

# PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA





# Primera Ley de la Termodinámica

La primera ley de la termodinámica es un principio que refleja la *CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA*

El cambio de energía de un sistema es igual a la suma de todas las transferencias de energía a través de la frontera, por tanto la energía total del universo se mantiene constante, no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

La cantidad de **Energía Interna** que posee un sistema está determinada por el estado en el que se encuentra el sistema. Entonces, si pasa de un estado a otro diferente, su energía interna cambia y esto se debe al calor y al trabajo intercambiados con su entorno.



La formulación matemática de la Primera Ley de la Termodinámica es:

$$\Delta U = Q - W$$

donde:

$\Delta U$  es la variación de energía del sistema

$Q$  es el calor intercambiado por el sistema a través de las paredes

$W$  es el trabajo intercambiado por el sistema con sus alrededores.



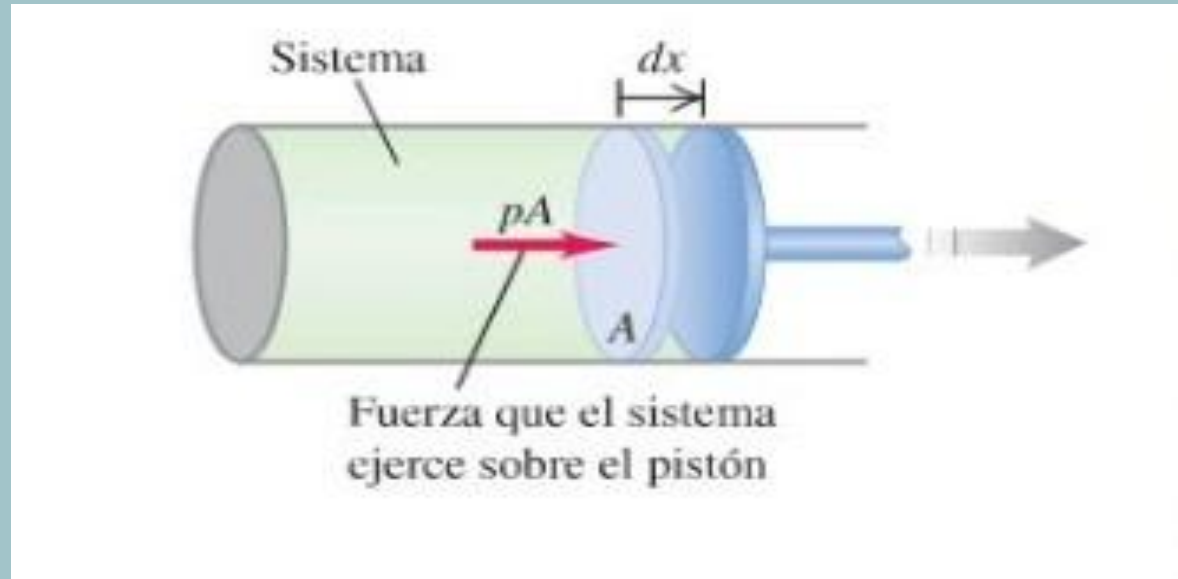
## Convención de signos:

- Q Positivo (+): Calor que entra al sistema
- Q Negativo (-): Calor que sale del sistema
  
- W Positivo (+): Trabajo que el sistema hace hacia el entorno (expansión)
- W Negativo (-): que recibe el sistema (compresión)

**Recordar: El signo tiene que reflejar el aumento o disminución de la energía interna.**

# Trabajo en procesos termodinámicos

Trabajo realizado por un gas:



$$dW = F dx = pA dx$$

Pero

$$A dx = dV$$

donde  $dV$  es el cambio infinitesimal de volumen del sistema. Así, podemos expresar el trabajo efectuado por el sistema en este cambio infinitesimal de volumen como

$$dW = p dV \quad (19.1)$$

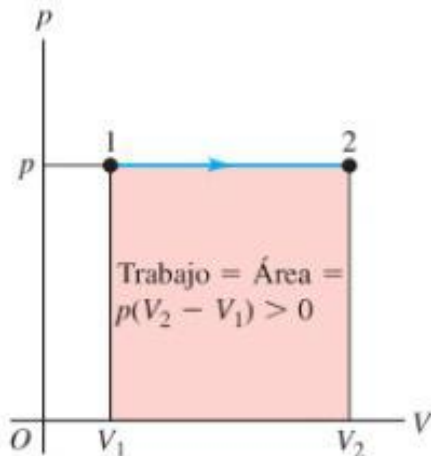
En un cambio finito de volumen de  $V_1$  a  $V_2$ ,

$$W = \int_{V_1}^{V_2} p dV \quad (\text{trabajo efectuado en un cambio de volumen}) \quad (19.2)$$

