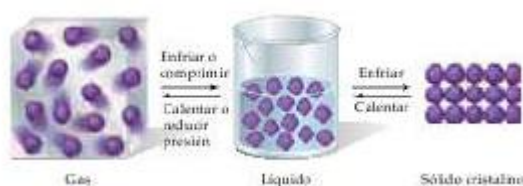


ESTADO GASEOSO

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA: GENERALIDADES

GASES	⚠ Asume tanto el volumen como la forma del recipiente. ⚠ Es compresible. ⚠ Fluye fácilmente. ⚠ La difusión dentro de un gas ocurre rápidamente
LÍQUIDOS	⚠ Asume la forma de la porción del recipiente que ocupa ⚠ No se expande para llenar el recipiente ⚠ Es prácticamente incompresible ⚠ Fluye fácilmente ⚠ La difusión dentro de un líquido es lenta
SÓLIDOS	⚠ Conserva su propia forma y volumen ⚠ Es prácticamente incompresible ⚠ No fluye ⚠ La difusión dentro de un sólido ocurre con extrema lentitud



TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR

Las premisas fundamentales de la teoría cinético-molecular fueron establecidas, después de muchos años de estudio, por diversos científicos, desde Bernoulli (1738), pasando por Clausius (1857) hasta Maxwell (1860) y Boltzman (1868).

Premisas la teoría cinético-molecular

1. *Toda la materia está constituida por pequeñas partículas llamadas moléculas.*
2. *Las moléculas se encuentran en continuo movimiento al azar. Su energía de movimiento determina la temperatura del cuerpo.*
3. *Las moléculas pueden interactuar entre sí con fuerzas de mayor o menor intensidad.*

⚠ Para los gases

4. *La distancia ente moléculas es muy grande comparada con sus dimensiones. Debido a ello, las fuerzas intermoleculares son despreciables.*
5. *Las colisiones entre moléculas y con las paredes del recipiente son elásticas.*

⚠ Para los líquidos

6. *La distancia entre moléculas es pequeña, pero éstas no ocupan posiciones definidas. Existen fuerzas intermoleculares de atracción que son responsables de la estructura de los líquidos.*

⚠ Para los sólidos

7. *Las moléculas se encuentran también cercanas entre sí. Las fuerzas de atracción frecuentemente originan arreglos ordenados. Los movimientos moleculares están sumamente restringidos, y consisten primordialmente en vibraciones alrededor de puntos fijos*



Además del **volumen**, la **temperatura** y la **cantidad química** de un gas, otra de las propiedades que lo caracteriza es la **presión**.

▲ PRESIÓN

Los gases ejercen presión sobre cualquier superficie con la que entren en contacto debido a que las moléculas gaseosas están en constante movimiento. Se define como: **la fuerza aplicada por unidad de superficie o área**.

$$P = \frac{F}{\text{área}}$$

La unidad en el SI de presión es el pascal (Pa) que se define como 1 N/m².

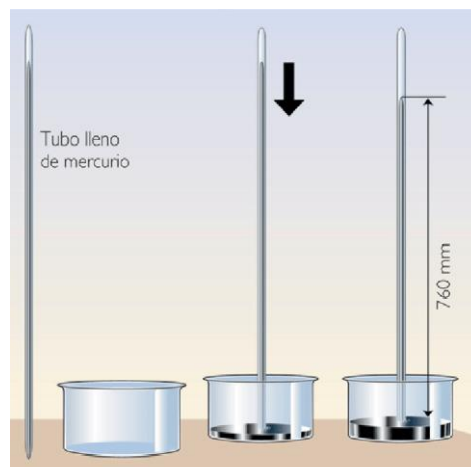
$$1Pa = 1 N/m^2$$

Presión atmosférica

La gravedad es una fuerza, el aire en la atmósfera terrestre es atraído hacia la tierra por la gravedad y empuja contra toda superficie que toca. El valor real de la presión depende de la localización, la temperatura y las condiciones climáticas. Por lo general aumenta cuando el día es soleado y disminuye cuando se aproxima a una tormenta. La presión también varía de un lugar a otro, es máxima bajo el nivel del mar y mínima en las cimas de las montañas.

La presión atmosférica se mide con la ayuda de un barómetro de mercurio. Evangelista Torricelli inventó un barómetro de mercurio en 1643, que consiste en un tubo cerrado en un extremo, lleno de mercurio. Si el tubo se invierte con cuidado de que no entre aire sobre un recipiente con mercurio, una parte saldrá del tubo hacia el recipiente, creando un vacío en el extremo superior. El peso de la columna de mercurio remanente en el tubo está soportando la presión atmosférica que actúa sobre la superficie del mercurio en el recipiente, o lo que es lo mismo decir, las presiones que ejercen el mercurio de la columna y la atmósfera sobre la superficie del mercurio en todo el recipiente deben ser iguales.

