



Química

GASES

Nos referimos a los gases como aquellas sustancias que se encuentran en estado gaseoso a temperatura y presión ambiente.

La *teoría cinética* de los gases permite explicar muy bien las propiedades físicas características de los gases, sus postulados son:

- Los gases están constituidos por moléculas (o átomos en gases monoatómicos) que se encuentran muy alejadas entre sí.
Es posible comprimir un gas al disminuir la distancia entre las moléculas, es decir, que al aumentar la presión el volumen disminuye.
- Las moléculas de los gases se mueven continuamente en línea recta. Sólo cambian de dirección al chocar entre sí o con las paredes del recipiente. La presión que ejercen los gases es consecuencia de los choques de las moléculas con la superficie de los recipientes que los contienen.
Las colisiones entre las moléculas son elásticas, o sea, la energía se transfiere de una molécula a otra por efecto de las colisiones. Sin embargo, la energía total de todas las moléculas en un sistema permanece inalterada.
- La velocidad media y la energía cinética media de las moléculas del gas son proporcionales a la temperatura.

Presión de un gas

La presión es una de las propiedades de los gases. Se define como la fuerza aplicada por unidad de área:

$$Presión = \frac{Fuerza}{Área}$$

La unidad del Sistema Internacional de unidades de presión es el pascal, que se define como un "newton por metro cuadrado":

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2.$$

En química, frecuentemente se utilizan otras unidades de presión, como por ejemplo, atmósferas (atm) y milímetros de mercurio (mmHg).

La unidad de mmHg también se denomina torr, en honor al científico italiano Torricelli, que inventó el barómetro. Así $1 \text{ torr} = 1 \text{ mmHg}$.

Las equivalencias entre las unidades de presión son:

$$1 \text{ atm equivale a } 760 \text{ mmHg y a } 1013 \text{ hPa } (1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa})$$



Química

Las leyes de los gases

La Ley de Boyle: relación entre Presión – Volumen a temperatura constante

En una serie de experimentos, el químico inglés, Robert Boyle analizó la relación que hay entre la presión y el volumen de una muestra de gas. Cuando la temperatura se mantiene constante (isotérmico), el volumen (V) de una cantidad dada de un gas disminuye cuando la presión total que se aplica (P) aumenta.

Por el contrario, si la presión que se aplica disminuye, el volumen del gas aumenta.

La expresión matemática que señala la relación inversa entre la presión y el volumen:

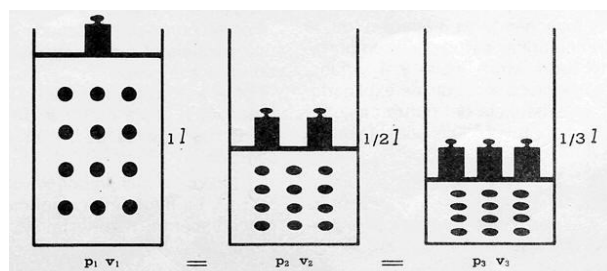
$$P = k_1 \cdot \frac{1}{V}$$

Siendo k_1 la constante de proporcionalidad. La expresión de la **Ley de Boyle**, establece que la presión de una cantidad fija de un gas a temperatura constante es inversamente proporcional al volumen del gas; reordenando : **$P \cdot V = k_1$**

Esta forma de la Ley de Boyle establece que el producto de la presión y el volumen de un gas a temperatura constante y para una cantidad de gas fija, es una constante.

Así la constante de proporcionalidad k_1 , es igual a **$n \cdot R \cdot T$** .

R es una constante y n es la cantidad de gas (expresada en moles).



En el esquema se representa, que a temperatura constante, a medida que aumenta la presión, disminuye el volumen.

Aunque los valores individuales de presión y volumen pueden variar mucho para una muestra dada de un gas, siempre que la temperatura permanezca constante y la cantidad de gas no cambie, el producto **$P \cdot V$** será igual a la misma constante. Por consiguiente, para una muestra de un gas bajo dos condiciones distintas a temperatura constante, se tiene:

$$P_1 \cdot V_1 = k_1 = P_2 \cdot V_2 \quad \text{ó}$$

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

Esta expresión permite predecir de qué manera se verá afectado el volumen de un gas por un cambio de presión, o cómo influirá la presión ejercida por un gas mediante el cambio de volumen. Siendo P_1 y V_1 (condiciones iniciales), P_2 y V_2 (condiciones finales).

