

# Robert Boyle



Microsoft Word  
Document

Ley

Boyle-Mariotte

$$P \propto \frac{1}{V}$$

$$T = \text{cte}$$

isotermico  
 $m = \text{cte}$

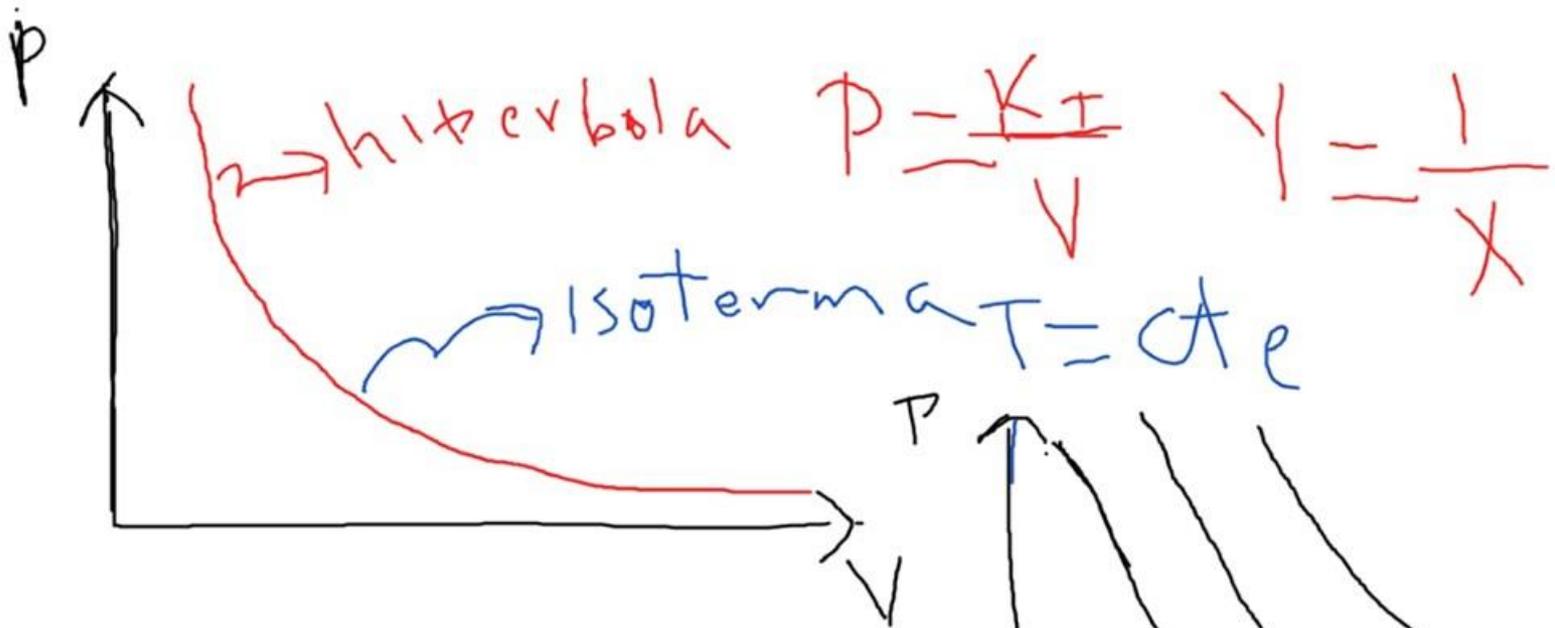
$$P = \frac{K_T}{V}; PV = K_T$$



$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

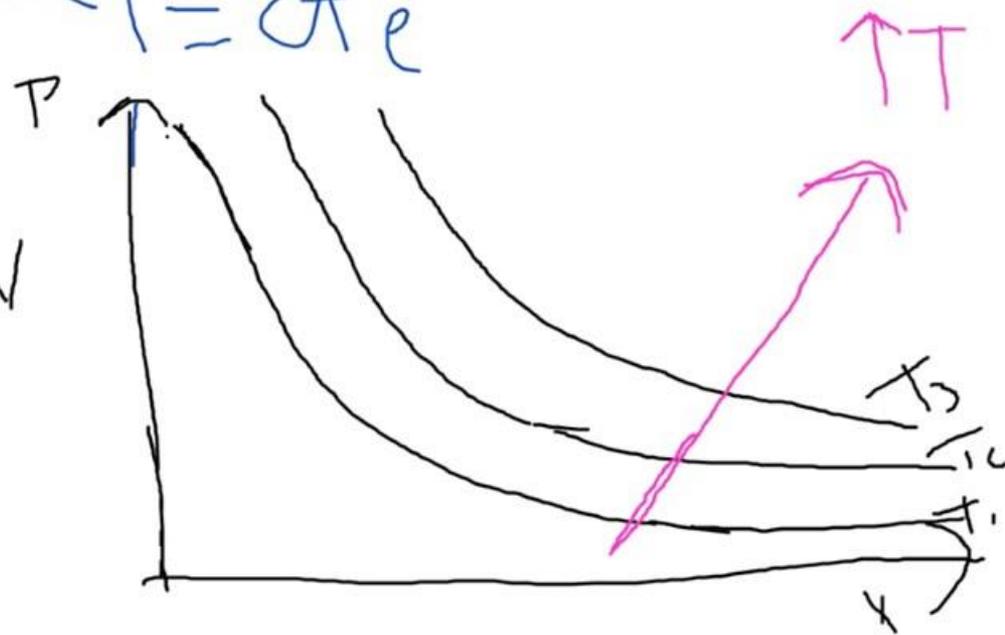
$$P_i V_i = P_f V_f$$

$$P_A V_A = P_B V_B$$



$$T_3 > T_2 > T_1$$

$$K_{T_3} > K_{T_2} > K_{T_1}$$



