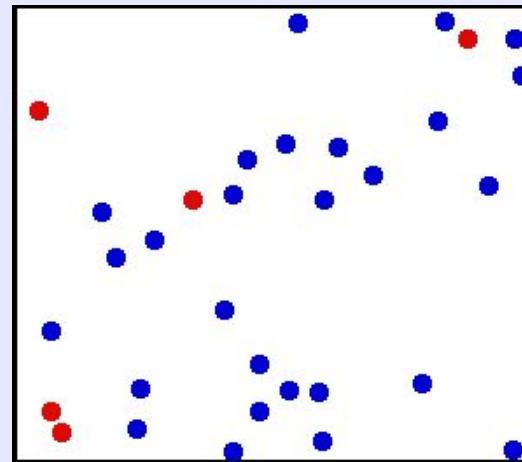


# Física I

## Apuntes de Clase 9 -MII 2024

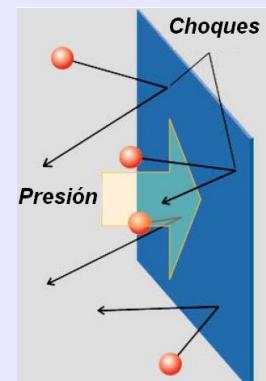
Prof. Susana Conconi

- El concepto de gas ideal
- El Primer principio de la termodinámica aplicado a sistemas que pueden modelarse como gases ideales.
- Ciclos termodinámicos
- Rendimiento de un ciclo termodinámico.



### Modelo del Gas Ideal

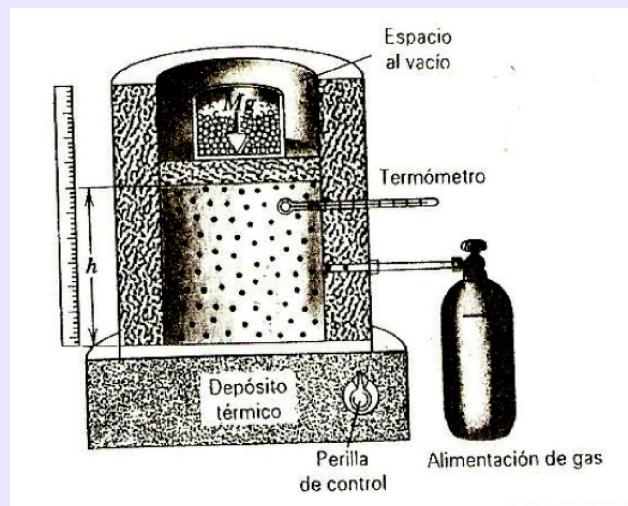
Permite describir un gas real de baja densidad



1. El numero total de moléculas es muy grande, se consideran de volumen despreciable frente al volumen total del gas => masas puntuales
2. Las colisiones de las partículas sobre las paredes del recipiente son elásticas y producen la presión (constante)
3. Las partículas se mueven libremente en el espacio y obedecen las leyes de Newton
4. No existen fuerzas internas (intermoleculares) =>  $E_{p,int}=0$
5. La energía cinética media de las moléculas es proporcional a la temperatura.
6. Se desprecian los efectos de la gravedad sobre cada partícula

### Propiedades macroscópicas de un gas ideal

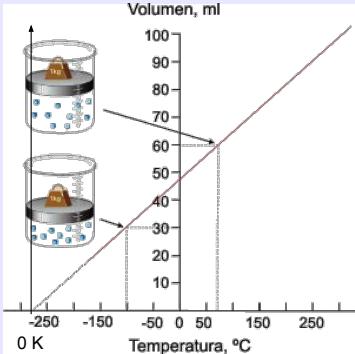
Podemos realizar una serie de experiencias para analizar el comportamiento de las propiedades macroscópicas y las relaciones que las vinculan, utilizando un dispositivo que permite controlar **P, V, N y T**.



## Ley de Charles

La ley de Charles (1787) establece que, a presión constante, el cociente entre el volumen que ocupa un gas y su temperatura, expresada en **kelvin (K)**, es una constante.

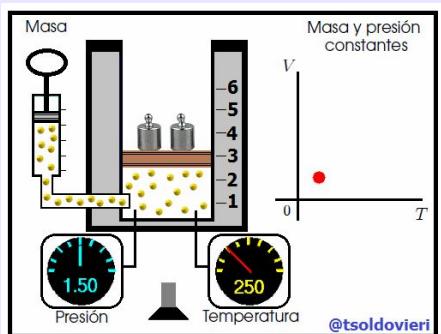
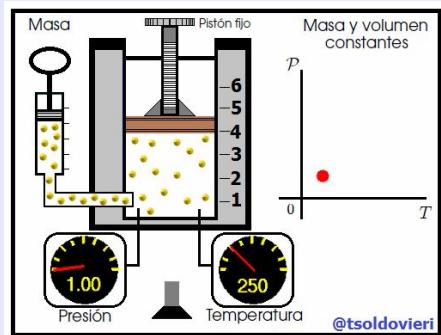
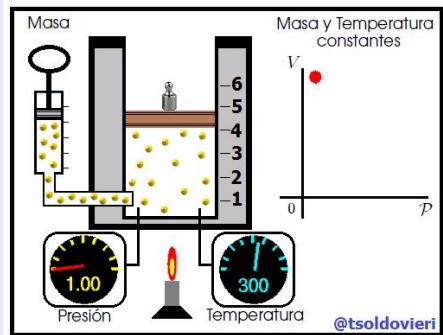
Si representamos el volumen que ocupa un gas para distintas temperaturas **a presión constante**:



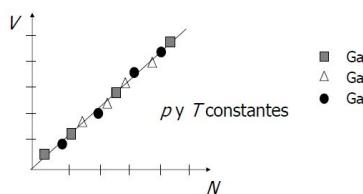
La recta es **independiente del gas** encerrado en el recipiente, y corta con el eje horizontal a una temperatura (en °C) aprox. igual a  $-273,15\text{ °C}$ . Un gas a una temperatura inferior ocuparía un volumen negativo, por lo que no pueden existir.

Este valor de la temperatura se emplea para definir el cero en la **escala absoluta (o Kelvin)** de temperaturas. Matemáticamente, la ley de Charles se expresa:

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



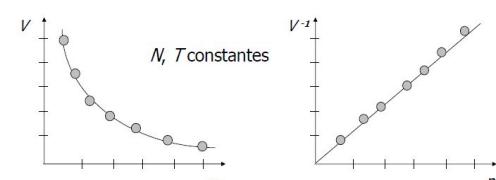
### 1. $V$ depende de $N$



$$V = C N$$

Ley de Avogadro

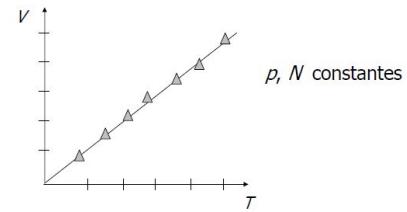
### 2. $V$ depende de $p$



$$p = \frac{C'}{V}$$

Ley de Boyle

### 3. $V$ depende de $T$



$$V = C'' T$$

Ley de Gay-Lussac

## ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

La siguiente ecuación resume los comportamientos experimentales observados en las tres experiencias anteriores:

$$V \propto \frac{N T}{p} \Rightarrow \frac{p V}{N T} = k \quad (\text{I})$$

donde  $k$  = constante de Boltzmann. Su valor se determina experimentalmente:

$$k = 1.38066 \times 10^{-23} \text{ J/K}$$

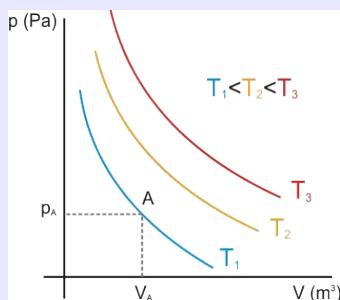
Si definimos el número de moles  $n$  como:  $n = N/N_A$ ,

donde  $N_A$  es el número de Avogadro ( $N_A = 6,023 \times 10^{23}$  moléculas) la ecuación (I) queda:

$$\frac{p V}{n T} = k N_A = R$$

## Ecuación de estado de los gases ideales

$$pV = nRT$$



$$\begin{aligned} R &= 0,082 \text{ l.atm/(K.mol)} \\ &1,987 \text{ cal/(K.mol)} \\ &8,31 \text{ J/(K.mol)} \end{aligned}$$

En función de la masa y el peso molecular:

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

Condiciones normales

CNTP: 1 atm, 273 K

Volumen molar en CNPT:  
22,4 l

Ej: ¿Qué volumen ocupan 10 g de O<sub>2</sub>, a la presión P<sub>0</sub> de 750 mmHg, y a la temperatura de 20°C?. PM: 32g/mol

Usamos Ecuación de estado de los gases ideales

$$pV = nRT$$

PM O<sub>2</sub> = 32 □ 1 mol de O<sub>2</sub> tiene una masa de 32 gr  
n moles = 10gr / 32gr = 0,31 moles de O<sub>2</sub>

$$760\text{mmHg} = 1 \text{ atm} \quad \square \quad P = 750 \text{ mmHg. } 1\text{atm} / 760\text{mmHg} = 0,987 \text{ atm}$$

$$T = 20^\circ\text{C} + 273 = 293\text{K}$$

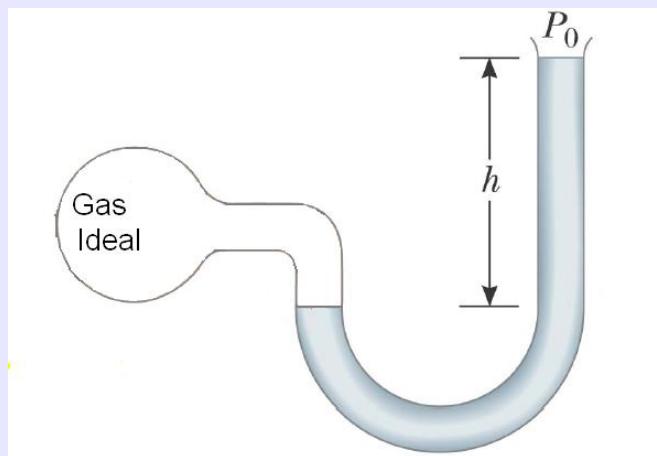
$$R = 0,082 \text{ l.atm/(K.mol)}$$

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

$$V = \frac{0,31 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ l.atm/K mol} \cdot 293 \text{ K}}{0,987 \text{ atm}} = 7,54 \text{ l}$$

