



ce
pre
UNI

Física

CICLO
PREUNIVERSITARIO
2023-1





ce
pre
UNI

Física

TERMODINÁMICA

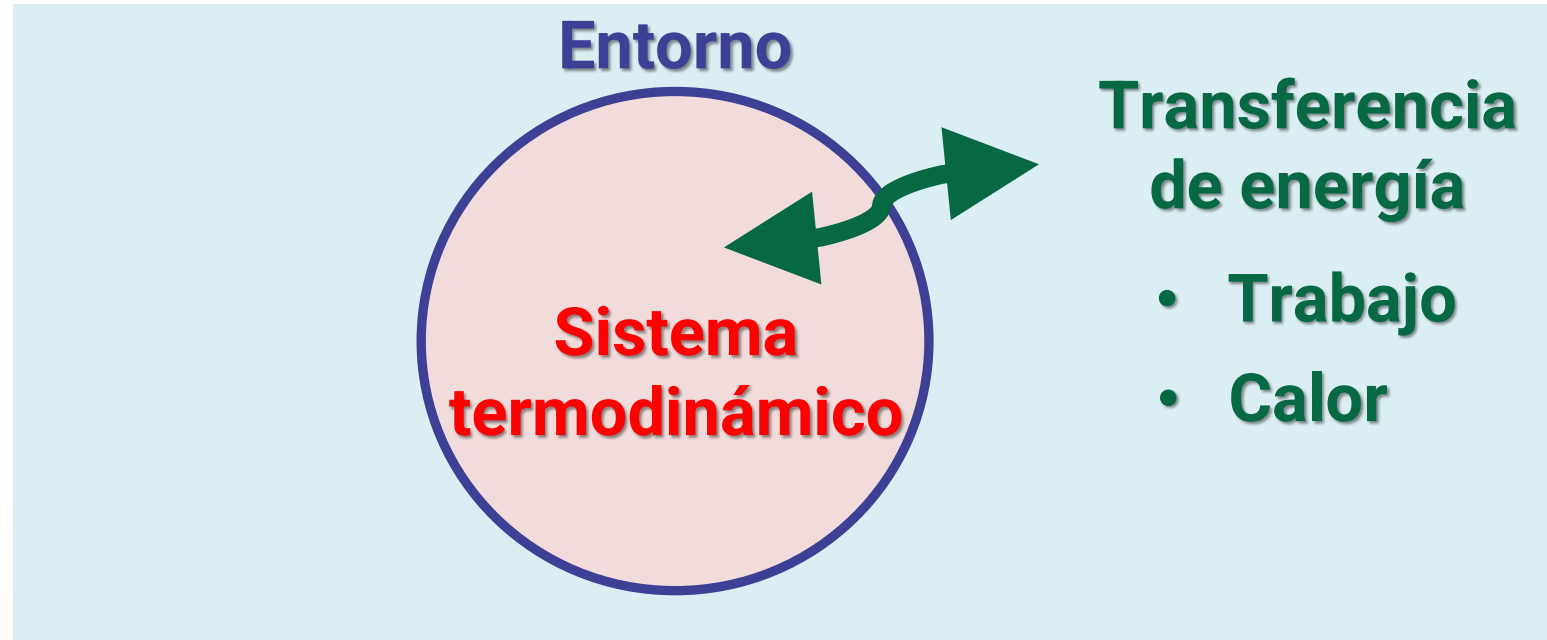
ce
pre
UNI

La termodinámica estudia los procesos de transferencia de energía entre una región del espacio y su entorno. A dicha región del espacio se denomina **sistema termodinámico**.

Mientras el sistema experimenta transferencia de energía, ciertas cantidades físicas macroscópicas del sistema cambian. Estas cantidades dejan de cambiar una vez que culmina la transferencia de energía, de manera que el sistema alcanza un estado de equilibrio. A estas cantidades se denominan **variables de estado**.

La ecuación que relaciona a estas variables de estado cuando el sistema está en equilibrio se denomina **ecuación de estado**.

Las propiedades del sistema que depende de las variables de estado sin importar como el sistema llegó a dicho estado se denominan **funciones de estado**.



Cuando el sistema experimenta **transferencia de energía**, **cambian**, por ejemplo, la **presión**, el **volumen** y la **temperatura**. Esas vendrían a ser **variables de estado**.

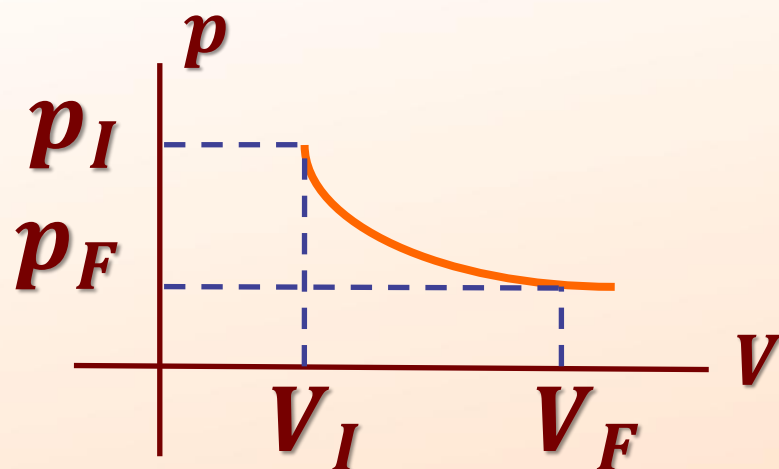
Inicialmente, veremos el sistema termodinámico, cuya ecuación de estado es la más simple: gas ideal.

Gas ideal

Gas que se encuentra a bajas presiones (para evitar que se licue) y a altas temperaturas (para evitar que se condense).

Los experimentos indican que es posible transferir energía al gas ideal , manteniendo constante una de sus variables de estado.

Temperatura: T ; presión: p y volumen: V



Experimentalmente cuando T es cte

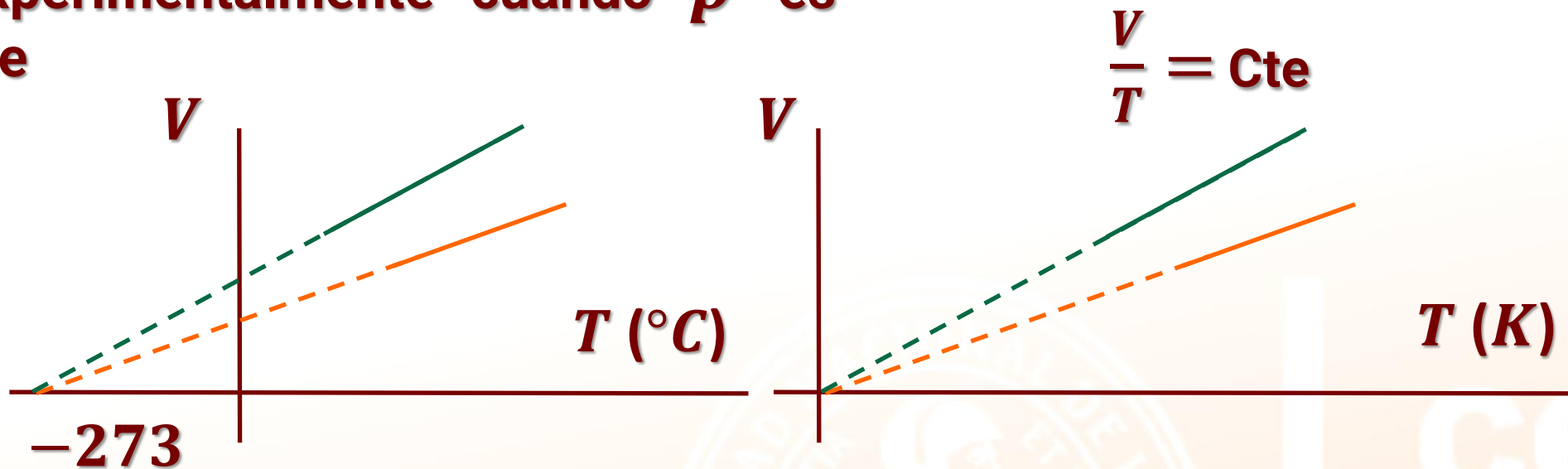
$\Rightarrow$

$$p_I V_I = p_F V_F = \text{cte}$$

p es I.P. al V

(Ley de Boyle-Mariotte)

Experimentalmente cuando p es cte



Cuando p es cte $\Rightarrow V$ es D.P. a la T (Ley de Charles), si la temperatura está en la escala Kelvin

Al mezclar gases, cuando p y T es cte



Estas proporciones indican que deben existir elementos que ocupan un volumen muy pequeño (volumen infinitesimal), de manera que **el gas está formado por** estos elementos. A estos elementos reciben el nombre de **moléculas**.