Si la presión de la atmósfera fuera mayor, el mercurio ser fuera menor saldría de esta.



“ La presión atmosférica estándar (1 atm) es igual a la presión que soporta una columna de mercurio de exactamente 760 mm (o 76cm) de altura a 0°C al nivel del mar ”

$$1 \text{ torr} = 1 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

La altura del mercurio en la columna solo depende de la presión atmosférica y no del diámetro de la columna, a la misma presión la altura del mercurio de un barómetro grueso es la misma que la que hay en uno delgado. La unidad de presión en el SI es el Pascal (Pa), para tener idea de la magnitud de esta unidad, es la presión ejercida por una capa de 0,01mm de espesor al nivel del mar, por lo que:

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa} = 1013 \text{ hPa}$$

Hay otras unidades de presión que se pueden encontrar como la baria y el psi (libras por pulgadas cuadradas)

$$1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 14,70 \text{ psi}$$

Presión de gases en recipientes cerrados

Un manómetro es un dispositivo utilizado para medir la presión de los gases distintos a los de la atmósfera.

Existen dos tipos de manómetros:

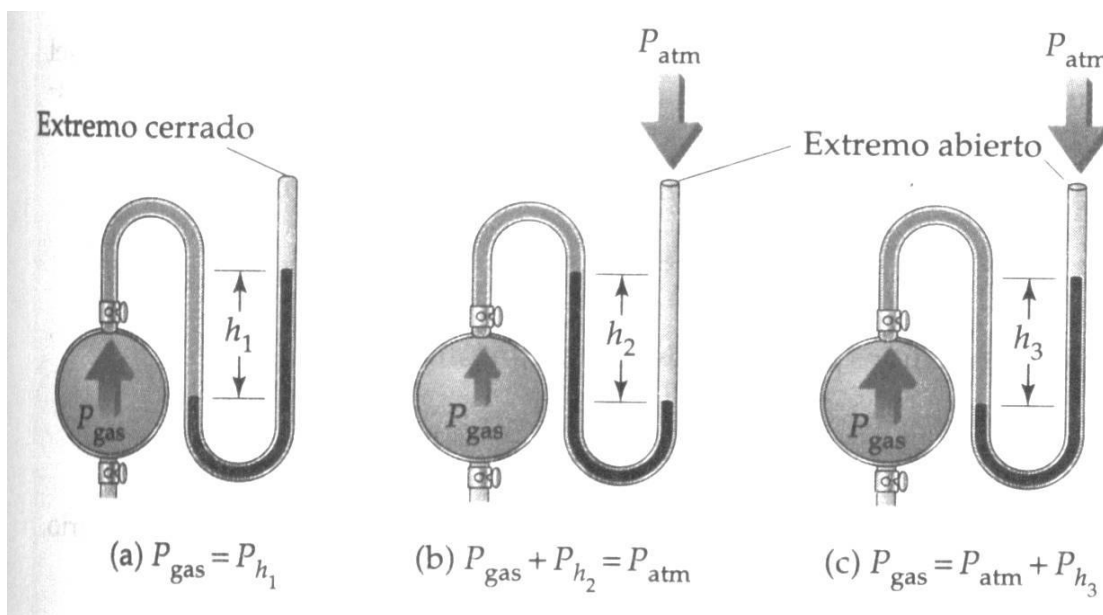
- El manómetro de tubo cerrado: que se utiliza para medir presiones menores a la atmosférica, en donde la presión es la diferencia en las alturas de los niveles de mercurio en las ramas

- El manómetro de tubo abierto: se utiliza para medir presiones iguales o mayores que la atmosférica, la diferencia en las alturas de los niveles de mercurio en las dos ramas del manómetro relaciona la presión del gas con la presión atmosférica.

Si $P_{\text{gas}} = P_{\text{atm}}$ - los niveles permanecen iguales

Si $P_{\text{gas}} < P_{\text{atm}}$ - el Hg llega más arriba en la rama expuesta al gas

Si $P_{\text{gas}} > P_{\text{atm}}$ - el Hg sube más en la rama expuesta a la atmósfera



La teoría cinético molecular ofrece una explicación acerca del comportamiento de los gases.