$K_T$

depende  $T, \bar{m}, M$

Gas  $\rightarrow$  Monoatômicos  
He, Ar, Ne, Kr

Diatômico  
O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, CO, NO

$CHF_x$  Poliatômicos CO<sub>2</sub>, NO<sub>3</sub>, NO<sub>2</sub>

Metals  
gas  
air  
N<sub>2</sub> 80%  
O<sub>2</sub> 20%

Ley Charles  $P = \text{cte}$  isobárico

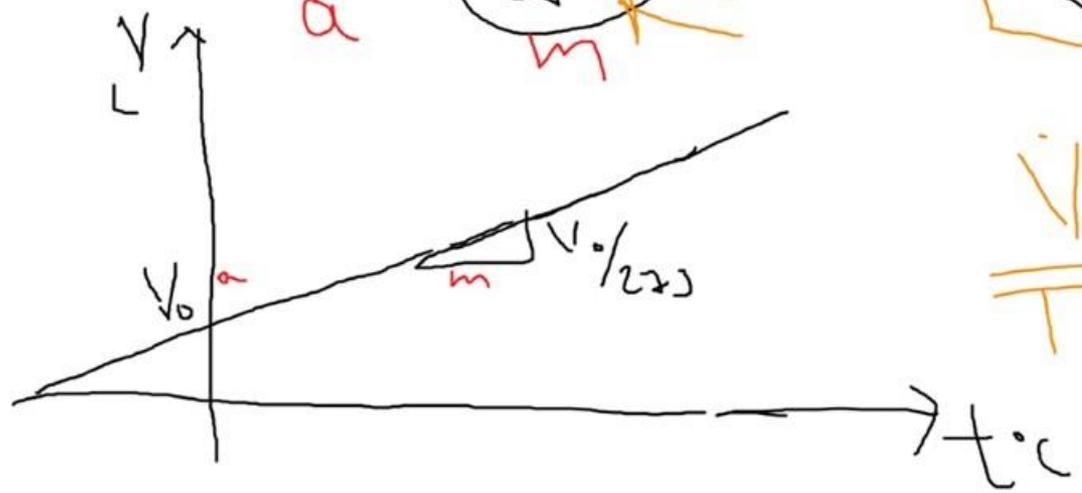
$$V_f = V_0 + \frac{1}{273} V_0 (t_{\circ C})$$