Sea N el número de moléculas en un gas. Cuando **p y T es cte**

$\Rightarrow$ **V es D.P. al N** (Ley de Avogadro)

Juntando todos los resultados experimentales:

$$\frac{pV}{NT} = \underbrace{\text{Cte para todos los gases ideales}}$$

$$\text{Constante de boltzmann: } k_B = 1,38 \times 10^{-23} \frac{J}{K}$$

$$pV = Nk_B T \text{ (Ecuación de estado del gas ideal)}$$

Como el número de moléculas que constituyen a un gas, es un número muy grande, se define una unidad que nos permite agrupar a un gran número de elementos llamada *mol*.

$$1 \text{ mol} = 6,023 \times 10^{23} \text{ elementos}$$

Con esto definimos el Número de Avogadro

$$N_A = 6,023 \times 10^{23} \frac{\text{elementos}}{\text{mol}} = 6,023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Si tenemos N moléculas:

$$1 \text{ mol} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$n \text{ moles} \rightarrow N \text{ moléculas}$$

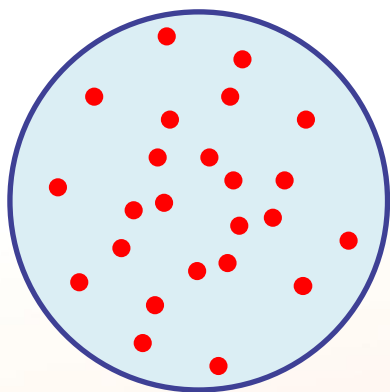
$$n \text{ moles} = N \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \times 10^{23}} = \frac{N}{6,023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = \frac{N}{N_A}$$

$$pV = Nk_B T = \frac{N}{N_A} N_A k_B T = nRT$$

$$R = 8,31 \frac{J}{mol \cdot K}$$

Constante universal de los gases:

R



Si tenemos N moléculas y cada una de ellas tiene una masa m , entonces la masa del gas $M = Nm$

Definimos la masa molar como la masa por mol de moléculas

$$\overline{M} = 6,023 \times 10^{23} \frac{\text{masa de una molecula}}{\text{mol}} = N_A m$$

La masa del gas $M = Nm$

$$= \frac{N}{N_A} N_A m = n\overline{M}$$

La densidad del gas ideal

$$\rho = \frac{M}{V} = \frac{n\overline{M}}{V} = \frac{p\overline{M}}{RT}$$

Modelo cinético aplicado

a los gases ideales

El objetivo de cualquier teoría molecular de la materia es comprender, a partir de las propiedades macroscópicas de la materia, la estructura y comportamiento de sus componentes, que en el caso del gas son las moléculas.

Con este modelo representamos al gas ideal como un gran número de partículas que se mueven dentro de un recipiente cerrado y que estadísticamente se comportan como partículas no interactuantes que obedecen las leyes de Newton.

El éxito de este modelo es que no contradice ninguno de los resultados experimentales.

A continuación se presentan las suposiciones de **nuestro modelo para un gas ideal en equilibrio**, donde todas las variables de estado son constantes.

1. El recipiente tiene un volumen V contiene un número muy grande N de moléculas idénticas, cada una con masa m . (Ley de Avogadro)

2. Las moléculas se comportan como partículas puntuales; su tamaño es muy pequeño en comparación con la distancia media entre partículas y las dimensiones del recipiente. Estas moléculas están ocupando todo el recipiente moviéndose aleatoriamente. (Ley de Charles)

3. Las moléculas chocan elásticamente con las paredes del recipiente. (Ley de Boyle - Mariotte)

Como sistema de partículas, el gas no desplaza respecto al recipiente, $\vec{v}_{cm} = \vec{0}$. como se considera que las moléculas tienen la misma masa m

$$\vec{v}_{cm} = \vec{0} \Rightarrow \frac{\sum m_i \vec{v}_i}{\sum m_i} = \frac{\sum m \vec{v}_i}{m \sum 1} = \frac{m \sum \vec{v}_i}{mN} = \frac{\sum \vec{v}_i}{N} = \langle \vec{v} \rangle = \vec{0}$$

donde $\langle \vec{v} \rangle$ es el promedio de la velocidad de las moléculas. Esto puede interpretarse de la siguiente manera: Si una molécula tiene velocidad $\vec{v}$, otra debe tener una velocidad $-\vec{v}$. Como las moléculas son idénticas no podemos distinguirlas. Por ello afirmamos que:

Cada molécula tiene la misma probabilidad de moverse una velocidad $\vec{v}$ así como también de moverse con $-\vec{v}$, de modo que la velocidad promedio es cero. Y como las moléculas ocupan todo el recipiente, estas pueden moverse **en cualquier orientación**. A este **movimiento** se denomina **aleatorio**.

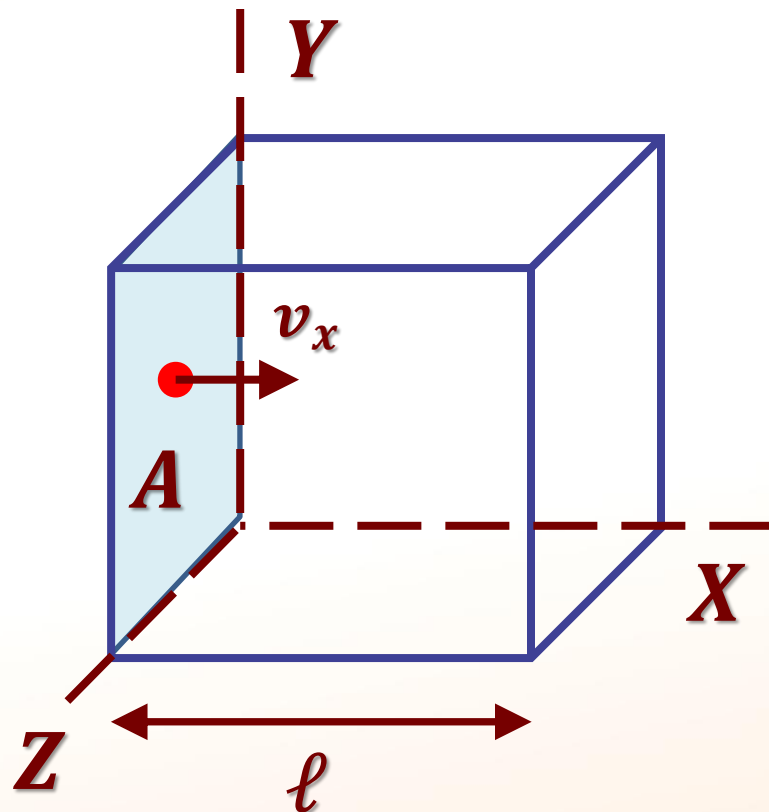
Por ello no se promedia la velocidad $\vec{v}$ y se prefiere hallar el **promedio del cuadrado de la rapidez** $|\vec{v}|^2 = v^2$, pues está asociado con la energía cinética $E_K = mv^2/2$.

$$\langle v^2 \rangle = \frac{\sum v_i^2}{N} = \frac{\sum (v_{ix}^2 + v_{iy}^2 + v_{iz}^2)}{N} = \frac{\sum v_{ix}^2}{N} + \frac{\sum v_{iy}^2}{N} + \frac{\sum v_{iz}^2}{N}$$

$$\langle v^2 \rangle = \langle v_x^2 \rangle + \langle v_y^2 \rangle + \langle v_z^2 \rangle$$

y como las moléculas tienen la misma probabilidad en viajar en cualquier orientación entonces $\langle v_x^2 \rangle = \langle v_y^2 \rangle = \langle v_z^2 \rangle$. Con esto obtenemos

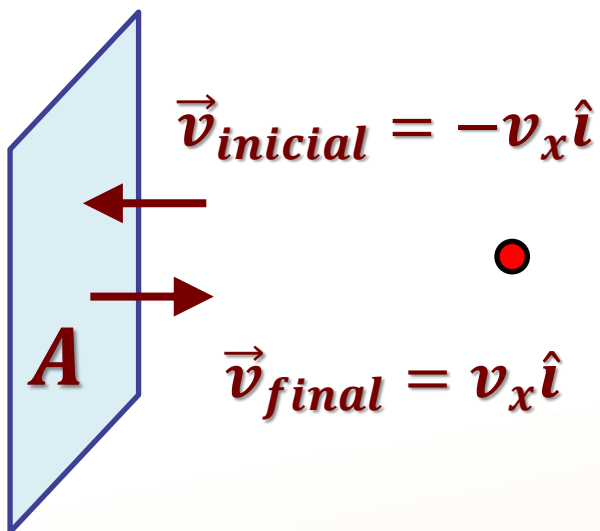
$$\langle v^2 \rangle = 3\langle v_x^2 \rangle \Rightarrow \langle v_x^2 \rangle = \frac{\langle v^2 \rangle}{3} = \langle v_y^2 \rangle = \langle v_z^2 \rangle$$



Usaremos la variable $v_x = \sqrt{\langle v_x^2 \rangle}$ para analizar lo que ocurre con una molécula durante una colisión con el recipiente en la dirección X .

