

UNITEC^{MR}

Universidad Tecnológica de México

piensa **actúa** avanza

PROCESOS DE TERMODINÁMICA (IM8601)

**CLASE 14: Ciclos termodinámicos ideales
en motores de combustión interna**

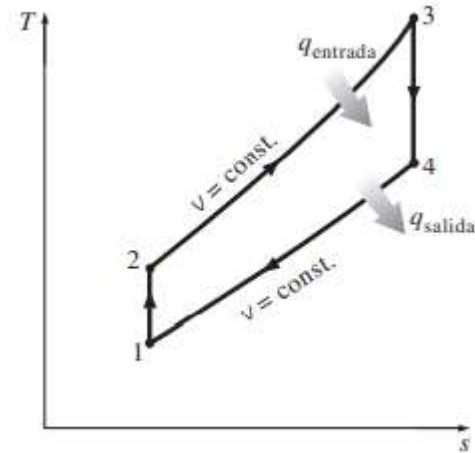
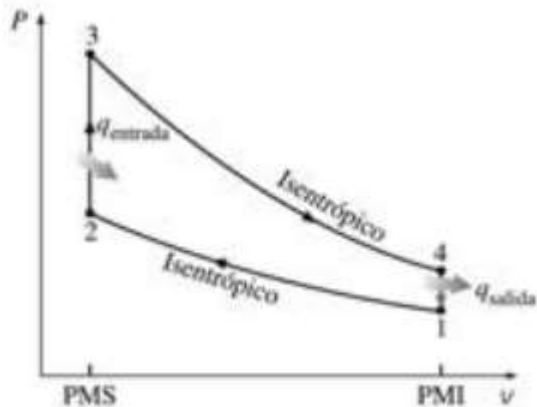
CICLO ESCOLAR: 22-2

DOCENTE: M. en I. José Ulises Cedillo Rangel

Ciclos termodinámicos ideales

El análisis termodinámico de los ciclos reales de cuatro y dos tiempos antes descritos no es una tarea simple. Sin embargo, el análisis puede simplificarse de manera significativa si se utilizan las suposiciones de aire estándar, ya que el ciclo que resulta y que es parecido a las condiciones de operación reales es el ciclo de Otto ideal, el cual se compone de cuatro procesos reversibles internamente:

- 1-2 Compresión isentrópica
- 2-3 Adición de calor a volumen constante
- 3-4 Expansión isentrópica
- 4-1 Rechazo de calor a volumen constante



Ciclos termodinámicos ideales

El ciclo de Otto se ejecuta en un sistema cerrado, y sin tomar en cuenta los cambios en las energías cinética y potencial, el balance de energía para cualquiera de los procesos se expresa, por unidad de masa, como:

$$(q_{\text{entrada}} - q_{\text{salida}}) + (w_{\text{entrada}} - w_{\text{salida}}) = \Delta u \quad (\text{kJ/kg})$$

No hay trabajo involucrado durante los dos procesos de transferencia de calor porque ambos toman lugar a volumen constante. Por lo tanto, la transferencia de calor hacia y desde el fluido de trabajo puede expresarse como:

$$q_{\text{entrada}} = u_3 - u_2 = c_v(T_3 - T_2)$$

$$q_{\text{salida}} = u_4 - u_1 = c_v(T_4 - T_1)$$

Entonces, la eficiencia térmica del ciclo de Otto ideal supuesto para el aire estándar frío es

$$\eta_{\text{térr, Otto}} = \frac{w_{\text{neto}}}{q_{\text{entrada}}} = 1 - \frac{q_{\text{salida}}}{q_{\text{entrada}}} = 1 - \frac{T_4 - T_1}{T_3 - T_2} = 1 - \frac{T_1(T_4/T_1 - 1)}{T_2(T_3/T_2 - 1)}$$