T en escala absoluta (K)

Ej: ¿Qué volumen ocupan 10 g de O<sub>2</sub>, a la presión P de 750 mmHg, y a la temperatura de 20°C?. PM: 32g/mol

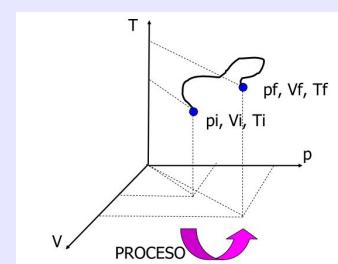


## Sistema termodinámico

Consideraremos un **estado de equilibrio** cuando las **variables termodinámicas** no varian con el tiempo. Si cambian, hablamos de un **proceso**

Un proceso es **reversible** si su dirección puede invertirse en cualquier punto mediante un cambio infinitesimal en las condiciones externas. Para los procesos reversibles es posible basar los cálculos en las propiedades del sistema (con independencia de los del entorno).

Una transformación es reversible si se realiza mediante una **sucesión de estados de equilibrio del sistema con su entorno** y es posible devolver al sistema y su entorno al estado inicial por el mismo camino. **Reversibilidad y equilibrio** son, por tanto, equivalentes. Si una transformación no cumple estas condiciones se llama **irreversible**.



Existe **equilibrio de fuerzas**: la Presión interior (P<sub>int</sub>) es igual a la exterior (P<sub>ext</sub>) y **equilibrio termodinámico**: la Temperatura interior (T<sub>int</sub>) es igual a la exterior (T<sub>ext</sub>).

## Capacidad calorífica

$$C' = \frac{Q}{\Delta T}$$

Es la relación que existe entre la transferencia de energía por calor y la variación de temperatura producida en cierto material. Depende del material y de su masa.

Para independizarnos de la masa del material, definimos:  
Capacidad calorífica específica o calor específico

$$c' = \frac{Q}{m \Delta T}$$

que es característica de cada sustancia particular.

Vimos que la Energía interna  $U$  es función de la temperatura, por lo que a lo largo de una isotermia no hay variación de  $U$  y entre dos isotermas a  $T$  y  $T + \Delta T$ ,  $\Delta U$  será la mismo independientemente de los estados entre los que calculemos la variación

Comparemos los procesos:  
 AB ( $V = \text{cte}$ ) y AC ( $p = \text{cte}$ )

$$\Delta U_{AB} = \Delta U_{AC}$$

$$Q_{AB} - W_{sist,AB} = Q_{AC} - W_{sist,AC}$$

$$Q_{(V=\text{cte})} = Q_{(p=\text{cte})} - W_{sist,AC}; \quad \text{como } Q = C \Delta T$$

$$C_V \Delta T = C_p \Delta T - W_{sist,AC}, \quad >0$$



$$C_p > C_V$$

## Capacidades caloríficas de un gas ideal



En el caso de los gases, se observa que la capacidad calorífica depende de la manera en la que se le agrega energía en forma de calor. Entonces, por ej. si el calor se agrega a  $p = \text{cte}$ , tendremos  $C_p$  (capacidad calorífica a  $p = \text{cte}$ ). Si el calor se agrega a  $V = \text{cte}$ , tendremos  $C_v$  (capacidad calorífica a  $V = \text{cte}$ ). Se encuentra que  $C_p$  es mayor que  $C_v$ , debido al trabajo realizado por la sustancia al expandirse a  $p = \text{cte}$ :

$$C_p > C_v$$

Considerando procesos a Presión constante:

$$\text{Recordando que } W_{sist.} = p \Delta V$$

y considerando cambios infinitesimales:  $C_p dT = dU + p dV$

$$dU = C_v dT, \quad \text{reemplazando nos queda:}$$

$$C_p dT = C_v dT + p dV$$

Como

$$p V = n R T, \text{ derivando queda } p dV + V dp = n R dT$$

$$\text{Nos queda, entonces: } C_p dT = C_v dT + n R dT$$

$$\Rightarrow C_p = C_v + n R$$

Relación entre las capacidades caloríficas

Dividiendo por  $n$  obtenemos la relación entre "calores específicos molares" a  $p = \text{cte}$ :

$$c_p = c_V + R, \quad o \quad c_p - c_V = R$$

$c_p$  = calor específico molar a  $p = \text{cte}$

$c_V$  = calor específico molar a  $V = \text{cte}$

|       | Monoatómico    | Diatómico      |
|-------|----------------|----------------|
| $C_V$ | $\frac{3}{2}R$ | $\frac{5}{2}R$ |
| $C_p$ | $\frac{5}{2}R$ | $\frac{7}{2}R$ |

## Resumiendo

Variación de la Energía Interna entre dos estados a diferente temperatura ( $\Delta U$ )

$$\Delta U_{AB} = Q_V = nC_V(T_B - T_A)$$

No depende del camino

$$Q_V = n c_V \Delta T$$

Depende del camino

Calor intercambiado por el sistema( $Q$ )

