


GASES IDEALES

Descripción de un gas ideal - Ecuación de Estado

- Gas ideal: gas a baja presión \rightarrow baja densidad
- Fuerzas interatómicas o intermoleculares muy débiles (Gases biatómicos: O_2 , N_2 , Cl_2) o inexistentes (gases nobles o inertes: He, Ne, Ar...)
- El volumen no es estándar a una temperatura dada si no que depende del recipiente que lo contiene \rightarrow Las ecuaciones que involucran gases utilizan un valor de V para un estado determinado en lugar de un ΔV
- Relacionamos P , T y V  **Ecuación de ESTADO**



Leyes

Ley de Boyle-Mariotte

Si T es constante $\Rightarrow P \propto 1/V \rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$ *Transformación Isotérmica*

Ley de Charles

Si P es constante $\Rightarrow V \propto T \rightarrow V_1/T_1 = V_2/T_2$ *Transformación Isobárica*

Ley de Gay Lussac

Si V es constante $\Rightarrow P \propto T \rightarrow P_1/T_1 = P_2/T_2$ *Transformación Isocórica*


$$P \cdot V / T = \text{cte}$$

$$P.V/n.T = \text{cte} = R$$

n: número de moles del gas ($n=m/M$) (M: Masa molar) ($1\text{mol} = 6,02.10^{23}$ unid)

Ejem: ¿Cuántos moles hay en 60g de O_2 ? $M_{O_2}=32\text{g/mol}$

Opción A) $n = 60\text{g}/32\text{g/mol} = 1,875\text{mol}$

Opción B) $32\text{g} \rightarrow 1\text{mol}$

$60\text{g} \rightarrow n=1,875\text{mol}$

R: Constante universal de los gases

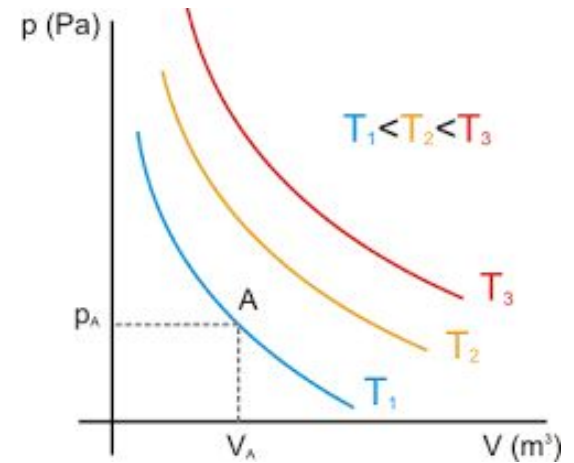
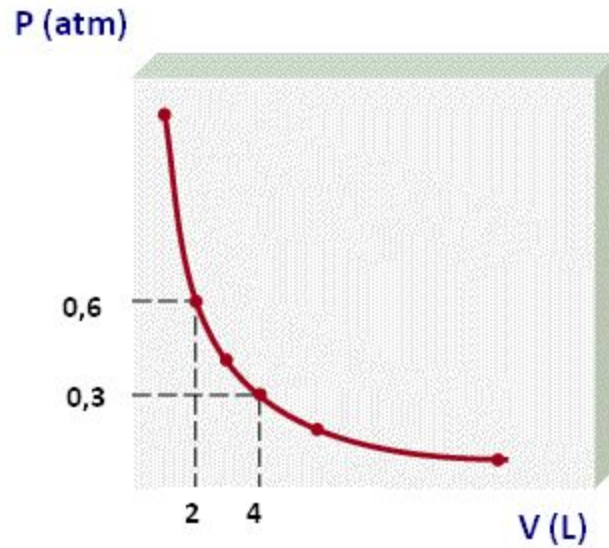
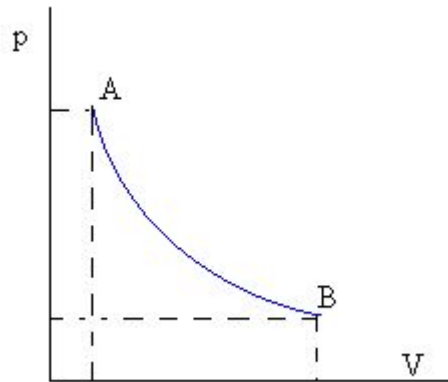
$$\begin{cases} R=0,082 \text{ atm.L/mol.K} \\ R=8,314 \text{ J/mol.K} \end{cases}$$

ECUACIÓN DE ESTADO:

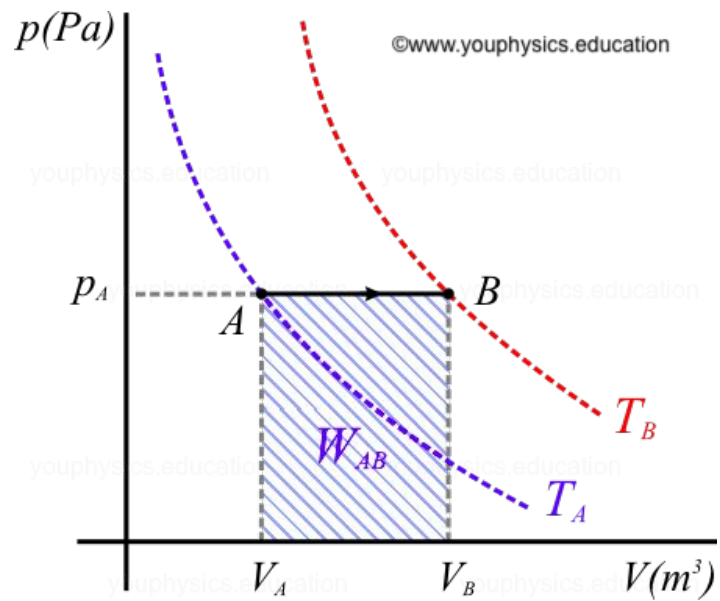
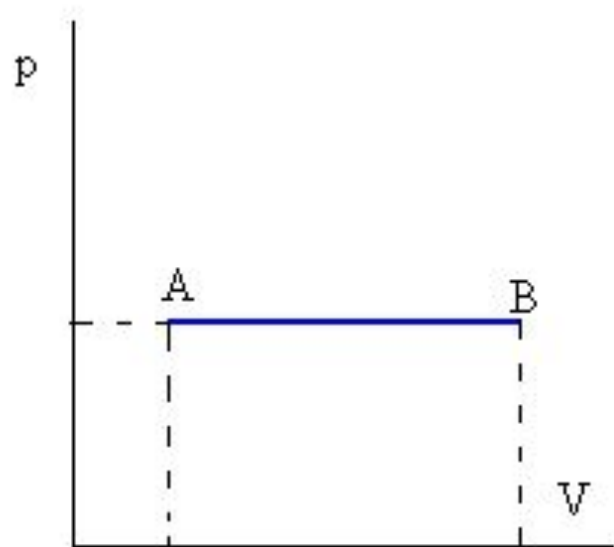
$$P.V = n.R.T$$

Diagrama P-V

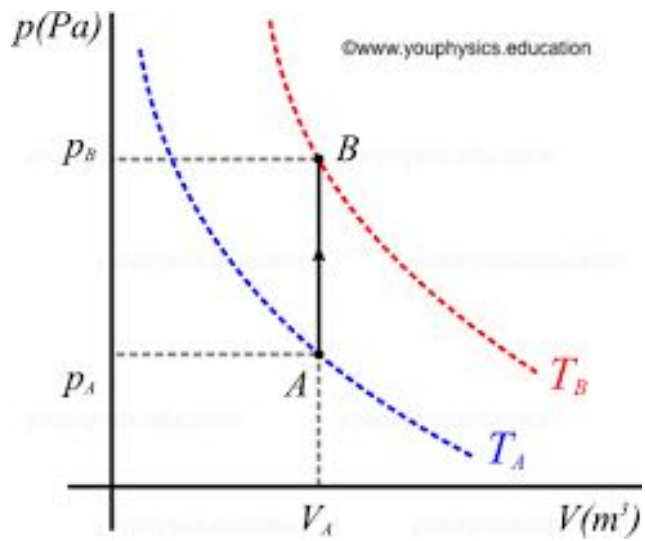
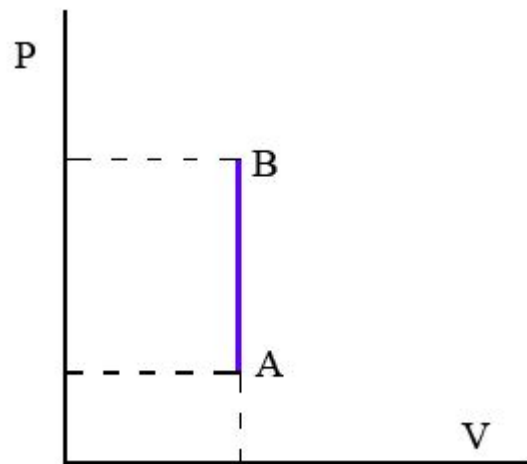
ISOTERMA



