

*Facultad de Ciencias Exactas y Naturales y
Agrimensura
Universidad Nacional del Nordeste*



QUÍMICA GENERAL

**Carreras: Licenciatura en Ciencias Químicas,
Profesorado en Ciencias Químicas y del Ambiente,
Bioquímica**

UNIDAD V

NATURALEZA DE LOS GASES

- Ocupan todo el espacio disponible
- Están formados por una gran cantidad de moléculas que se mueven rápidamente y en forma caótica.
- El choque de las moléculas contra las paredes del recipiente que las contiene hace que los gases tengan presión.
- Son muy compresibles

Presión de un gas:

$$P = \frac{F}{A}$$

Unidades y Equivalencias:

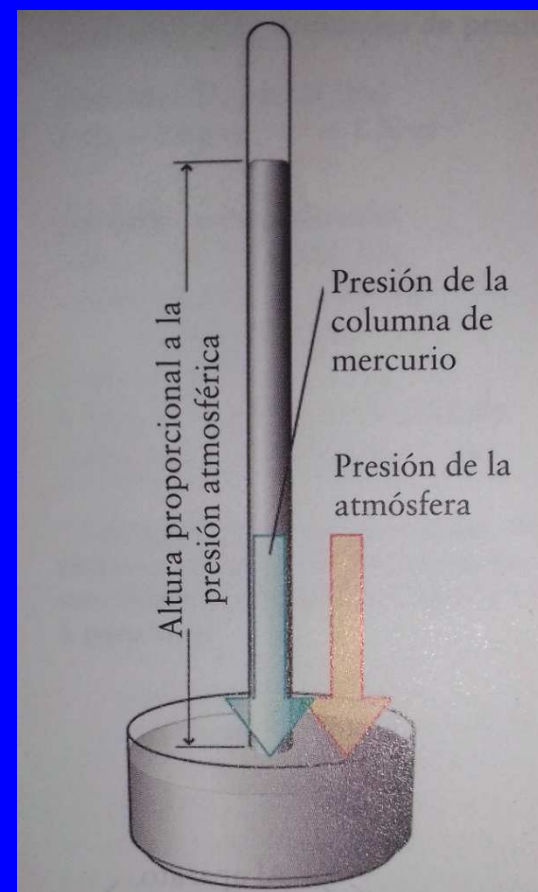
1 atm = $1,01325 \cdot 10^5$ Pa

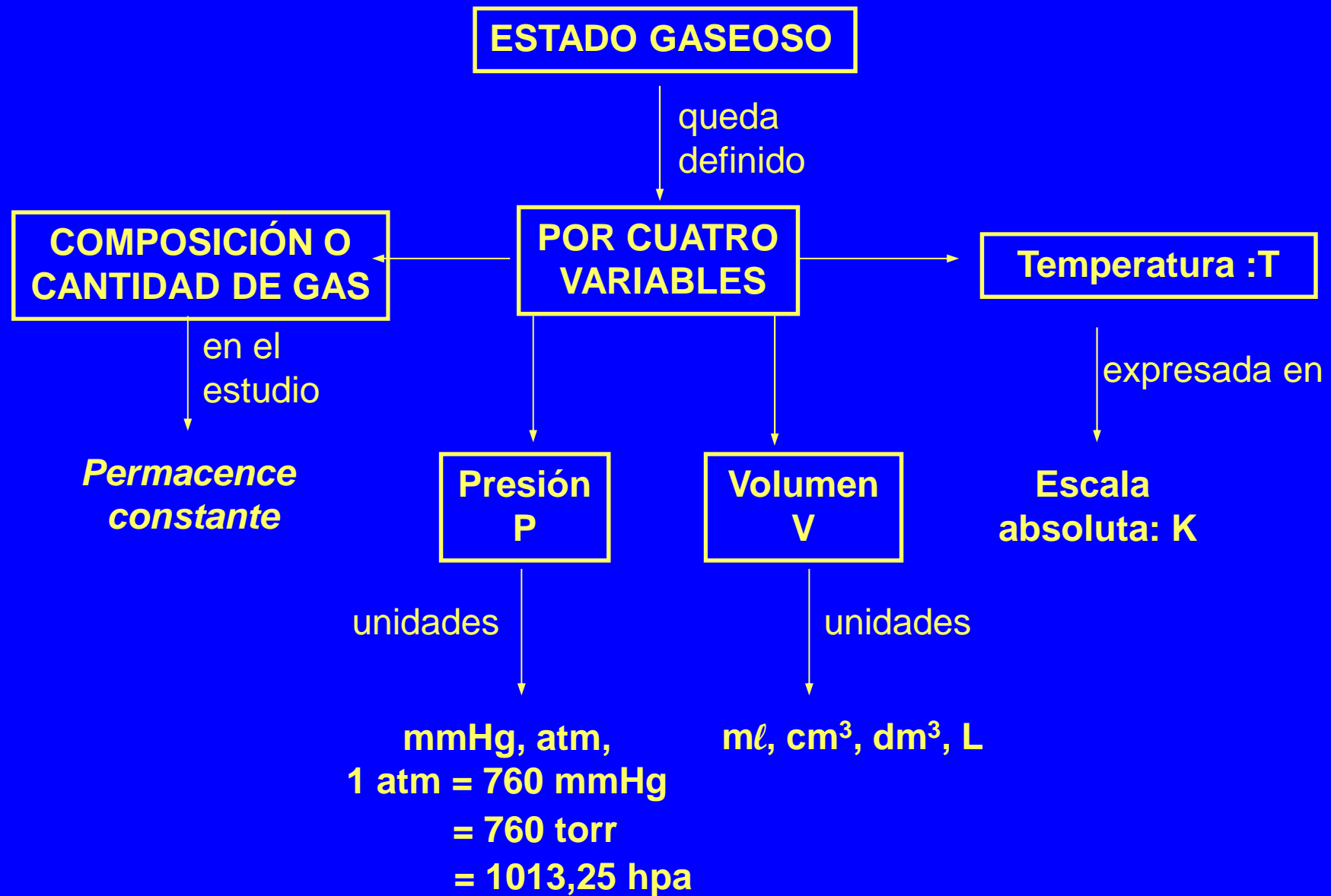
1 atm = 760 mm Hg

1 atm = 1013,25 hPa

1 Torr = 1 mm Hg

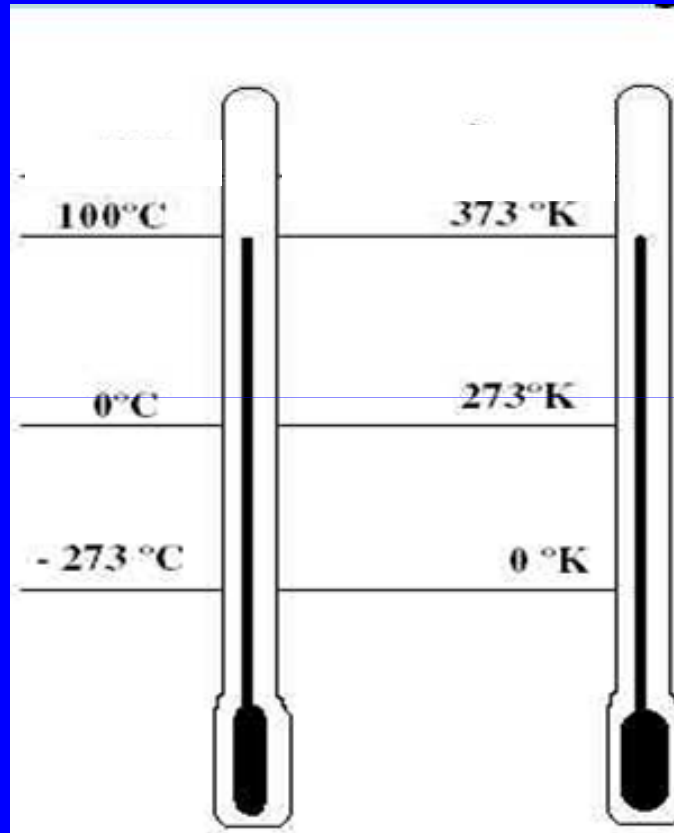
1 atm = 760 Torr





ESCALAS DE TEMPERATURAS

Celsius: °C Absoluta: K



Conversion de t °C en grados Kelvin

$$T (K) = T ^\circ C + 273$$

ESTADO GASEOSO

para estudiar sus
propiedades

Se toma como
referencia

los gases llamados

Gases Ideales o Perfectos

Estos cumplen
estrictamente

Ley de Boyle-Mariotte
 $T = \text{cte}$

estudia

**La variación del
V con la P**

