

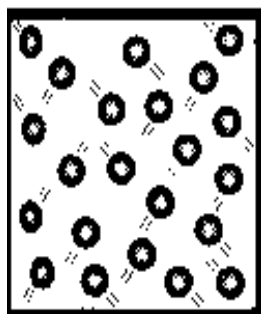
Material complementario Estado Gaseoso

Las propiedades de la materia en estado sólido, líquido y gaseoso se comprenden en términos de las partículas que la constituyen y de las interacciones entre ellas.

A temperatura ambiente y presión normal son pocas las sustancias que se encuentran en estado gaseoso. Todas ellas son sustancias moleculares y de masa molar pequeña. (Ejemplos: He, O₂, CO₂)

Si bien comúnmente las palabras **gas** y **vapor** se utilizan como sinónimos, hay que diferenciarlas, porque aluden a conceptos distintos: el gas es una sustancia que, a presión normal y a temperatura ambiente, se encuentra en estado gaseoso; el vapor, por su parte, es la forma gaseosa de una sustancia, que a temperatura ambiente es un sólido o un líquido. En general, el vapor está en contacto con uno de sus estados condensados (líquido o sólido).

Los gases representan la forma de la materia que es más fácil de estudiar ya que todos ellos tienen muchas propiedades físicas en común. Esto se debe a su comportamiento el cual es explicado por la teoría cinético-molecular (considera comportamiento ideal de los gases):



- La distancia entre las partículas es grande en comparación con su tamaño.
 - Las fuerzas de atracción entre las moléculas son insignificantes.
 - El volumen que ocupa un gas está formado casi en su totalidad por espacio vacío, es decir, el volumen de una molécula en un gas es despreciable en comparación con el volumen total.
 - Las moléculas de un gas se encuentran en movimiento continuo, chocan entre sí y contra las paredes del recipiente. Se mueven en línea recta de forma aleatoria en todas las direcciones.
 - Los choques son elásticos, es decir no hay pérdida ni ganancia de energía cinética.
- La energía cinética media de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

Este comportamiento a nivel molecular provoca que la materia en estado gaseoso presente las siguientes propiedades:

- 1- No tienen volumen ni forma definida.
- 2- Un gas al cambiar de recipiente, se expande o se comprime para ocupar todo el volumen y adquirir la forma del nuevo recipiente.
- 3- Difunden con facilidad.
- 4- La densidad es mucho menor que para las fases condensadas.

VARIABLES DE ESTADO

En función del análisis del comportamiento de la materia en estado gaseoso podemos afirmar que hay ciertas variables que definen el comportamiento de un gas. Al modificarse alguna de esas variables se genera un cambio en el sistema.

Presión (P): es la fuerza ejercida por unidad de área. La presión de un gas es el resultado de los choques de las moléculas contra las paredes del recipiente. Es decir es la fuerza que ejercen las partículas del gas sobre los límites del sistema. La fuerza con la que chocan depende de la energía cinética y del volumen. En el Sistema Internacional la unidad de presión es el Pascal (Pa). También se usan: atm, mmHg, Torr y un múltiplo del Pa, el hPa.

RECORDAMOS QUE: 1013hPa = 760Torr = 760mmHg = 1atm (considerada la presión normal)

Volumen (V): es el espacio que ocupa un cuerpo, en el caso de los gases corresponde a la capacidad del recipiente que lo contiene.

La unidad en el SI es el m³ pero para el estudio de los gases a través de las leyes matemáticas que interpretan su comportamiento utilizaremos el litro (L)

Temperatura (T): es una propiedad de los cuerpos que se mide con el termómetro y en el caso de un gas es proporcional a la energía cinética promedio de las moléculas de ese gas.

Su unidad en el SI es el Kelvin (K)

RECORDAMOS QUE: °C + 273 = K

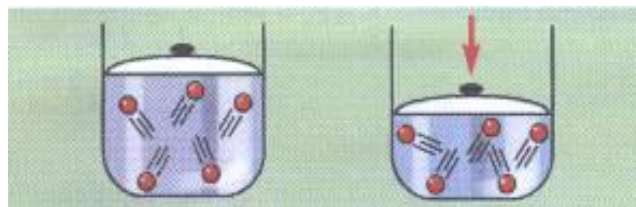
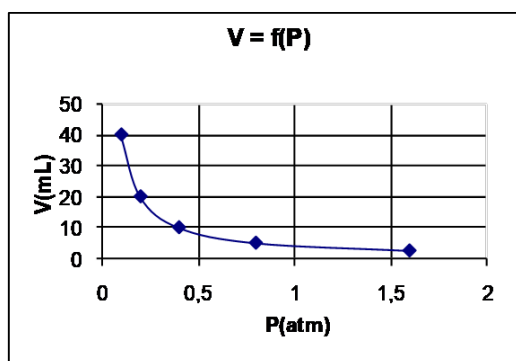
Cantidad de sustancia (n): es una magnitud que permite determinar macroscópicamente el número de entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) contenidas en un sistema dado. Su unidad en el SI es el mol.

