



ESTADO GASEOSO I

Los gases se caracterizan porque sus moléculas se mueven al azar en todas las direcciones, motivadas por su elevada energía cinética. Una gran cantidad de reacciones químicas ocurren en el estado gaseoso, así el hidrógeno y el oxígeno gaseosos activados por una chispa eléctrica reaccionan formando agua; similarmente el hidrógeno y nitrógeno para formar amoníaco. Por otro lado, muchas sustancias gaseosas intervienen en procesos como: combustión, motores de explosión interna, aire atmosférico, gases contaminantes y tantos otros que hacen una necesidad conocer sus propiedades y leyes que los rigen.

PROPIEDADES DE LOS GASES

1. EXPANSIBILIDAD

Las moléculas del gas se mueven ocupando todo el volumen del recipiente que lo contiene o volumen disponible.

2. FLUIDEZ

Los gases no presentan forma propia, sino que se adaptan la fórmula del recipiente que los contiene.

3. ELASTICIDAD

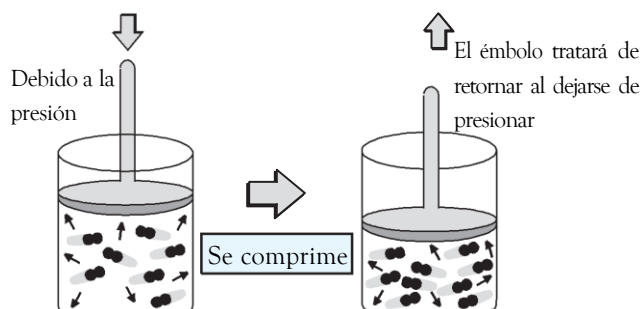
Una vez que cesa la causa deformadora, los gases tratan de recuperar sus dimensiones originales.

4. DIFUSIBILIDAD

Es el fenómeno por el cual las moléculas de un gas se distribuyen uniformemente, en otro gas. También es la capacidad de las moléculas gaseosas para pasar a través de aberturas pequeñas.

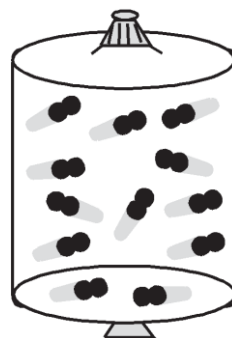
5. COMPRESIBILIDAD

Los gases pueden disminuir sus dimensiones con mucha facilidad por el efecto de la presión.



LEY UNIVERSAL DE LOS GASES

Se aplica a cualquier masa gaseosa, e implica a las variables de estado de un gas (presión (P), volumen (V) y temperatura (T)); las medidas de estas magnitudes nos da información sobre la condición física en la que se halla un gas. En la Ley Universal se cumple que el producto de su presión absoluta y volumen, es igual al producto de su número de moles por la constante universal y su temperatura absoluta.



Variables de Estado
(Presión, Volumen y Temperatura)

$$PV = RTn$$

Donde:

P → Presión

V → Volumen

n → Número de moles

T → Temperatura

R → Constante universal

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{g} \cdot \text{K}} ; \quad R = 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{g} \cdot \text{K}} ;$$

$$R = \frac{10,8 \text{ lb} \cdot \text{pulg}^2 \cdot \text{pie}^3}{\text{mol} \cdot \text{lb} \cdot ^\circ\text{R}}$$

Ejemplo:

¿Cuál es el volumen de 2 moles de gas hidrógeno a la temperatura de 127° C y 4,1 atm?

Solución:

$$\begin{aligned} P &= 4,1 \text{ atm} \\ T &= 400 \text{ K} \\ n &= 2 \\ R &= 0,082 \\ V &= ? \end{aligned} \quad \boxed{PV = nRT}$$
$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0,082)(400)(2)}{4,1} = 16 \text{ litros}$$

LEY GENERAL DE LOS GASES

Ecuación general:

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

Donde:

P_1 y P_2 : Presiones absolutas, inicial y final.
 T_1 y T_2 : Temperaturas absolutas, inicial y final.
 V_1 y V_2 : Volúmenes absolutos, inicial y final.