$Q > 0$ : del entorno al sistema

$Q < 0$ : del sistema al entorno

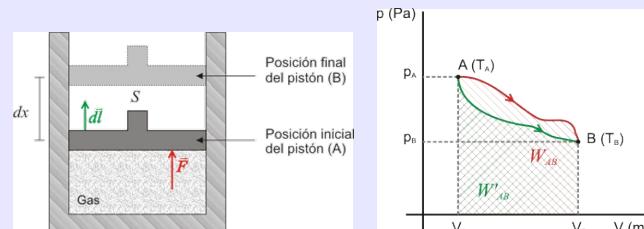
$$Q_p = n c_p \Delta T$$

Depende del camino

Trabajo realizado por un **gas ideal** entre los volúmenes  $V_A$  y  $V_B$ ,

$$W_{AB} = \int_{V_A}^{V_B} p dV$$

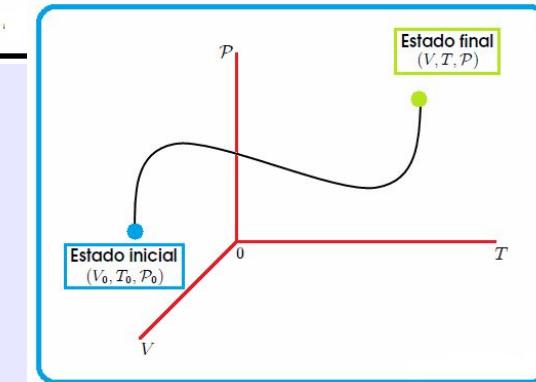
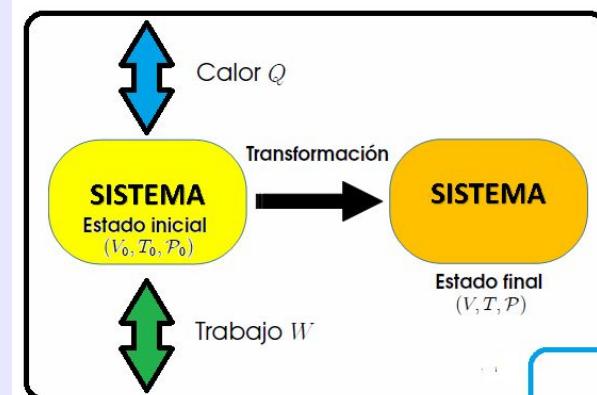
Para calcular el trabajo realizado por un sistema a partir de la integral es necesario conocer la función que relaciona la presión con el volumen, es decir,  $p(V)$ , y esta función depende del proceso seguido por el gas. Suponemos que el proceso se realiza lentamente, considerando que el gas está en equilibrio con su entorno en cada instante y se conoce la presión. Si representamos en un diagrama p-V los estados inicial (A) y final (B), el **trabajo es el área encerrada bajo la curva** que representa la transformación experimentada por el sistema.



El trabajo intercambiado por un gas **depende de la transformación (camino)** que realiza para ir desde el estado inicial al estado final.

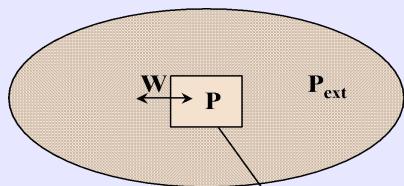
El **trabajo es positivo** cuando lo **realiza el sistema** (expansión) y **negativo** cuando el **exterior lo realiza contra el sistema** (compresión).

## Procesos Termodinámicos



# TIPOS DE PROCESOS

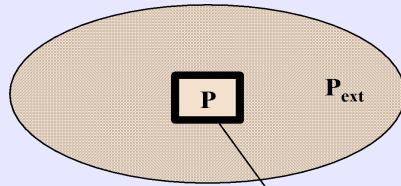
## Procesos isobáricos



$$P = P_{\text{ext}}$$

Paredes móviles adiabáticas o diatérmicas

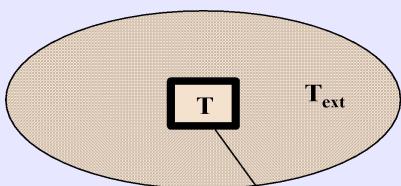
## Procesos isocóricos



$$\Delta V = 0$$

Paredes fijas adiabáticas o diatérmicas

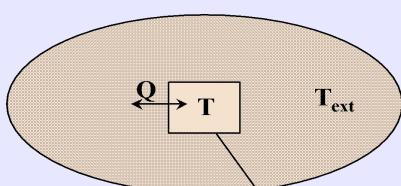
## Procesos adiabáticos



$$Q = 0$$

Paredes adiabáticas fijas o móviles

## Procesos isotérmicos



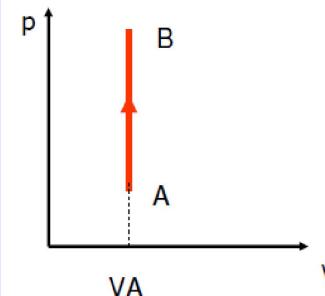
$$T = T_{\text{ext}}$$

Paredes diatérmicas fijas o móviles

## Procesos a volumen constante

### Trabajo

Si el volumen permanece constante, el trabajo realizado es **nulo**.