Según este modelo, la **presión** depende de la cantidad de veces que chocan las moléculas de gas con una unidad de área de la pared, y de su velocidad al chocar. Cuanto mayor sea la cantidad de moléculas en el gas, habrá más colisiones con las paredes del recipiente, y la presión será mayor.

Si se aumenta el **volumen** del recipiente, las moléculas deben moverse más entre colisiones con las paredes, por lo que no chocan con ellas con tanta frecuencia, y la presión disminuye.

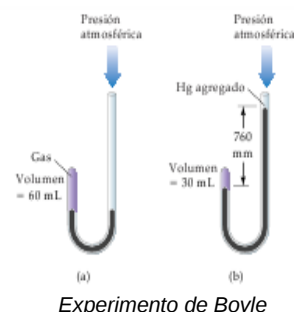
Al aumentar la **temperatura**, se incrementa la velocidad de las moléculas. Estas chocan con las paredes con más frecuencia y con mayor velocidad; por consiguiente, aumenta la presión.

RELACIÓN PRESIÓN-VOLUMEN

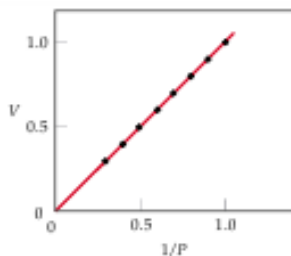
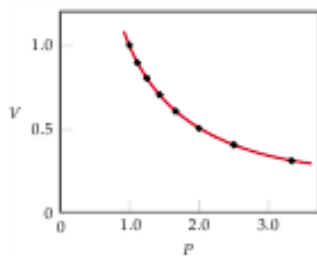
Ley de Boyle

Las experiencias que 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.

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.



Un análisis cuidadoso de los resultados experimentales le permitió, finalmente, enunciar su ley.



$$P \propto \frac{1}{V} \quad \text{Ley de Boyle}$$

$$P V = k$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

El volumen de una cantidad de gas a temperatura constante es inversamente proporcional a la presión.

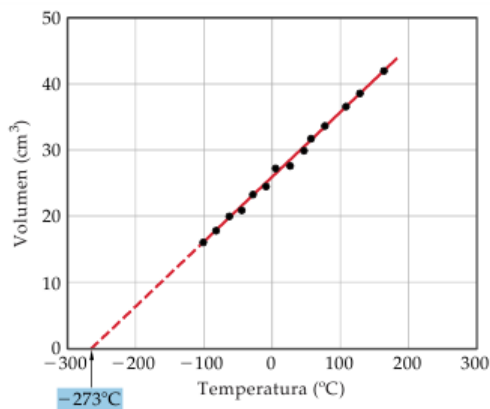
RELACIÓN TEMPERATURA-VOLUMEN

Ley de Charles

El científico francés Jacques Charles observó que el volumen de una cantidad fija de gas a presión constante aumenta de forma lineal con la temperatura.



Cuando se vierte nitrógeno líquido (-196°C) sobre un globo, el gas disminuye su temperatura y su volumen disminuye, mientras la presión permanece constante.



Ley de Charles

$$V \propto T$$

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

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

El volumen de una cantidad de gas a presión constante es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

RELACIÓN PRESIÓN-TEMPERATURA

Ley de Gay-Lussac

Ley de Gay Lussac

$$P \propto T$$

$$\frac{P}{T} = k$$

La presión de un gas a volumen constante, es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

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



RELACIÓN VOLUMEN-CANTIDAD QUÍMICA

Ley de Avogadro

El volumen de un gas mantenido a temperatura y presión constantes es directamente proporcional a la cantidad química (moles) del gas.

GASES IDEALES

Las leyes mencionadas sobre el comportamiento de los gases, son aplicables dentro de una buena aproximación a los gases existentes en la naturaleza, pero 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 ideales.

Es posible combinar las leyes de los gases en una sola ecuación sencilla:

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

ECUACIÓN DEL GAS IDEAL:

La ecuación del gas ideal resulta útil para explicar el comportamiento de la mayoría de los gases bajo una variedad de condiciones. No obstante, los gases reales no siempre cumplen con la ecuación del gas ideal. A presiones muy elevadas y temperaturas muy bajas, los gases se apartan del comportamiento ideal y la ecuación no puede aplicarse como tal, sino que deben introducirse ciertos factores de corrección.