## Proceso Isobárico ( $P = \text{cte}$ )

Si la presión  $p$  permanece constante mientras el volumen cambia de  $V_1$  a  $V_2$  (figura 19.6c), el trabajo efectuado por el sistema es

$$W = p(V_2 - V_1) \quad (\text{trabajo efectuado en un cambio de volumen a presión constante}) \quad (19.3)$$

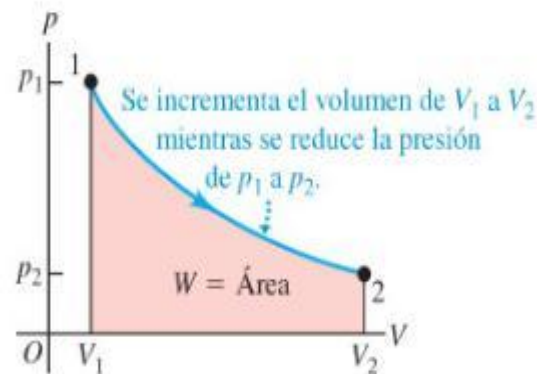


## Proceso Isotérmico ( $T = \text{cte}$ )

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

Sustituimos esto en la integral de la ecuación (19.2), sacamos las constantes  $n$ ,  $R$  y  $T$ , y evaluamos la integral:

$$\begin{aligned} W &= \int_{V_1}^{V_2} p \, dV \\ &= nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = nRT \ln \frac{V_2}{V_1} \quad (\text{gas ideal, proceso isotérmico}) \end{aligned}$$







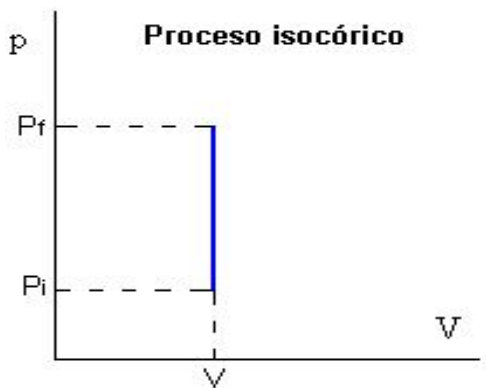
## Proceso Isocórico ( $V = \text{cte}$ )

Cuando el Volumen de gas no cambia, el sistema no realiza ni recibe trabajo porque no hay desplazamiento:

$$dV=0$$



$$W=0$$



*Área debajo de la gráfica = 0*



# Aplicaciones de la Primera Ley de la Termodinámica

Proceso isobárico:  $P = \text{cte}$

$$\Delta U = Q - W$$

$$W = P.\Delta V$$

$$Q = n.C_p.\Delta T$$

Proceso isocórico:  $V = \text{cte}$

$$\Delta U = Q$$

$$W = 0$$

$$Q = n.C_v.\Delta T$$



Proceso isotérmico:  $T = \text{cte}$

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

$$W = n.R.T.Ln(V_2/V_1)$$

$$Q = n.R.T.Ln(V_2/V_1)$$

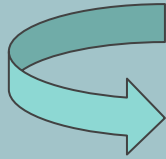
Proceso Adiabático:  $Q = 0$

$$\Delta U = - W$$

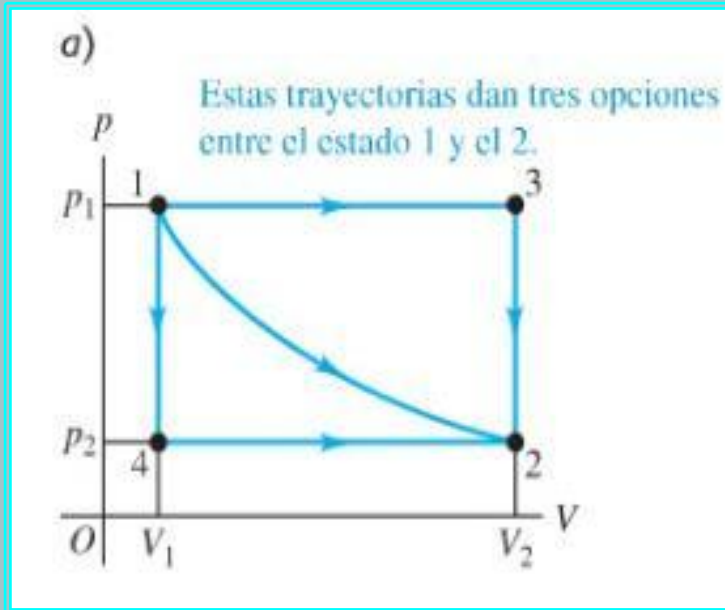
$$W = (P_2 V_2 - P_1 V_1)/(1-\gamma)$$

$$Q = 0$$

Trabajo y Calor son variables de PROCESO



Dependen de la trayectoria seguida



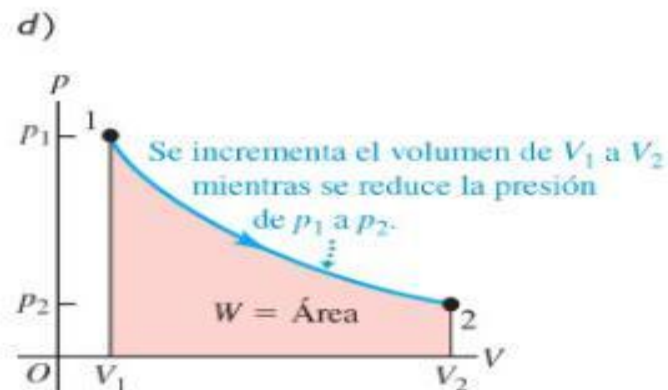
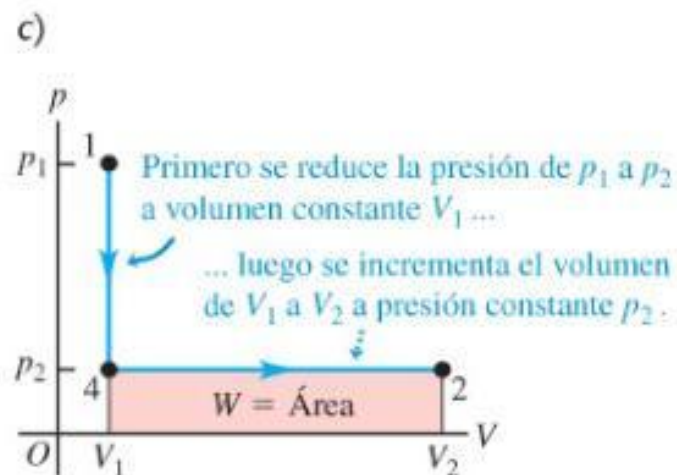
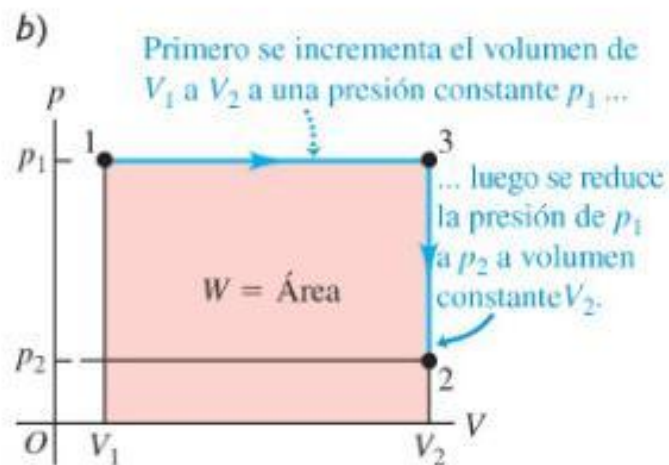
$1 \rightarrow 3$  : Transformación isobárica