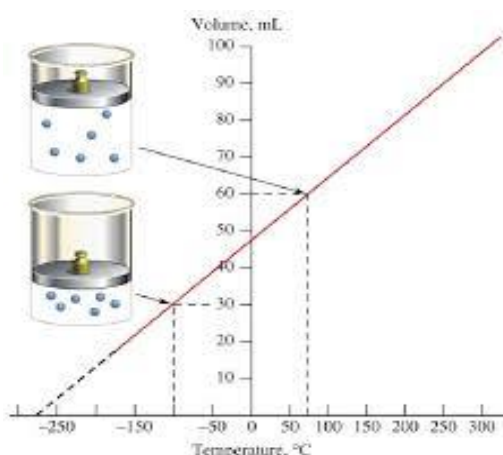
Química

Ley de Charles y Gay-Lussac: relación Temperatura – Volumen a presión constante

Los científicos franceses Charles y Gay-Lussac demostraron que, a una presión constante, el volumen de una muestra de gas se expande cuando se calienta y se contrae al enfriarse. Las relaciones cuantitativas implicadas de temperatura y volumen del gas resultan interesantes cuando se estudia a diferentes presiones.

A cualquier presión dada, el gráfico de volumen en función de la temperatura es una línea recta. Extrapolando la recta al volumen cero, se encuentra que la intersección en el eje de temperatura tiene un valor de $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$. En la práctica, se puede medir el volumen de un gas sólo en un intervalo limitado de temperatura, ya que todos los gases se condensan a bajas temperaturas, para pasar al estado de agregación líquido.

La temperatura $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$, se identificó como **cero absoluto**, teóricamente la temperatura más baja posible. Tomando el cero absoluto como punto de partida, se estableció entonces una escala de temperatura absoluta, conocida como escala de temperatura Kelvin. En la escala Kelvin, un grado kelvin (K) es igual en magnitud a un grado Celsius, la única diferencia entre ambas escalas es la posición del cero.



Para conocer la temperatura absoluta T a partir de la temperatura en $^{\circ}\text{C}$, se emplea la siguiente relación:

$$T (\text{K}) = T (^{\circ}\text{C}) \cdot 1\text{K}/1^{\circ}\text{C} + 273,15\text{ K}$$

Para su uso puede usarse:

$$T = t^{\circ}\text{C} + 273,15$$

Por convención, se utiliza **T** para expresar temperatura absoluta (kelvin) y **t** para indicar la temperatura en la escala Celsius.

La relación del volumen de un gas con la temperatura se puede expresar como:



Química

$$\frac{V}{T} = k_2$$

Siendo k_2 la constante de proporcionalidad. La expresión se conoce como Ley de Charles y Gay-Lussac, o simplemente ley de Charles, que dice, “el volumen de una cantidad fija de un gas, a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

Donde k_2 es igual a $n.R/P$

Es posible comparar dos condiciones de volumen y temperatura para una muestra dada de un gas a presión constante, se tiene:

$$\frac{V_1}{T_1} = k_2 = \frac{V_2}{T_2}$$

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

La segunda a ley de Charles indica que para una cantidad de gas a volumen constante, la presión del gas es directamente proporcional a la temperatura:

$$\frac{P}{T} = k_3$$

Donde k_3 es igual a $n.R/V$

Hipótesis de Avogadro: relación entre volumen y cantidad de gas

Esta ley establece que volúmenes iguales de diferentes gases, a temperatura y presión constantes, contienen el mismo número de moléculas (o átomos si el gas es monoatómico). El volumen de cualquier gas es proporcional al número de moles de moléculas presentes, es decir:

$$V = k_4.n \quad (\text{siendo } k_4 = RT/P)$$

Donde n representa la cantidad de gas (expresada en moles) y k_4 es la constante de proporcionalidad.

Ecuación del gas ideal

Relacionando las leyes de los gases, (Ley de Boyle, Ley de Charles y Gay-Lussac y Ley de Avogadro), es posible llegar a una sola ecuación para el comportamiento de los gases:

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

Donde R , la constante de proporcionalidad, se denomina constante del gas ideal.



Química

La expresión $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, conocida como **ecuación del gas ideal**, explica la relación entre cuatro variables: P, V, T y n.

El gas ideal es un gas hipotético, donde las moléculas no se atraen o se repelen entre sí, es decir, no hay interacción entre las moléculas y cuyo comportamiento de presión, volumen y temperatura se puede describir completamente por la ecuación del gas ideal.

Aunque en la naturaleza no existe un gas ideal, los gases reales se comportan de forma bastante similar a este gas ideal en ciertos rangos de presión y temperatura, por ejemplo a 0°C ó 273,15 K y 1 atm de presión.