Ejemplo:

Cuatro litros de un gas a 27° C y 2atm de presión se calientan hasta 157° C siendo su volumen de 8 litros. ¿Cuál será la presión final?

Solución:

$$\begin{aligned} V_1 &= 4 \text{ L} & V_2 &= 8 \text{ L} \\ T_1 &= 300 \text{ K} & T_2 &= 430 \text{ K} \\ P_1 &= 2 \text{ atm} & P_2 &= ? \end{aligned}$$

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

$$P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 V_2} = \frac{(2)(4)(430)}{(300)(8)}$$

$$P_2 = 1,43 \text{ atm}$$

Ejercicios Resueltos

1. ¿Cuál será el número de moles de un gas que se encuentra en un balón de 10 L de capacidad, a una presión de 41 atm y una temperatura de 127° C?

Resolución:

$$\begin{aligned} n &= ? \\ V &= 10 \text{ L} \\ P &= 41 \text{ atm} \\ T &= 127^\circ \text{ C} \end{aligned} \quad \begin{aligned} &\text{La temperatura está en grados celsius,} \\ &\text{luego la convertiremos a grados Kelvin.} \\ &127 + 273 = 400 \text{ K} \end{aligned}$$

R : Constante universal de los gases ideales. Como la presión está en atm, se utilizará el valor de 0,082.

Luego:

Para resolver este tipo de problemas se utilizará la ecuación general de los gases ideales $PV = nRT$.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \rightarrow n = \frac{41 \times 10}{0,082 \times 400}$$

Rpta.: 12,5 moles

2. Determina el volumen que ocupa 80 g de CH_4 a 37° C y 25,4 atm de presión.PA. (C = 12 , H = 1)

Resolución:

$$\begin{aligned} V &= ? \\ n &= ? \\ P &= 25,4 \text{ atm} \\ T &= 37^\circ \text{ C} \\ R &= 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{g} \cdot \text{K}} \end{aligned} \quad \begin{aligned} &\text{Notamos que para hallar el volumen con} \\ &\text{la ecuación } PV=nRT \text{ nos está faltando} \\ &n; \text{ pero sabemos que el número de moles} \\ &\text{se puede calcular de la siguiente manera:} \end{aligned}$$

$$\boxed{n = \frac{W}{P.F.}}$$

Donde:

W : Masa
P.F. : Peso fórmula

Luego:

$$\begin{aligned} P.F. (\text{CH}_4) &= 1C + 4H \\ &= 1(12) + 4(1) = 16 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\text{Entonces: } n = \frac{80}{16} \rightarrow n = 5 \text{ moles}$$

Observamos que la temperatura está en grados celsius y la transformaremos a kelvin.

$$\rightarrow 37 + 273 = 310 \text{ K}$$

Luego:

$$\begin{aligned} &\text{En la ecuación } PV = nRT \\ &\rightarrow 25,4 \times V = 5 \times 0,082 \times 310 \end{aligned}$$

$$V = \frac{5 \times 0,082 \times 310}{25,4}$$

Rpta.: 5,00 L

3. Si $30,1 \times 10^{23}$ moléculas de SO_3 ocupan un volumen de 10 L a 27°C . halla la presión que ejerce en atmósferas.
P.A. (S = 32; O = 16)

Resolución:

$$\begin{aligned} P &= ? && \text{Primero hallamos la temperatura} \\ V &= 10 \text{ L} && \text{en Kelvin:} \\ T &= 27^\circ \text{C} && \rightarrow 27 + 273 = 300 \text{ K} \\ n &= ? && \text{Luego para hallar la presión es} \\ R &= 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{g} \cdot \text{K}} && \text{necesario conocer el número de} \\ &&& \text{moles "n".} \end{aligned}$$

Sabemos que:

$$1 \text{ mol de } \text{SO}_3 \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{SO}_3$$