RECORDAMOS QUE: 1 mol de cualquier sustancia contiene 6.02 x 10²³ entidades (constante de Avogadro). La masa correspondiente a 1 mol de una sustancia corresponde a la Masa Molar (\bar{M}). Para determinar la Masa Molar de una sustancia se suman las Masas Molares de todos los elementos que la constituyen teniendo en cuenta su atomicidad.

Condiciones normales: Cuando un gas está a una temperatura de 0°C y 1atm se halla en condiciones normales (C.N.) o a PTN.

Las ecuaciones que expresan las relaciones entre esas variables de estado se conocen como **leyes de los gases**. A partir de las leyes de los gases podemos predecir qué sucederá en algunas situaciones.

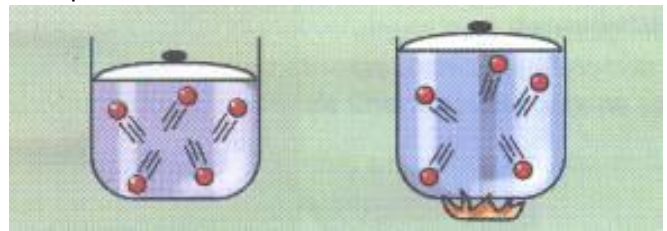
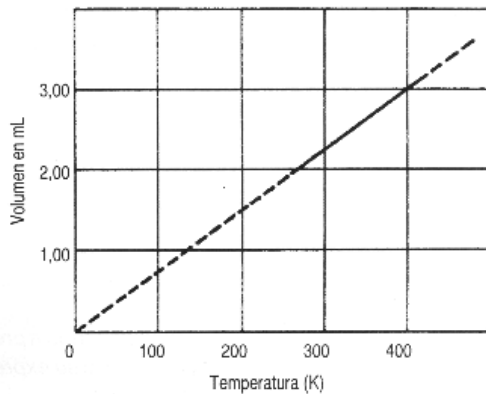
- **Ley de Boyle (T y n constantes):** la presión de un gas es el efecto que producen los choques de las moléculas por unidad de superficie de las paredes del recipiente. A temperatura constante, la energía cinética de las moléculas no se modifica, pero si se reduce el volumen se producirá mayor cantidad de choques por unidad de superficie, y la presión aumentará.



El volumen de una determinada masa de gas, a temperatura constante, es inversamente proporcional a la presión de ese gas

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

• **Ley de Charles y Gay-Loussac (P y n constantes):** la presión, o sea el número de choques de las partículas sobre las paredes del recipiente, permanece constante. Si se aumenta la temperatura del sistema, y por lo tanto, aumenta la energía cinética de las partículas, debe aumentar la superficie de choque. Para ello se incrementa el volumen del recipiente.



El volumen de una determinada masa gaseosa, a presión constante, es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

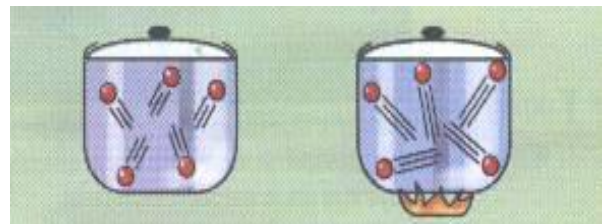
$$\frac{V}{T} = K$$

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

• **Ley de Charles y Gay Loussac (V y n constantes)** si se produce un aumento de la temperatura en el recipiente aumenta la energía cinética de las partículas, y como el volumen permanece constante se incrementa el número de choques de las moléculas sobre unidad de superficie es decir la presión.

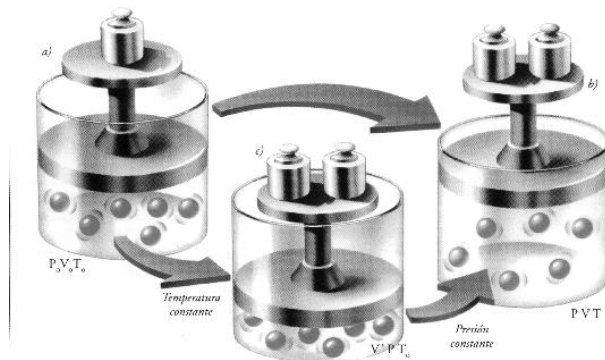
$$\frac{P}{T} = K$$

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



• **Ley Conjunta (n constante)**
Se analiza la siguiente situación:

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



Ley de Avogadro (T y P constantes): Avogadro sostuvo que “volúmenes iguales de gases, a igual temperatura y presión, tienen el mismo número de moléculas”.

Por lo tanto existe una proporcionalidad directa entre el volumen de los gases y la cantidad de sustancia (n), para una temperatura y una presión determinadas.

Expresando matemáticamente: $\frac{V}{n} = K$

Experimentalmente está comprobado que 1 mol de cualquier gas en las mismas condiciones de temperatura y presión ocupan siempre el mismo volumen. Volumen molar es el volumen ocupado por 1 mol de gas. En el caso particular de que el gas esté en CN, el Volumen Molar es 22,4L.

☑ **ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES:**

$PV = nRT$

R se denomina **constante general de los gases (Regnault)**, y su valor numérico depende de las unidades con que se expresen las variables de la ecuación anterior.

