

**UNIDAD V** ESTADO GASEOSO. Leyes de los gases ideales. Dedución de la ecuación general del gas ideal. Unidades de la constante general de los gases. Aplicaciones de la ecuación del gas ideal. Ley de Dalton. Ley de Graham. Teoría cinética aplicada al estado gaseoso. Postulados. Gases reales. Características. Ecuación de van de Waals. Licuación de gases. Condiciones críticas.

### ESTADO GASEOSO

Los sistemas materiales gaseosos se caracterizan desde un punto de vista **MACROSCOPICO** por:

- Su homogeneidad;
- Su pequeña densidad, respecto de líquidos y sólidos;
- La ocupación de todo el volumen del recipiente que los contiene;
- la espontánea difusión de un gas en otro, dando soluciones.

La estructura de los gases es interpretada por la teoría cinético-molecular (**MICROSCOPICO**):

- La sustancia, en estado gaseoso, está constituida por moléculas muy separadas entre sí, como corresponde a su baja densidad.
- Las moléculas están animadas de perpetuo movimiento, trasladándose en línea recta en todas las direcciones y sentidos dentro del volumen ocupado.
- Hay choques de las moléculas contra las paredes del recipiente y también entre si (choques intermoleculares).

Las leyes de los gases ideales fueron deducidas de la teoría cinética en base a los dos primeros supuestos.

**Los gases ideales ( o perfectos o hipotéticos) cumplen con los siguientes postulados:**

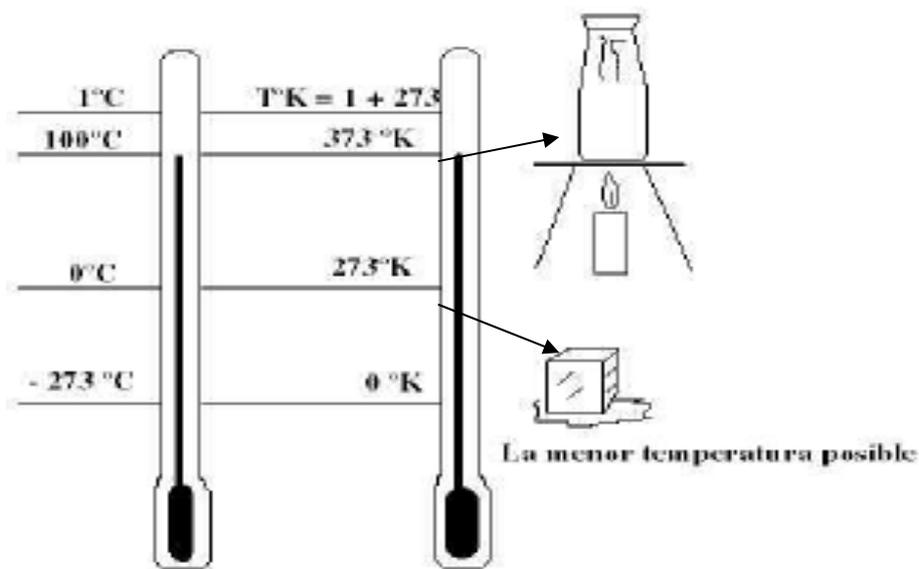
- Los gases se componen de moléculas cuyo tamaño es despreciable comparado con la distancia media entre ellas.
- Las fuerzas intermoleculares son débiles ó despreciables. Salvo en el momento de la colisión.
- Cumplen con las leyes de los gases

### LEYES VOLUMETRICAS DEL ESTADO GASEOSO.

Las leyes volumétricas más sencillas relacionan dos de las cuatro magnitudes del estado gaseoso. Las dos restantes se mantienen constantes.

Magnitudes	Unidades
MASA (m)	La unidad de masa en el sistema CGS es el gramo (g) La unidad de masa en el SIMELA es el kilogramo (kg)
VOLUMEN (V) (Capacidad)	En el SIMELA la unidad de volumen es el metro cúbico (m <sup>3</sup> ) Los volúmenes gaseosos se expresan en unidades de capacidad litros (L) o (mL)
PRESION (P)	La equivalencia entre las unidades de presión más común es: 1 atm = 760 mm Hg = 760 Torr = 1013,25 hPa
TEMPERATURA (T)	En cuanto a la temperatura, la escala Celsius no encuentra aplicación en los cálculos, debiéndose emplear la escala absoluta o KELVIN. Ambas temperaturas quedan relacionadas por la igualdad: $t\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = T\text{ K}$

### Relación gráfica de la escala Celcius con la escala centígrada



### ➔ LEY DE BOYLE

Vincula : volumen y presión

De : una masa constante de gas a temperatura constante.

