10.0 \text{ L}}(3.0 \text{ L} - 10.0 \text{ L})$$

$$\boxed{W_{23} = 1 \text{ mol } 8.314 \text{ J/K } 273 \text{ K } \frac{7}{10} = 1588 \text{ J}}$$

$$\boxed{\Delta E_{\text{int},23} = -2383 \text{ J}} \quad \longrightarrow \quad \boxed{Q_{23} = -3971 \text{ J}}$$

Ejemplo: Ciclo GI



d. Proceso es isócoro \rightarrow el trabajo es nulo

$$\Delta E_{\text{int},31} = Q_{31}$$

$$E_{\text{int}} = \frac{3}{2} N k_B T \quad \xrightarrow{n=1} \quad E_{\text{int}} = \frac{3}{2} N_A k_B T$$

$$\Delta E_{\text{int},31} = \frac{3}{2} N_A k_B \left(T_1 - T_2 \frac{V_3}{V_2} \right) = \frac{3}{2} 8.314 \text{ J/K } 273 \text{ K} (1 - 3/10) = 2383 \text{ J}$$

$$\frac{3}{2} N_A k_B (T_1 - T_3) = Q_{31}$$

En el estado (3):

$$P_3 V_3 = nRT_3 \quad \xrightarrow{} \quad T_3 = \frac{P_3 V_3}{nR}$$

$$P_3 = P_2 = \frac{nRT_2}{V_2}$$

$$T_3 = T_2 \frac{V_3}{V_2}$$

En todo el procesos cíclico:

$$\Delta E_{\text{int},23} = -\Delta E_{\text{int},31} \quad \xrightarrow{} \quad \Delta E_{\text{int}} = 0$$

$$W = W_{12} + W_{23} + W_{31} = -2732 \text{ J} + 1588 \text{ J} = -1144 \text{ J}$$

$$Q = Q_{12} + Q_{23} + Q_{31} = 2732 \text{ J} - 3971 \text{ J} + 2383 \text{ J} = 1144 \text{ J}$$

$$W + Q = 0$$

¡Se verifica la primera ley
De la termodinámica!

Calor Específico Molar



A partir de la capacidad calorífica: $C = \frac{Q}{\Delta T}$

Podemos definir el calor específico molar como: $c = C/n$

Hay dos procesos físicos típicamente usados para calcular el calor específico: presión cte, o volumen cte.

Supongamos un cambio pequeño de temperatura:

$$1. \text{ Si } V = \text{cte} \rightarrow W = 0 \rightarrow \left. \begin{array}{l} \Delta E_{\text{int}} = Q = n c_v \Delta T \\ \Delta E_{\text{int}} = cte \Delta T \end{array} \right\} \rightarrow c_v = \frac{cte}{n}$$

Ej: Si el GI es monoatómico

$$c_v = \frac{3 N k_B}{2 n} = \frac{3}{2} R$$

2. Si $P = \text{cte}$

$$\left. \begin{array}{l} \Delta E_{\text{int}} = Q + W = n c_p \Delta T - P \Delta V \\ \Delta E_{\text{int}} = cte \Delta T \end{array} \right\} \rightarrow \left. \begin{array}{l} cte \Delta T = n c_p \Delta T - P \Delta V \\ P \Delta V = n R \Delta T \end{array} \right\} \rightarrow cte \Delta T = n c_p \Delta T - n R \Delta T$$

Calor Específico Molar



2. Si $P=cte$

$$cte \Delta T = n c_p \Delta T - n R \Delta T \quad \rightarrow \quad c_p = \frac{(cte + nR)}{n} = \frac{cte}{n} + R$$

Ej: Si el GI es monoatómico

$$c_p = \frac{3}{2} R + R = \frac{5}{2} R$$

$$\left\{ \begin{array}{l} c_p - c_v = R \\ \gamma = c_p / c_v = 5/3 \end{array} \right.$$

Tipo de gas	Gas	C_v (J/mol · K)	C_p (J/mol · K)	$C_p - C_v$ (J/mol · K)	$\gamma = C_p / C_v$
Monoatómico	He	12.47	20.78	8.31	1.67
	Ar	12.47	20.78	8.31	1.67
Diatómico	H ₂	20.42	28.74	8.32	1.41
	N ₂	20.76	29.07	8.31	1.40
	O ₂	20.85	29.17	8.31	1.40
	CO	20.85	29.16	8.31	1.40

Esta cte define el proceso adiabático de un GI.