Como los choques son elásticos, las moléculas retornan con la misma rapidez luego de chocar con las paredes del recipiente.

La molécula que acaba de chocar con la pared, será la que demore mayor tiempo en volver a chocar con la misma pared. Dicho tiempo es $2\ell/v_x$. Durante este intervalo de tiempo, las demás moléculas habrán chocado con la pared de área A por lo menos una vez.



Calculemos el impulso que recibe la pared por parte de una molécula:

$$\begin{aligned}\vec{I}_{\text{molécula/pared}} &= -\vec{I}_{\text{pared/molécula}} = -\Delta \vec{p}_{\text{molécula}} \\ &= -[m\vec{v}_{\text{final}} - m\vec{v}_{\text{inicial}}] = -[mv_x(\hat{i}) - mv_x(-\hat{i})] \\ &= -2mv_x(\hat{i})\end{aligned}$$

Donde m es la masa de la molécula. Luego la fuerza que recibe la pared luego de que las N moléculas del gas colisionan con la pared

$$\vec{F}_{N \text{ moléculas/pared}} = \frac{\vec{I}_{N \text{ moléculas/pared}}}{\Delta t} = \frac{N(-2mv_x\hat{i})}{\frac{2\ell}{v_x}} = \frac{Nm v_x^2}{\ell}(-\hat{i})$$

Y estimamos la presión considerando la fuerza que ejercen las N moléculas al colisionar con la pared del recipiente

$$p = \frac{|\vec{F}_{N \text{ moléculas/pared}}|}{A} = \frac{\left| \frac{Nm v_x^2 (-\hat{i})}{\ell} \right|}{A} = \frac{Nm v_x^2}{A \ell} = \frac{Nm v_x^2}{V}$$

Con esto hallamos la contribución a la energía cinética de traslación del movimiento a lo largo del eje X .

$$\frac{1}{2} m v_x^2 = \frac{1}{2} m \langle v_x^2 \rangle = \frac{pV}{2N} = \frac{nRT}{2N} = \frac{N k_B T}{2N} = \frac{1}{2} k_B T$$

Como $\langle v_x^2 \rangle = \langle v_y^2 \rangle = \langle v_z^2 \rangle$, entonces cada dirección de movimiento contribuye con $\frac{1}{2} k_B T$ a la energía cinética de traslación.

La energía cinética de traslación media por molécula viene dado por

$$\langle E_{K\text{Traslacion}} \rangle = \frac{1}{2} m \langle v_x^2 \rangle + \frac{1}{2} m \langle v_y^2 \rangle + \frac{1}{2} m \langle v_z^2 \rangle = \frac{3}{2} k_B T$$

De aquí podemos despejar la rapidez cuadrática media, que es el promedio del cuadrado de la rapidez.

$$\frac{1}{2} m \langle v_x^2 \rangle + \frac{1}{2} m \langle v_y^2 \rangle + \frac{1}{2} m \langle v_z^2 \rangle = \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle = \frac{3}{2} k_B T$$

$$\Rightarrow \langle v^2 \rangle = \frac{3 k_B T}{m} = \frac{3 k_B T}{m} \times \frac{N_A}{N_A} = \frac{3 R T}{\overline{M}} = \frac{3 p}{\rho}$$

y la rapidez raíz cuadrática media

$$v_{rms} = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{3 k_B T}{m}} = \sqrt{\frac{3 R T}{\overline{M}}} = \sqrt{\frac{3 p}{\rho}}$$

ENERGÍA INTERNA (U)

Es la capacidad de un sistema de realizar trabajo debido a los elementos que lo constituyen. Por ejemplo para un gas dicha energía es la suma de la energía cinética de cada molécula más la suma de las energías potenciales debido a la interacción entre las moléculas. No confundir esto último con la energía potencial, por ejemplo gravitatoria, que puede tener el gas como sistema.

En el caso del gas ideal su energía interna U sólo sería la suma de la energía cinética de cada molécula.

Energía interna del gas ideal

$$U = \sum E_{k \text{ MOLÉCULA}} = \sum \langle E_k \rangle_{\text{MOLÉCULA}}$$

En el caso de un gas ideal monoatómico, su molécula está formada por un solo átomo, por lo que el único movimiento posible es la traslación.

Energía interna del gas ideal monoatómico

$$\begin{aligned}
 U &= \sum E_{k \text{ Molécula}} = \sum \langle E_k \rangle_{\text{Molécula}} = \sum \langle E_k \rangle_{\text{traslacional}} = \sum \frac{3}{2} k_B T \\
 &= \frac{3}{2} k_B T \times \sum 1 = \frac{3}{2} N k_B T = \frac{3}{2} n R T = \frac{3}{2} p V
 \end{aligned}$$

En el caso de un gas ideal diatómico, sus moléculas está formada por dos átomos, por lo que su molécula además de trasladarse puede rotar. Su energía interna es mayor que la del monoatómico para un mismo n y T .

Energía interna del gas ideal diatómico

$$U = \frac{5}{2} N k_B T = \frac{5}{2} n R T = \frac{5}{2} p V$$

La energía interna U es función de estado (sólo depende de las variables de estado para ser evaluarla sin saber como el sistema llegó a dicho estado) por lo que su cambio $\Delta U = U_F - U_I$ sólo depende de los estados inicial y final y no de los estados intermedios por los que pase el sistema.

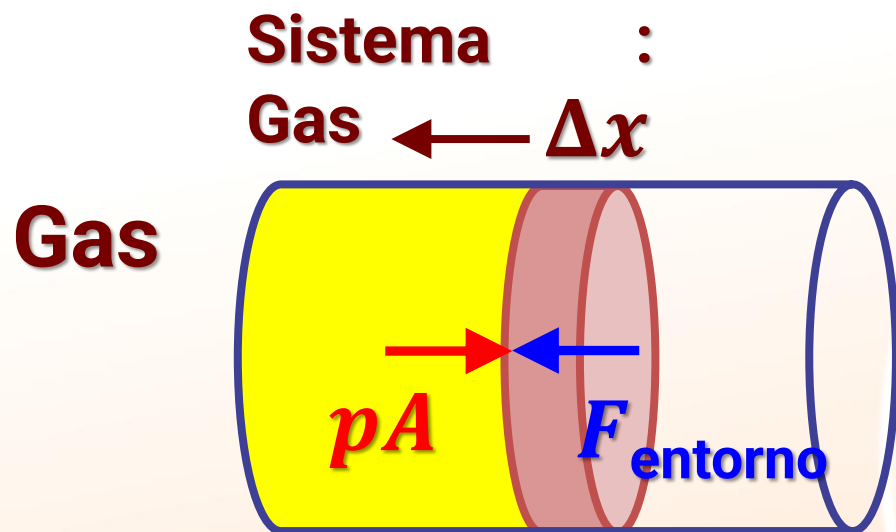
En el gas ideal la energía interna U es D.P a la temperatura T , entonces el cambio de la energía interna ΔU es D.P al cambio de temperatura ΔT