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

En otras palabras, la presión varía en proporción inversa con el volumen:

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

La interpretación matemática del comportamiento es:

$$P V = k \quad \text{Ley de Boyle}$$

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

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

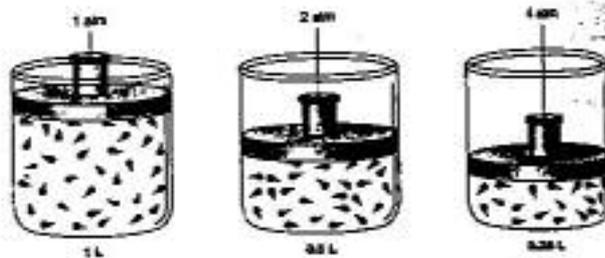
### Experiencia de Boyle

El estudio de los gases, y en particular del aire, atrajo la atención de los físicos del siglo XVII y más concretamente la del irlandés Robert Boyle (1627-1691). Las experiencias que le permitieron establecer su conocida ley consistieron, básicamente, en añadir mercurio a un tubo acodado suficientemente largo abierto por un extremo y provisto de una llave en el otro. Con la llave abierta vertía mercurio y su nivel en las dos ramas del tubo se igualaba (principio de los vasos comunicantes). A continuación cerraba la llave y añadía sucesivamente cantidades de mercurio iguales, con lo cual, la presión a la que estaba sometido el gas encerrado en el otro extremo del tubo, aumentaba en igual proporción. Mediante sucesivas medidas de la distancia entre los dos niveles alcanzados por el mercurio en ambas ramas del tubo, observó que la disminución del volumen del gas guardaba cierta relación con el aumento de presión. Si doblaba el peso de mercurio, el volumen se reducía a la mitad, si lo triplicaba se reducía a la tercera parte y así sucesivamente. Un análisis cuidadoso de tales resultados experimentales le permitió, finalmente, enunciar su ley.