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

analiza

**La variación del
V con la T**

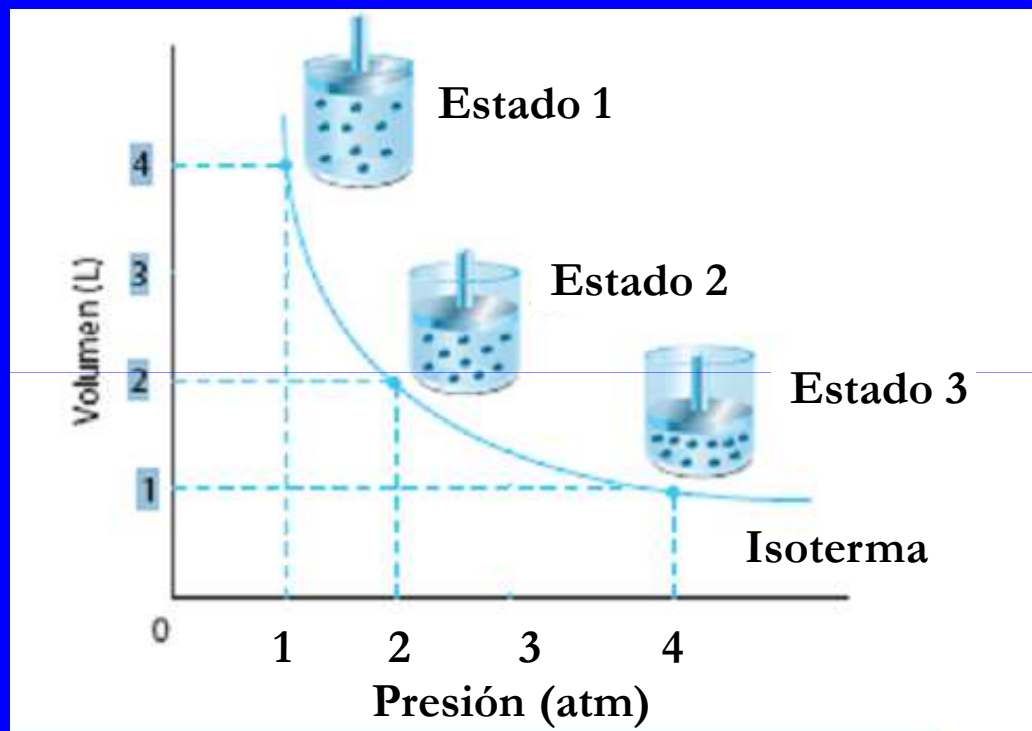
Ley de Gay-Lussac
 $V = \text{cte}$

estudia

**La variación de la
P con la T**

LEY DE BOYLE-MARIOTTE (T=constante)

El volumen de una masa definida de gas, a temperatura constante, es inversamente proporcional a la presión.



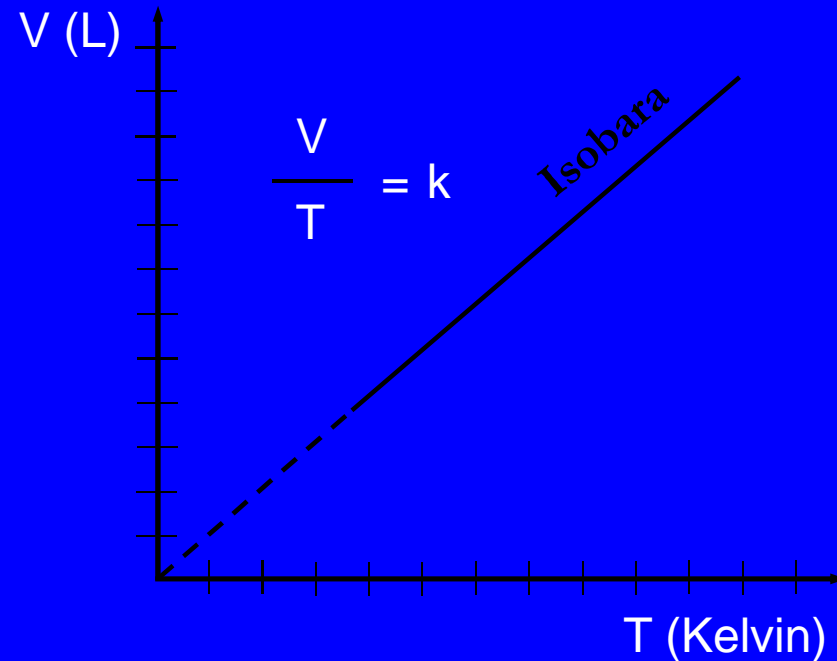
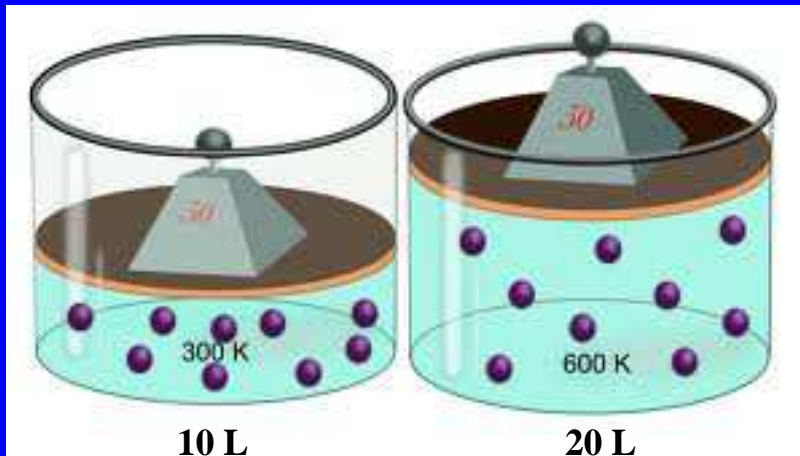
La aplicación de la ley de Boyle a dos estados, (1) y (2) resulta:

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

LEY DE CHARLES (P=constante)