Si el gas ideal cambia su energía interna, entonces cambia su temperatura

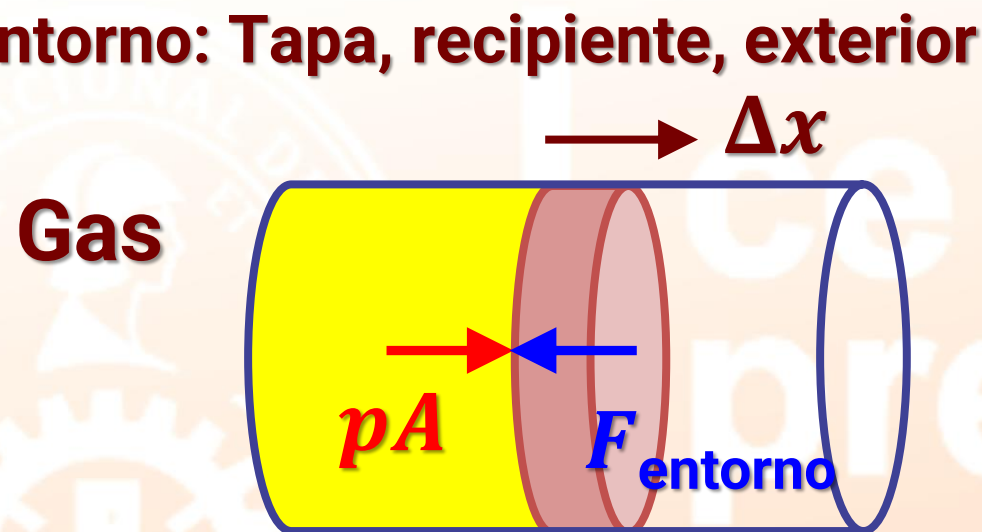
En el gas ideal la energía interna U también es D.P al producto de la presión con el volumen pV , entonces el cambio de la energía interna ΔU es D.P a $\Delta(pV) = p_F V_F - p_I V_I$

TRABAJO

Se denomina trabajo a toda transferencia de energía diferente al calor. Recordando que cuando se realiza trabajo sobre un cuerpo, este debe encontrarse en movimiento



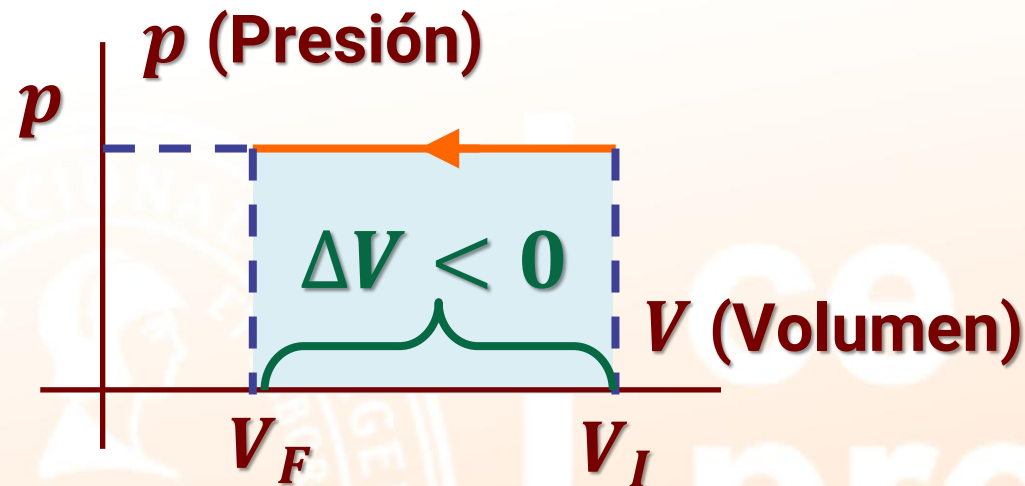
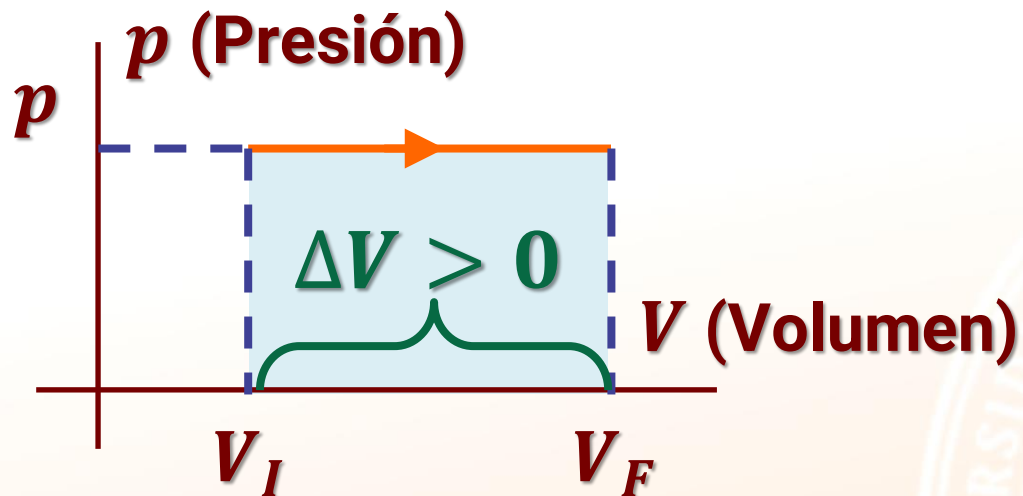
Cuando el volumen del gas disminuye, el gas realiza trabajo negativo sobre el entorno.



Cuando el volumen del gas aumenta, el gas realiza trabajo positivo sobre el entorno.

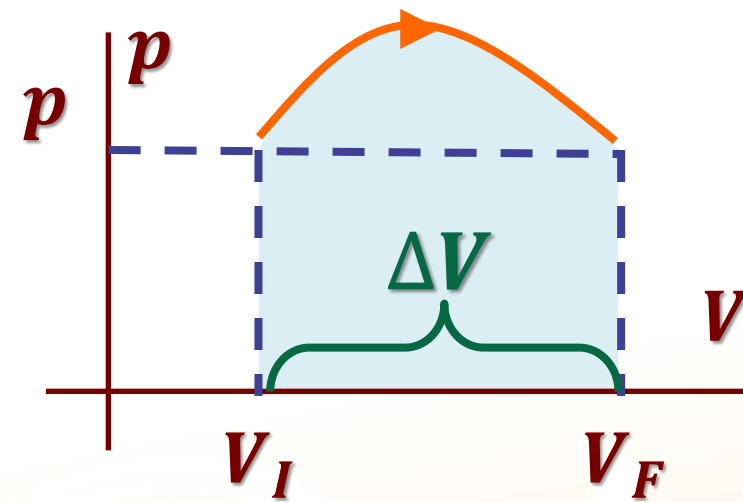
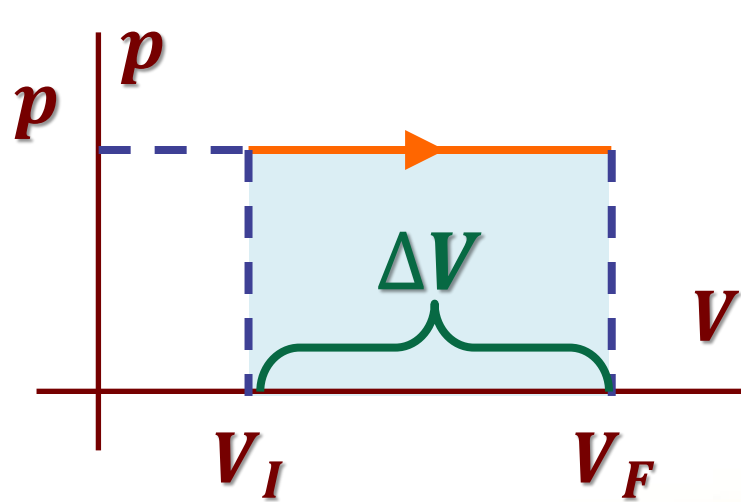
Como el trabajo W se calcula como $F\Delta x$ y recordando que en un fluido $F = pA$, donde p es la presión del gas

$$\Rightarrow W = F\Delta x = pA\Delta x = p\Delta V$$



La magnitud del trabajo es el área entre la gráfica que contiene a los estados intermedios (**proceso**) y el eje del volumen.

- Si **aumenta el volumen**, el trabajo realizado por el gas $W > 0$
- Si **disminuye el volumen**, el trabajo realizado por el gas $W < 0$.



A pesar que los estados inicial y final son los mismos en ambos procesos, el trabajo realizado es diferente en cada proceso.

∴ El trabajo depende del proceso y no sólo de los estados inicial y final.