Proceso Adiabático de un GI



Proceso adiabático: no hay transferencia de energía en forma de calor $Q=0$

Supongamos un pequeño cambio en la energía interna, debido a dicho proceso

$$\left. \begin{aligned} \Delta E_{\text{int}} &= n c_v \Delta T \\ \Delta E_{\text{int}} &= -P \Delta V \end{aligned} \right\} \rightarrow n c_v \Delta T = -P \Delta V$$

Usamos ec. de estado de GI

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$n c_v \Delta T = -\frac{nRT}{V} \Delta V$$

$$\frac{\Delta T}{T} = -\frac{R}{c_v} \frac{\Delta V}{V} \rightarrow \frac{\Delta T}{\Delta V} = -\frac{R}{c_v} \frac{T}{V} \quad \gamma - 1$$

En el límite en que las variaciones son muy chiquitas

$$\frac{dT}{dV} = -(\gamma - 1) \frac{T}{V} \rightarrow \text{Buscamos } T(V)$$

$$\text{Solución: } TV^{\gamma-1} = \text{cte} \rightarrow T = \frac{\text{cte}}{V^{\gamma-1}}$$

$$\frac{dT}{dV} = \text{cte}(1-\gamma)V^{-\gamma} \rightarrow \frac{dT}{dV} = (1-\gamma) \frac{T}{V}$$

Proceso Adiabático de un GI



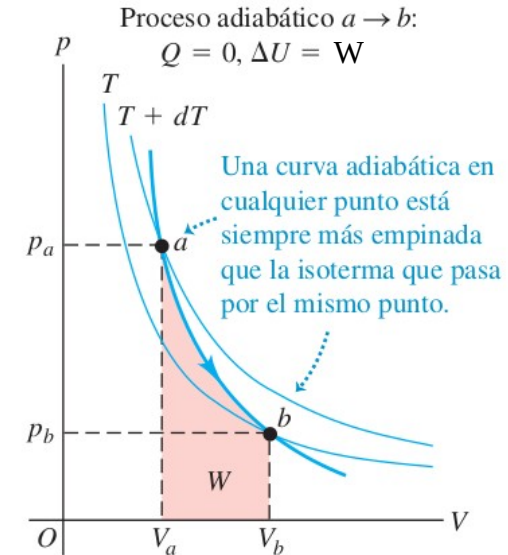
Solución: $TV^{\gamma-1} = \text{cte}$

El proceso puede ser escrito en función de otras variables. En particular, resulta útil encontrar la relación entre P y V , de forma de calcular el trabajo como el área debajo de dicha curva.

$$PV = nRT \longrightarrow T = \frac{PV}{nR} \longrightarrow \frac{PV}{nR} V^{\gamma-1} = \text{cte} \longrightarrow \boxed{PV^\gamma = \text{cte}}$$

Observaciones:

1. Aunque $Q=0$, hay cambio de temperatura (debido al trabajo)
2. La curva de $P(V)$ es similar a la del proceso isotérmico pero decrece más rápido $\gamma > 1$