El volumen de una masa definida de gas, a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$V \propto T \Rightarrow V = k.T \Rightarrow \frac{V}{T} = k$$



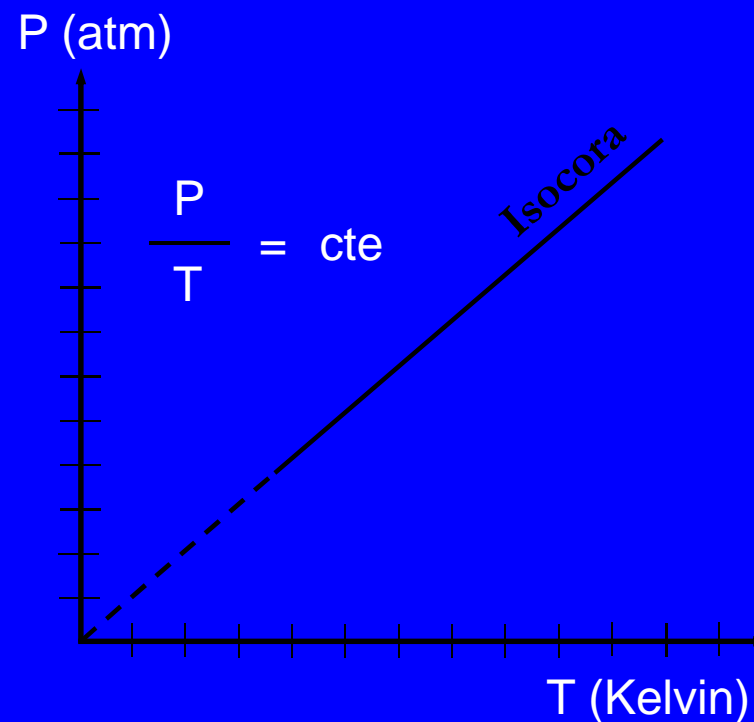
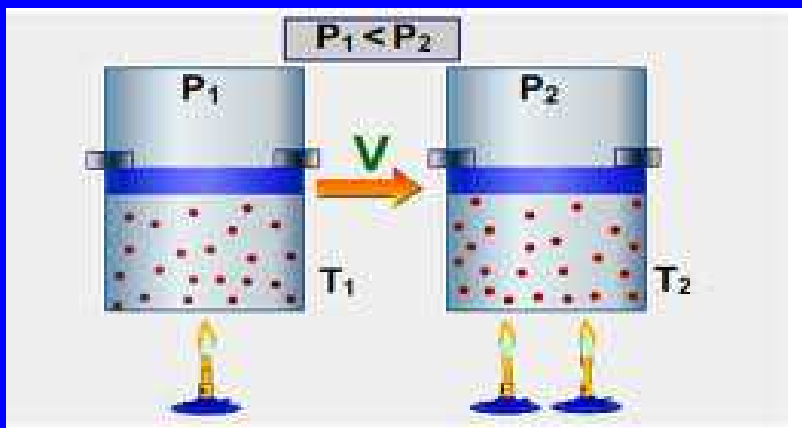
La aplicación de la ley de Charles a dos estados, (1) y (2) permite aseverar que:

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

LEY DE GAY-LUSSAC ($V=\text{constante}$)

La presión de una masa definida de gas, a volumen constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$P \propto T \Rightarrow P = k.T \Rightarrow \frac{P}{T} = k$$



La aplicación de la ley de Gay-Lussac para los estados, (1) y (2) resulta

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

ECUACION GENERAL DE LOS GASES IDEALES

Para dos estados de un gas ideal, se cumplen las leyes:

$$\text{Ley de Boyle - Mariote} \rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad (1)$$

$$\text{Ley de Charles} \rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (2)$$

$$\text{Ley de Gay - Lussac} \rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad (3)$$

Multiplicando (1),(2) y (3) miembro a miembro y extrayendo la raíz cuadrada tenemos:

$$\text{Ecuación General} \rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = \text{Constante}$$

ECUACION DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

A partir de la Ecuación General, podemos decir que para un estado del gas ideal se cumple:

$$\frac{P.V}{T} = \text{cte}; \text{ sea } \text{cte} = R \quad \Rightarrow \quad P.V = R.T \quad \text{Ecuación de estado para 1 mol de gas ideal}$$
$$\Downarrow$$
$$P.V = n.R.T \quad \text{Ecuación de estado para n mol de gas ideal}$$

Cálculo de R

El valor de la constante general de los gases resulta de aplicar la ley del gas ideal a un mol de gas ideal en Condiciones Normales de Presión y Temperatura (CNPT).