Ciclos termodinámicos ideales

Los procesos 1-2 y 3-4 son isoentrópicos, y $v_2 = v_3$ y $v_4 = v_1$. Por lo tanto:

$$\frac{T_1}{T_2} = \left(\frac{v_2}{v_1} \right)^{k-1} = \left(\frac{v_3}{v_4} \right)^{k-1} = \frac{T_4}{T_3}$$

Sustituyendo estas ecuaciones en la relación de la eficiencia térmica y simplificando, se obtiene:

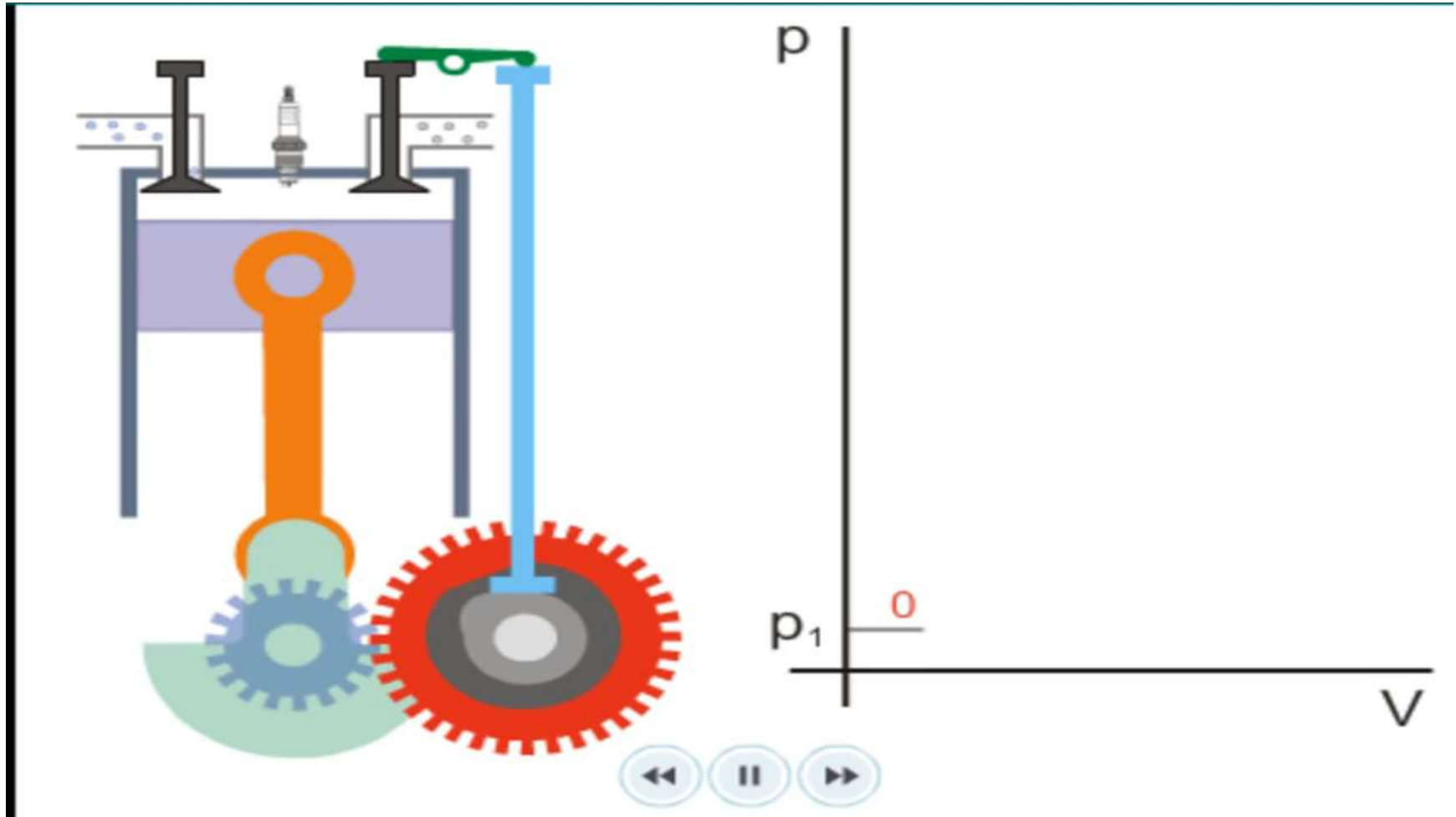
$$\eta_{\text{térm, Otto}} = 1 - \frac{1}{r^{k-1}}$$