$$t_{\circ C} = 0^{\circ C} \quad T = 273 K$$
$$V_0$$

$$V_f = V_i \left( \frac{T_f}{T_i} \right)$$

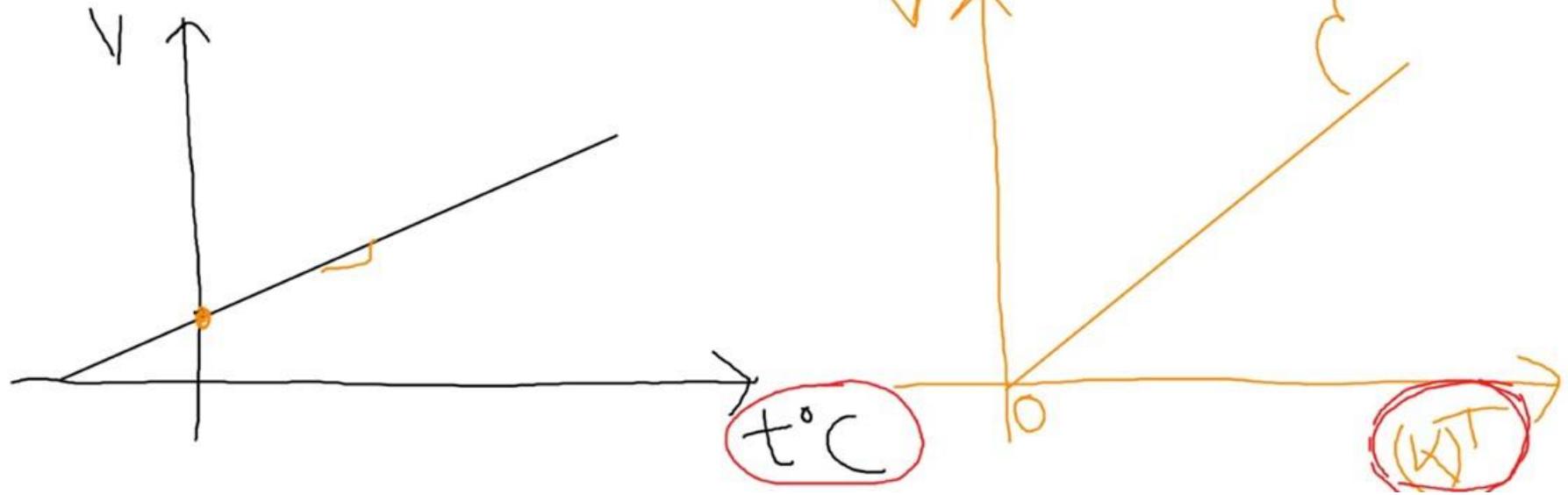
$$\frac{V_f}{T_f} = \frac{V_i}{T_i}$$

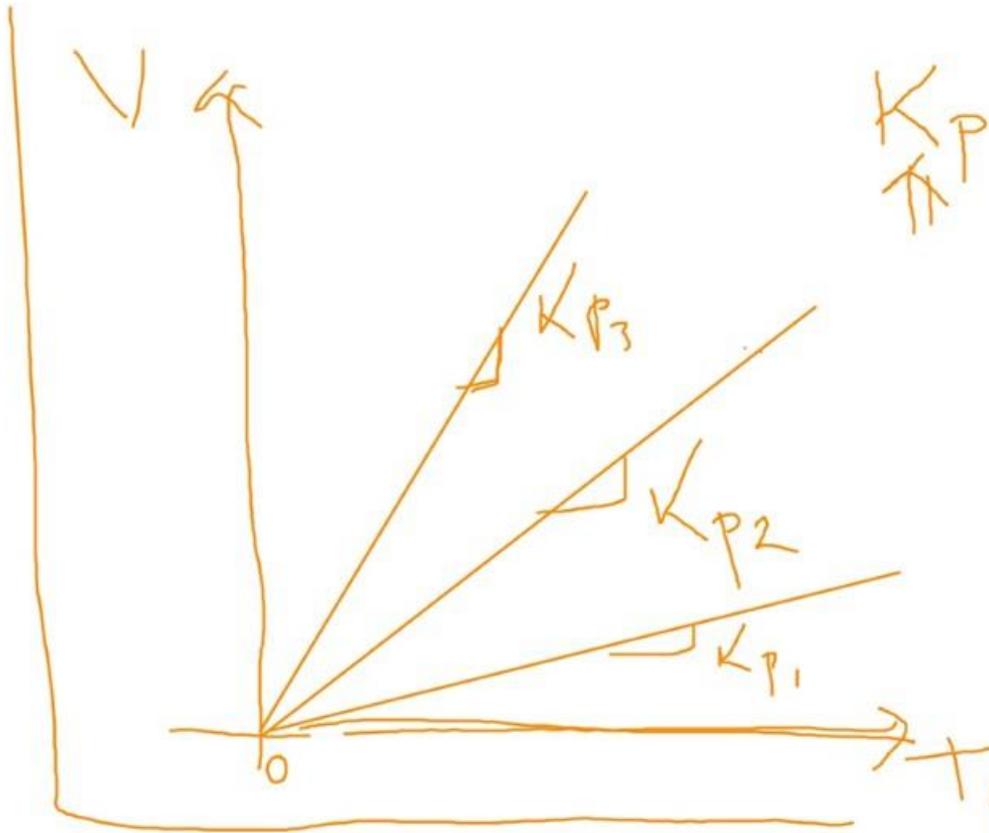
$$\frac{V}{T} = K_p$$



$$\frac{V}{1} = k_p \quad ; \quad \boxed{\frac{V}{y} = k_p \frac{T}{x} \quad | \quad V \propto T}$$