$$W_{\text{sist},AB} = 0$$

## Energía Interna

$$\Delta U_{AB} = n C_V (T_B - T_A)$$

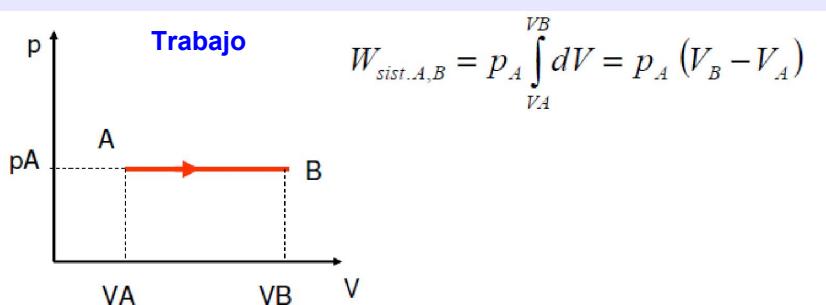
Aplicando el **Primer Principio**:

## Calor intercambiado

$$Q_{AB} = \dot{W}_{AB} + \Delta U_{AB} = \Delta U_{AB}$$

$$Q_{AB} = n C_V (T_B - T_A)$$

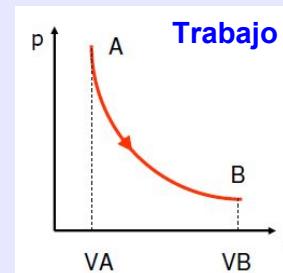
## Procesos a presión constante



### Trabajo

$$W_{\text{sist},A,B} = p_A \int_{V_A}^{V_B} dV = p_A (V_B - V_A)$$

## Procesos realizados por un gas ideal a temperatura constante



$$p V = n R T$$

Entonces,  $p = n R T / V$

Esta expresión de  $p$  se reemplaza en la integral que define el trabajo, teniendo en cuenta que  $T$  es cte:

$$W_{\text{sist},A,B} = \int_{V_A}^{V_B} p dV = \int_{V_A}^{V_B} \frac{n R T}{V} dV = n R T \int_{V_A}^{V_B} \frac{dV}{V} = n R T \ln \frac{V_B}{V_A}$$

Si el sentido es inverso:

$$W_{\text{sist},B,A} = - W_{\text{sist},A,B}$$

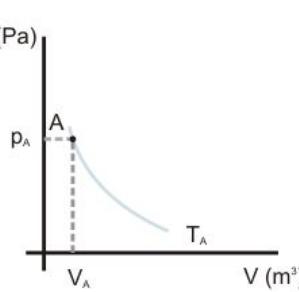
## Energía interna

$$\Delta U_{AB} = n C_V (T_B - T_A) = 0$$

Aplicando el **Primer Principio**:

## Calor intercambiado

$$Q_{AB} = W_{AB} + \Delta U_{AB} = n R T_0 \ln \frac{V_B}{V_A}$$

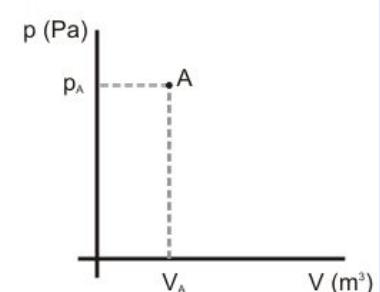
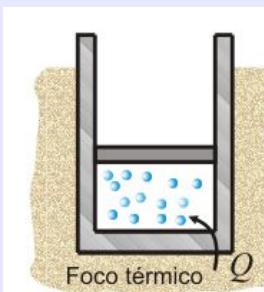


## Energía Interna

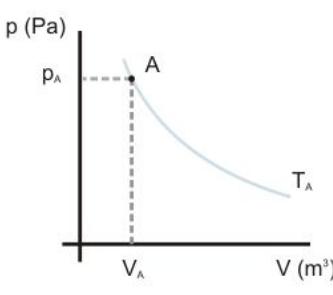
$$\Delta U_{AB} = n C_V (T_B - T_A)$$

## Calor intercambiado

$$Q_{AB} = n C_P (T_B - T_A)$$

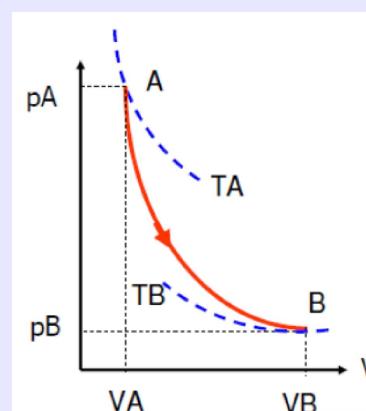


## Procesos realizados por un gas ideal, adiabáticamente



Es un proceso mediante el cual no existe intercambio de energía en forma de calor con el medio ambiente ( $Q = 0$ ). Las curvas adiabáticas tienen mayor pendiente que las isotermas, por lo tanto cortan a estas últimas en 2 valores definidos de  $T_A$  y  $T_B$ , cumpliéndose que:

$$p_A V_A^\gamma = p_B V_B^\gamma = p V^\gamma = cte; \text{ con } \gamma = \frac{C_p}{C_v}$$



$$W_{adiab, A-B} = \frac{1}{\gamma-1} (p_B V_B - p_A V_A)$$

Estado f → B

Estado i → A

**Otra forma:** El trabajo en un proceso adiabático también se puede calcular haciendo uso del 1er Principio de la termodinámica:

$$\Delta U = \Delta Q - W_{sist.}$$

Como  $\Delta Q = 0$  en un proceso adiabático, y

$$\Delta U_{A-B} = n c_V \Delta T = n c_V (T_B - T_A)$$

Entonces, reemplazando queda:

$$W_{sist.,adiab,A-B} = -n c_V (T_B - T_A)$$

f → B  
i → A

| Procesos Termodinámicos- Modelo: Gas Ideal                   |   |   |   |  |
|--|---|---|---|--|
|  | ISOTERMICO  | ISOBARICO   | ISOVOLUMETRICO  | ADIABATICO   |
| Variable constante   | temperatura   | presión   | Volumen   | ninguna  |
| Ley de los gases   | $P_1 V_1 = P_2 V_2$   | $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$   | $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$   | $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$<br>$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma *$   |
| grafico PV   |   |   |   |  |
| 1ra Ley $\Delta U = Q - W$                                   | $0 = Q_{absorbido} - W_{hecho por el sistema}$<br>El gas se expande, al recibir calor | $n C_v \Delta T = Q - P \cdot \Delta V$<br>$Q = n C_v \Delta T + P \cdot \Delta V$<br>$Q = n C_v \Delta T + n R \cdot \Delta T$<br>$Q = n (C_v + R) \Delta T \quad (1)$ | $\Delta U = Q$<br>- La energía interna del gas se modifica como resultado del calor recibido o entregado.<br>$\Delta U = -W$<br>- La energía interna disminuye porque el gas realiza trabajo de expansión.<br>- Expansiones adiabáticas producen enfriamiento de gases. | - No se realiza trabajo (fuerza=0)<br>- y dado que el sistema está aislado, $\Delta Q = \Delta U = 0$<br>- Se comprueba que $T = \text{cte}$ |
| $\Delta U$<br>+ si temp. aumenta<br>- si temp. disminuye     | 0   | $n C_v \Delta T$  | $n C_v \Delta T$  | $n C_v \Delta T$   |
| $W = \int P dV$<br>+ si es expansión<br>- si es contracción  | $W = nRT \ln(V_2/V_1)$  | $W = P(V_2 - V_1)$<br>$W = nR(T_2 - T_1)$   | 0   | $- \Delta U = -n C_v \Delta T$<br>$W = (P_2 V_2 - P_1 V_1)/(1-\gamma) *$   |
| $Q$<br>+ si absorbe el sistema<br>- si lo entrega el sistema | $Q = W$   | de (1): $Q = n C_p \Delta T **$   | $Q = \Delta U$  | 0  |
|  | ISOTERMICO  | ISOBARICO   | ISOVOLUMETRICO  | ADIABATICO   |

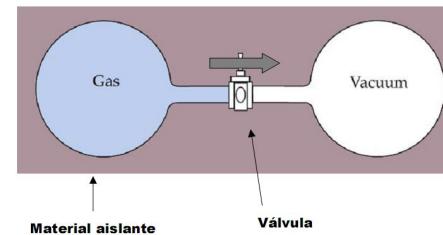
$$* \gamma = C_p/C_v$$

$$** (C_v + R) = C_p$$

$C_v$  y  $C_p$ : molares

### Energía interna de un gas ideal

#### Expansión libre de un gas (Joule)

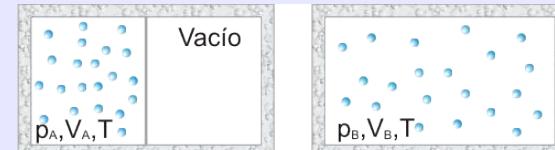


- El gas está inicialmente confinado en A
- Al abrir la válvula se reparte entre A y B
- **No se realiza ningún trabajo (fuerza=0)**
- y dado que el sistema está aislado,  $\Delta Q = \Delta U = 0$
- Se comprueba que  $T = \text{cte}$

$$W = 0 \quad y \quad \Delta Q = 0 \Rightarrow \Delta U = 0 .$$

### Sólo vale para gas ideal

Otra forma:



# Entalpía

Supongamos un proceso a  $P = \text{cte}$

$$\Delta U = Q - W_{\text{sist}} = Q - \int_{V_1}^{V_2} P dV = Q_p - P \int_{V_1}^{V_2} dV = Q_p - P(V_2 - V_1)$$

$\downarrow$        $\uparrow$   
 $\Delta U = U_2 - U_1$        $P = \text{cte}$

$$Q_p = (\underbrace{U_2 + PV_2}_{H_2}) - (\underbrace{U_1 + PV_1}_{H_1})$$

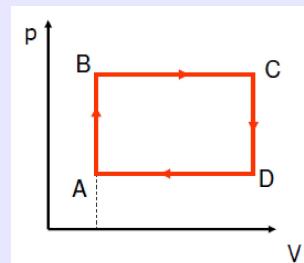
Entalpía:  $H \equiv U + PV$        $\rightarrow$        $Q_p = \Delta H$

Entalpía ( $H$ )  $\left\{ \begin{array}{l} \bullet \text{Función de estado } H \equiv f(T, P, V, U) \\ \bullet \text{Propiedad extensiva} \\ \bullet \text{Unidades de energía (J)} \\ \bullet \bar{H} = \frac{H}{n} [\text{J/mol}] \end{array} \right.$