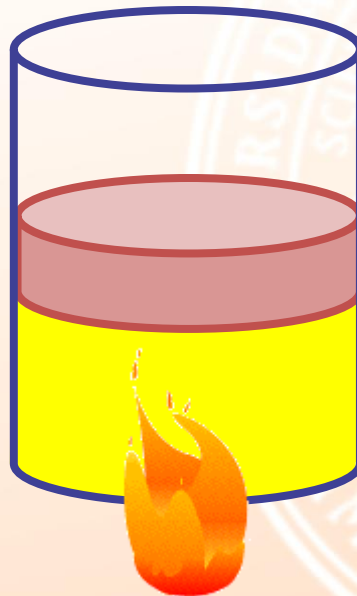
- Si el gas realiza un trabajo $W > 0$ sobre el entorno, el entorno sube su energía en W y el gas baja su energía interna U en W ($\Delta U = -W < 0$).
- Si el gas realiza un trabajo $W < 0$ sobre el entorno, el entorno baja su energía en W y el gas sube su energía interna U en W ($\Delta U = -W > 0$).

CALOR

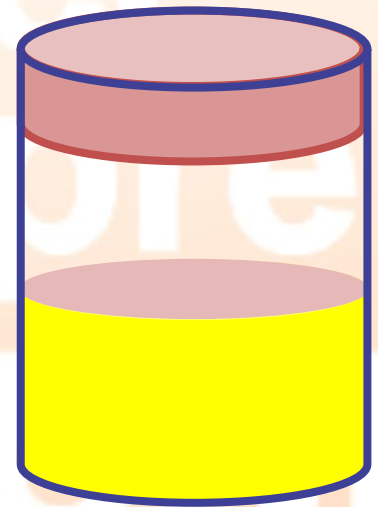
El calor es la energía que se transfiere de forma espontánea del cuerpo de mayor temperatura hacia el cuerpo de menor temperatura.

Por ejemplo, suponga que nos interesa cambiar el volumen de cierta cantidad de gas ideal manteniendo su temperatura constante.

En un caso damos calor lentamente, dejando que el gas se expanda manteniendo la temperatura del gas constante.



En el otro caso se retira la división, de modo que el gas se expande libremente sin darle calor.



Mientras que en un caso se transfiere calor al gas y este realiza trabajo, en el otro caso no. Sin embargo, el estado final del gas es el mismo en ambos casos.

Al igual que el trabajo, el calor depende del proceso y no sólo de los estados inicial y final.

Recordemos que si un cuerpo absorbe calor, dicho calor es positivo, y si un cuerpo emite calor, dicho calor es negativo. Entonces:

- Si el gas absorbe calor del entorno, $Q > 0$, el entorno baja su energía en Q y el gas sube su energía interna U en Q ($\Delta U = Q > 0$).
- Si el gas emite calor hacia el entorno, $Q < 0$, el entorno sube su energía en Q y el gas baja su energía interna U en Q ($\Delta U = Q < 0$).

PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

Si durante un proceso

- Un sistema sólo experimenta transferencia de calor Q (es decir $W = 0$), la energía interna del sistema cambia en una cantidad igual a Q es decir $\Delta U = Q$
- Un sistema sólo realiza trabajo W (es decir $Q = 0$), la energía interna del sistema cambia en una cantidad igual a $-W$ es decir $\Delta U = -W$

Por lo tanto si durante un proceso el sistema experimenta transferencia de calor y realiza trabajo, el cambio total de energía interna es

$$\Delta U = Q - W \text{ (Primera Ley de la Termodinámica)}$$

Capacidad calorífica molar

Se calcula como el calor transferido por unidad de cantidad de sustancia y por unidad de cambio de temperatura. Su unidad S.I. es $J/mol \cdot K$. Experimentalmente:

La capacidad calorífica molar a volumen constante

$$C_V = \frac{Q_{(v = \text{cte})}}{n\Delta T} \Rightarrow \begin{cases} 3R/2, & \text{Gas monoatómico} \\ 5R/2, & \text{Gas diatómico} \end{cases}$$

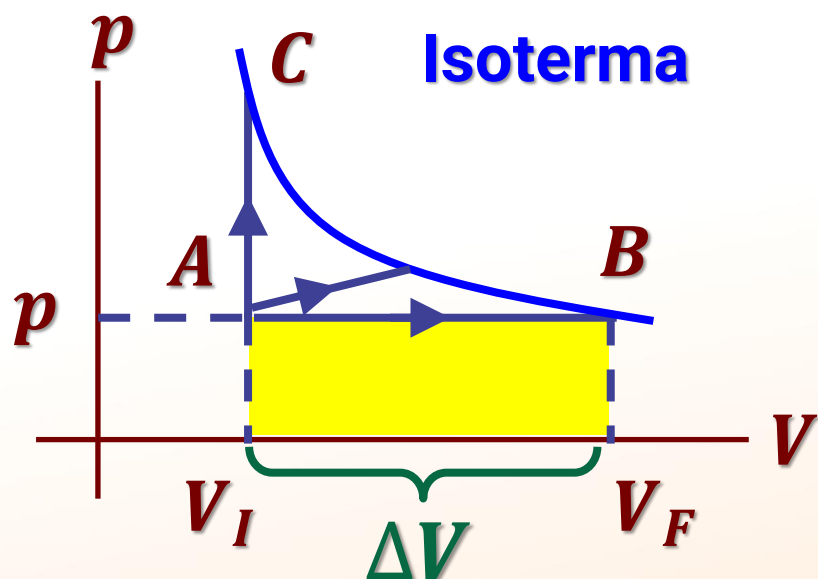
$$Q = C n \Delta T$$

La capacidad calorífica molar a presión constante

$$C_p = \frac{Q_{(p = \text{cte})}}{n\Delta T} \Rightarrow \begin{cases} 5R/2, & \text{Gas monoatómico} \\ 7R/2, & \text{Gas diatómico} \end{cases}$$

$$C_p = C_V + R$$

En un proceso a volumen constante, el gas no realiza trabajo. De acuerdo a la Primera Ley de la Termodinámica $Q_{AC} = Q_{(v = \text{cte})} = C_V n \Delta T = \Delta U$



Si para un conjunto de procesos el cambio de temperatura ΔT es el mismo, entonces

$$\Delta U = C_V n \Delta T = Q_{(v = \text{cte})}$$

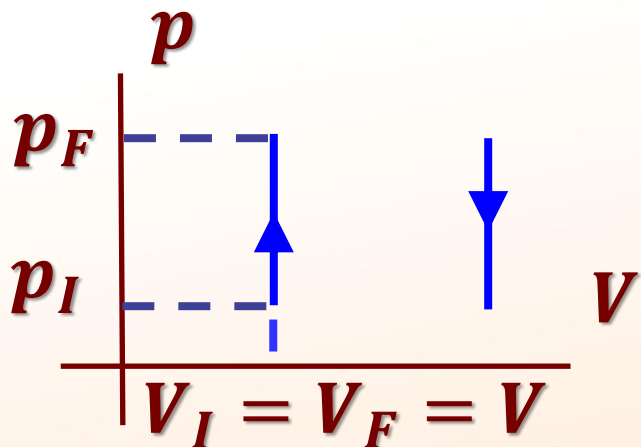
Si p es cte. $\Rightarrow W_{AB} = p \Delta V_{AB} = p(V_F - V_I)$
 $= pV_F - pV_I = nRT_F - nRT_I = nR\Delta T$

En un proceso a presión constante, $Q_{AB} = Q_{(p = \text{cte})} = C_p n \Delta T$. De acuerdo a la Primera Ley de la Termodinámica $Q_{AB} = W_{AB} + \Delta U_{AB}$

$$\Rightarrow C_p n \Delta T = nR\Delta T + C_V n \Delta T \therefore C_p = C_V + R$$