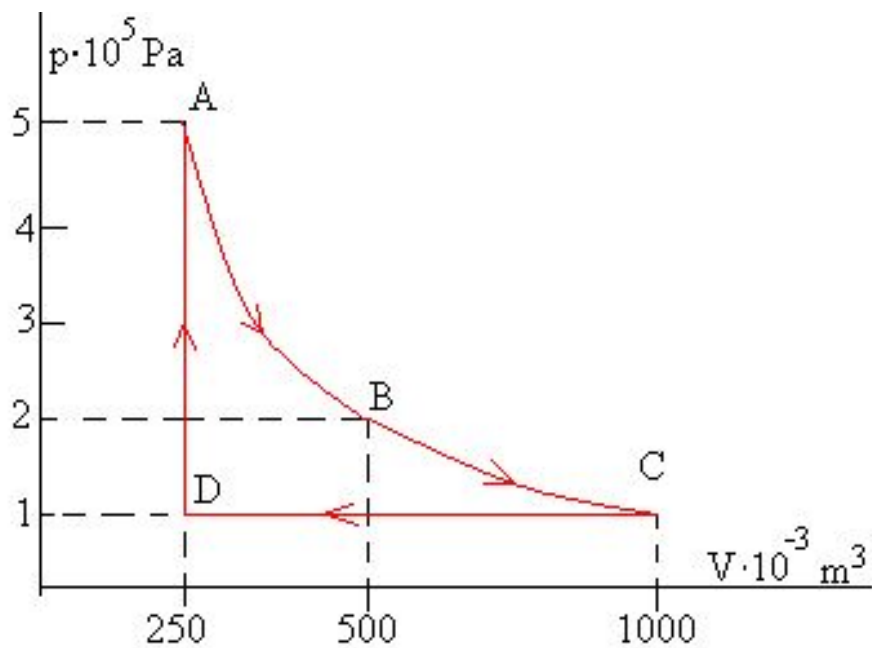
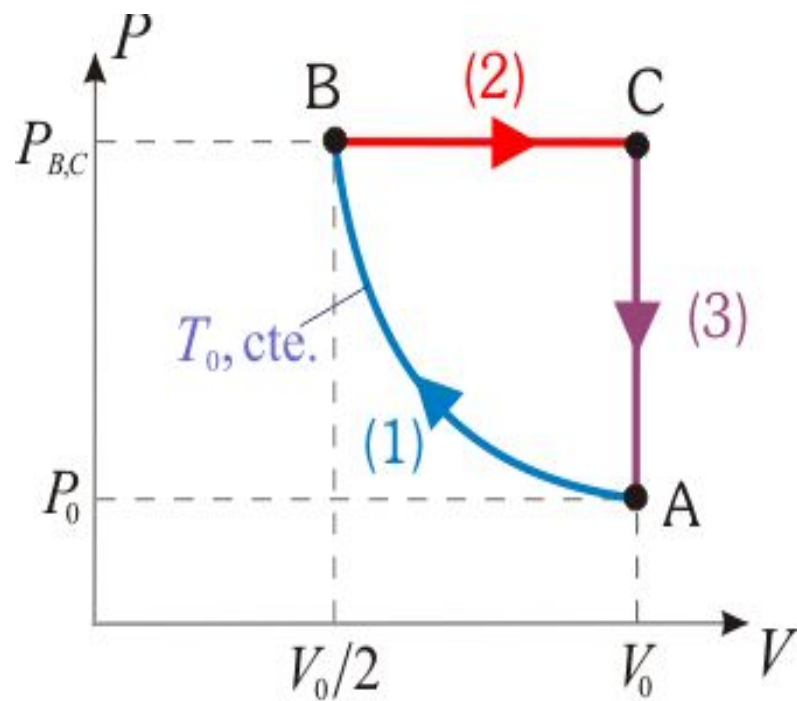
ISOBARA



ISOCORA



Ejemplos:



Ejercicios:

- 1) Una masa gaseosa a 32°C ejerce una presión de 18 atmósferas, si se mantiene constante el volumen, ¿qué aumento de presión sufrió el gas al ser calentado a 52°C?. Graficar.