### Experiencia de Boyle

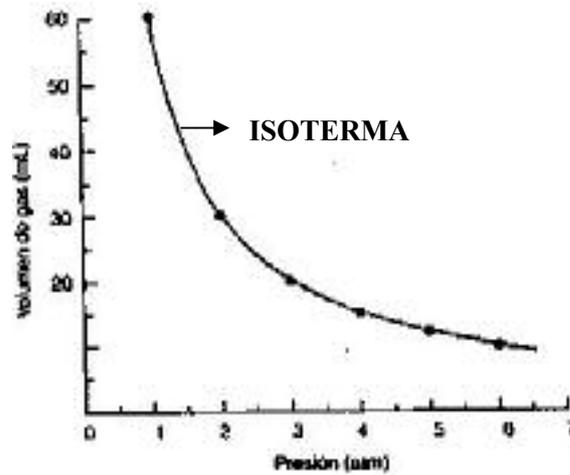


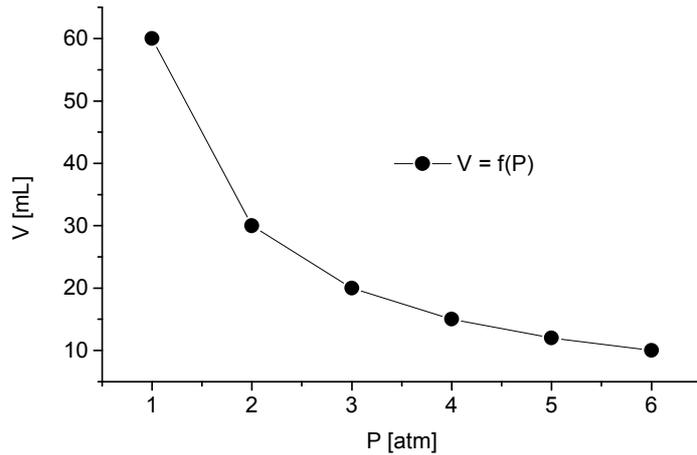
Situación hipotética



### Ejemplo con resultados experimentales

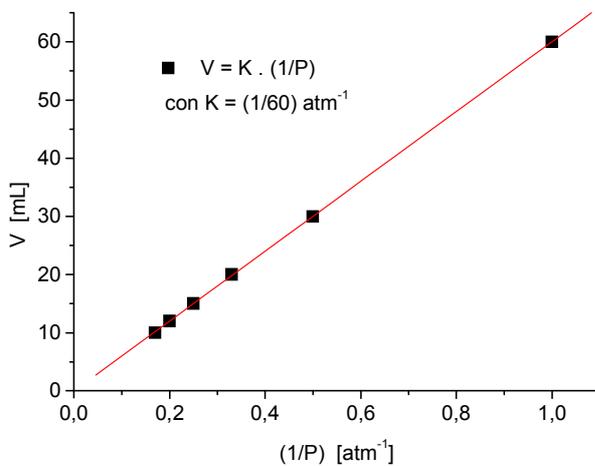
Gráfica de la respuesta experimental



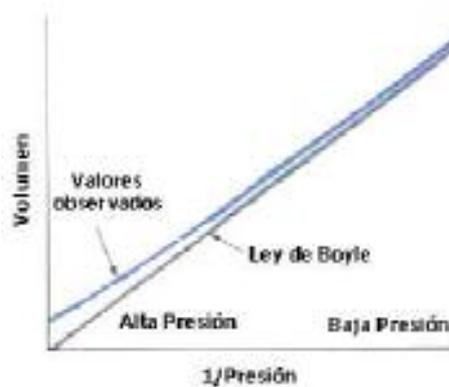
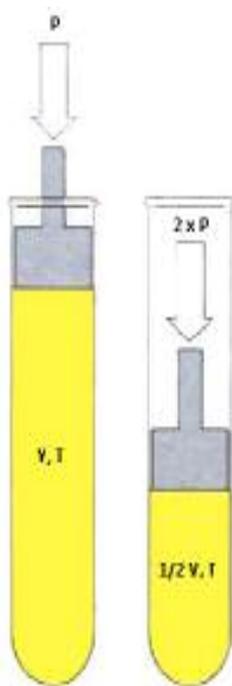


Respuesta experimental

Presión (atm)	Volumen (mL)	1/P	P.V
1	60	1.00	60
2	30	0.50	60
3	20	0.33	60
4	15	0.25	60
5	12	0.20	60
6	10	0,17	60



T = constante



**A temperatura constante y para una misma masa de gas, el volumen es inversamente proporcional a la presión.**

La energía cinética es constante, como consecuencia la velocidad molecular promedio y las fuerzas de colisión están constantes. Si aumenta el volumen, entonces disminuye el número de moléculas por unidad de volumen y también disminuye la cantidad de colisiones por unidad de área de la pared. Como consecuencia de todas estas situaciones la presión disminuye.

**Es válida a presiones de aproximadamente 1 atm e inferiores, pero no funciona bien a presiones altas o temperaturas bajas.**

## ➔ LEY DE CHARLES

Vincula : volumen y temperatura absoluta

De : una masa constante de gas a presión constante.

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

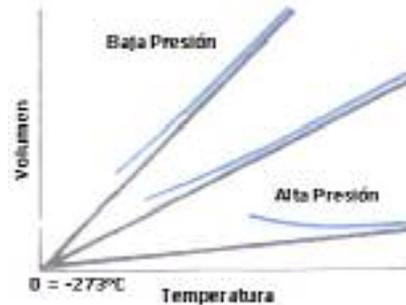
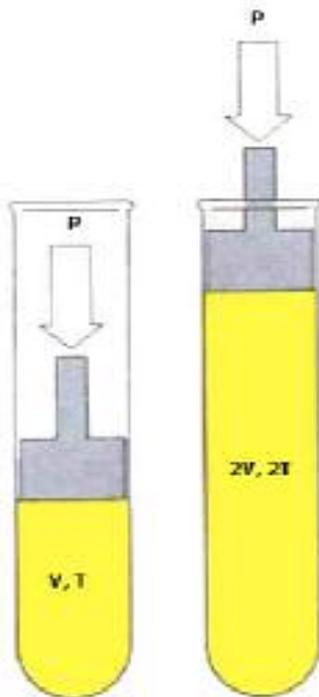
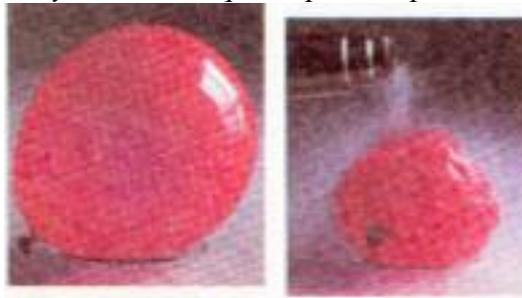
En otras palabras, el volumen varía en proporción directa con la temperatura:  $V \propto T$

La interpretación matemática del comportamiento es:  $\frac{V}{T} = k$  Ley de Charles

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

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

***Otro ejemplo práctico:*** Cuando se vierte nitrógeno líquido ( $-196^\circ\text{C}$ ) sobre un globo, el gas atrapado en éste se enfría y el volumen disminuye, mientras que la presión permanece constante.