Trabajo en Proceso Adiabático



Como el proceso es adiabático $\rightarrow Q=0$

$$\Delta E_{\text{int}} = W$$

Si el gas es ideal $\Delta E_{\text{int}} = n c_V (T_f - T_i)$

$$\left. \begin{array}{l} \Delta E_{\text{int}} = W \\ \Delta E_{\text{int}} = n c_V (T_f - T_i) \end{array} \right\} \rightarrow \boxed{W = n c_V (T_f - T_i)} \quad \text{Trabajo adiabático en GI}$$

$$P_i V_i = n R T_i \quad P_f V_f = n R T_f$$

$$\rightarrow \left. \begin{array}{l} W = n c_V \frac{(P_f V_f - P_i V_i)}{n R} \\ \frac{c_V}{R} = \frac{1}{(\gamma - 1)} \end{array} \right\} \rightarrow \boxed{W = \frac{1}{(\gamma - 1)} (P_f V_f - P_i V_i)}$$

Observaciones:

1. $T_f > T_i, \rightarrow W > 0$ y el gas aumenta su energía
1. $T_f < T_i, \rightarrow W < 0$ y el gas disminuye su energía

Ejemplo: Proceso Adiabático

19.56. Investigación de gran altura. Un globo de investigación grande contiene $2.00 \times 10^3 \text{ m}^3$ de helio gaseoso a 1.00 atm y a una temperatura de $15.0 \text{ }^\circ\text{C}$ se eleva rápidamente desde el nivel del suelo hasta una altura donde la presión atmosférica es de sólo 0.900 atm (figura 19.33). Suponga que el helio se comporta como un gas ideal y que el globo sube tan rápido que permite mucho intercambio de calor con el aire circundante. *a)* Calcule el volumen del gas a la máxima altura. *b)* Determine la temperatura del gas a la máxima altura. *c)* ¿Cuál es el cambio en la energía interna del helio conforme el globo se eleva a su máxima altura?

Figura 19.33 Problema 19.56



a. El globo asciende rápidamente, de forma que podemos despreciar el calor: $Q \approx 0$

El proceso se puede aproximar por uno adiabático

$$P_i V_i^\gamma = P_f V_f^\gamma \longrightarrow V_f = \left(\frac{P_i V_i^\gamma}{P_f} \right)^{1/\gamma}$$

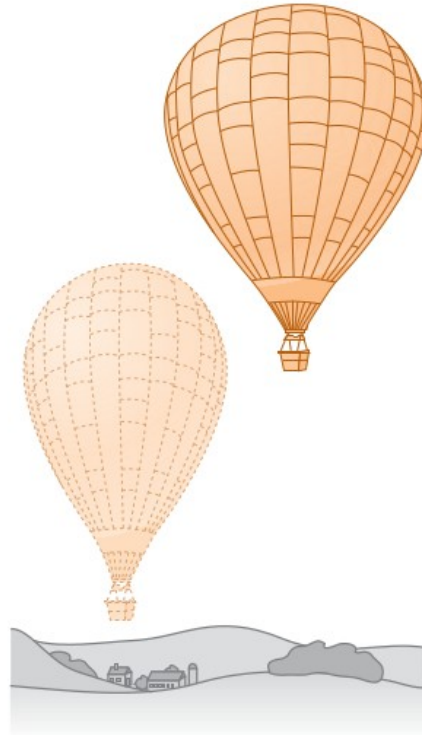
$$V_f = V_i \left(\frac{P_i}{P_f} \right)^{1/\gamma} \longrightarrow V_f = 2.0 \times 10^3 \text{ m}^3 \left(\frac{1.0 \text{ atm}}{0.9 \text{ atm}} \right)^{1/1.67}$$

$$V_f = 2.13 \times 10^3 \text{ m}^3$$

Ejemplo: Proceso Adiabático

19.56. Investigación de gran altura. Un globo de investigación grande contiene $2.00 \times 10^3 \text{ m}^3$ de helio gaseoso a 1.00 atm y a una temperatura de $15.0 \text{ }^\circ\text{C}$ se eleva rápidamente desde el nivel del suelo hasta una altura donde la presión atmosférica es de sólo 0.900 atm (figura 19.33). Suponga que el helio se comporta como un gas ideal y que el globo sube tan rápido que permite mucho intercambio de calor con el aire circundante. *a)* Calcule el volumen del gas a la máxima altura. *b)* Determine la temperatura del gas a la máxima altura. *c)* ¿Cuál es el cambio en la energía interna del helio conforme el globo se eleva a su máxima altura?