$$R = \frac{P.V}{n.T}$$

Presión Normal: 1 atm
Temperatura normal: 273 K
Volumen normal: 22,4 l

Reemplazando resulta $R = 0,082 \frac{\text{l.atm}}{\text{mol.K}}$

DIMENSIONES DE LA CONSTANTE GENERAL DE LOS GASES

$$R = \frac{P.V}{n.T} \longrightarrow \frac{\left[\frac{\text{Fuerza}}{\text{Longitud}^2} \right] \cdot [\text{Longitud}^3]}{[\text{mol}] \cdot [\text{Temperatura}]} \longrightarrow \frac{[\text{Fuerza}] \cdot [\text{Longitud}]}{[\text{mol}] \cdot [\text{Temperatura}]}$$

Valores de R en otras unidades:

Presión normal = $1,01325 \cdot 10^5$ Pa

Volumen normal = $22,4 \cdot 10^{-3}$ m³

Temperatura normal = 273 K

1 cal = 4,184 J



$$R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol.K}}$$



$$R = 1,988 \frac{\text{cal}}{\text{mol.K}}$$

Ecuaciones vinculadas a la ecuación del gas ideal

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



$$m = \frac{P.V.M}{R.T}$$

Masa de gas contenida en un recipiente



$$M = \frac{m.R.T}{P.V}$$

Masa molar de un gas



$$\delta = \frac{P.M}{R.T}$$

Densidad de un gas

LEY DE DALTON (Mezcla de gases)

La presión total ejercida por una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los gases que componen la mezcla.

$$P_{\text{Total}} = P_A + P_B + P_C + \dots\dots\dots$$

P_A : Presión parcial del gas A

P_B : Presión parcial del gas B

P_C : Presión parcial del gas C

.....

Imaginemos una mezcla de dos gases A y B

**Mezcla
Gaseosa
A + B**

Volumen de la mezcla: V

Temperatura de la mezcla: T

Número de moles del gas A: n_A

Número de moles del gas B: n_B

Fracción Molar (X_i): es el número de moles de moléculas de un gas de la mezcla dividido el número de moles total de moles de la muestra.

$$P_A = X_A \cdot P_T$$

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{Total}}} = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

$$X_A + X_B = 1$$

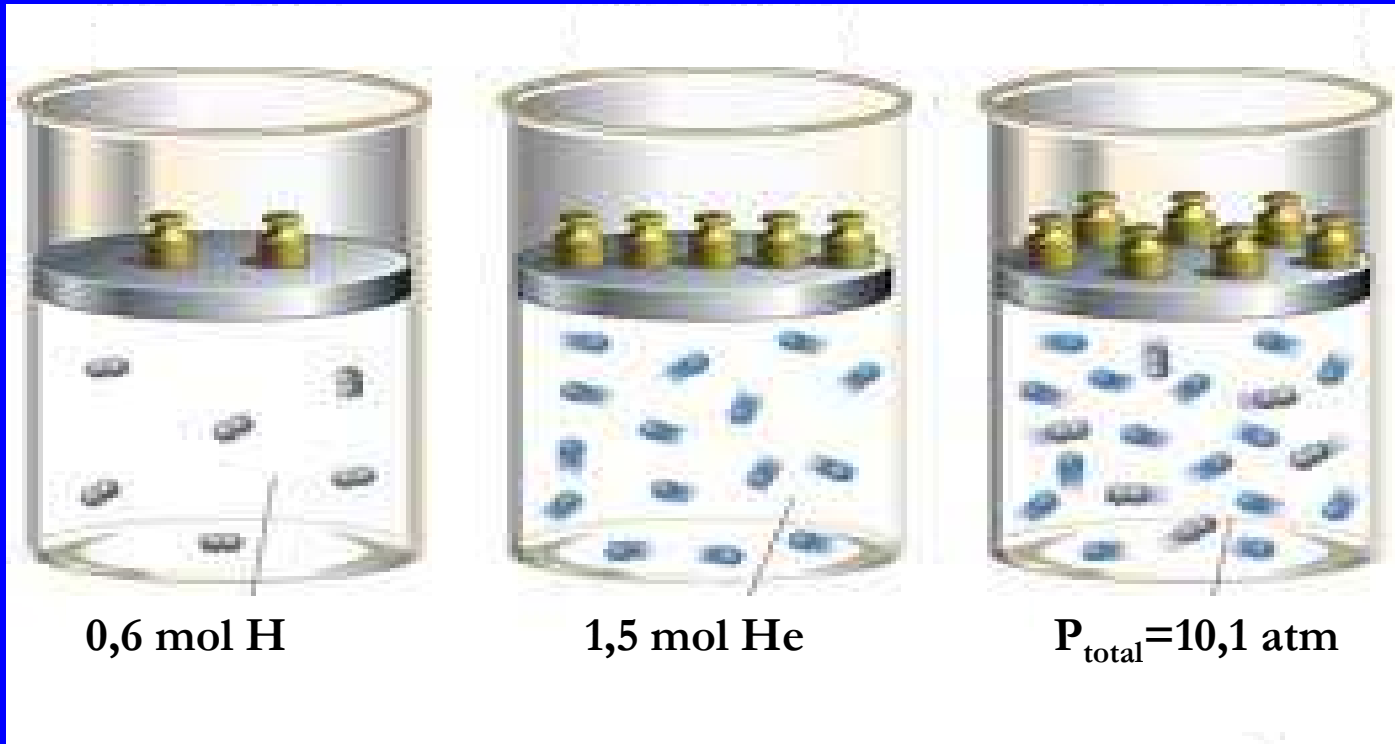
$$P_B = X_B \cdot P_T$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_{\text{Total}}} = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