Isobara





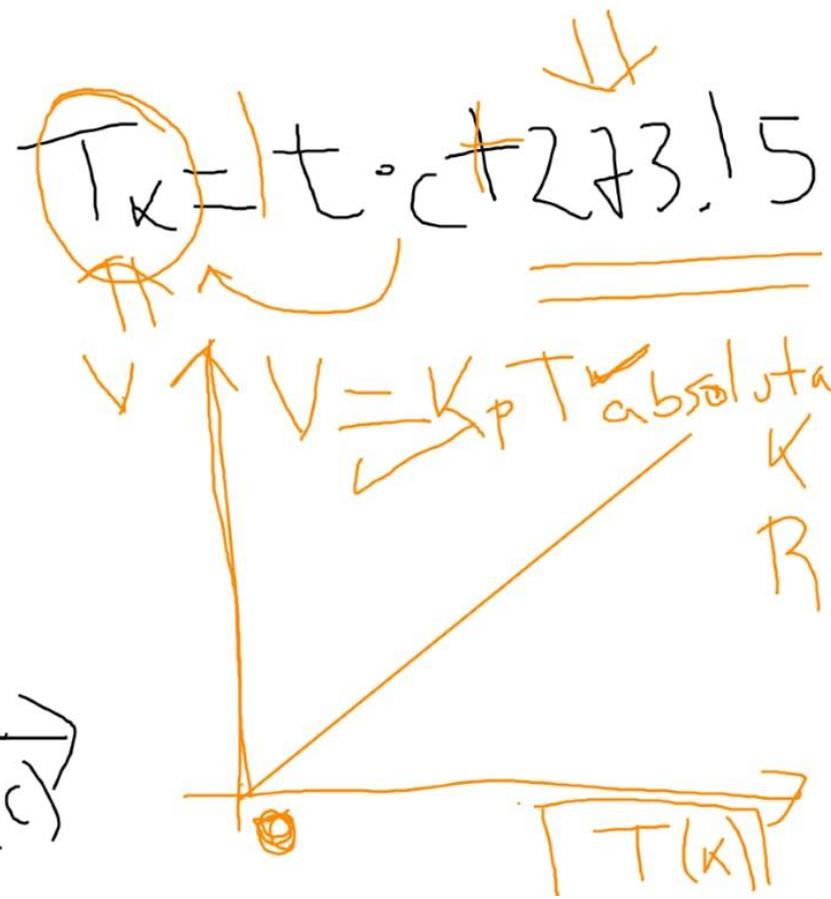
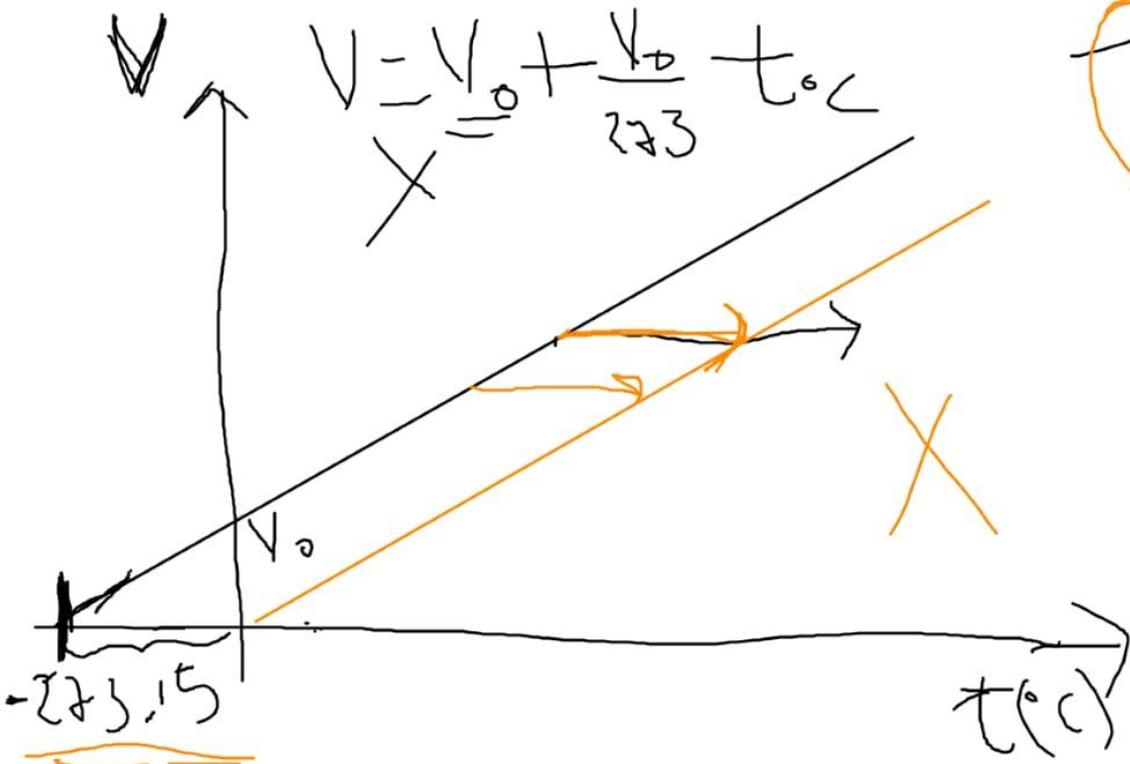
$$V \propto T$$

