

QUÍMICA GENERAL

GASES IDEALES



UNIVERSIDAD
TECNOLÓGICA
DEL PERÚ

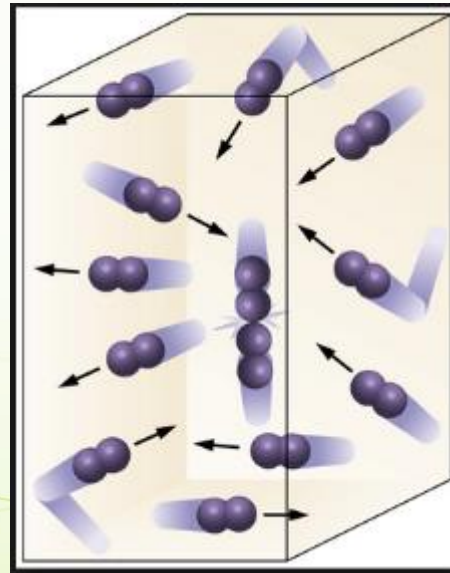
INTRODUCCIÓN

- * TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES
- * LEYES DE LOS GASES IDEALES

$$pV = nRT$$

Ecuación de los gases Ideales

$$R = 0.0820 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot ^\circ\text{K}}$$



TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES

* **DEFINICIÓN**

Entre 1850 y 1880 Clausius y Boltzmann desarrollaron esta teoría, basada en la idea de que todos los gases se comportan de forma similar en cuanto al movimiento de partículas se refiere.



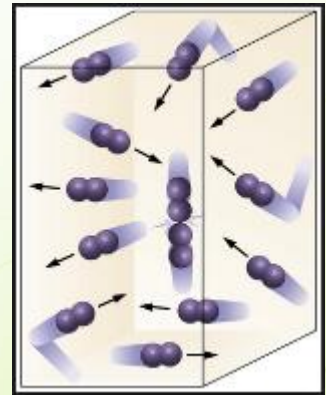
Boltzmann



Clausius

MODELO MOLECULAR:

- Los gases están constituidos por partículas (átomos o moléculas) separadas por espacios vacíos. Las partículas de un gas están en constante movimiento en línea recta, al azar en todas las direcciones.
- El volumen total de las partículas de un gas es muy pequeño (y puede despreciarse) en relación con el volumen del recipiente que contiene el gas.
- Las partículas de un gas chocan entre sí y con las paredes del recipiente que lo contiene. Estos choques son elásticos, es decir, las partículas no ganan ni pierden energía cinética en ellos. La presión del gas se produce por las colisiones de las partículas con las paredes del recipiente.
- La energía cinética de las partículas aumenta con la temperatura del gas.
- Las fuerzas atractivas y repulsivas entre las partículas se pueden considerar despreciables.



TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES

CARACTERÍSTICAS DE LOS GASES

- Partículas de un gas se mueven con total libertad y tienden a separarse, aumentando la distancia entre ellas hasta ocupar todo el espacio disponible.
- Adoptan la forma y ocupan el volumen del recipiente que los contiene.
- Partículas son independientes unas de otras y están separadas por enormes distancias con relación a su tamaño.
- Gran compresibilidad.
- Cuando están en el mismo recipiente se mezclan total y uniformemente.
- Sus densidades son $<$ que la de los sólidos y líquidos.
- Incoloros en su mayoría, excepto: F_2 , Cl_2 y NO_2 .
- Partículas en constante movimiento recto. Cambian de dirección cuando chocan entre ellas y con las paredes del recipiente. Las colisiones son rápidas y elásticas.
- Los choques de las partículas del gas con las paredes del recipiente que lo contiene son los responsables de la presión que ejerce el gas sobre toda la superficie con la que entran en contacto.

PROPIEDADES

* Comprensión

Tomando como referencia el tamaño de las partículas de un gas, existe una gran distancia de espacio vacío entre ellas, lo que hace posible su comprensión o compresibilidad, es decir, la reducción o disminución de los espacios vacíos entre sus moléculas; lo cual se logra aumentando la presión y/o disminuyendo la temperatura.

* Expansión

Cuando se calienta una muestra de gas, aumenta la velocidad promedio de sus partículas, las cuales se mueven en un espacio mayor, dando como resultado que todo el gas aumenta su volumen se han expandido.

* Difusión

Cuando dos gases entran en contacto, se mezclan hasta quedar uniformemente repartidas las partículas de uno en otro, esto es posible por el gran espacio existente entre sus partículas y por el continuo movimiento de estas.



TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES

VARIABLES FUNDAMENTALES

➤ UNIDADES FÍSICAS

Presión: se define como la fuerza aplicada por unidad de área

$$P = F/A$$

Donde: P= presión, F= fuerza, A= área.

Las unidades de medida de la presión se representan por el cociente de las unidades de fuerza entre las de superficie: g/cm², kg/cm², lb/in², atmósferas, Torricelli, etc.

Volumen: se define como el espacio ocupado por un cuerpo. Las unidades de medida del volumen son: centímetros cúbicos (cm³) decímetros cúbicos (dm³), metros cúbicos (m³), litros (L) mililitros (mL), kilolitros (kL), etc.