Entonces:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } \text{SO}_3 &\rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{SO}_3 \\ n \text{ moles de } \text{SO}_3 &\rightarrow 30,1 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{SO}_3 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \rightarrow n &= \frac{30,1 \times 10^{23} \times 1}{6,02 \times 10^{23}} \text{ moles} \\ n &= 5 \text{ moles} \end{aligned}$$

Luego:

Conociendo "n" utilizamos la ecuación $PV = nRT$.

$$\begin{aligned} \rightarrow P(10) &= (5)(0,082)(300) \\ P &= \frac{5 \times 0,082 \times 300}{10} \end{aligned}$$

Rpta.: 12,3 atm

4. Halla el volumen de 60 g de gas etano C_2H_6 a C.N.
P.A. (C = 12, H = 1)

Resolución:

Sabemos que 1 mol de cualquier gas a condiciones normales ocupa un volumen de 22,4 litros:

$$\rightarrow \text{C.N.} \begin{cases} 1 \text{ mol } (\text{C}_2\text{H}_6) & \rightarrow 22,4 \text{ L} \\ n \text{ moles } (\text{C}_2\text{H}_6) & \rightarrow x \text{ L} \end{cases}$$

Luego hallando "n":

$$\begin{aligned} \text{como } n &= \frac{W}{P.F.}; \text{ entonces } P.F. = 2(12) + 6(1) = 30 \text{ g/mol} \\ \rightarrow n &= \frac{60}{30} \rightarrow n = 2 \text{ moles} \end{aligned}$$

Entonces:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_6 &\rightarrow 22,4 \text{ L} \\ 2 \text{ moles } \text{C}_2\text{H}_6 &\rightarrow x \text{ L} \end{aligned} \quad \Rightarrow \quad x = \frac{22,4 \times 2}{1} \text{ L}$$

Rpta.: 44,8 L

5. Calcula la densidad del gas metano (CH_4) a una temperatura de 127°C y 8 atm de presión.
P.A. (C = 12; H = 1)

Resolución:

Para resolver este problema utilizaremos la ecuación universal de los gases $PV = nRT$.

Pero como interviene la densidad y sabemos que $D = W/V$, entonces:

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{W}{M} R.T \rightarrow P \bar{M} = \frac{W}{V} R.T$$

Luego:

Los datos que tenemos son:

$$P = 8 \text{ atm}$$

$$\begin{aligned} T &= 127^\circ \text{C} \\ R &= 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{g} \cdot \text{K}} \end{aligned}$$

$$D = ?$$

$$\bar{M}(\text{CH}_4) = 1(12) + 4(1) = 16 \text{ g/mol}$$

Entonces:

En la fórmula:

$$\begin{aligned} P \cdot \bar{M} &= D \cdot R \cdot T \\ 8 \times 16 &= D \times 0,082 \times 400 \\ D &= \frac{8 \times 16}{0,082 \times 400} \end{aligned}$$

Rpta.: 3,902 g/L

Personaje del Tema

Jan Baptist van Helmont

Químico, fisiólogo y médico belga que reconoció la existencia de gases discretos e identificó el dióxido de carbono. Puede considerarse a Jan Baptist van Helmont como puente entre la alquimia y la Química, aunque con inclinaciones místicas y creyentes de la piedra filosofal. Fue un observador cuidadoso y un experimentador exacto.
1577: Nació en Bruselas.
1644: Murió en la actual Bélgica.

- Inventó la palabra "gas" (del griego *caos*).
- Cultivó un árbol, al cual lo plantó en la tierra y utilizó el agua como elemento principal de la química.
- Algunos lo llamaron el padre de la Bioquímica.

Resolviendo en clase

- 1** Un gas ocupa 6 L a 27°C y 5 atm. ¿Qué volumen ocupa a 8 atm y 127°C ?

Resolución:

Rpta:

- 2** Un gas ocupa 5 L a 227°C y 3 atm. ¿Qué presión ejerce en un recipiente de 6 L a 27°C ?

Resolución:

Rpta:

- 3** Determina la presión en mmHg de 3 moles de gas a 527°C si ocupa un volumen de 3,12 litros.