X_A : Fracción molar del gas A

X_B : Fracción molar del gas B

Ley de Dalton. Ejemplo de Aplicación



Calcule la presión parcial de cada componente de la mezcla

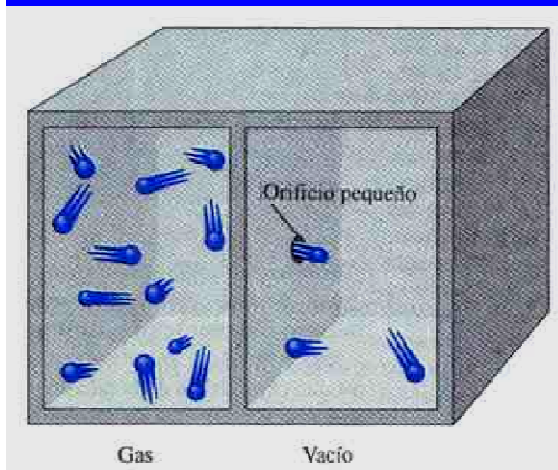
TEORÍA CINÉTICA APLICADA A LOS GASES IDEALES

Postulados:

1. Las moléculas de los gases ideales tienen masa pero no volumen, es decir se comportan como masas puntuales.
2. Las moléculas chocan entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene, durante esos choques no ganan ni pierden energía, son choque perfectamente elásticos.
3. La presión ejercida por un gas se debe a los choques de las moléculas con las paredes del recipiente, cada molécula produce un pequeño impulso y la suma de esos impulsos representa la P del gas.
4. Entre las moléculas no existen fuerzas atractivas ni repulsivas. Se comportan en forma independiente unas de otras.

LEY DE GRAHAM

A temperatura constante, la velocidad de efusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su masa molar.



$$\text{Velocidad de efusión} \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$$

Difusión: Es la dispersión gradual de una sustancia en otra. Por ejemplo, la dispersión por el aire de perfumes y feromonas.

Efusión: Es el escape de un gas a través de un pequeño orificio. Por ejemplo, cuando se pincha un neumático.

Si escribimos la ley de Graham para dos gases A y B de masas molares M_A y M_B respectivamente y hallamos el cociente entre ambas ecuaciones, obtenemos:

$$\frac{\text{Velocidad de efusión de A}}{\text{Velocidad de efusión de B}} = \frac{1/\sqrt{M_A}}{1/\sqrt{M_B}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \quad \Rightarrow \quad \frac{\text{tiempo para que A difunda}}{\text{tiempo para que B difunda}} = \sqrt{\frac{M_A}{M_B}}$$

Esta relación puede utilizarse para estimar la masa molar de una sustancia.

Problema. La efusión de 30 mL de Argón a través de una barrera porosa tarda 40 s. El mismo volumen de vapor de un compuesto volátil tarda 120 s para su efusión a través de la misma membrana en idénticas condiciones. Cual es la masa molar de este compuesto? R: $3,6 \cdot 10^2$ g/mol.

GASES REALES O GASES IMPERFECTOS

Son los gases que existen en la naturaleza (O₂, N₂, O₃, H₂, CO₂, etc). Los gases reales no se comportan como ideales debido a:

- 1°.- Las moléculas tienen un volumen finito.
- 2°.- Entre las moléculas existen fuerzas de atracción y de repulsión. Estas interacciones hacen que:

- Las moléculas se frenan a larga distancia cuando se dirigen hacia la pared.
- Las moléculas intercambien menos momento lineal cuando chocan con las paredes.

Debido a estas interacciones la presión que ejerce el gas sobre las paredes se reduce.

Ecuación de van der Waals

$$\left(P + \frac{a \cdot n^2}{V^2}\right)(V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$



↑ T y ↓ P

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

a y b: constantes de van der Waals. Tienen un valor determinado para cada gas real y se calculan en forma experimental.