Equivalencias

$$1L = 1000 \text{ mL}, \quad 1 \text{ dm}^3 = 100 \text{ cm}^3,$$

Temperatura: La temperatura es una propiedad de los sistemas que nos indica cuando dos sistemas han alcanzado el equilibrio térmico. Para el modelo de gases ideales, la temperatura se define como la medida de la energía cinética promedio que tienen las partículas de un sistema.

➤ Unidades químicas

Mol: Unidad de medida (SI) de la cantidad de sustancia (n)

Un mol se define como la unidad de cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0.012 kg de carbono 12 (14a. Conferencia General de Pesas y Medidas - 1971, resolución 3).

Pero ¿Cuántos átomos hay en 12 g de C 12?

$$6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

A este número se le conoce como **Número de Avogadro** en honor al Químico Italiano Amadeo Avogadro.

$$\left. \begin{array}{l} \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1 \cdot n_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2 \cdot n_2} \\ n = \text{Constante} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

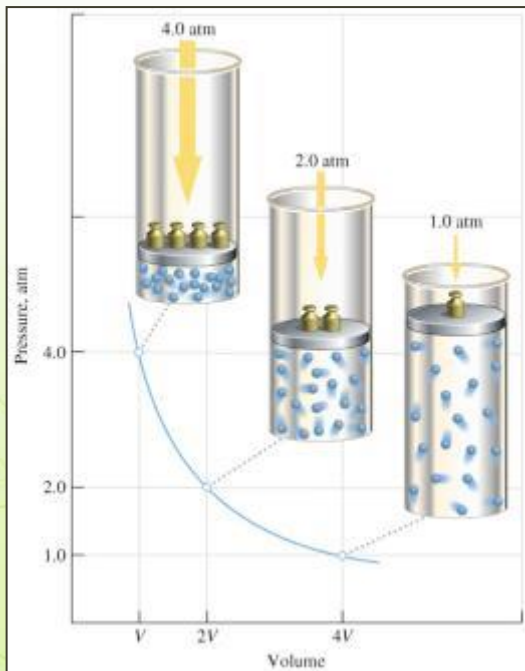
$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Area}}$$

LEYES DE LOS GASES IDEALES

LEY DE BOYLE Y MARIOTTE:

“El volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión que soporta (temperatura y cantidad de materia ctes)”.

$$PV = C$$
$$P_1V_1 = P_2V_2$$



LEY DE JACQUES ALEXANDER CHARLES:

“El volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta (a presión y cantidad de materia constantes)”.

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

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



LEYES DE LOS GASES IDEALES

LEY DE GAY-LUSSAC:

“La presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta (a volumen y cantidad de materia constantes)”.

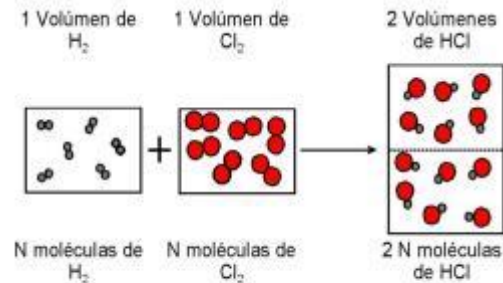


$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

T_1 = temperatura inicial del gas
 P_1 = presión ejercida por el gas inicialmente
 T_2 = temperatura final del gas
 P_2 = presión ejercida por el gas finalmente

LEY DE AVOGADRO

“El volumen que ocupa un gas, cuando la presión y la temperatura se mantienen constantes, es proporcional al número de partículas”.



$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas en un mol de moléculas o átomos en un mol de átomos.

mol: unidad que se utiliza para determinar cant. de sustancia o partículas.

LEYES DE LOS GASES IDEALES

LEY COMBINADA DE LOS GASES

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

V_1 = volumen ocupado por el gas inicialmente
 V_2 = volumen ocupado por el gas finalmente
 T_1 = temperatura inicial del gas
 P_1 = presión ejercida por el gas inicialmente
 T_2 = temperatura final del gas
 P_2 = presión ejercida por el gas finalmente

ECUACIÓN DEL GAS IDEAL

$$PV = nRT$$

T = temperatura del gas
 P = presión ejercida por el gas
 V = volumen ocupado por el gas
 n = número de moles del gas
 R = constante del gas

$$n = \frac{m}{M}$$

CONDICIONES NORMALES

En condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) [$P = 1 \text{ atm}$ y $T = 273 \text{ °K}$] un litro de hidrógeno pesa 0,09 g y un litro de oxígeno pesa 1,43 g. Según la hipótesis de Avogadro ambos gases poseen la misma cantidad de moléculas. La proporción de los pesos entre ambos gases es: $1,43 : 0,09 = 15,9$ (aproximadamente) 16. Es la relación que existe entre una molécula de oxígeno e hidrógeno es 16 a 1. Las masas atómicas relativas que aparecen en la tabla periódica están consideradas a partir de un volumen de 22,4 litros en CNPT.

VIDEOS

LINK

LINK:

* <http://www.youtube.com/watch?v=6-hdVZ5sq1E>

* <http://www.youtube.com/watch?v=tUgRemB86Sg>