$K_p$  depends on  $P, m, M$   
 $\Rightarrow V = K_p T$

$$K_{p1} < K_{p2} < K_{p3}$$

$$P_1 > P_2 > P_3$$

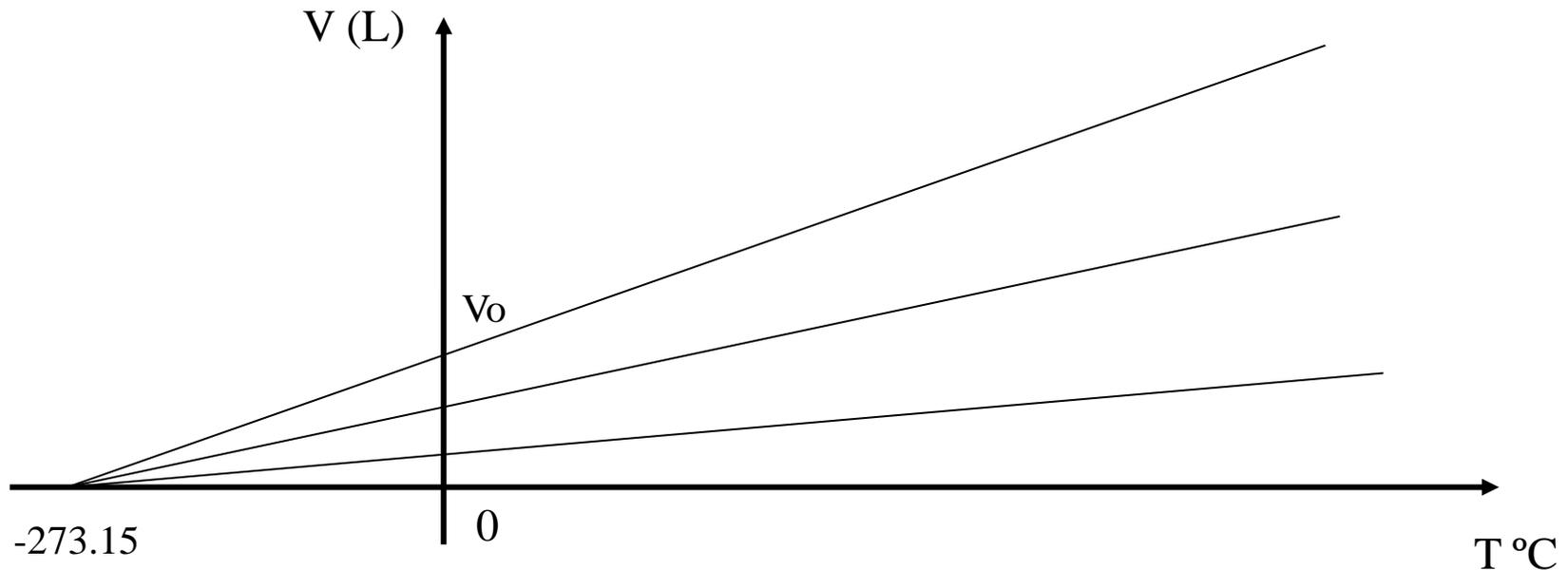
$M \rightarrow$  Natural gas  
 Tips



# Ley de Gay Lussac

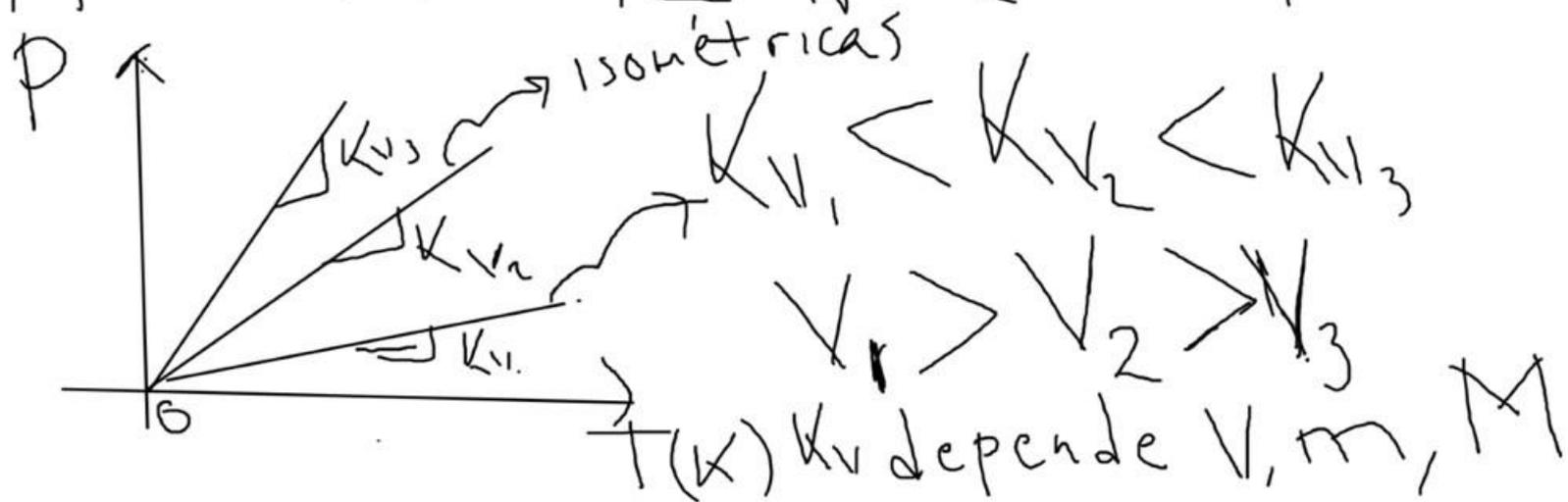
100 años después del descubrimiento de la Ley de Boyle, Charles y Gay-Lussac, por separado, descubrieron la siguiente ley: “Si la presión sobre una cantidad de gas se mantiene constante, entonces con una variación el volumen variará en proporción directa a su temperatura “

Encontraron que todos los gases aumentaban igual volumen por cada grado de elevación de temperatura y que el incremento aproximadamente era de  $1/273$  el volumen del gas a  $0^{\circ}\text{C}$ .



Ley Gay Lussac  $V = \text{cte}$  isocórica

$\uparrow P \propto T \uparrow$   $P = k_V T$   $\leftarrow$  Temp absoluta



$$\boxed{\frac{PV}{T} = K}$$

Ec. combinada de los gases ✓

$PV = KT$  K dependen de  $m, M$

$$\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f} ; \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} ; \frac{P_A V_A}{T_A} = \frac{P_B V_B}{T_B}$$