**Para una misma masa de gas a presión constante el volumen, es proporcional a su temperatura absoluta.**

Si aumenta la temperatura:

- Aumenta la velocidad molecular promedio
- Aumenta la fuerzas de las colisiones.

Para que la presión permanezca constante es necesario que aumente el volumen de modo que el número de moléculas por unidad de volumen disminuye y la frecuencia de las colisiones disminuya. Así cuando se aumenta la temperatura del gas a P constante y aumenta el volumen.

**Es válida a presiones de aproximadamente 1 atm e inferiores, pero no funciona bien a presiones altas o temperaturas bajas.**

## ➔ LEY DE GAY LUSSAC

Vincula : presión y temperatura absoluta.

De: una masa constante de gas a volumen constante.

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

En otras palabras, la presión varía en proporción directa con la temperatura:  $P \propto T$

La interpretación matemática del comportamiento es:

$$\frac{P}{T} = k \quad \text{Ley de Gay Lussac}$$

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

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

Experiencias semejantes realizadas manteniendo constante el volumen y estudiando la variación de la presión con la temperatura permitieron al químico francés establecer la que se conoce como **Ley de Gay Lussac**: a volumen constante, la presión de un gas aumenta proporcionalmente al incremento de temperatura, siendo la constante de proporcionalidad la misma para todos los gases.

## ➔ LA LEY DEL GAS IDEAL

Las leyes de Boyle-Mariotte , de Charles y de Gay-Lussac sobre el comportamiento de los gases, aunque son aplicables dentro de una buena aproximación a los gases existentes en la naturaleza, son tanto más imprecisas cuanto mayor es la densidad, la presión o la temperatura del gas. Por ello los gases que cumplen con exactitud dichas leyes físicas se denominan **gases perfectos o ideales**.

Es posible combinar las leyes de los gases en una sola ecuación sencilla si la temperatura se expresa en la escala absoluta o Kelvin. Así la ley de Charles y la de Gay- Lussac expresan, respectivamente:

$$V = k T \quad (1) \quad \text{y} \quad P = k' T$$

Por otra parte la ley de Boyle establece la proporcionalidad inversa entre  $V$  y  $P$ , es decir:

$$P V = k'' \quad (2) \quad \text{o lo que es lo mismo} \quad V = \frac{k''}{P} \quad (3)$$

Combinando las ecuaciones (1) y (3) resulta:

$$V = K \frac{T}{P} \quad (4) \quad \text{donde} \quad K = \frac{k'}{k''}$$

Reemplazando en (4) en (2):

$$\frac{PV}{T} = \text{constante}$$

que indica que el producto del volumen de un gas por su presión dividido por su temperatura absoluta es una cantidad constante.

Ello significa que una muestra gaseosa dada puede evolucionar de un estado inicial a otro final cambiando en el proceso su presión, su volumen o su temperatura, pero siempre que la cantidad  $PV/T$  no varíe.

Para dos estados cualesquiera inicial y final ( 1 y 2, respectivamente) las magnitudes  $P$ ,  $V$  y  $T$  están relacionadas en la forma:

**Ley del gas ideal**

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

El producto de la presión por el volumen, dividido por la temperatura absoluta, en el estado inicial, es igual al producto de la presión por el volumen, dividido por la temperatura absoluta, en el estado final, siempre que la masa del gas sea constante.

En este enunciado quedan asociadas las dos leyes volumétricas de los gases: **BOYLE, CHARLES y GAY LUSSAC.**

### ➔ LA ECUACIÓN DEL GAS IDEAL

La constante de proporcionalidad **depende de la cantidad de sustancia gaseosa considerada.** Cuando esta circunstancia se introduce en la ecuación (3), es decir se trabaja con un número de moles (cantidad de sustancia gaseosa) distinto de uno resulta la expresión de la Ecuación del gas ideal:

#### Ecuación del gas ideal

$$P V = n R T$$

donde  $n$  es el número de moles de la muestra gaseosa considerada y  $R$  es la llamada **constante de los gases perfectos** igual a:  $0,082 \text{ atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Cuando se opera con gases reales, los datos hallados experimentalmente no coinciden con los calculados usando las leyes volumétricas, particularmente cuando las presiones y temperaturas se apartan mucho de las habituales. Los gases reales cumplen con aproximadamente las leyes volumétricas.