Figura 19.33 Problema 19.56



b. Temperatura

$$P_f V_f = nR T_f \longrightarrow T_f = \frac{P_f V_f}{nR}$$

Para el estado inicial:

$$P_i V_i = nR T_i \longrightarrow nR = \frac{P_i V_i}{T_i}$$

$$T_f = T_i \frac{P_f V_f}{P_i V_i}$$

¿Tiene sentido?

$$T_f = 288 \text{ K} \frac{0.9 \text{ atm} \cdot 2.13 \times 10^3 \text{ m}^3}{1.0 \text{ atm} \cdot 2.0 \times 10^3 \text{ m}^3} \approx 276 \text{ K} \quad T_f < T_i$$

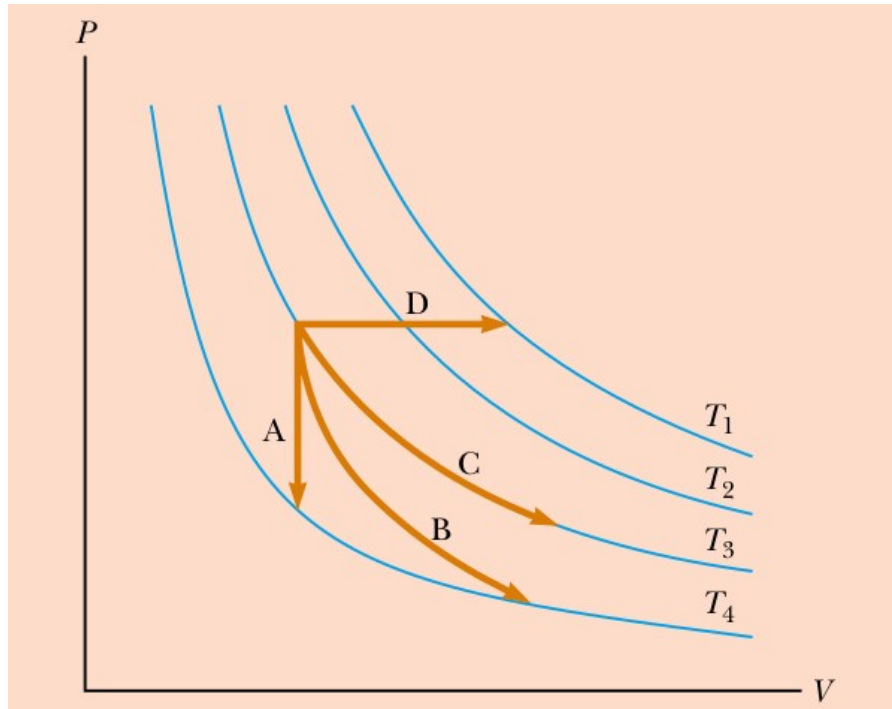
c. Energía interna

$$\Delta E_{\text{int}} = n c_v (T_f - T_i) = \frac{1}{(\gamma - 1)} (P_f V_f - P_i V_i)$$

$$\Delta E_{\text{int}} = -1.25 \times 10^7 \text{ J}$$



Ejercicio: Procesos Termodinámicos



Identifique los procesos mostrados
En la fig.

Suponga que el sistema corresponde a un GI, y
considere que $Q=0$ para el proceso B.

Indique el signo del trabajo realizado en cada caso.
Indique en cada caso si la energía interna aumento o
disminuyó. Justifique

Referencias



[1] Física Universitaria, vol1. Sears y Zemansky.

Cap.17, secciones 1, 2, 3,5, 6, 7

Cap.18, secciones 1, 4

Cap.19, secciones 1-8 (cuidado con convención de signo en trabajo)

[2] Física para Ciencias e Ingeniería, vol1. Serwey y Jewett

Cap. 19, secciones 1, 2, 3, 5

Cap.20, secciones 1-7