I.C. Combinada + Ley Avogadro

$$PV = nRT$$

$$PV \propto T$$

$$PV = K$$

$$\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}$$

$$V \propto K$$

Ec. combinada

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Ley Avogadro

$$V \propto n$$

C.I.T.P.  
 $T = 25^\circ\text{C}$

$m = \text{cte}$

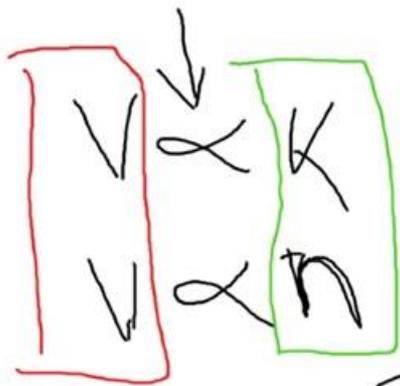
depende

$m, M$

C.N.T.P.  $\left( \begin{array}{l} P = 1 \text{ atm} \\ T = 0^\circ\text{C} \end{array} \right)$

$n = 1 \text{ mol}$

$V = 22.4 \text{ L}$



$$K \propto n$$

$$K = nR$$

Is a gas ideal

$$PV = kT ; PV = nRT$$

P  
T bajas, Valtos, T altas

$P = kT$
<hr/> $P \cdot V = kT$

$$PV = \overset{\downarrow}{\cancel{D}}RT \quad R \text{ Constante}$$

universal de los  
gases



$$PV = nRT$$

$\bar{V} = \frac{V}{n}$  vol molar

$$P \frac{V}{M} = RT$$

$$P \bar{V} = RT$$

Ec. 2do grado

$$PM = CRT$$

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

$$\frac{PV}{M} = \frac{RT}{M} \quad V_{esp}$$

$$P V_{esp} = \frac{RT}{M}$$

## TABLA 1.1 Valores numéricos de $R$ en diversas unidades

---

8.314 51 J K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup> (unidad SI)

