

QUÍMICA

1) Estado gaseoso: Generalidades

1.5 La ley de Avogadro nos establece que, en condiciones iguales de Temperatura y Presión, los volúmenes iguales de diferentes gases contienen el mismo número de moléculas. Esta ley es fundamental para comprender el comportamiento de los gases, ya que establece que la relación entre la cantidad de Sustancia (moles) y el Volumen es constante.

En el estado gaseoso los gases ideales siguen esta ley y se comportan de acuerdo a ella. La ley de Avogadro en la teoría cinética de los gases es utilizada en la determinación de cantidades sustanciales en reacciones químicas y cálculos estequiométricos.

2) Características del estado Gaseoso:

2.1 Su principal característica de distinción es la Compresibilidad. Los gases son altamente compresibles en un espacio más pequeño sin experimentar cambios significativos en su densidad. Los líquidos y sólidos son mucho menos compresibles y mantienen su Volumen relativamente constante bajo Presión.

Además los gases no tienen una forma o un Volumen definido ya que se expanden para llenar por completo el recipiente contenido y los sólidos tienen tanto una forma como un Volumen definido.

3) Definición y Problemas sobre Presión:

3.3 $1 \text{ atmósfera} = 760 \text{ torr}$

$\Rightarrow 2,5 \text{ atm} \times \frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}} = 1900 \text{ torr}$

QUÍMICA

QUÍMICA

4) Principios de la Teoría Cinético Molecular de los Gases.

- 4.1:
- a) los gases están compuestos por partículas pequeñas
 - b) las partículas se encuentran en movimiento constante: Se debe por la Energía Cinética.
 - c) las colisiones son elásticas: No hay pérdida de energía cinética.
 - d) las fuerzas de atracción de las partículas son despreciables.
 - e) El volumen de las partículas es despreciable: las partículas individuales de gas es muy pequeño en comparación con el volumen total del gas.
 - f) La Temperatura está relacionada con la energía cinética Promedio.

5) Ley General de los Gases Ideales

5.5 La constante de los gases " R " en $(J/(mol \cdot K))$ es igual a $(8,314)_0$
 $8,31446261815324(J/mol \cdot K)$. Donde es utilizada en la ecuación de los gases ideales: $P \cdot V = RTN$.

6) Ley de Gay-Lussac:

6.1 La ley de Gay-Lussac nos dice que a Volumen constante, la Presión de un gas es DP a su temperatura en K: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

$P_1 = 1 \text{ atm}$ (Presión inicial)

$T_2 = ?$

$T_1 = 300 \text{ K}$ (Temperatura inicial)

$P_2 = 2 P_1 = 2 \text{ atm}$ (Presión final duplicado)

Reemplazando: $\frac{1 \text{ atm}}{300 \text{ K}} = \frac{2 \text{ atm}}{T_2} \Rightarrow T_2 = 600 \text{ K}$

Si duplicamos la presión manteniendo constante el volumen, la nueva temperatura será 600K.

QUÍMICA

7) Ley de Charles: 7.4
convirtiendo la $T^{\circ}K$

$$T_1 = -100^{\circ}C + 273 K = 173 K$$

Utilizando la ley de Charles: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$; Presión = cte.

Reemplazando por los datos

$$\text{obtenidos: } \frac{3 L}{300 K} = \frac{V_2}{173 K} \Rightarrow \frac{173 \cdot 3 L}{300} = V_2$$

$$V_2 = 1,73 L$$

8) Ley de Boyle-Mariotte

8.5 usando la ley de Boyle-Mariotte: $P_1 V_1 = P_2 V_2$, $T = \text{cte}$

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$V_1 = 3 L$$

$$(1 \text{ atm})(3 L) = (3 \text{ atm})(V_2)$$

$$P_2 = 3 \times P_1 = 3(1) = 3 \text{ atm}$$

$$V_2 \approx 2,67 \text{ Litros}$$

$$V_2 = ?$$

9) Ley de las Presiones Parciales de Dalton:

9.3 La Presión Total de una mezcla de gases es la Suma de las Presiones Parciales de cada mezcla.

Presión Total = Presión Parcial de He + Presión Parcial de Ar.

$$5 \text{ atm} = 3 \text{ atm} + P. \text{ Ar}$$

$$2 \text{ atm} = \text{Presión Parcial de Ar}$$

∴ La Presión del Ar. en el tanque es de 2 atmósferas.

QUÍMICA

10) Gases Reales

10.2 $P = 4 \text{ atm}$ $V = 5 \text{ L}$ $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$
 $T = 350 \text{ K}$ $N = n$

usando la ecuación de los gases ideales para hallar "N".

$$PV = RTN$$

$$\Rightarrow 4 \text{ atm} \times 5 \text{ L} = 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \times 350 \text{ K} \times N$$

$$N = 0,69 \text{ moles}$$

el factor de compresibilidad se calcula:

$$Z = \frac{PV}{RTN} \Rightarrow \frac{4 \text{ atm} \times 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 350 \text{ K} \times 0,69 \text{ mol}}$$

$$Z = 1,01$$

∴ el gas real es ligeramente más compresible que un gas ideal
Porque las fuerzas de atracción intermoleculares entre las moléculas del gas real impiden que se compriman completamente.