Donde:

$$r = \frac{v_{\text{máx}}}{v_{\text{mín}}} = \frac{v_1}{v_2} = \frac{v_1}{v_2}$$

que es la relación de compresión, y k es la relación de calores específicos C_p / C_v .

Ciclos termodinámicos ideales



<https://youtu.be/u7geC32XZrY> ciclo otto. motor 4:54

Ciclos termodinámicos ideales



<https://youtu.be/XvJl4ASmoA>

CICLO TEÓRICO MOTOR OTTO 4 TIEMPOS - MECÁNICA AUTOMOTRIZ 12:35

Ciclos termodinámicos ideales

Estado de un sistema

La caracterización de un sistema termodinámico implica el establecer las variables o propiedades termodinámicas que influyen en él, ello es importante ya que su cuantificación macroscópica sirve para medir su energía y el estado del sistema.

Las principales variables termodinámicas usadas para lograr este objetivo son el número de moles (n), la presión (p), el volumen (V) y la temperatura termodinámica (T). Recordando la ecuación de los gases ideales:

$$pV = nRT$$

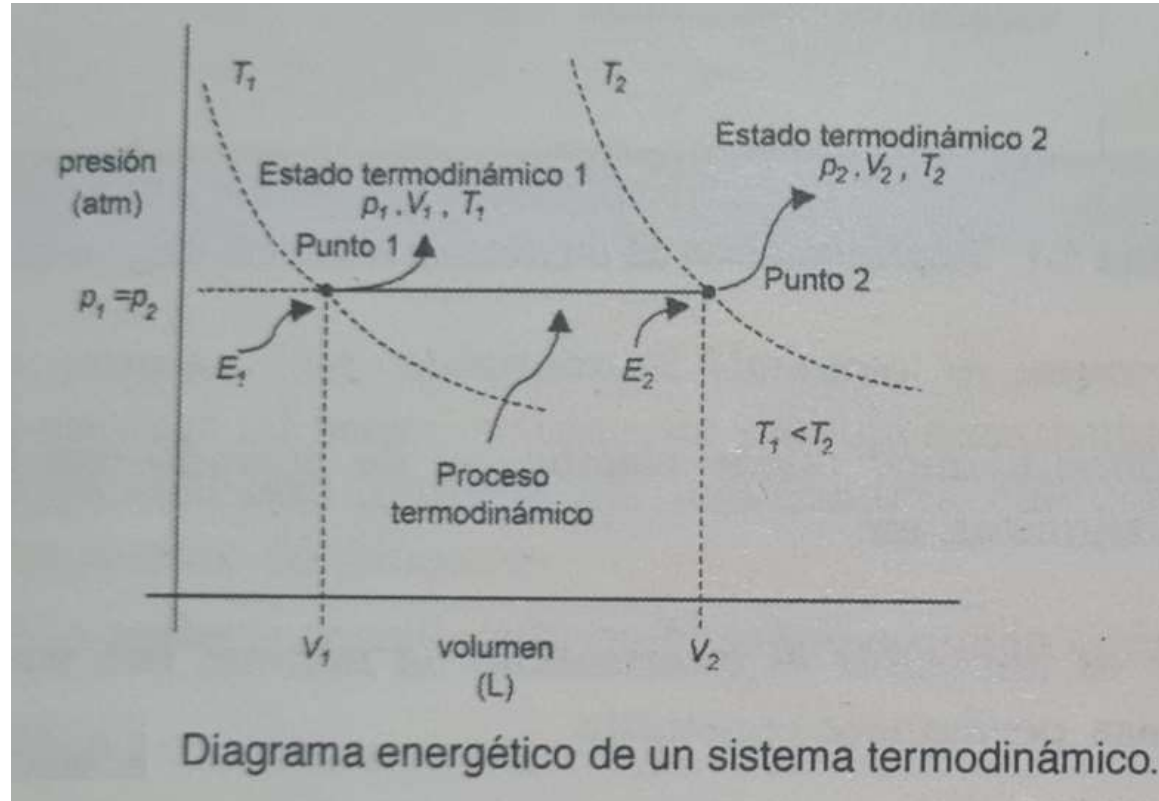
el producto pV resulta con unidades relacionadas a la energía ya que:

$$(\text{atm})(\text{L}) = 22.24 \text{ cal} = 101.3 \text{ joules}$$

por esta razón en la descripción energética del sistema, frecuentemente se utiliza un diagrama del o los procesos termodinámicos efectuados.

Ciclos termodinámicos ideales

Los valores de las coordenadas de las variables termodinámicas (p_1, V_1, T_1) y (p_2, V_2, T_2), son definidas para las isothermas en cada punto T_1 y T_2 , si los procesos corresponden a una compresión ($V_2 < V_1$), o una expansión ($V_2 > V_1$), además queda descrito el estado inicial y final del proceso (Punto 1, Punto 2), todo ello en el diagrama presión contra volumen o estado energético del proceso termodinámico que se aprecia en el siguiente diagrama:



Ciclos termodinámicos ideales

Debe mencionarse que cuando un sistema es afectado por sus alrededores y la interacción tiene como consecuencia un cambio en el estado del sistema, se ha efectuado un proceso.

Al definir el concepto de función de estado termodinámico se consideran dos ideas:

- A cada punto del proceso le corresponde un valor determinado de presión, volumen, temperatura y energía; son las llamadas propiedades puntuales.
- El cálculo de cada una de estas variables de estado está definido solo considerando las condiciones finales (x_2) e iniciales (x_1) del proceso: $\Delta x_{\text{total}} = x_2 - x_1$; esta expresión es uno de los más importantes términos para calcular el valor de las funciones de estado presión, volumen, temperatura, energía y entalpía, y no así para el calor y trabajo.

Tipos de procesos termodinámicos

Como ya se mencionó anteriormente, el producto pV es una expresión energética, si ahora se tiene la ecuación:

$$pV^n$$

donde n indica el proceso típico efectuado, se tiene la siguiente tabla:

Ciclos termodinámicos ideales

TIPO DE PROCESO	FUNCIÓN TERMODINÁMICA CARACTERÍSTICA	VALOR DE n	EXPRESIÓN OBTENIDA
Isobárico	$p = \text{constante}$	0	$pV^0 = p$
Isotérmico	$T = \text{constante}$	1	$pV^1 = pV$
Isicórico	$V = \text{constante}$	∞	$pV^\infty = p$
Adiabático	$S = \text{constante con } Q = 0$	γ	$pV^\gamma = pV^\gamma$