En CN, 1 mol de gas ideal ocupa un volumen de 22,4 L, por lo que:

$$R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = 0,082 \text{ L.atm/mol.K}$$

O también
$$R = \frac{760 \text{ torr} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = 62,3 \text{ torr} \cdot \text{L} / \text{mol.K}$$

Ampliando la ecuación general de los gases ideales podemos calcular la densidad de un gas.

Recordando que: $d=m/V$ y que $n = m/(\bar{M})$, resulta:

$$P.V = \frac{m}{\bar{M}}RT \quad \bar{M} = \frac{m}{\frac{m}{V.P}} \rightarrow d = \frac{P.\bar{M}}{R.T}$$

☑ **LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES**

Para tratar de comprender el tiempo atmosférico, Dalton llevó a cabo algunos experimentos con el vapor del agua en el aire. Encontró que cuando incorporaba vapor de agua al aire seco, la presión que ejercía el aire aumentaba en una cantidad igual a la presión del vapor de agua. Dalton concluye de sus investigaciones que cada uno de los gases de una mezcla se comporta de manera independiente respecto a los otros gases. Cada gas ejerce su propia presión. La presión total de la mezcla es igual a la suma de las **presiones parciales** que ejercen los gases individuales. Esta es la **ley de Dalton de las presiones parciales**.

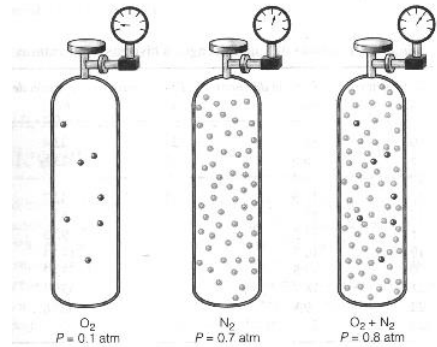
$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + P_C + \dots$$

Por la ecuación general de los gases:

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

$$\left. \begin{aligned} P_A &= \frac{n_A.R.T}{V} \\ P_B &= \frac{n_B.R.T}{V} \\ P_C &= \frac{n_C.R.T}{V} \end{aligned} \right\} P_T = \frac{n_A.R.T}{V} + \frac{n_B.R.T}{V} + \frac{n_C.R.T}{V}$$

$$P_T = n_A + n_B + n_C \left(\frac{R.T}{V} \right) \quad n_A+n_B+n_C = n_T \quad \text{número total de mol de la mezcla}$$



$$P_T = n_T \left(\frac{RT}{V} \right)$$

Si hallamos la relación entre la presión parcial de uno de los gases, por ejemplo el gas A y la presión total:

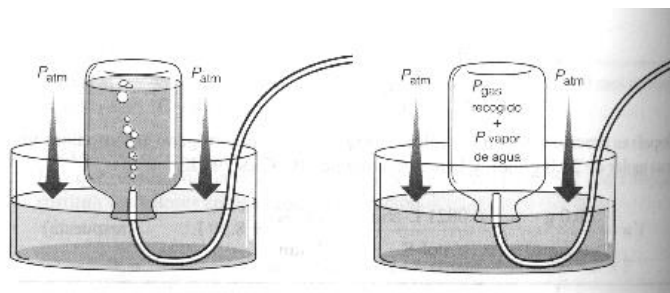
$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A RT/V}{n_T RT/V} \rightarrow \frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A}{n_T} \rightarrow \text{Se llama fracción molar : } X_A$$

$$\frac{P_A}{P_T} = X_A \rightarrow P_A = P_T \cdot X_A \quad \text{En general diremos: } P_P = P_T \cdot X_P$$

Un procedimiento para medir el volumen de un gas producido en una reacción química.

Los gases como el oxígeno, nitrógeno e hidrógeno consisten en una mezcla de moléculas no polares. Como sólo presentan una ligera solubilidad en agua, a menudo se recogen sobre agua mediante desplazamiento de agua.

Se dice que los gases recolectados de esta manera están “húmedos” (contienen vapor de agua).



La presión total dentro el recipiente recolector es igual a la suma de la presión del gas que se recoge más la presión del vapor de agua.

Recordamos que: la presión de vapor de una sustancia es la presión parcial que ejercen las moléculas de la sustancia que se encuentra en fase gaseosa encima de la fase líquida de la sustancia. La presión de vapor depende de la temperatura, por lo que si se conoce la temperatura del líquido (agua en este caso), se podrá emplear una tabla de presiones de vapor para encontrar la presión de vapor correcta del agua.

A su vez al completar la reacción se igualan los niveles de agua dentro y fuera del recipiente, eso determina que la presión total dentro del recipiente se ha igualado a la presión externa (Presión atmosférica)

Resumiendo

Dentro del recipiente: $P_{total} = P_{gas\ recolectado} + P_{vapor\ de\ agua}$

Equilibrio del nivel del agua: $P_{atm} = P_{total}$

$P_{gas\ recolectado} = P_{total} - P_v\ de\ agua = P_{atm} - P_v\ agua\ a\ la\ temperatura\ de\ trabajo.$