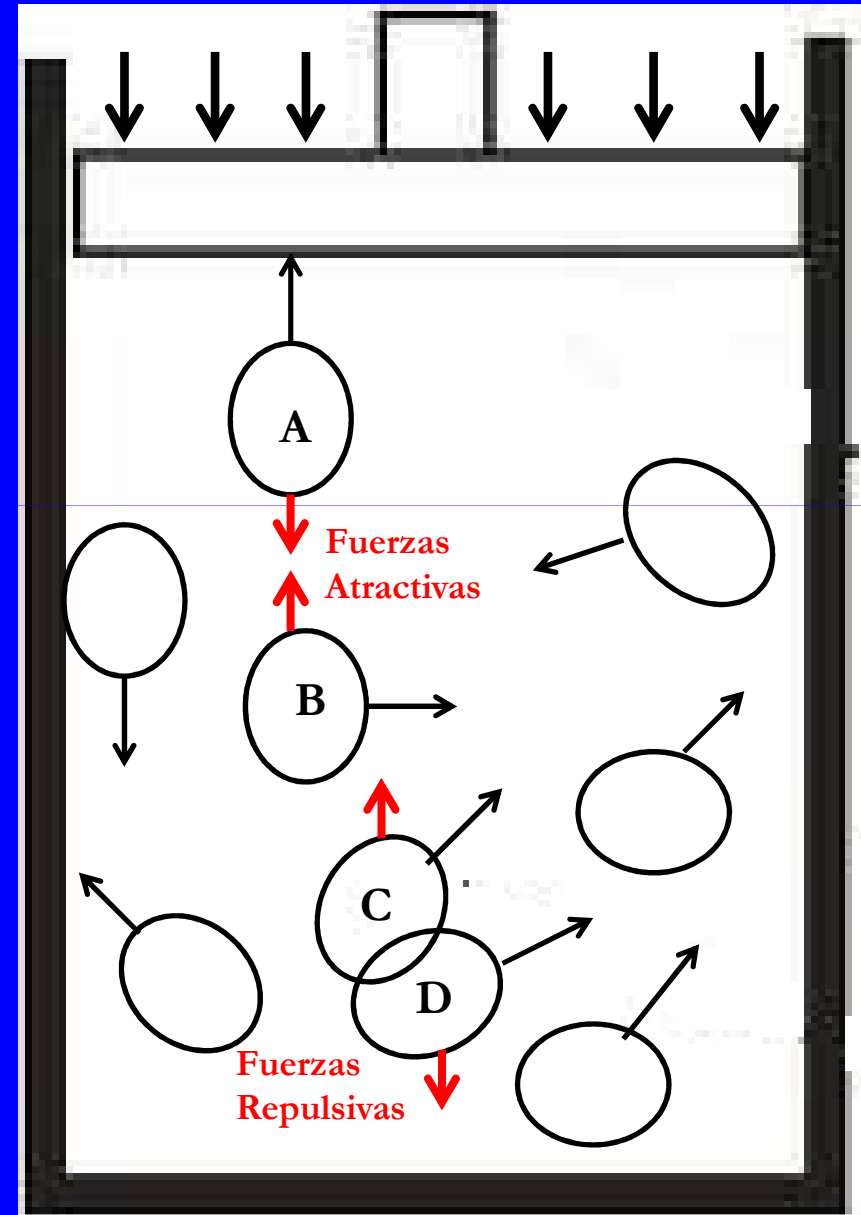
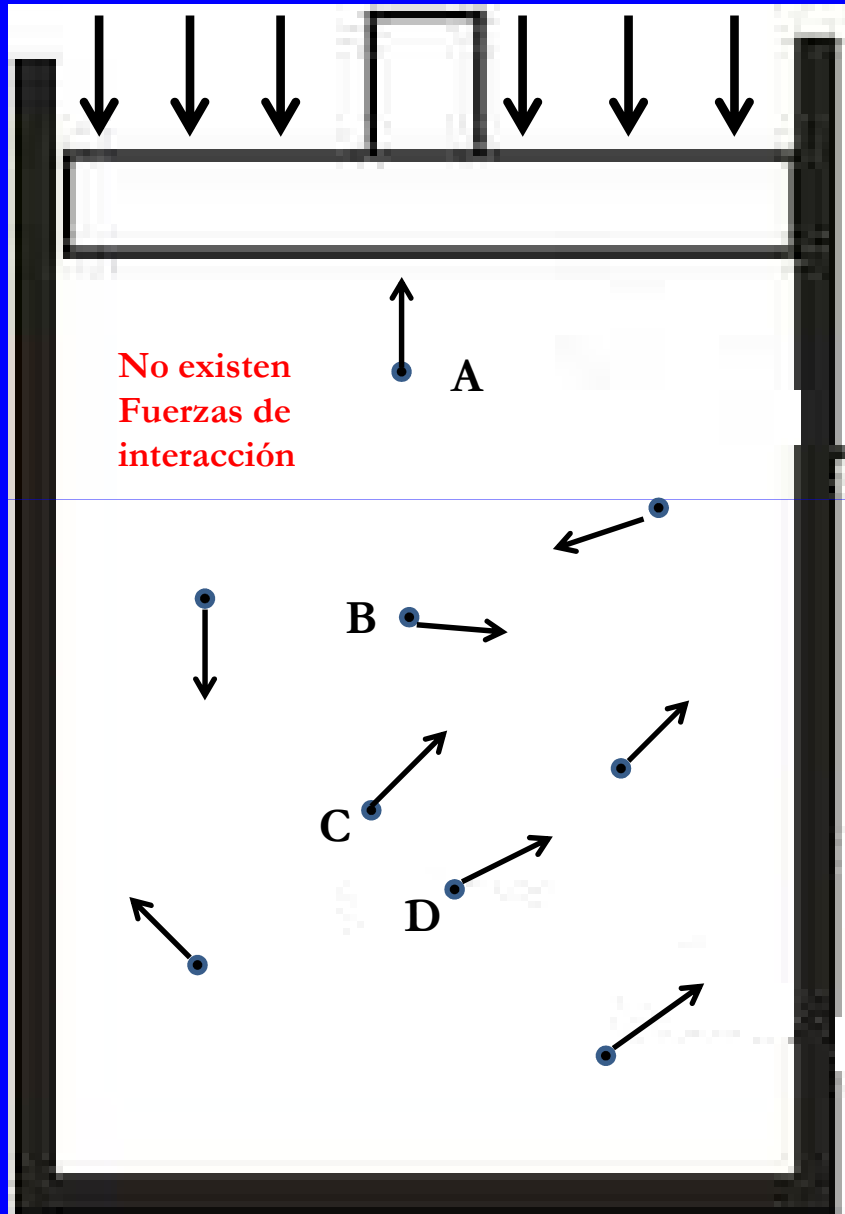
a/V²: Presión de cohesión. Tiene en cuenta las fuerzas intermoleculares.