Las leyes de los gases y la teoría cinética molecular suponen que, en el estado gaseoso, las moléculas no ejercen fuerza alguna entre éstas, ya sean de atracción o de repulsión. Como dijimos anteriormente un gas que satisface estas condiciones se dice que manifiesta un comportamiento ideal.

Aunque se puede suponer que los gases reales se comportan como un gas ideal, no ocurre esto en todas las condiciones. Por ejemplo, las fuerzas de atracción actúan entre las moléculas a distancias relativamente cortas; a presión atmosférica, las moléculas de un gas están muy separadas y las fuerzas de atracción son despreciables. Por el contrario, a presiones más elevadas, aumenta la densidad del gas y las moléculas ahora están más próximas unas de otras, entonces las fuerzas intermoleculares pueden ser muy significativas y afectar el movimiento de las moléculas, por lo que el gas real no se comporta en forma ideal.

Otro factor, que hace que un gas real se aleje del comportamiento ideal, es a bajas temperaturas, pues disminuye la energía cinética promedio de las moléculas, y las mismas pierden el impulso necesario para vencer la atracción mutua.

En las condiciones, de 0°C (273,15 K) y 1 atmósfera de presión, 1 mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22,4 L (1 dm³). Estas condiciones se denominan **condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)**, también **(temperatura y presión estándar (TPE))**.

El valor de R, se puede calcular mediante la expresión:

$$R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}}$$

Siendo el valor de **R = 0,082 dm³.atm/K.mol**

La ecuación del gas ideal es útil para resolver problemas que no implican cambios en P, V, T y n de una muestra de gas.

Cálculo de densidad

A partir de la ecuación del gas ideal, se puede calcular la densidad de un gas:

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



Química

Dado que n es la relación entre la masa y la masa molar:

$$n = \frac{m \text{ (masa)}}{M \text{ (masa molar)}}$$

La densidad se puede calcular a partir de la siguiente ecuación:

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

Debido a que en un gas las moléculas están muy separadas la densidad es muy baja en condiciones habituales. Por esta razón, la densidad de los gases se expresa comúnmente en g/L (gramos por litro) o g/dm³ (gramos por decímetro cúbico).

Cálculo de masa molar de una sustancia gaseosa

A partir de la ecuación del gas ideal, se puede calcular también la masa molar de un gas:

$$M = \frac{\rho \cdot R \cdot T}{P}$$

Mezcla de gases ideales

Presiones parciales. Ley de Dalton

En los casos que implican mezclas de gases, la presión total se relaciona con las presiones parciales, es decir, las presiones que ejercen cada uno de los gases presentes en dicha mezcla. Dalton formuló una ley, que establece que “la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera solo”.

En una mezcla gaseosa, formada por ejemplo por tres gases, A, B y C, la presión total es el resultado de las colisiones de las moléculas de los tres gases, contra las paredes del recipiente. Por lo tanto, de acuerdo con la ley de Dalton:

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

Para una mezcla de gases, la presión total P_T depende sólo de la cantidad total de gas presente, no de la naturaleza de las moléculas de cada gas, por lo tanto es posible calcularla a partir de la ecuación del gas ideal.

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V}$$

En esta ecuación, “ n_T ” es la cantidad total de gas en la mezcla.

En general, la presión total de una mezcla de gases está dada por:



Química

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

La presión parcial de un gas en una mezcla, puede calcularse a partir de la ecuación del gas ideal.

$$P_{\text{gas}_A} = \frac{n_{\text{gas}_A} \cdot R \cdot T}{V(\text{recipiente})}$$

Fracción molar (X)

La fracción molar es un número adimensional (sin unidades) que indica la relación de la cantidad de moléculas de un componente y la cantidad de moléculas de todos los componentes presentes. En una mezcla gaseosa relaciona el número de moles de uno de los gases presentes con el número de moles totales de la mezcla.

El valor de la *fracción molar* de cada gas en una mezcla es siempre menor a 1, excepto cuando no se trate de una mezcla y esté presente una sola sustancia gaseosa en el recipiente, en este caso, el valor de la fracción molar será 1.

Por ejemplo, en una mezcla de dos gases A y B, la fracción molar de cada gas se calcula:

$$X_A = \frac{n_A}{n_T} \quad \text{y} \quad X_B = \frac{n_B}{n_T}$$

A partir de los datos de las fracciones molares y de la presión total, es posible calcular las presiones parciales:

$$P_A = X_A \cdot P_T \quad \text{y} \quad P_B = X_B \cdot P_T$$