0.082 057 atm dm<sup>3</sup> K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup> que generalmente aparece como 0.082 057 L atm K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>\*

8.314 51 × 10<sup>7</sup> erg K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>

1.987 19 cal K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>

0.083 145 1 bar dm<sup>3</sup> K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>

---

\*En el sistema SI el volumen se expresa en decímetros cúbicos (dm<sup>3</sup>). La unidad más conocida, el litro, se define como 1 dm<sup>3</sup>.

donde  $R$  es la *constante universal de los gases*. El valor de  $R$  dependerá de las unidades en que se midan  $P$  y  $V$ . En términos de las variables que participan,  $R$  debe tener la siguiente forma:

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{(\text{fuerza/área}) \cdot \text{volumen}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = \text{fuerza} \cdot \text{longitud} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$
$$= \text{energía} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

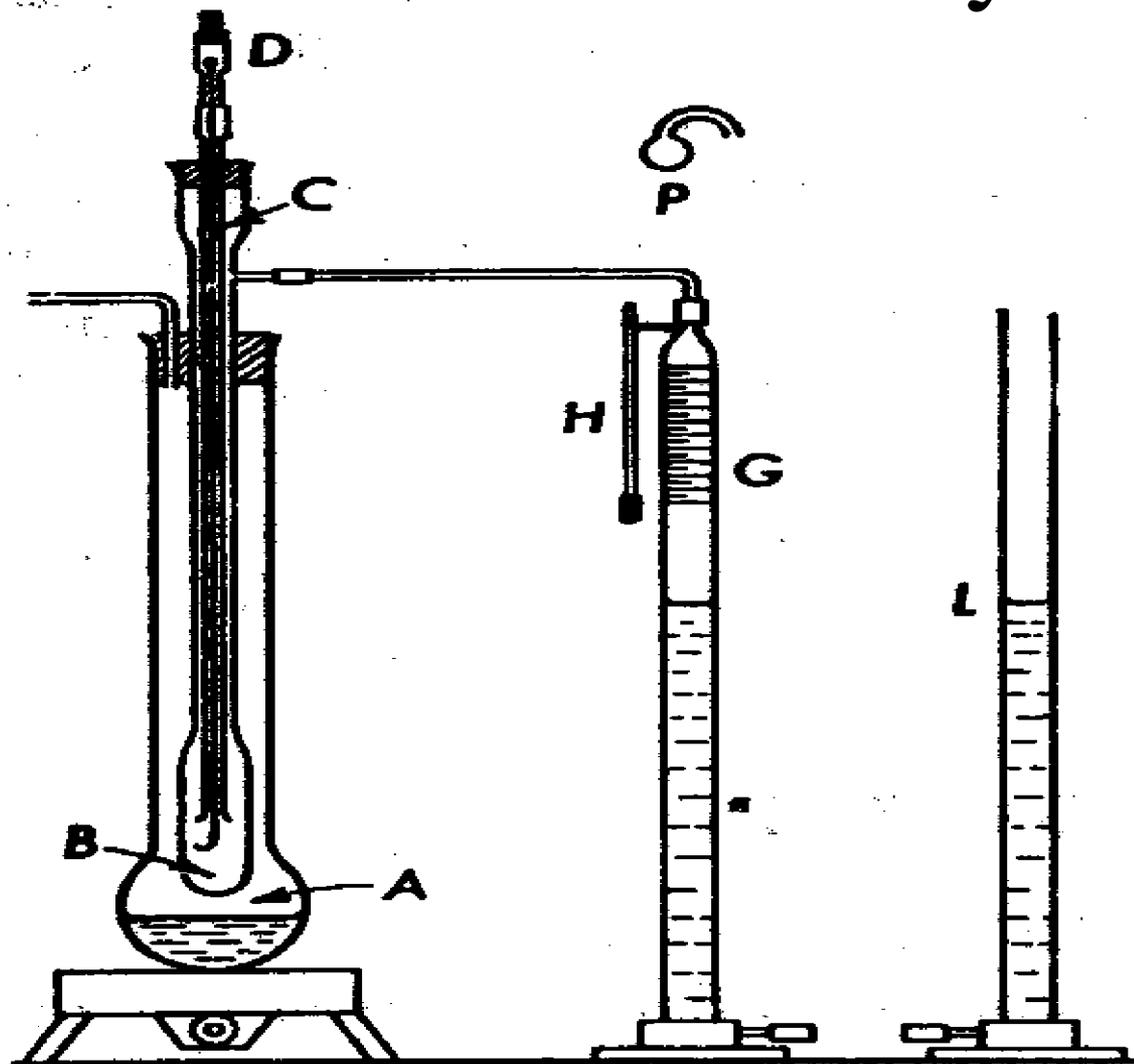
