

Gases ideales

IDEAL??? . .
P bajas T altas

Ley de Boyle

$$PV = cte$$

T constante

LEY DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

$$PV = nRT$$

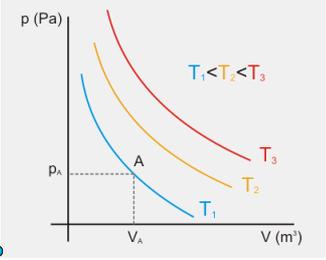
Ley de Gay-Lussac

$$V = V_0 [1 + \beta(T - T_0)]$$

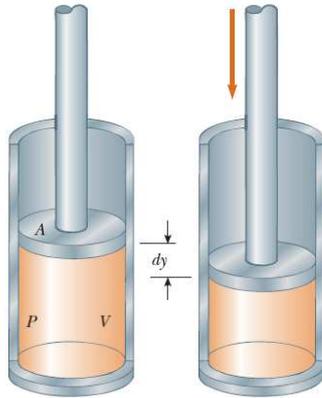
P constante

$R = 8,31 \text{ J/mol K} = 0.082 \text{ atm-l/mol.K}$

¿Cuántos kg de O₂ están contenidos en un depósito de 54lts si la presión es de 141atm y la temp 27°C?



Trabajo realizado sobre un gas



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

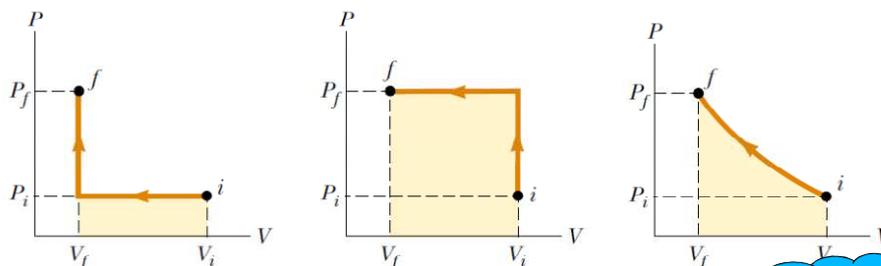
$W > 0$ compresión

$W < 0$ expansión

Trabajo realizado sobre un gas

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

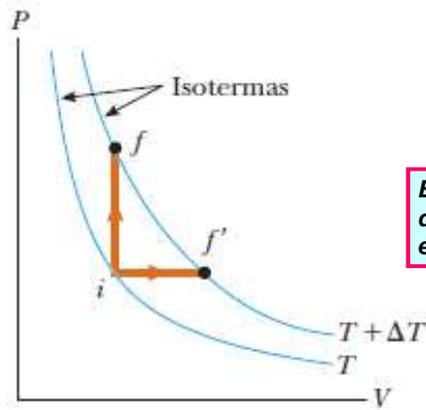
El trabajo se puede ver como el área bajo la curva



El W depende del camino recorrido entre los estados termodinámicos inicial y final.

en un ciclo es cero??

Calor específico molar de los gases ideales



$$Q = n c_p \Delta T \quad \text{presión constante}$$

$$Q = n c_v \Delta T \quad \text{volumen constante}$$

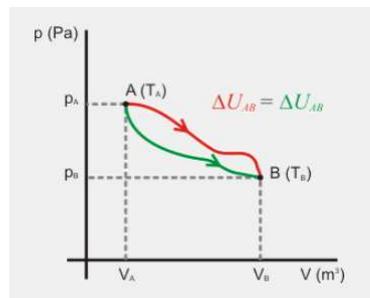
El Q necesario para provocar un ΔT depende del camino recorrido entre los estados termodinámicos inicial y final!!!