$Q_p$ : Nos brinda una forma de determinar  $\Delta H$

## Ciclos Termodinámicos

Llamamos «**Ciclo**» a una serie de procesos llevados a cabo en un gas de modo de volver finalmente al punto de partida. ABCDA



Como  $U$  es función de estado

$$\Delta U_{\text{ciclo}} = 0$$

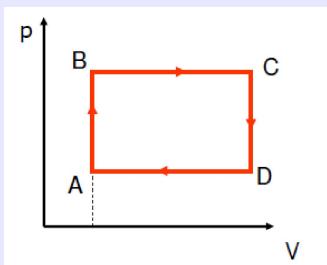
$$\begin{aligned} \Delta U = Q - W_{\text{sist}} &\Rightarrow \Delta U_{\text{ciclo}} = Q_{\text{ciclo}} - W_{\text{sist, ciclo}} = 0 \\ \Rightarrow Q_{\text{ciclo}} &= W_{\text{sist, ciclo}} \end{aligned}$$

El trabajo neto ( $W_{\text{sist, neto}}$ ) realizado es el **area encerrada** en el ciclo

Los ciclos que representan el funcionamiento de máquinas térmicas se recorren siempre en sentido horario (una máquina da trabajo positivo), mientras que los ciclos que representan el funcionamiento de los refrigeradores son recorridos en sentido antihorario (para que un refrigerador funcione, debemos suministrarle trabajo desde el exterior).

## Rendimiento de un ciclo

Se denomina «rendimiento de un ciclo termodinámico» al cociente entre el **trabajo neto** ( $W_{\text{neto}}$ ) y el **calor absorbido** ( $Q_{\text{abs}} > 0$ )



$$\eta = \frac{W_{\text{neto}}}{Q_{\text{absorbido}}}$$

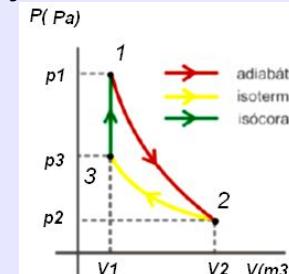
El rendimiento es siempre  $< 1$ . Sus valores típicos son del orden de 0,4 (40%).

En las próximas clases veremos una limitación al rendimiento, en motores

### Ejemplo:

Un gas ideal diatómico se encuentra inicialmente a una temperatura  $T_1 = 300 \text{ K}$ , una presión  $p_1 = 10^5 \text{ Pa}$  y ocupa un volumen  $V_1 = 0.4 \text{ m}^3$ . El gas se expande adiabáticamente hasta ocupar un volumen  $V_2 = 1.2 \text{ m}^3$ . Posteriormente se comprime isotérmicamente hasta que su volumen es otra vez  $V_1$  y por último vuelve a su estado inicial mediante una transformación isócora. Todas las transformaciones son reversibles.

- Dibujar el ciclo en un diagrama p-V. Calcula el número de moles del gas y la presión y la temperatura después de la expansión adiabática.
- Calcular la variación de energía interna, el trabajo y el calor en cada transformación.
- Calcular el rendimiento del ciclo

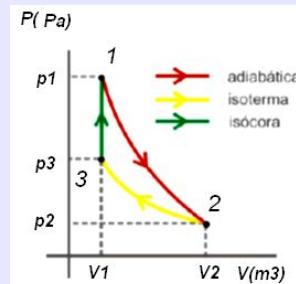


a) Dibujar el ciclo en un diagrama p-V. Calcula el número de moles del gas y la presión y la temperatura después de la expansión adiabática.

$$P_1 = 10^5 \text{ Pa}$$

$$T_1 = 300 \text{ K}$$

$$V_1 = 0,4 \text{ m}^3$$



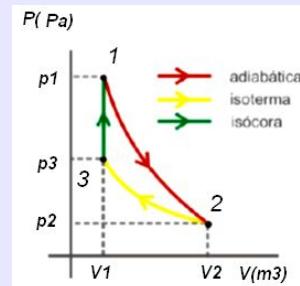
$$pV = nRT$$

$$R = \frac{0,082 \text{ l.atm/(K.mol)}}{1,987 \text{ cal/(K.mol)}} = 8,31 \text{ J/(K.mol)}$$

$$n = \frac{pV}{RT} = 16 \text{ mol}$$

$$T_3 = T_2 = 189 \text{ K}$$

$$V_3 = V_1 = 0,4 \text{ l}$$



|   | P (Pa)           | V (m³) | T (K) |
|---|------------------|--------|-------|
| 1 | $10^5$           | 0,4    | 300   |
| 2 | $2,1 \cdot 10^4$ | 1,2    | 189   |
| 3 |                  | 0,4    | 189   |

6,3 104?