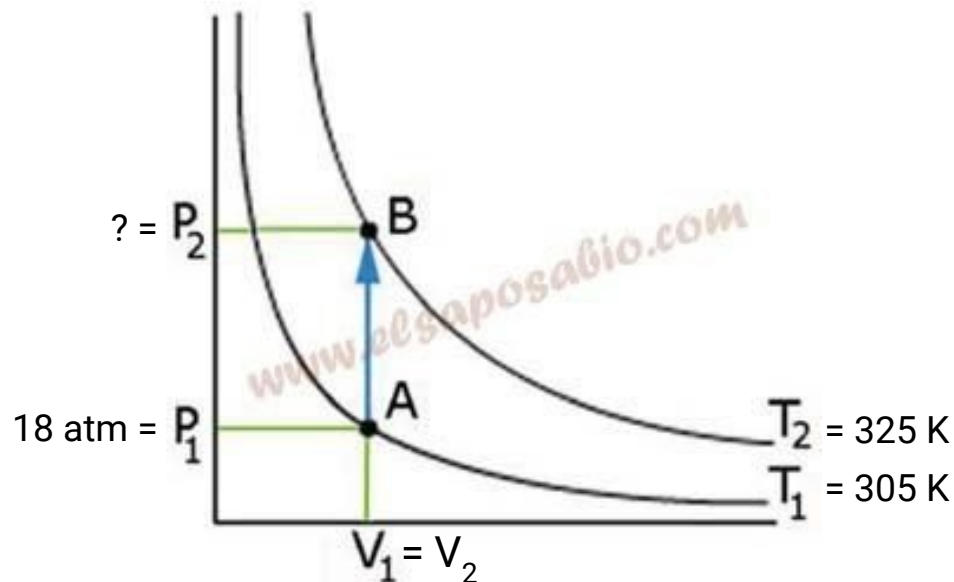
$$P.V=n.R.T \Rightarrow P/T=n.R/V=\text{cte}$$

$$P_2/T_2=P_1/T_1$$

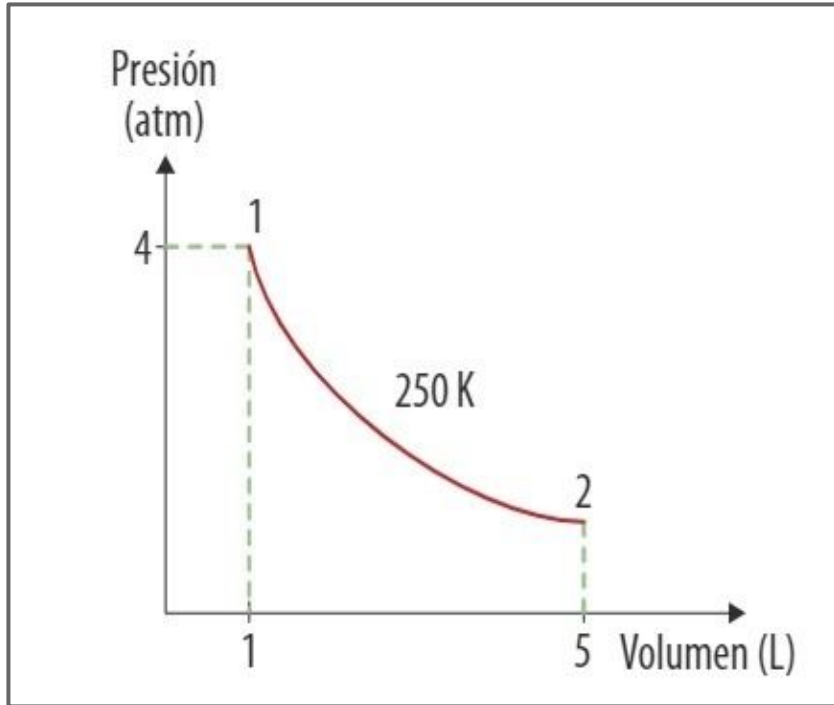
$$P_2=P_1.T_2/T_1$$

$$P_2=18\text{atm}.325\text{K}/305\text{K}$$

$$P_2=19,18\text{atm}$$



2) Una masa gaseosa se expande del estado 1 al estado 2 mediante una transformación isotérmica como se muestra en la figura. Responder:



- a) ¿A qué presión llega el gas?
- b) ¿Cuántos moles son?
- c) Si se trata de gas N_2 ¿cuál es la masa de gas que está sufriendo la transformación?

a) ¿A qué presión llega el gas?