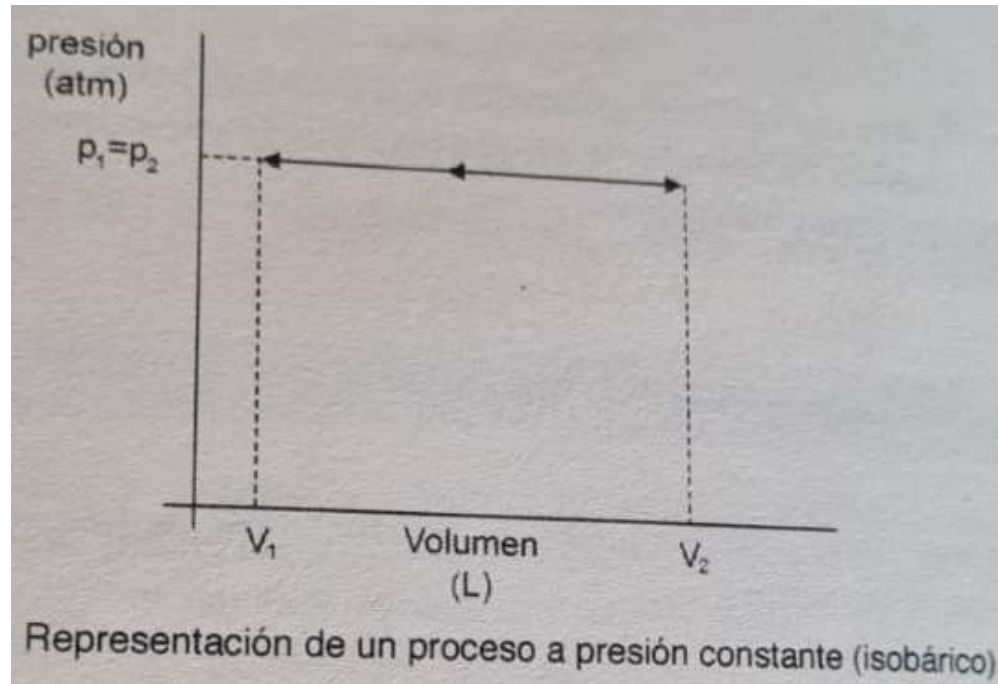
Ciclos termodinámicos ideales

Proceso isobárico

Para este tipo de proceso la presión p permanece constante, la relación involucrada es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

La cual se conoce como *Ley de Charles* ($T \propto V$) y se representa con el diagrama:



Ciclos termodinámicos ideales

Proceso isobárico

El calor Q_p se relaciona con la función de estado denominada entalpía ΔH , derivada de la siguiente relación :

$$\Delta E = Q + W$$

$$Q_P = \Delta E - W$$

$$Q_P = (E_2 - E_1) + p\Delta V$$

$$Q_P = (E_2 + pV_2) - (E_1 + pV_1)$$

Al revisar esta expresión existen condiciones iniciales $E_1 + pV_1(H_1)$ y condiciones finales $E_2 + pV_2(H_2)$, que están relacionados con la evaluación de ΔH :

$$Q_P = \Delta E - W = \Delta H$$

Otras relaciones importantes para el proceso isobárico son:

$$W = p (V_2 - V_1)$$

$$\Delta E = nC_V (T_2 - T_1)$$

$$W = nR (T_2 - T_1)$$

$$\Delta H = nC_P (T_2 - T_1)$$

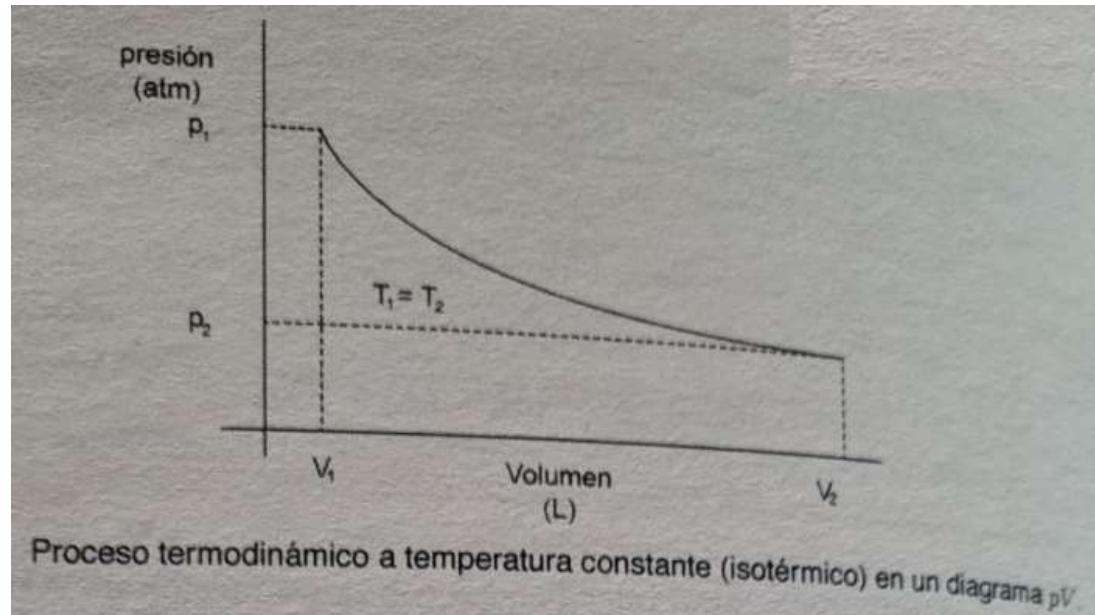
Ciclos termodinámicos ideales

Proceso isotérmico

Es el proceso donde la temperatura inicial y la final son iguales; esto lo podemos traducir a la siguiente relación:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

Esta expresión se conoce como la Ley de Boyle en donde $p \propto 1/V$, este comportamiento se ilustra en la siguiente figura:



Ciclos termodinámicos ideales

Proceso isotérmico

$$Q = \Delta E + W$$

$$T_1 = T_2$$

$$\Delta E = nC_V(T_2 - T_1) = 0$$

$$\Delta H = nC_P(T_2 - T_1) = 0$$

$$W = Q$$

$$W = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$

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

$$W = \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} dV = nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{1}{V} dV$$

$$W = nRT \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) = nRT \ln \left(\frac{p_1}{p_2} \right)$$