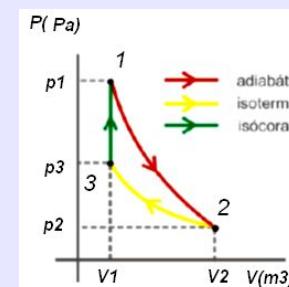
Si la transformación es adiabática, y conocemos  $V_2 = 1,2 \text{ m}^3$

$$p_1 V_1^\gamma = p_2 V_2^\gamma = cte ; \text{ con } \gamma = \frac{c_p}{c_v} = \frac{7/2}{5/2} = 1,4$$

$$p_2 = p_1 \frac{V_1^\gamma}{V_2^\gamma} = p_1 \left( \frac{V_1}{V_2} \right)^\gamma$$

$$P_2 = 10^5 \text{ Pa} \cdot (0,4 / 1,2)^{1,4} = 2,1 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$T = \frac{pV}{nR} = 189 \text{ K}$$



b) Calcular la variación de energía interna, el trabajo y el calor en cada transformación.

Proceso 1 → 2 Adiabático  $\square Q_{12} = 0$

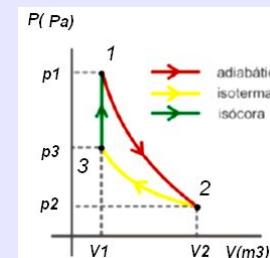
Primer Principio Termo:  $\Delta U_{12} = Q_{12} - W_{12}$   $\Delta U_{12} = -W_{12}$

$$\Delta U_{12} = n Cv (T_2 - T_1)$$

$$\Delta U_{12} = n \frac{5}{2} R (T_2 - T_1)$$

$$\Delta U_{12} = -36,9 \text{ KJoule} < 0 \quad \square \quad \text{Enfriamiento}$$

$$W_{12} = 36,9 \text{ KJoule} > 0 \quad \square \quad \text{Expansión}$$



No estamos entregando calor al sistema, para expandirse disminuye su energía interna, y su temperatura

Proceso 2□3 Isotérmico  $\square T_2 = T_3$

$$\Delta U_{23} = 0$$

$$PPT: \quad \Delta U_{23} = Q_{23} - W_{23}$$

$$Q_{23} = W_{23}$$

$$W_{23} = W_{\text{isotérmico}} = n R T \ln (V_f / V_i)$$

$$W_{23} = n R T_2 \ln (V_3 / V_2)$$

$$W_{23} = -27,6 \text{ KJoule} < 0 \quad \square \text{ compresión}$$

$$Q_{23} = W_{23} = -27,6 \text{ KJoule} < 0 \quad \square \text{ El sistema cede calor a temperatura constante mientras se comprime}$$

|             | $\Delta U$ (KJoule) | $Q$ (KJoule) | $W$ (KJoule) |
|-------------|---------------------|--------------|--------------|
| 1□2         | -36,9               | 0            | 36,9         |
| 2□3         | 0                   | -27,6        | -27,6        |
| 3□1         | 36,9                | 36,9         | 0            |
| Total ciclo | 0                   | 9,29         | 9,29         |

$$\eta_{cic} = \frac{W_{\text{neto}}}{Q_{\text{absorbido}}} = \frac{W_{12} + W_{23} + W_{31}}{Q_{31}} = 0,25$$

↓

$\eta = 25 \%$

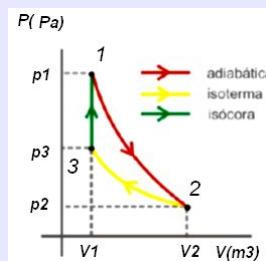
$> 0$

c) Proceso 3□1 a volumen constante  $\square W_{31} = 0$

$$\Delta U_{31} = n Cv (T_1 - T_3) \quad \Delta U_{31} = 36,9 \text{ KJoule} > 0$$

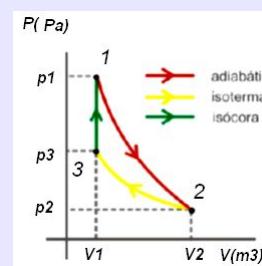
$$\Delta U_{31} = n \frac{C}{2} R (T_1 - T_3) \quad \text{Aumenta } T$$

$$PPT: \quad \Delta U_{31} = Q_{31} - W_{31} \quad y \quad W_{31} = 0$$



$$\Delta U_{31} = Q_{31} = n Cv (T_1 - T_3)$$

$$Q_{31} = n \frac{C}{2} R (T_1 - T_3) = 36,9 \text{ KJoule} > 0$$



El sistema **absorbe calor**, mientras aumenta su presión y temperatura a  $V$  constante

#### Para entregar

Consideremos helio (gas monoatómico,  $cv=3/2.R$ ) en el estado inicial A:  $P_A=10^5 \text{ Pa}$ ,  $V_A=10^{-2} \text{ m}^3$  y  $T_A=300 \text{ K}$ . Se llevan a cabo las siguientes transformaciones:

A → B: Transformación **isotérmica reversible** siendo  $V_B=2 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$

B → C: Transformación **isócora ( $V=\text{cte}$ ) reversible** siendo  $T_C=189 \text{ K}$

C → A: Transformación **adiabática reversible**, que devuelve al gas a sus condiciones iniciales.

a) Determinar el número de moles de helio, confeccionar una tabla en la que aparezcan los valores P, V y T en los tres estados A, B y C, y dibujar el ciclo en el diagrama P-V.

b) Calcular, en unidades del sistema internacional, el trabajo W, el calor Q, y la variación de energía interna  $\Delta U$ , del gas para cada uno de los procesos.

c) Determinar el rendimiento de este ciclo como motor térmico.

Dato:  $R=8,33 \text{ J/(mol K)}$