Resolución:

Rpta:

- 4** Determina la presión de 10 g de gas hidrógeno que ocupa un volumen de 12,5 L a una temperatura de 227°C .

Resolución:

Rpta:

- 5 Determina el volumen de 2 moles de gas a 527°C y $16,4\text{ atm}$.

Resolución:

- 6 Determina el volumen ocupado por $0,5\text{ g}$ de gas hidrógeno a 527°C y a $124,8\text{ mmHg}$.

Resolución:

Rpta:

Rpta:

Ahora en tu cuaderno

7. Determina el volumen ocupado por 80 g de gas metano a 327°C y a $16,4\text{ atm}$.

10. Al disminuir el volumen de un gas en un 40% y aumentar su temperatura en 50% , ¿en cuánto excede la presión final a la inicial en porcentaje?

8. Cierta masa de gas se encuentra a la presión de 2 atm y la temperatura de 27°C , ocupando un volumen de 30 L . ¿Cuál será el volumen que ocupa el gas si la temperatura a cambiado a 127°C y la presión es de 4 atm ?

11. Si la presión aumenta en 20% y el volumen disminuye en 25% , ¿qué sucede con la temperatura?

9. Se tiene 400 ml de un gas ideal a 27°C y 1 atm . Si se cuadruplica su volumen a igual presión, determina la nueva temperatura.

12. Cuando la presión se duplica el volumen se reduce a la tercera parte. ¿Qué sucede con la temperatura?

Para reforzar

- Un recipiente contiene 100 mol - g de un gas desconocido a 273 atm y 0° C. ¿Qué volumen ocupará dicho gas?
a) 82 L b) 0,82 L c) 20 L
d) 8,2 L e) 40 L
- Determina la masa de 20 L de CH₄ a 41 atm y 73° C.
a) 900g b) 100 g c) 800 g d)
200 g e) 150 g
- ¿Qué masa presenta un recipiente de 298 ml con CO₂ a 25° C y a 1,23 atm?
a) 0,4 g b) 0,8 g c) 1, 3 g d)
6, 2 g e) 0, 6 g
- Calcula el peso molecular (M) de una sustancia gaseosa que se encuentra a 4,1 atm y 127° C ocupando un volumen de 14 litros.
a) 16 g/mol b) 14 g/mol c) 28 g/mol d)
32 g/mol e) 64 g/mol
- Se tiene 320 g de gas oxígeno a 27° C y en un recipiente de 624 L de capacidad. Determina la presión en mmHg ejercido por el gas.
a) 100 b) 200 c) 300 d)
400 e) 500
- Una masa de oxígeno (O₂) ocupa 30 ml a 27° C. Halla el volumen en cm³ a 127° C si se cumple que la presión se mantiene constante.
a) 40 b) 20 c) 30 d)
10 e) 80
- Calcula el volumen que ocupará una mol de un gas a 0° C y 760 mmHg.
a) 11, 2 L b) 22, 4 L c) 1, 0 L
d) 5, 6 L e) 12, 3 L
- Determina el volumen ocupado por 3 moles de gas a condiciones normales.
a) 67,2 L b) 66,2 L c) 44,8 L
d) 22, 4 L e) 11,2 L
- Halla la densidad de un gas que presenta 4,1 atm y 127° C, M = 16 g/mol.
a) 1 g/L b) 2 g/L c) 4 g/L
d) 8 g/L e) 16 g/L
- ¿Qué volumen ocupará 2 moles de oxígeno (O₂) a 127° C y 1 atmósfera? (R = 0,082)
a) 65,6 L b) 22,4 L c) 44,8 L
d) 131,2 L e) N.A.
- El volumen molar (en litros) de un gas ideal a 93° C y 0,75 atm es: ($V_{\text{molar}} = V/n = RT/P$)
a) 35 b) 40 c) 45 d)
50 e) 25
- Halla el número de moles de un gas, sabiendo que se encuentra encerrado en un recipiente de 3 litros a la presión de 0,82 atm y a la temperatura de 27° C.
a) 1 mol b) 0,1 mol c) 2 mol d)
4 mol e) 5 mol