Combinando las Leyes de los gases ya analizadas:

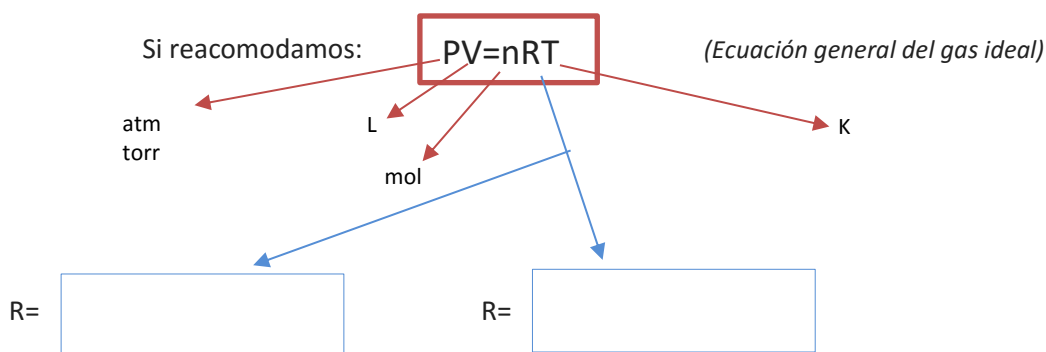
$$V \propto \frac{1}{P} \text{ (Boyle) } n \text{ y } T \text{ cte}$$

$$V \propto T \text{ (Charles) } n \text{ y } P \text{ cte}$$

$$V \propto n \text{ (Avogadro) } T \text{ y } P \text{ cte}$$

$V \propto \frac{nT}{P}$ En la ecuación del gas ideal, llamamos R a la constante de proporcionalidad.

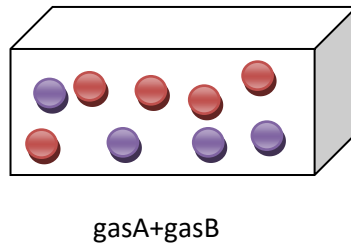
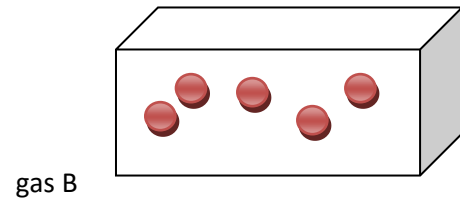
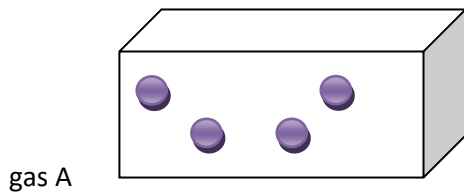
$$V = R \cdot \frac{nT}{P}$$



Algunas aplicaciones de esta ecuación:

- Determinación de una de las variables (P,T,V y n) cuando las otras son conocidas.
- Conocer la relación entre la densidad de un gas y su masa molar.
- Determinar el volumen de gas formado o consumido en una reacción química (estequiometría).

LEY DE DALTON



Cuando hay una mezcla de gases, la presión total es igual a la suma de las presiones parciales ejercidas por cada gas en la mezcla: **$P_t = P_a + P_b + P_c + \dots + P_n$**

PARA TENER EN CUENTA

$$\frac{P_a}{P_t} = X_a = \frac{n_a}{n_t}$$

FRACCIÓN MOLAR DEL GAS "a"



ESTADO GASEOSO

ACTIVIDADES

1. Disponemos de una garrafa que contiene 10L de un gas a 1140mmHg. ¿Qué volumen ocuparía a la presión de 1 atm e igual temperatura? ¿Cuál debería ser la presión para que su volumen se redujera a 2L?
 2. Un gas ocupa un volumen de 31.0 L a 17.0°C. Si la temperatura del gas sube a 34.0°C a presión constante:
 - a. ¿Esperarías que se duplicase el volumen a 62.0L? Justifica tu respuesta
 - b. Calcula el nuevo volumen a 34.0°C y a 400 K
 3. Un gas ocupa un volumen de 500cm³ a 700mmHg de presión.
 - a. ¿Qué volumen ocupará si la presión aumenta a 800mmHg y la temperatura permanece constante?
 - b. ¿En qué ley te basaste para resolverlo?
 4. Un gas ocupa un volumen de 3,5L a 3,4atm.
 - a. ¿Cuál será el volumen si la presión es de 1520torr y la temperatura permanece constante?
 - b. ¿En qué ley te basaste para resolverlo?
 5. Un gas a 20°C que ocupa 0,5L se calienta dentro de un globo a presión constante, alcanzando un volumen de 1,5L:
 - a. ¿Cuál es la temperatura final del gas?
 - b. ¿En qué ley te basaste para resolverlo?
 6. Cuando una pelota está un poco desinflada, y no tenemos acceso a un inflador, podemos dejarla durante un rato expuesta al sol, y podremos ver que la pelota se infla. ¿Cambia la cantidad de gas contenida en la cámara de la pelota? Justifica tu respuesta.
- 
7. En un lago profundo se forma una burbuja de aire de 3,20 mL a una profundidad en que la temperatura es de 8,0 °C y la presión de 2,45 atm. La burbuja se eleva hasta una profundidad en que la temperatura es de 19 °C y la presión 851 Torr. Suponiendo que la cantidad de aire no varía dentro de la burbuja, calcular el volumen que ocupará en estas condiciones.
 8. ¿Cuál es el volumen ocupado por 10L de gas a 760torr después de que ha sido comprimido a temperatura constante hasta 5atm?
 9. La presión del gas en una lata de aerosol es 1,5 atm a 25°C, ¿cuál será la presión si la lata se calienta a 450°C?
 10. Una muestra de una sustancia gaseosa se encuentra en un recipiente hermético (es decir, perfectamente sellado) cuyas paredes son rígidas. Dicho recipiente está conectado a un manómetro (para medir la presión).