El estudio del comportamiento real requiere ecuaciones físicomatemática complicadas. Por razones de simplicidad, se admite su comportamiento ideal, ajustado a las leyes volumétricas. Los resultados deducidos teóricamente difieren poco de los experimentales. En la mayoría de las aplicaciones comunes, los errores cometidos son tan pequeños que se desprecian.

#### Condiciones normales de presión y de temperatura. Constante general de los gases

El volumen de un gas varía notablemente cuando se modifican la presión y la temperatura del sistema. En las comunicaciones científicas, la rápida comparación de las mediciones es facilitada por la adopción de las condiciones normales de presión y de temperatura.

Se ha convenido en definir dos constantes:

la presión normal:	$P_0$	1 atm	760 mm Hg
la temperatura normal:	$T_0$	0°C	273°K
el volumen normal	$V_0$	22,414 L	

Tantas veces son citadas estas condiciones normales normales que se las indica abreviadamente con la sigla CNPT.

El valor de la constante general de los gases resulta entonces de aplicar la ley del gas ideal a un mol de cualquier gas ideal.

$$R = \frac{P_0 \cdot V_0}{n T_0} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,414 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol K}}$$

#### **Dimensiones de la constante general de los gases**

Analizando cada una de las magnitudes que intervienen en la expresión de la constante general de los gases  $R$  tendremos:

$$R = \frac{P_0 \cdot V_0}{n T_0}; \quad \frac{\left[ \frac{\text{F}}{\text{L}^2} \right] \left[ \text{L}^3 \right]}{\left[ \text{mol} \right] \left[ \text{T} \right]} = \frac{\left[ \text{F} \right] \left[ \text{L} \right]}{\left[ \text{mol} \right] \left[ \text{T} \right]} = \frac{\left[ \text{Energía} \right]}{\left[ \text{mol} \right] \left[ \text{T} \right]}$$

Valores de  $R$  en otras unidades:

$$P = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}; \quad V_0 = 22,414 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3; \quad T_0 = 273 \text{ K}; \quad 1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

$$\boxed{8,319 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} \quad 1,988 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}}$$

### Ecuaciones vinculadas a la ecuación del gas ideal

El número de moles de una sustancia se calcula a partir del cociente de la masa dividido su masa molar, por lo que se obtiene la siguiente expresión derivada de la ecuación de estado:

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

A la vez, si recordamos que la densidad es la masa de la unidad de volumen, y que se calcula dividiendo la masa por su volumen, tendremos:

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

También es posible calcular la masa molar de una sustancia a partir de:  $M = \frac{m R T}{P V}$

### Estudiando un sistema gaseoso cualquiera de masa constante:

Tendrá un estado inicial cualquiera, con un volumen  $V$  en las condiciones fijadas de presión y de temperatura:  $P$  y  $T$ .

Y puede suponerse que el estado final es normal; luego, su volumen será en las CNPT.

Introducidos estos datos en la ecuación unificada de los gases ideales:

$$\frac{P V}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$$

Esta versión de la expresión unificada encuentra ventajosas aplicaciones prácticas.

Ejemplo: Durante una investigación sobre respiración vegetal se midió, a 700 mm Hg y 20°C, un consumo de 250 mililitros de oxígeno. Reducir dicho volumen a las CNPT.

Reducir un volumen a las condiciones normales de presión y de temperatura significa calcular cuál sería el volumen ocupado por la masa gaseosa a 1 atm y 0°C.

Entonces:

$$P = 700 \text{ mm Hg}$$

$$V = 250 \text{ mL}$$

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

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P V}{T} \Rightarrow V_0 = \frac{P_0 T_0}{T P} V$$

$$V_0 = \frac{273 \text{ K} \cdot 700 \text{ mmHg}}{293 \text{ K} \cdot 760 \text{ mmHg}} \cdot 250 \text{ mL} = 214 \text{ mL}$$

También se plantea el problema inverso: conocido el volumen normal de una masa gaseosa, calcular su volumen en cualquier otra presión y/o temperatura.

## ➔ LEY DE DALTON –MEZCLA DE GASES

### Fracción molar

En sistemas con varios componentes (mezclas), es necesario conocer su *composición química*, además de dos variables independientes, para definir su estado termodinámico (postulado de estado). La composición química se puede dar como *fracción molar*.

$$\text{Fracción molar: } x_i = \frac{n_i}{\sum n_i} = \frac{n_i}{n_T}$$

donde  $n_i$  es el número de moles del componente  $i$ , y  $n_T$  es el número de moles totales de la mezcla gaseosa.