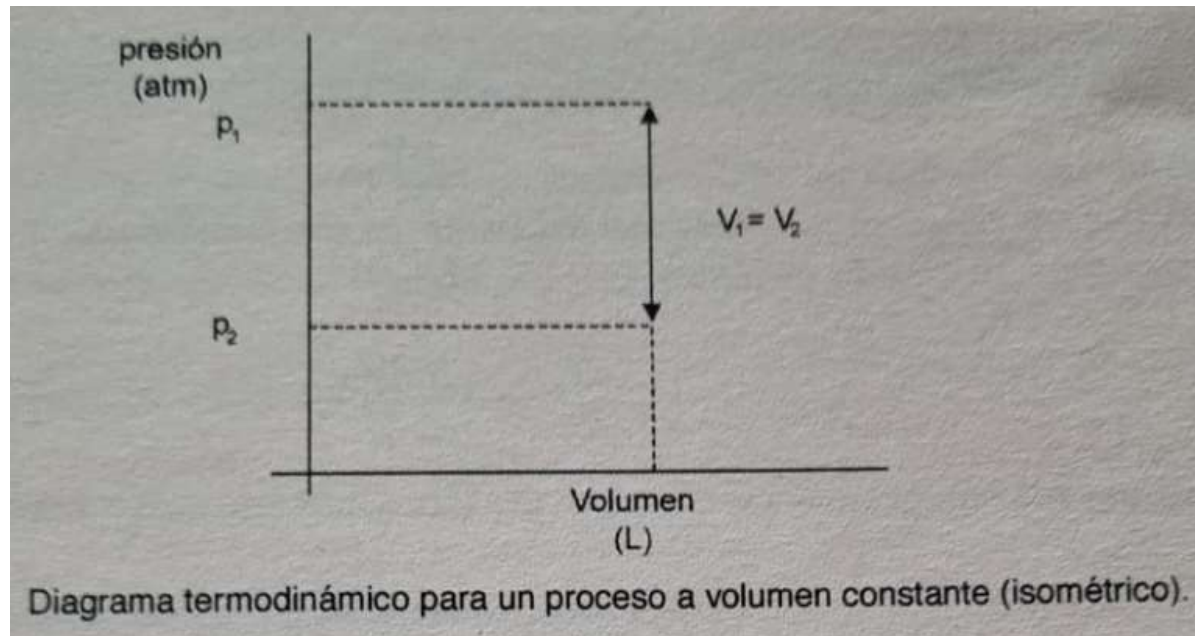
Ciclos termodinámicos ideales

Proceso isocórico

Todo proceso en donde no hay un cambio de volumen ($V = \text{cte}$), se le conoce como proceso isométrico o isocórico, el cual está regido por:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Esta ecuación se conoce como Ley Gay – Lussac, lo cual se representa en el siguiente diagrama:



Ciclos termodinámicos ideales

Proceso isocórico

$$Q = \Delta E + W$$

$$W = 0$$

$$Q = \Delta E$$

$$\Delta E = nC_V(T_2 - T_1)$$

$$\Delta H = nC_P(T_2 - T_1)$$

Ciclos termodinámicos ideales

Proceso adiabático

Al no haber transferencia de calor en el sistema, se efectúa una reducción de la energía interna, a consecuencia del trabajo realizado, con la consiguiente reducción de la temperatura, lo que provoca un enfriamiento del gas; además existe la relación C_p/C_v que se conoce como coeficiente del proceso adiabático ($Q = 0$).

Partiendo de este hecho y aplicando la Primera Ley de la Termodinámica se tiene:

$$\Delta E_{interna} = W$$

Como $W = -pdV$, y sustituyendo la presión en la relación del gas ideal

$$\Delta E_{interna} = -pdV$$

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

y sabiendo que:

$$\Delta E = nC_v dT$$

Ciclos termodinámicos ideales

Proceso adiabático

Se obtiene:

$$nC_V dT = \frac{nRT}{V} dV$$

Eliminando y asociando términos :

$$\frac{dT}{T} = - \frac{R}{C_V} \frac{dV}{V}$$

Realizando las operaciones:

$$\int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} = - \frac{R}{C_V} \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$$

Se obtienen las siguientes relaciones:

$$p_1 V_1^\gamma = p_2 V_2^\gamma$$

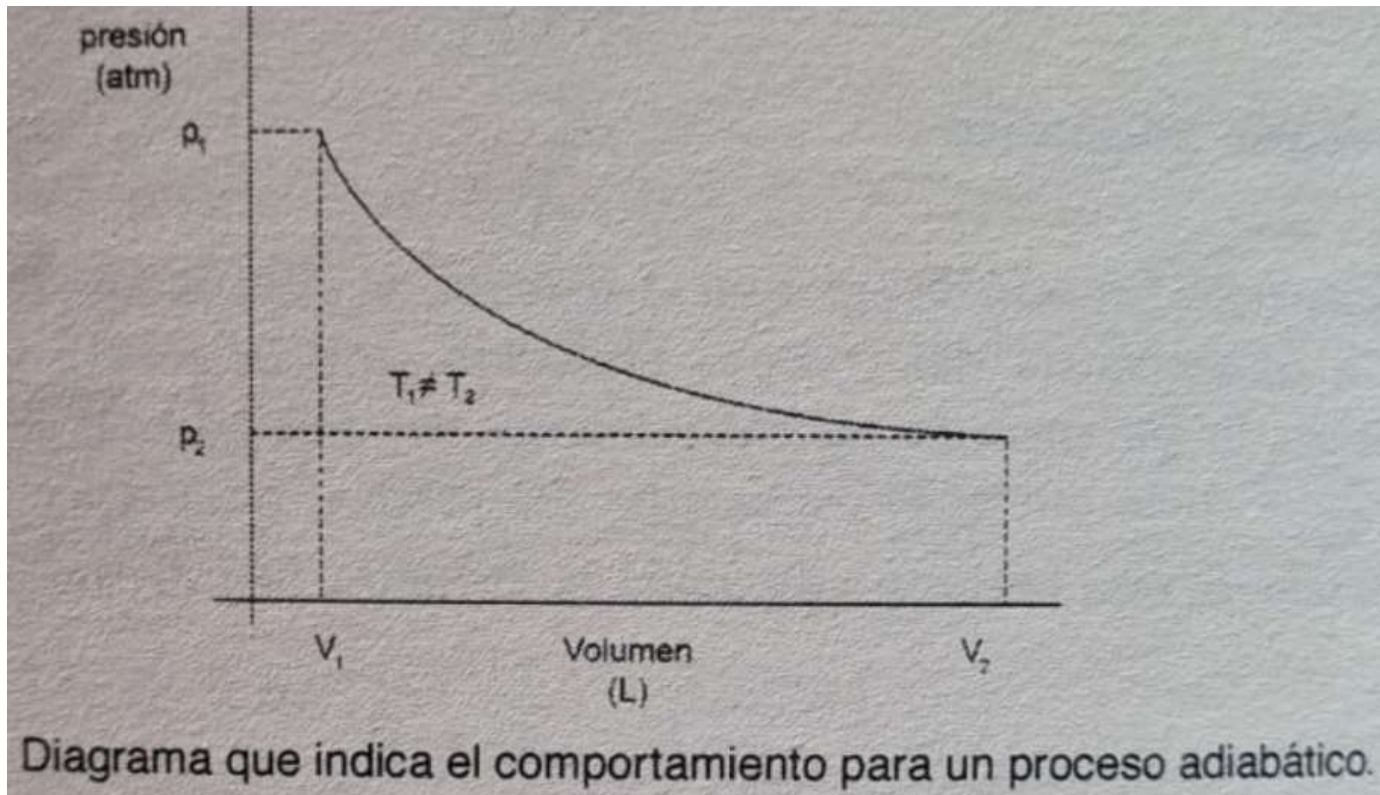
$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma-1}$$

$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{P_2}{P_1} \right)^{\frac{(\gamma-1)}{\gamma}}$$

Ciclos termodinámicos ideales

Proceso adiabático

Las relaciones antes descritas se pueden representar en el siguiente diagrama:



$$Q = 0$$

$$T_2 \neq T_1$$

$$\Delta E = nC_V(T_2 - T_1)$$

$$\Delta H = nC_P(T_2 - T_1)$$

$$W = Q - \Delta E$$

$$W = -\Delta E$$

Ciclos termodinámicos ideales

Análisis de ciclos termodinámicos

Durante un ciclo termodinámico el sistema ha efectuado un trabajo, que ha de ser proporcionado por los alrededores en forma de transferencia de calor; para preservar el principio de conservación de la energía, $W = Q$, se tiene, si:

- La transformación no es cíclica $\Delta E \neq 0$
- No se realiza trabajo mecánico $\Delta E = Q$
- El sistema está aislado térmicamente $\Delta E = -W$
- El sistema realiza trabajo, E disminuye
- Se realiza trabajo sobre el sistema, E aumenta
- El sistema absorbe calor al ponerlo en contacto térmico con un foco a temperatura superior, E aumenta
- El sistema cede calor al ponerlo en contacto térmico con un foco a temperatura inferior, E disminuye

Todos estos casos se pueden resumir en una única ecuación que describe la conservación de la energía del sistema:

$$\Delta E = Q + W$$

Si el estado inicial y final están muy próximos entre sí, el primer principio se describe:

$$dE = dQ - pdV$$

UNITEC^{MR}

Universidad Tecnológica de México

piensa **actúa** avanza