Indica si la medida del manómetro aumentará o disminuirá en cada uno de los siguientes casos, y justifica tu respuesta:

 - a. El recipiente se abolla, reduciéndose su capacidad.
 - b. Se inyecta en el recipiente 0,25mol de gas adicional.
 - c. El sistema es sometido a un enfriamiento tras dejar al recipiente en un baño de hielo.
 - d. El recipiente se perfora, quedando en contacto el interior del mismo con la atmósfera.

11. Una inspiración profunda de aire tiene un volumen de 1,05L a una presión de 740 mm de Hg y a la temperatura corporal de 37 °C. Calcule el nº de moléculas de cada inspiración.
12. ¿Qué volumen ocuparán 3g de dióxígeno a una temperatura de 25°C y 1atm de presión?
13. Imagina que te debes encargar de la organización de una fiesta, y decides comprar helio gaseoso para inflar globos decorativos. En busca de conocer el precio del helio gaseoso, te diriges a una tienda especializada y te muestran un catálogo con la siguiente descripción:



**Tanque de helio
"Diversión asegurada":**

Tanque de 10L de capacidad
conteniendo helio gaseoso a
50atm de presión (medido a
25°C).



**Tanque de helio
"La festichola":**

Tanque de 20L de capacidad
lleno de Helio gaseoso a
20atm de presión (medido a
25°C).

a) ¿Cuál comprarías? Fundamenta tu respuesta, y plantea todos los cálculos que realices.

b) Durante la fiesta, se observó que muchos de los globos inflados fueron explotando espontáneamente. ¿Qué conclusión puedes establecer acerca de la temperatura del ambiente? Fundamenta tu respuesta

14. Un fabricante embotella O_2 a 4°C y 20atm en cilindros de 20L. ¿Qué masa de gas contiene cada cilindro?
15. Se tienen dos balones de distintos volúmenes, separados y conectados por una llave cerrada. En un balón de volumen 2L hay nitrógeno a una temperatura de 25°C y 3atm de presión y en el otro balón de 3L hay oxígeno a la misma temperatura y 1,6atm de presión. Calcula la presión total del sistema luego de abrir la llave.
16. Si los 200cm³ de H_2 contenidos en un cilindro, sometidos a la presión de 1200torr se introducen en otro cilindro cuyo volumen es 400cm³ y que ya contenía 400cm³ de CH_4 a 800torr: ¿Cuál será la presión total ejercida por la mezcla de estos dos gases ocupando ambos los 400cm³ del cilindro?
17. En una cámara cerrada que presenta dos compartimentos se inyectan a 25°C y 1,2atm: 0,6g de gas H_2 , 6,4g de gas O_2 y 4,0g de gas Ar. Se abre la llave y se determina que la presión final de la mezcla es de 0,7atm:
- ¿Qué volumen tiene cada compartimento?
 - ¿Cuál es la fracción molar inicial de cada gas en la mezcla?
 - ¿Cuál es la presión parcial inicial de cada gas?

MATERIAL CONSULTADO:

- 🔧 Brown-Le May- Bursten . Química. La Ciencia Central..Ed. Prentice Hall. Quinta edición.
- 🔧 Atkins y Jones. Principios de Química. Ed.Panamericana. Quinta edición
- 🔧 Fichas de trabajo Prof. Fernando Cabrera
- 🔧 Fichas de trabajo Prof. Carina Banchemo
- 🔧 Fichas de trabajo Prof. Natalia Aschero