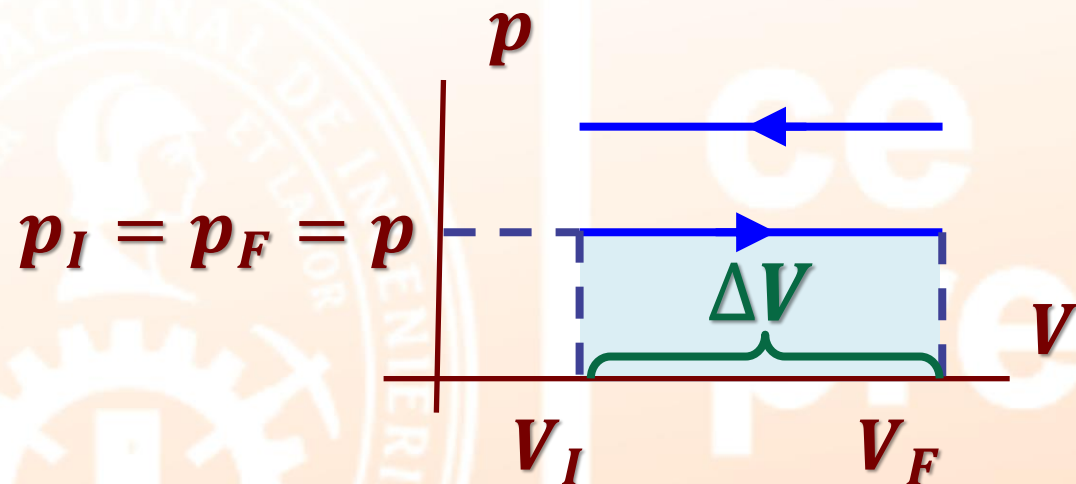
PROCESOS TERMODINÁMICOS NOTABLES

1. **Proceso isócoro:** proceso a volumen constante



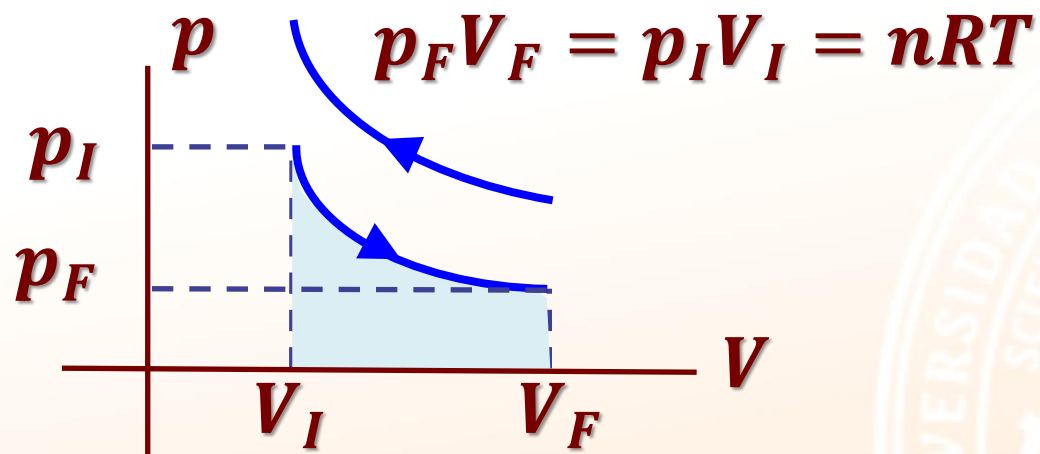
$$Q = \cancel{W} + \Delta U = \frac{C_V}{R} (p_F V - p_I V)$$

2. **Proceso isobárico:** proceso a presión constante



$$Q = W + \Delta U = \frac{C_p}{R} (p V_F - p V_I)$$

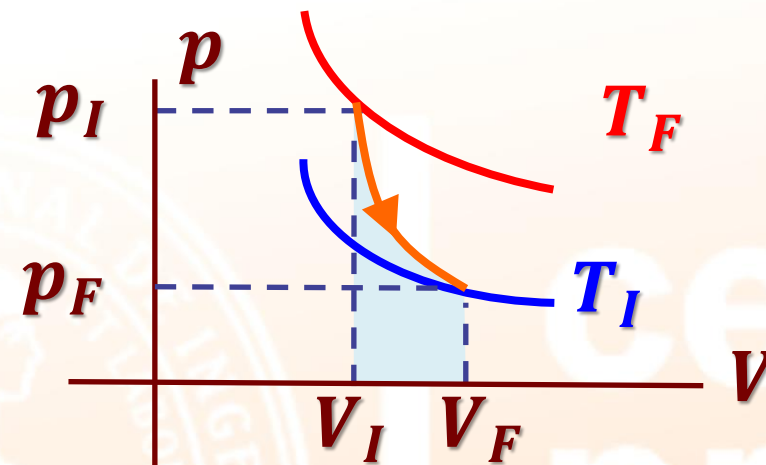
3. Proceso isotérmico: proceso a temperatura constante. Durante todo este proceso, no cambia la energía interna.



$$Q = W + \cancel{\Delta U}$$

$$Q = W = nRT \ln \left(\frac{V_F}{V_I} \right)$$

4. Proceso adiabático: proceso donde no hay transferencia de calor.



$$p_F V_F^\gamma = p_I V_I^\gamma$$

$$T_F V_F^{\gamma-1} = T_I V_I^{\gamma-1} \quad \gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

$$\cancel{Q} = W + \Delta U \Rightarrow W = -\Delta U$$

Proceso cíclico o Ciclo termodinámico

Un proceso cíclico o ciclo termodinámico es un proceso que tarde o temprano hace volver un sistema a su estado inicial. Luego de culminar este tipo de proceso, el estado final es el mismo que el inicial, luego

$$U_F = U_I \Rightarrow \Delta U_{\text{por ciclo}} = U_F - U_I = 0$$

Aplicando la Primera Ley de la Termodinámica para el proceso cíclico

$$\Delta U_{\text{por ciclo}} = Q_{\text{neto por ciclo}} - W_{\text{neto por ciclo}} = 0$$

$$\Rightarrow Q_{\text{neto por ciclo}} = W_{\text{neto por ciclo}}$$

Es decir, si el sistema realiza una cantidad neta de trabajo durante un ciclo, deberá haber entrado en el sistema una cantidad igual de energía como calor.

Podemos describir un proceso cíclico como un conjunto de procesos

$$Q_{\text{Neto por ciclo}} = \sum Q_{\text{de cada proceso}} \text{ y } W_{\text{neto por ciclo}} = \sum W_{\text{de cada proceso}}$$

Gráficamente $W_{\text{neto por ciclo}}$ es representado por el área encerrada por los procesos del ciclo termodinámico.

Como hay procesos donde el sistema absorbe calor ($Q > 0$) y otros procesos donde cede calor ($Q < 0$), entonces

$$Q_{\text{Neto por ciclo}} = Q_{\text{absorbido por ciclo}} + Q_{\text{cedido por ciclo}}$$

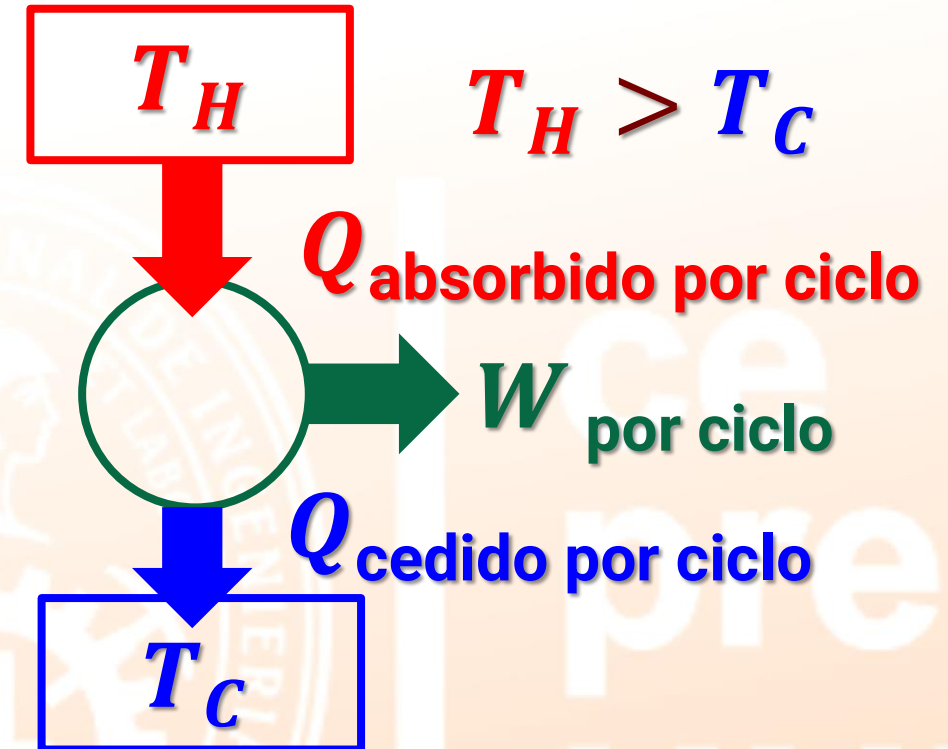
$$\text{donde } Q_{\text{cedido por ciclo}} = \sum Q_{\text{negativo}} < 0 \text{ y } Q_{\text{absorbido por ciclo}} = \sum Q_{\text{positivo}} > 0$$

$$Q_{\text{Neto por ciclo}} = Q_{\text{absorbido por ciclo}} + Q_{\text{cedido por ciclo}} = W_{\text{neto por ciclo}}$$

$$W_{\text{Neto por ciclo}} = Q_{\text{absorbido por ciclo}} - |Q_{\text{cedido por ciclo}}|$$

MÁQUINA TÉRMICA

Dispositivo que transforma parcialmente el calor absorbido por cada proceso cíclico completado en trabajo. Este dispositivo se coloca entre 2 focos térmicos de modo que el calor es absorbido por una sustancia que realiza un ciclo termodinámico. El trabajo que la sustancia desarrolla por ciclo es el que termina entregando la máquina.