$$c_p = c_v + R$$

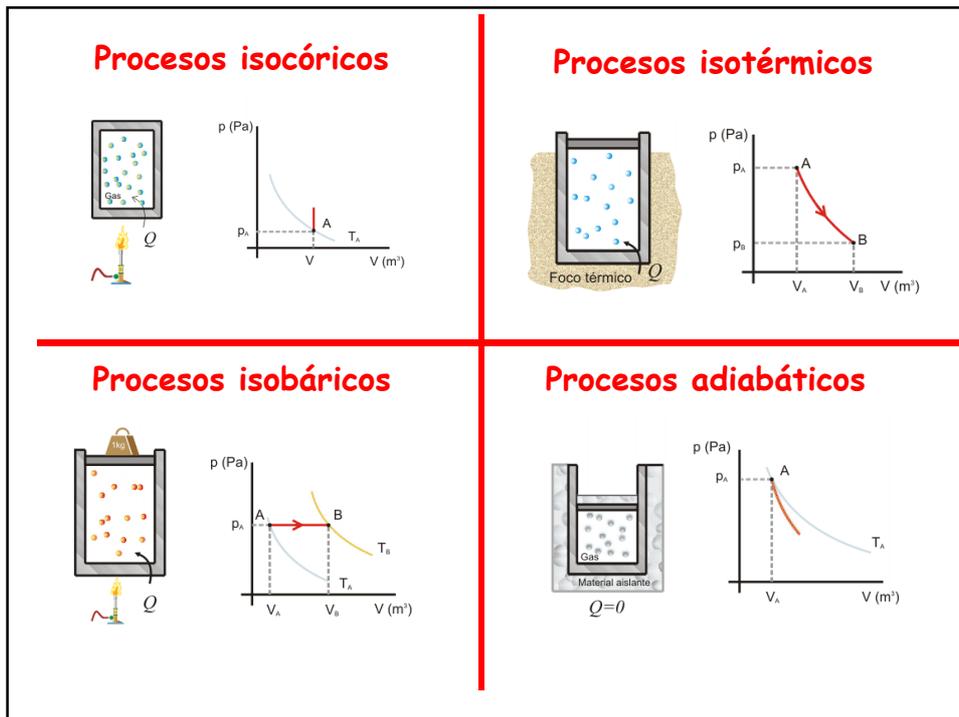
	Monoatómico	Diatómico
C_v	$\frac{3}{2}R$	$\frac{5}{2}R$
C_p	$\frac{5}{2}R$	$\frac{7}{2}R$

Energía Interna de un gas ideal

La energía interna es una magnitud que representa la energía almacenada por un sistema de partículas. Se trata de una función de estado.



Para un gas ideal la energía interna depende exclusivamente de la temperatura, $\Delta U \propto \Delta T$



Primer principio de la Termodinámica

El calor y el trabajo que se realizan sobre el sistema dependen del camino realizado

Se puede comprobar que $Q+W$ es independiente del camino recorrido.

$$\Delta U = Q + W$$

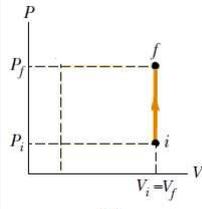
Variación de energía interna del gas

Calor entregado al gas

Trabajo realizado sobre el gas

- Puedo aumentar la U entregándole Q o realizando W sobre el gas.
- Si entrego calor, el gas puede aumentar la U (la T) o realizar un trabajo.

Procesos isocóricos

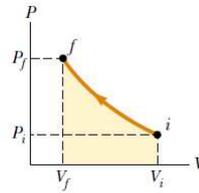


$$\Delta V = 0$$

$$\Delta U = nc_v \Delta T$$

Comodin!

Procesos isotérmicos



$$\Delta T = 0 \quad \Delta U = 0$$

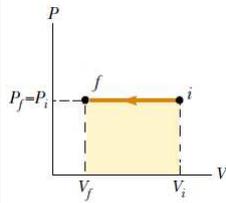
$$PV = cte$$

$$W = -nRT \ln \frac{V_f}{V_i} = -Q$$

Intercambia calor!!

$$\Delta U = Q + W$$

Procesos isobáricos

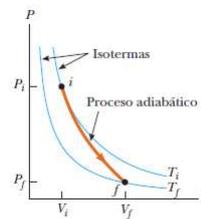


$$\Delta P = 0$$

$$\Delta U = nc_p \Delta T - P \Delta V$$

$$c_p = c_v + R$$

Procesos adiabáticos**

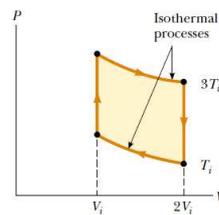


$$dQ = 0$$

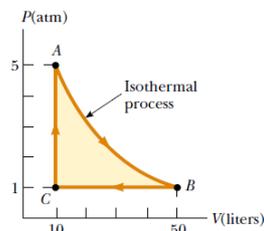
$$PV^\gamma = cte$$

$$\gamma = \frac{c_p}{c_v}$$

Procesos CICLICOS



$$\Delta U = 0$$



Considere helio (gas monoatómico $c_v=3R/2$) en el estado inicial
A: $P_A=10^5$ Pa, $V_A=10^{-2}$ m³ y $T_A=300$ K. Se llevan a cabo las siguientes transformaciones:
A - B: Expansión isoterma siendo $V_B=2 \cdot 10^{-2}$ m³
B - C: Transformación isócora ($V=\text{cte}$) siendo $T_C=189$ °K
C - A: Transformación adiabática, que devuelve al gas a sus condiciones iniciales.

- ✓ Dibujar el ciclo en el diagrama P-V.
- ✓ Determinar el número de moles de helio
- ✓ Realizar una tabla de presiones, temperatura y volúmenes justificando los valores encontrados.
- ✓ Completar una tabla con los valores de trabajo efectuado sobre el gas W , calor absorbido por el gas Q y la variación de energía interna del gas para cada uno de los procesos. Justifique su respuesta.