Para una mezcla de gas nitrógeno(A) y gas oxígeno(B) de la aplicación de la expresión anterior resulta:

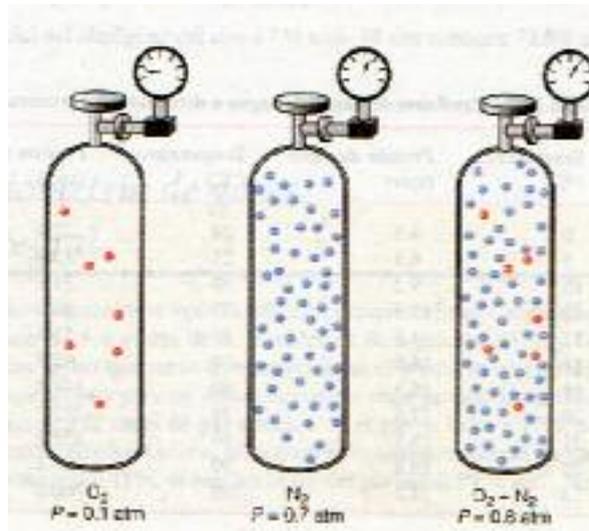
$$x_A = \frac{n_A}{\sum n_i} = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad \text{y} \quad x_B = \frac{n_B}{\sum n_i} = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

Se deduce así que la suma de las fracciones molares les dará siempre igual a 1.

$$\sum x_i = 1$$

### Presión parcial

**Presión parcial** es la contribución de cada componente a la presión total de una mezcla. En mezclas de gases ideales (sin interacción entre los componentes), se mide como la presión que ejercería cada componente de una mezcla por separado, si estuviera a la temperatura de la mezcla, ocupando el volumen de la mezcla.



Aplicando la ecuación del gas ideal a cada componente, la presión parcial del componente  $i$  será:

$$P_i = \frac{n_i RT}{V} \quad (1)$$

Por otro lado, una mezcla de gases ideales se comporta como un sólo gas: la presión total de la mezcla será:

$$P_T = \frac{n_T RT}{V} \quad (2)$$

Dividiendo las ecuaciones [1] y [2], se ve la relación entre presión parcial, presión total y fracción molar es:

$$\frac{P_i}{P_T} = \frac{n_i}{n_T} = x_i \quad \text{es decir} \quad P_i = x_i P_T \quad \text{o lo que es lo mismo} \quad \sum_k P_i = P_T$$

que constituye la **ley de Dalton**.

Para una mezcla gaseosa de dos componentes A y B, de la aplicación de las expresiones anteriores para el componente A resulta:

$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A}{n_T} = \frac{n_A}{n_A + n_B} x_A$$

$$P_A = x_A P_T$$

$$\sum P_i = P_A + P_B$$

Un concepto paralelo a la presión parcial es el **volumen parcial**  $v_i$ : volumen que ocuparía un componente de una mezcla, si estuviera él sólo a la presión y temperatura de la mezcla. En mezclas de gases ideales, la suma de volúmenes parciales es el volumen total. Y se cumple:

$$v_i = x_i V_T$$

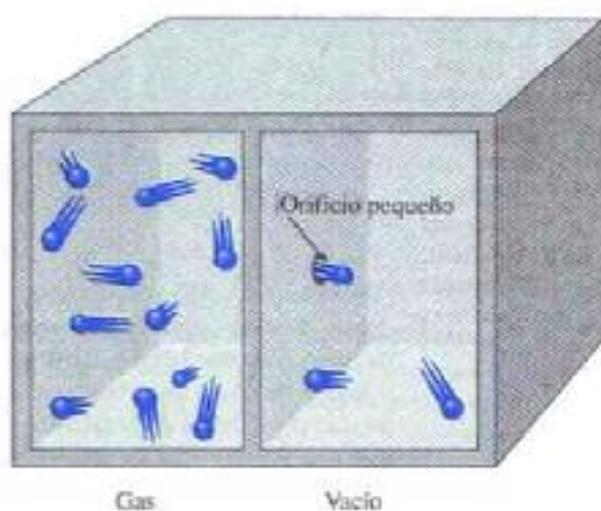
Algunas veces se habla de “fracción en volumen” en lugar de fracción molar, aunque por la ecuación se ve que son sinónimos.