Transformación a $T=\text{cte} \Rightarrow P.V=\text{cte}$

$$P_2 \cdot V_2 = P_1 \cdot V_1$$

$$P_2 = P_1 \cdot V_1 / V_2$$

$$P_2 = 4\text{atm} \cdot 1\text{L} / 5\text{L}$$

$$P_2 = 0,8\text{atm}$$

b) ¿Cuántos moles son?

$$P.V = n.R.T \Rightarrow n = P.V / R.T$$

$$n = P_1 \cdot V_1 / R.T_1$$

$$n = P_2 \cdot V_2 / R.T_2$$

$$n = 4\text{atm} \cdot 1\text{L} / 0,082(\text{atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 250\text{K}$$

$$n = 0,195 \text{ mol}$$

c) ¿Cuál es la masa de gas?

$$M = m/n \Rightarrow m = M \cdot n$$

$$m = 28\text{g/mol} \cdot 0,195\text{mol}$$

$$m = 5,46\text{g}$$

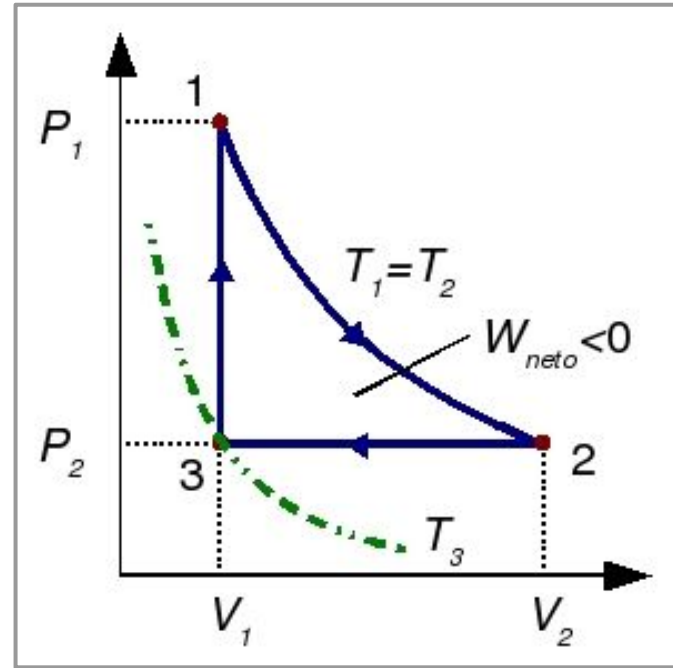
3) 2 moles de un gas se encuentran inicialmente a una presión de $6 \cdot 10^5$ Pa y ocupa $16 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$, sufren las siguientes transformaciones:

1 \rightarrow 2: Se triplica el volumen a temperatura constante.

2 \rightarrow 3: Se disminuye la temperatura manteniendo la presión constante, hasta obtener nuevamente el volumen inicial.

3 \rightarrow 1: Se vuelve a las condiciones iniciales manteniendo el volumen constante.

- a) ¿Cuál es la Presión del estado 2?
- b) ¿Por qué valores de Temperatura atraviesa el gas?



a) ¿Cuál es la Presión del estado 2?

Si el Volumen se triplica a Temperatura constante, entonces la Presión se hace 3 veces más chica $\Rightarrow P_2 = 2.10^5 \text{ Pa}$

b) ¿Por qué valores de Temperatura atraviesa el gas?

$$T_1 = T_2 = ?$$

$$T_1 = P_1 \cdot V_1 / n \cdot R$$

$$T_3 = ?$$

$$T_1 = 6.10^5 \text{ Pa} \cdot 16.10^{-3} \text{ m}^3 / 2 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ (J/mol.K)}$$

$$T_1 = T_2 = 577,8 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow T = P \cdot V / n \cdot R$$

$$T_3 = P_3 \cdot V_3 / n \cdot R$$

$$T_3 = 2.10^5 \text{ Pa} \cdot 16.10^{-3} \text{ m}^3 / 2 \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ (J/mol.K)}$$

$$T_3 = 192,6 \text{ K}$$

Unidades de PRESIÓN

Pressure Conversions

- $1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}$
- $1 \text{ bar} = 1 \times 10^5 \text{ Pa}$
- $1 \text{ millibar (mb)} = 100 \text{ Pa}$
- $1 \text{ atm} = 1.01325 \text{ bar}$
- $1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$
- $1 \text{ torr} = 1 \text{ mm Hg}$

UNIDADES DE PRESIÓN		
Unidad	Símbolo	Equivalencia
Atmósfera	atm	$1 \text{ atm} = 1 \text{ kgf/cm}^2$
Pascal	Pa	$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$
Bar	bar	$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 10^5 \text{ N/m}^2 = 0,987 \text{ atm} = 750 \text{ mmHg}$
Milímetro de mercurio	mmHg	$1 \text{ mmHg} = 0,0013 \text{ bar}$