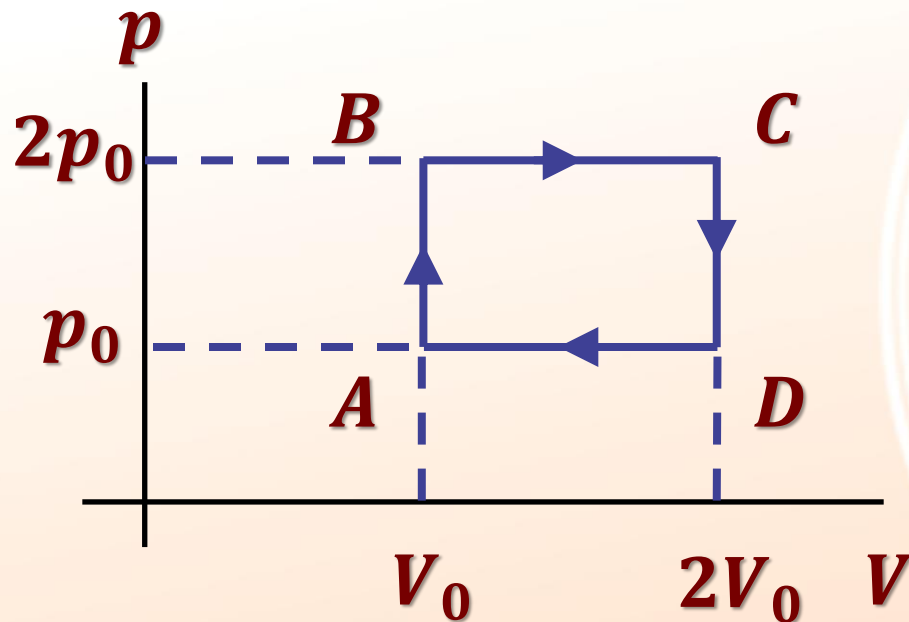


$$Q_{\text{absorbido por ciclo}} = W_{\text{por ciclo}} + |Q_{\text{cedido por ciclo}}|$$

Eficiencia

Fracción o porcentaje del calor absorbido por ciclo que se transforma en trabajo.

$$\varepsilon = \frac{W_{\text{por ciclo}}}{Q_{\text{absorbido por ciclo}}} = 1 - \frac{|Q_{\text{cedido por ciclo}}|}{Q_{\text{absorbido por ciclo}}}$$

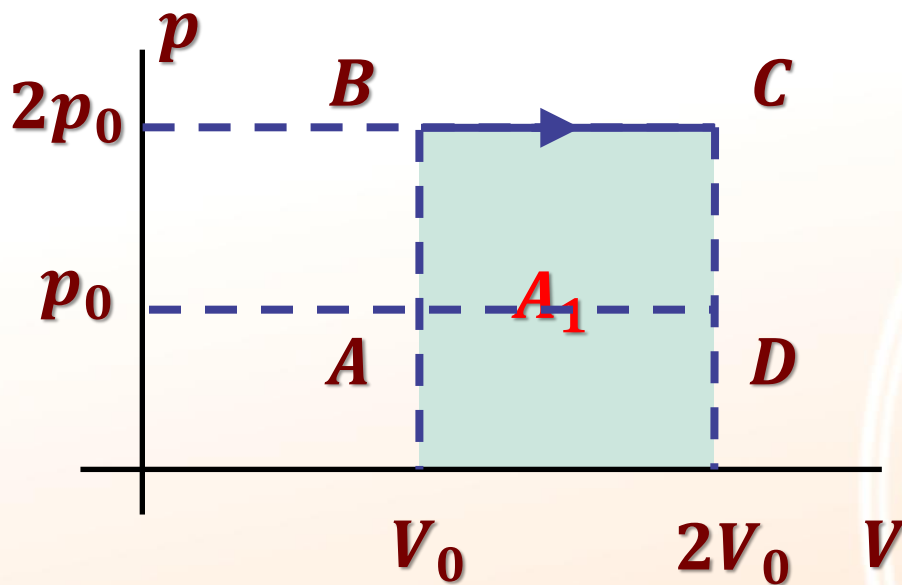


Calculemos la eficiencia de la máquina térmica que realiza el ciclo termodinámico *ABCD*

Considerando como sustancia de trabajo un gas ideal monoatómico, aplicaremos la Primera Ley de la Termodinámica en cada proceso

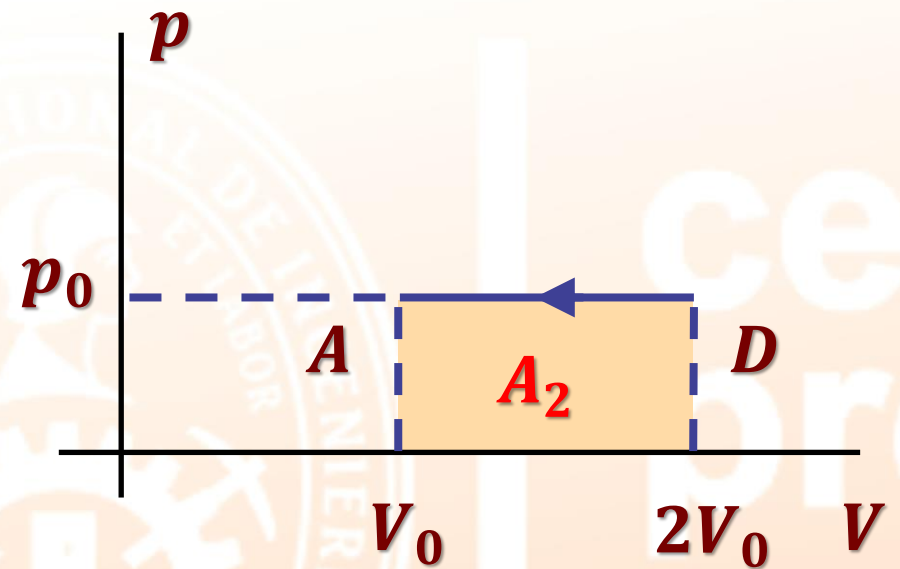
$$Q_{AB} = \cancel{W_{AB}} + \Delta U_{AB} = \frac{3}{2}(p_B V_B - p_A V_A) = \frac{3}{2}p_0 V_0$$

$$Q_{CD} = \cancel{W_{CD}} + \Delta U_{CD} = \frac{3}{2}(p_D V_D - p_C V_C) = -3p_0 V_0$$



$$W_{BC} = 2p_0 V_0 = +A_1$$

$$\Delta U_{BC} = 3p_0 V_0 \quad Q_{BC} = 5p_0 V_0$$



$$W_{DA} = -p_0 V_0 = -A_2$$

$$\Delta U_{DA} = -\frac{3}{2}p_0 V_0 \quad Q_{DA} = -\frac{5}{2}p_0 V_0$$

Proceso	W	ΔU	Q
AB	0	$3p_0V_0/2$	$3p_0V_0/2$
BC	$A_1 = 2p_0V_0$	$3p_0V_0$	$5p_0V_0$
CD	0	$-3p_0V_0$	$-3p_0V_0$
DA	$-A_2 = -p_0V_0$	$-3p_0V_0/2$	$-5p_0V_0/2$