### ➔ LEY DE GRAHAM:

La *ley de difusión de Graham* establece que la velocidad de difusión ( o efusión ) de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su densidad , y como hemos visto la densidad de un gas es directamente proporcional a la masa molar del mismo, por lo que la expresión matemática que interpreta este enunciado es:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{\delta_2}}{\sqrt{\delta_1}} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}}$$

donde  $v_1$  y  $v_2$  representan las velocidades de difusión de dos gases de densidades  $\delta_1$  y  $\delta_2$ , y masas molares  $M_1$  y  $M_2$  , respectivamente.



La **Efusión** es el proceso en el cual un gas fluye a través de un pequeño orificio en un recipiente.

#### Ley de Graham:

La velocidad de efusión de las moléculas de un gas a través de un orificio en particular es inversamente proporcional a la raíz cuadrada del masa molar del gas a temperatura y presión constante.

$$V \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$$

La **velocidad de efusión** depende de:

1. El área transversal del orificio
2. El número de moléculas por unidad de volumen
3. La velocidad promedio

## TEORÍA CINÉTICA APLICADA AL ESTADO GASEOSO

### ➔ Postulados

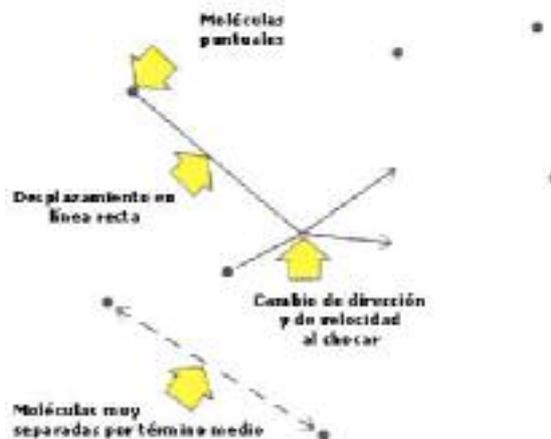
De acuerdo a esta teoría un gas consiste en moléculas en movimiento constante y aleatorio. La palabra cinética describe algo que esta en movimiento. La Energía cinética se asocia al movimiento.

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2$$

Una molécula puede desplazarse por el espacio y en un momento dado chocar casi inmediatamente con otra molécula. Esta descripción constituye la base de la teoría cinética.

Postulados:

1. Los gases se componen de moléculas cuyo tamaño es despreciable comparado con la distancia media entre ellas.
2. Las moléculas se mueven al azar pero en línea recta en todas las direcciones a velocidades variables.
3. Las fuerzas intermoleculares son débiles ó despreciables. Salvo en el momento de la colisión.
4. Cuando las moléculas chocan, las colisiones son elásticas.
5. La energía cinética promedio de una molécula es proporcional a la temperatura absoluta.



### RESUMEN

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

## GASES REALES

### Los gases reales no se cumplen con los siguientes postulados:

- Los gases se componen de moléculas cuyo tamaño es despreciable comparado con la distancia media entre ellas.
- Las fuerzas intermoleculares son débiles ó despreciables. Salvo en el momento de la colisión.

### Ecuacion de Van der Waals

La ecuación de van der Waals, fue presentada en 1873 como un perfeccionamiento semiteórico de la ecuación de gas ideal. La ecuación de estado de van der Waals es:

$$\left( P + \frac{a}{V^2} \right) (V - b) = RT$$

La constante  $b$  es la corrección por el volumen ocupado por las moléculas, y el término  $a/V^2$  es una corrección que toma en cuenta las fuerzas de atracción intermolecular. Como podría esperarse en el caso de una ecuación generalizada, las constantes  $a$  y  $b$  se evalúan a partir del comportamiento general de los gases. En particular estas constantes se evalúan observando que la isoterma crítica pasa por un punto de inflexión en el punto crítico, y que la pendiente es cero en ese punto.

### LICUACIÓN DE LOS GASES

Si se repite la compresión de un gas a temperaturas constantes pero cada vez más bajas, se observará que, por debajo de una determinada temperatura, la presión ascendente del gas se detiene a cierta altura y se mantiene allí invariable aunque continúe aumentando la compresión. Esto se debe a que el acercamiento entre las moléculas y la disminución de la energía cinética de las mismas, permite que predominen las fuerzas de Van der Waals, las que tienden a condensar el gas, es decir, a convertirlo en estado líquido.

Para que sea posible este proceso de licuación de un gas por compresión, es necesario descender su temperatura por debajo de cierto nivel, conocido como **temperatura crítica**. Se denomina presión crítica a la presión requerida para licuar un gas a nivel de su temperatura crítica.