# Valor de R

Temperatura	Unidad de Presión	Unidad de Volumen	Unidad de peso	Unidad de Energía	R
Kelvin	atm	cm <sup>3</sup>	gmol	-----	
K	atm	L	gmol	-----	0.082
K	mmHg	L	gmol	-----	
K	bar	L	gmol	-----	
K	Kg/cm <sup>2</sup>	L	gmol	-----	
K	atm	ft <sup>3</sup>	lbmol	-----	
K	mmHg	ft <sup>3</sup>	lbmol	-----	
K	-----	-----	gmol	cal	
K	-----	-----	gmol	Joule	
Rankine	atm	ft <sup>3</sup>	lbmol	-----	
R	inHg	ft <sup>3</sup>	lbmol	-----	
R	mmHg	ft <sup>3</sup>	lbmol	-----	
R	lb <sub>f</sub> /plg <sup>2</sup>	ft <sup>3</sup>	lbmol	-----	
R	lb <sub>f</sub> /ft <sup>2</sup>	ft <sup>3</sup>	lbmol	-----	
R	lb <sub>f</sub> /plg <sup>2</sup>	Plg <sup>3</sup>	lbmol	-----	
R	-----	-----	lbmol	BTU	
R	-----	-----	lbmol	hp-hr	
R	-----	-----	lbmol	KW-hr	

Tarea Métodos exp. determinar  $M$   
gases y líquidos volátiles

$$PV = \frac{mRT}{M} \quad \Rightarrow \quad M = \frac{mRT}{PV} \quad \checkmark$$

# Método de Víctor Meyer



# Método de Densidades Límite

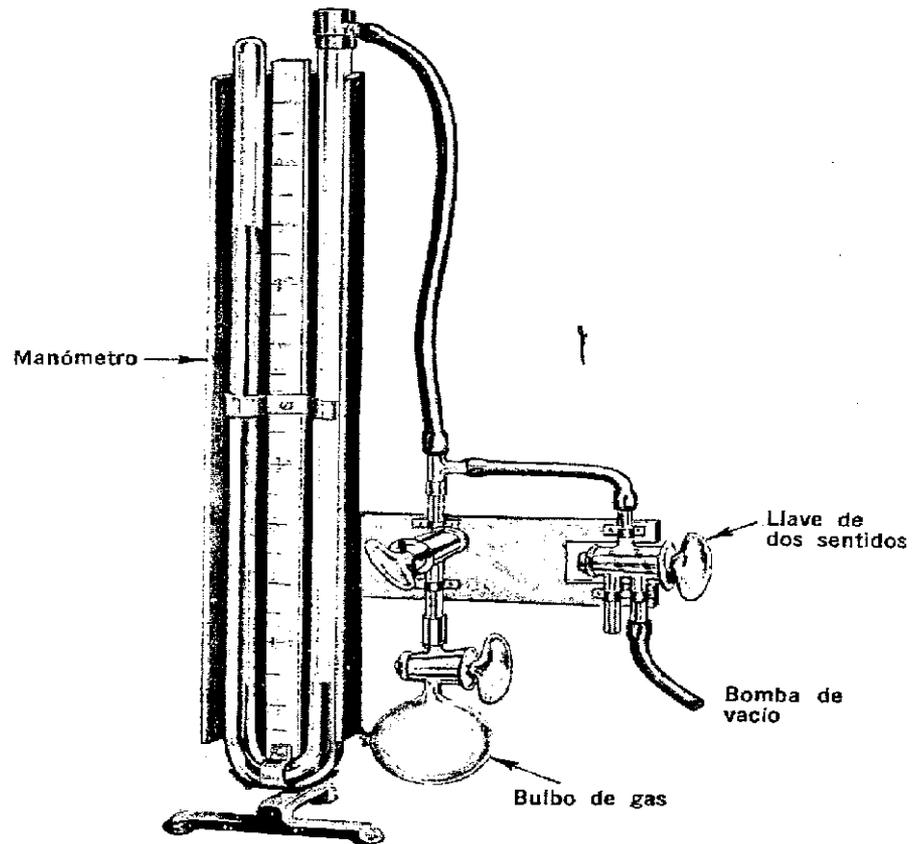


FIGURA 5-17. Aparato para determinar el peso molecular de los gases por el método de densidad límite.

# Método de Densidades Límite