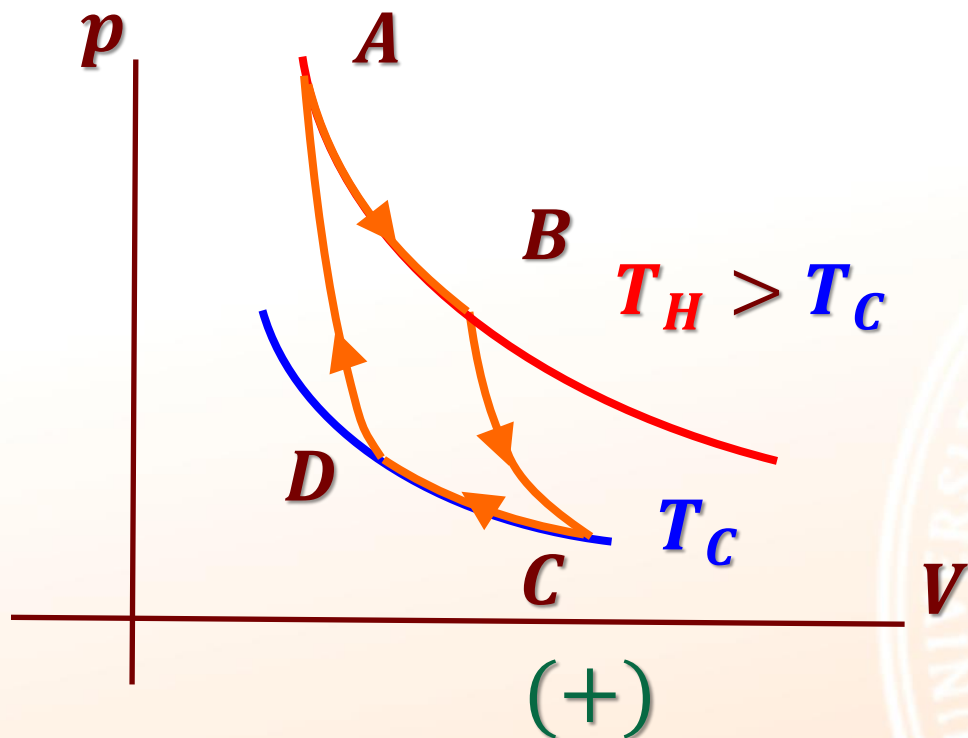
$$Q_{\text{absorbido por ciclo}} = \sum Q(+) = \frac{13}{2} p_0 V_0 \quad Q_{\text{cedido por ciclo}} = \sum Q(-) = -\frac{11}{2} p_0 V_0$$

$W_{\text{por ciclo}} = \sum W = p_0 V_0 = A_1 - A_2$ representa el área encerrada por los procesos del ciclo termodinámico

$$\varepsilon_{\text{ciclo ABCDA}} = 1 - \frac{|Q_{\text{cedido por ciclo}}|}{Q_{\text{absorbido por ciclo}}} = 1 - \frac{\frac{11}{2} p_0 V_0}{\frac{13}{2} p_0 V_0} = \frac{2}{13}$$

CICLO DE CARNOT

Ciclo termodinámico de mayor eficiencia.



AB: expansión isotérmica

BC: expansión adiabática

CD: compresión isotérmica

DA: compresión adiabática

$$Q_{BC} = Q_{DA} = 0$$

$$Q_{AB} = W_{AB} + \cancel{\Delta U_{AB}} \quad (+)$$

$$nRT_H \ln \left(\frac{V_B}{V_A} \right) = Q_{\text{absorbido por ciclo}}$$

$$Q_{CD} = W_{CD} + \cancel{\Delta U_{CD}} \quad (-)$$

$$nRT_C \ln \left(\frac{V_D}{V_C} \right) = Q_{\text{cedido por ciclo}}$$

En los procesos adiabáticos BC y DA se cumple que:

$$\frac{T_B V_B^{\gamma-1}}{T_A V_A^{\gamma-1}} = \frac{T_C V_C^{\gamma-1}}{T_D V_D^{\gamma-1}}$$

Como los procesos AB
y CD son isotérmicos

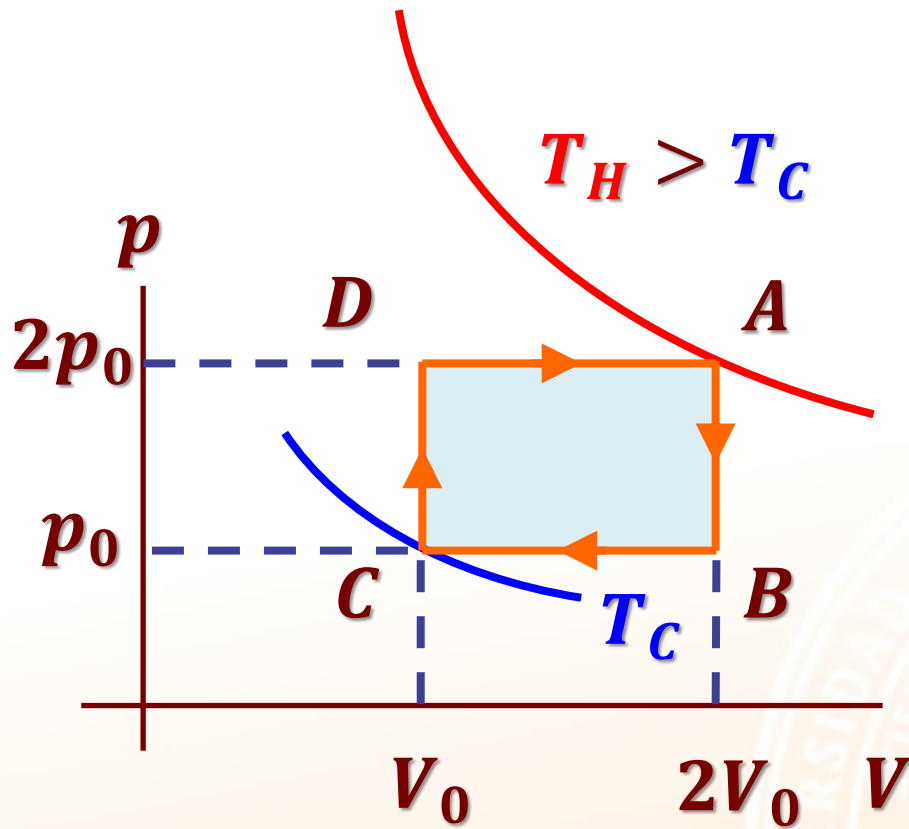
$$\Rightarrow \frac{V_B}{V_A} = \frac{V_C}{V_D}$$

Calculando la eficiencia del ciclo de Carnot:

$$\varepsilon_{\text{Carnot}} = 1 - \frac{|Q_{\text{cedido por ciclo}}|}{Q_{\text{absorbido por ciclo}}} = 1 - \frac{nRT_C \left| \ln \left(\frac{V_D}{V_C} \right) \right|}{nRT_H \ln \left(\frac{V_B}{V_A} \right)}$$

Como $\frac{V_B}{V_A} = \frac{V_C}{V_D} > 1 \Rightarrow \left| \ln \left(\frac{V_D}{V_C} \right) \right| = \left| -\ln \left(\frac{V_C}{V_D} \right) \right| = \left| \ln \left(\frac{V_B}{V_A} \right) \right| = \ln \left(\frac{V_B}{V_A} \right)$

$$\varepsilon_{\text{Carnot}} = 1 - \frac{T_C}{T_H}$$



$$p_C V_C = nRT_C = p_0 V_0$$

$$p_A V_A = nRT_H = 4p_0 V_0$$

$$\frac{T_C}{T_H} = \frac{1}{4}$$

$$\epsilon_{\text{Carnot}} = 1 - \frac{T_C}{T_H} = \frac{3}{4}$$

Con los datos calculados en el ejemplo anterior $\frac{\epsilon_{\text{ciclo } ABCDA}}{2} =$

$\epsilon_{\text{ciclo } ABCDA} < \epsilon_{\text{Carnot}}$ siempre que las temperaturas máxima y mínima sean las mismas para ambos ciclos

SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

Esta indica la imposibilidad de que una máquina térmica transforme todo el calor absorbido por ciclo en trabajo.

W por ciclo

$< Q$ absorbido por ciclo

Tomando en cuenta que el ciclo de Carnot es el más eficiente:

$$\frac{W \text{ por ciclo}}{Q \text{ absorbido por ciclo}} = \epsilon_{\text{ciclo}} \leq \epsilon_{\text{Carnot}} < 1$$

Ni siquiera el ciclo de Carnot, que es el más eficiente, puede llegar al 100% de eficiencia.