$3 \rightarrow 2$  : Transformación isocórica

$1 \rightarrow 4$  : Transformación isocórica

$4 \rightarrow 2$  : Transformación isobárica

$1 \rightarrow 2$  : Transformación isotérmica

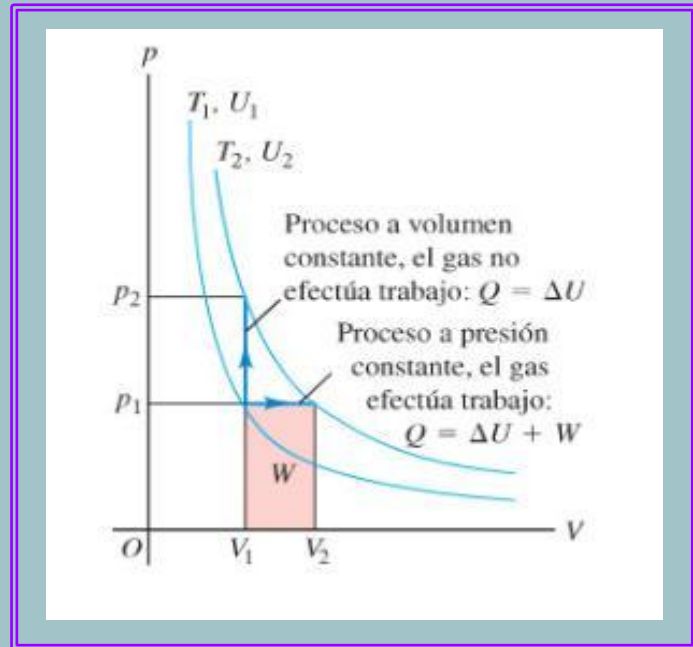


# Calor específico molar de un gas ideal: $C_p$ y $C_v$

La temperatura de un gas se modifica a través de trayectorias diferentes.

- 1)  $T_1 \rightarrow T_2$  a Volumen cte
- 2)  $T_1 \rightarrow T_2$  a Presión cte

En  $T_1$ , la energía interna vale  $U_1$ , y en  $T_2$ , la energía interna es  $U_2$ , entonces **por cualquiera de los dos caminos, la variación de energía es la misma.**



## Gas ideal monoatómico:

$$U = E_c \text{ traslacional total} = \frac{3}{2} \cdot N \cdot K_B \cdot T = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot T$$

(Teoría cinética de los gases)

Donde:

N: nro de moléculas del gas

$K_B$ : Constante de Boltzman

n: nro de moles de gas

R: Constante universal de los gases

$$N \cdot K_B = n \cdot R$$

$$C_v = \frac{3}{2} \cdot R = 12,5 \text{ J/molK}$$

$$C_p = \frac{5}{2} \cdot R = 20,8 \text{ J/molK}$$

$$\gamma = C_p / C_v = (\frac{5}{2} \cdot R) / (\frac{3}{2} \cdot R)$$

$$\gamma = 5/3$$

$$\gamma = 1,67$$



1) A Volumen constante:  $\Delta U = Q$

( $W = 0$ )

$$\Delta U = n.C_v.\Delta T$$

$$C_v = \Delta U / (n.\Delta T)$$

$$C_v = (3/2.n.R.\Delta T) / (n.\Delta T) \Rightarrow \mathbf{C_v = 3/2.R}$$

2) A Presión constante:  $\Delta U = Q - W$

$$\Delta U = n.C_p.\Delta T - P.\Delta V$$

$$P.\Delta V = n.R.\Delta T$$

$$n.C_v.\Delta T = n.C_p.\Delta T - n.R.\Delta T$$

$$n.C_p.\Delta T - n.C_v.\Delta T = n.R.\Delta T$$

$$C_p - C_v = R$$

$$C_p = R + C_v$$

$$C_p = R + 3/2.R \Rightarrow \mathbf{C_p = 5/2.R}$$