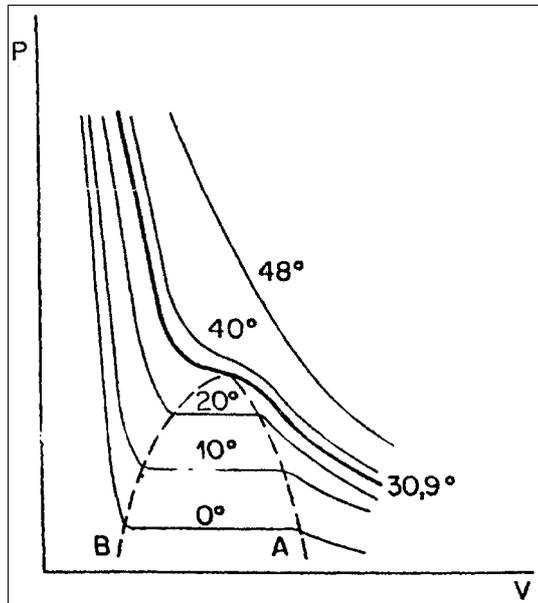
Ningún gas puede ser licuado sin enfriarlo primero por debajo de su temperatura crítica, y la presión necesaria para su licuación será tanto menor cuanto más lejos de ese nivel se haya descendido la temperatura del gas. En los cilindros de gases comprimidos utilizados en medicina y en la industria, se encuentran en estado líquido aquellos gases cuyos valores de temperatura crítica son superiores a los valores ordinarios de temperatura ambiente. Tal es el caso del bióxido de carbono, óxido nitroso y del ciclopropano (este último ya no se emplea). Por otro lado, el aire atmosférico, el oxígeno, el helio y el nitrógeno con muy bajos valores de temperatura crítica, sólo pueden ser envasados en estado líquido en condiciones especiales que mantengan una temperatura muy baja.

Debe recordarse que la presión registrada en el cilindro de cualquier gas licuado no se modificará durante su consumo mientras quede una parte del gas en estado líquido. Por lo tanto, solamente pesándolo se puede conocer el contenido de un cilindro de un gas licuado.

El gráfico que se muestra a continuación representa el comportamiento de licuefacción de un gas. Se denomina:

- Curva “u-v” a la isoterma en  $0^{\circ}\text{C}$
- Curva “w-x” a la isoterma en  $30,9^{\circ}\text{C}$
- Curva “y-z” a la isoterma en  $48^{\circ}\text{C}$

**Las fases en la curva u-v son:** desde “u” hasta el principio de la campana de saturación es líquido, dentro del domo de saturación, la fase es de líquido – Vapor, y cuando la curva sale del domo, lo hace en estado gaseoso.



**Las fases en la curva w-x son:** desde “w” hasta el punto máximo del lomo de saturación es líquida, en el punto máximo, la fase es mixta; líquido – vapor, y a partir del punto, es gaseosa.

**En la isoterma de  $48^{\circ}\text{C}$**  existe una sola fase, la cual es constante; la gaseosa, ya que la isoterma está por encima del punto crítico de la temperatura.

Del análisis de la gráfica se responden las siguientes cuestiones:

- **Cuál es la diferencia básica que presentan las curvas a medida que se aumenta la temperatura.**

A medida que se aumenta la temperatura, el líquido se convierte en vapor hasta llegar a gas

- **Qué nombre recibe la curva segmentada.**

A la curva segmentada, se le llama, curva de coexistencia líquido – Vapor.

- **Qué representa el punto crítico.**

Desde el punto de vista de la temperatura, el punto crítico representa la temperatura máxima a la cual un elemento permanece en estado líquido, y la presión crítica, es la presión medida a esta temperatura.

**Bibliografía:**

1. Atkins, P. y Jones, L. “Principios de Química. Los caminos del descubrimiento”. Editorial Panamericana. 2006.
2. Atkins, P. y Jones, L. “Química. Moléculas. Materia. Cambio”. Ediciones Omega S.A. Barcelona. España. 1998
3. Brown, T., LeMay, H., Bursten, B. “Química la Ciencia Central”. Prentice Hall Hispanoamericana S.A. México. 1998.
4. Burns. “Fundamentos de Química”. Prentice Hall. 1996.
5. Chang, R. “Química”. McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C. V. México. 1999.
6. Whitten, K., Davis, R., Peck, M. Química General. McGraw-Hill/Interamericana de España S.A.U. 1998