b: Covolumen. Tiene en cuenta el volumen propio de la molécula.

Comportamiento IDEAL

Comportamiento REAL

$$P_{\text{IDEAL}} > P_{\text{REAL}}$$



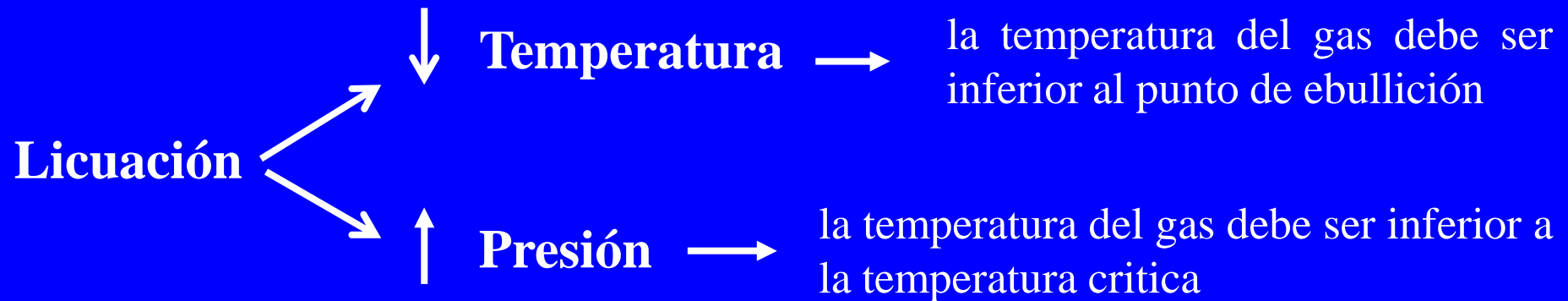
LICUACIÓN DE GASES

Son generados por sustancias
que existen en forma
LIQUIDA en la naturaleza.

Vapor $\xrightarrow{\text{Condensación}}$ Líquido

Gas (N_2 , O_2 , CO_2) $\xrightarrow{\text{Licuación}}$ Líquido

Son sustancias que existen
como tal en la naturaleza.



Temperatura Crítica (T_c): Es la temperatura por encima de la cual es imposible licuar un gas (por mas presión que se aplique)

Presión Crítica (P_c): Es la mínima presión que se debe aplicar para licuar un gas, siempre que el mismo este enfriado a una temperatura igual o inferior a la crítica.

Por ejemplo el CO_2 tiene $T_c = 31,94\text{ }^\circ\text{C}$ y $P_c = 72,85\text{ atm}$.

RESUMEN

<i>Ley</i>	<i>Expresion matemática</i>		<i>Variables que se mantienen constantes</i>	<i>Tipo de relación</i>
De Boyle	$P_1 V_1 = P_2 V_2$	$P V = k$	n y T	<i>Inversa: P sube, V baja</i>
Ley de Charles	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$\frac{V}{T} = k$	n y P	<i>Directa: T sube, V sube</i>
Ley Gay Lussac	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	$\frac{P}{T} = k$	n y V	<i>Directa: T sube, P sube</i>
Ecuación del gas ideal	$P V = n R T$	$\frac{PV}{nT} = k = R$	R	<i>P, V, n y T son variables independientes</i>
Ley del gas ideal	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$	$\frac{PV}{T} = k$	n	<i>Directa e inversa</i>
Ley de Dalton	$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$	$\sum_k P_i = P_T$	-	<i>Aditiva</i>