



Materiales Educativos GRATIS

QUIMICA

CUARTO

ECUACIÓN UNIVERSAL Y LEYES DE LOS GASES IDEALES

Gas

Es uno de los estados definidos de la materia que está constituido por moléculas. Las fuerzas moleculares de repulsión son mayores que los de atracción.

I. Propiedades generales de los gases

A. A nivel submicroscópico o molecular

- Poseen alto grado de desorden molecular, debido a que las fuerzas de repulsión molecular (F_R) predominan sobre las fuerzas de atracción (F_A). (Movimiento caótico)
- Posee grandes espacios intermoleculares, puesto que las moléculas gas están muy separadas. Lo que significa que un porcentaje pequeño es ocupado por las moléculas (0,1%) y el resto es espacio vacío.
- Tiene gran energía cinética porque se desplazan a grandes velocidades, chocando violentamente entre sí.

B. A nivel macroscópico

- Son comprensibles: disminuyen su volumen por aumento de presión debido al gran espacio intermolecular que existe.
- Se expanden fácilmente por un aumento de temperatura, esto significa que el volumen aumenta por la gran energía cinética que poseen.

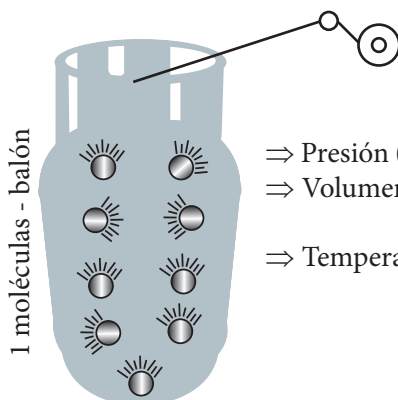
- Es difusible porque sus moléculas se pueden trasladar de un lugar a otro por la gran energía cinética que posee.
- Es efusible porque las moléculas gaseosas pueden salir a través de pequeñas orificios, debido a la alta presión interior que poseen para luego pasar a una presión inferior.

II. Funciones del Estado

Son aquellas variables que alteran las características físicas de los gases, como presión (P), temperatura (T) y volumen (V). Según la teoría cinética molecular (TCM) de los gases, se planteó la necesidad de un modelo de gas llamado gas ideal o perfecto, el cual debe estar basado en los siguientes postulados:

- Las moléculas de un gas ideal son puntuales, es decir, son de forma esférica y de dimensión (volumen) despreciable.
- Las moléculas están en movimiento continuo, rápido y al azar, pero describen trayectorias rectilíneas.
- Los choques intermoleculares y contra las paredes del recipiente son perfectamente elásticos; es decir, no hay una pérdida neta en la energía cinética total de las moléculas.

Según la teoría cinética molecular (TCM) de los gases ideales, estos parámetros están regidos por ciertas unidades que pasaremos a explicar.



⇒ Presión (P): 1 atmósfera (atm) = 760 mmHg = 760 torr

⇒ Volumen (V): 1 m³ = 1000ℓ

1ℓ = 1000 cm³ = 1000 ml

⇒ Temperatura (T): K = °C + 273°

R = °F + 460°

Además, se utiliza el número de moles:

$$(n) = \frac{\text{masa (g)}}{\overline{M}}$$

Se debe recordar que un gas ideal solo es una percepción mental o un gas hipotético; por lo tanto, es obvio que no existe. Un gas real tiende a un comportamiento ideal a presiones bajas y a temperaturas altas, porque a dichas condiciones las fuerzas intermoleculares tienden a cero.

Advertencia pre

Licuar un gas es pasar del estado gaseoso al líquido, y esto se logra haciendo que las fuerzas de atracción sean mayores o iguales a las de repulsión, disminuyendo la temperatura, aumentando la presión o variando en forma simultánea la presión y temperatura.

III. Ecuación universal de gases ideales

Se denomina también ecuación de estado de gases ideales, porque nos permite establecer una relación de funciones de estado. La fórmula es:

$$PV = R.T.n$$

Donde:

P: presión absoluta (atm; mmHg; ton)

v: volumen (litros; cm³; ml)

T: temperatura absoluta (k = °C + 273°)

n: número de moles = $\frac{\text{masa (g)}}{\overline{M}}$

R: constante universal de los gases ideales o constante de Regnault.

$$R = 0,082 \frac{\ell \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{k}} = 62,4 \frac{\ell \cdot \text{mmHg}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8,3 \frac{\text{KPa} \cdot \ell}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Fórmulas para calcular la masa molecular de un gas y la densidad

a) Masa molecular de un gas (\overline{M})

Si se sabe que P.V = R.T.M.; además: $n = \frac{m}{\overline{M}}$

$$P.V = R.T. \frac{m}{\overline{M}} \therefore \overline{M} = \frac{R.T.m}{P.V}$$

b) Densidad de un gas (d)

Partiendo de P.V = R.T.n; además: $D = \frac{m}{V}$

Reemplazando tenemos:

$$P.V = R.T. = \frac{m}{\overline{M}} \Rightarrow \frac{P.\overline{M}}{R.T} = \frac{m}{V} \therefore D = \frac{P.\overline{M}}{R.T}$$

Gas a condiciones normales (C.N.)

Un gas se encuentra a C.N. cuando tenga:

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ k}$$

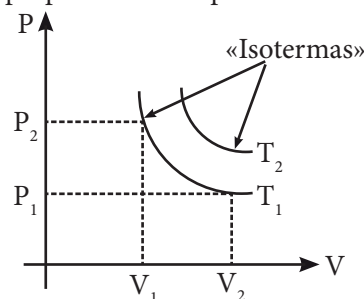
→ 1 mol gas a CN = 22,4 ℓ; llamado también volumen molar (Vm)

$$\therefore V_m = \frac{\overline{M}(\text{g})}{22,4 \ell}$$

IV. Leyes de los gases ideales

1. Ley de Boyle - Mariote (Proceso Isotérmico)

A temperatura constante el volumen de una misma masa gaseosa varía en forma inversamente proporcional a la presión.



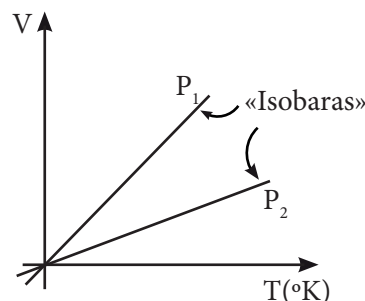
Donde: $V \propto \frac{1}{P} \therefore PV = K$

$$\text{Finalmente: } P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

\therefore Si $P \uparrow \rightarrow V \downarrow$ o si $P \downarrow \rightarrow V \uparrow$

2. Ley de Charles (Proceso Isobárico)

A presión constante, el volumen de una masa de gas varía directamente con la temperatura absoluta.



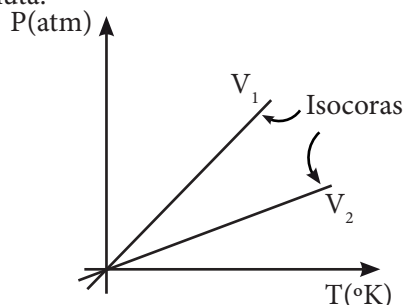
Donde: $\frac{V}{T} = K$

$$\text{Finalmente: } \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

\therefore Si $T \uparrow \rightarrow V \uparrow$ o si $T \downarrow \rightarrow V \downarrow$

3. Ley de Gay - Lussac (Proceso Isócoro)

A volumen constante, la presión de una masa de gas varía directamente con la temperatura absoluta.



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

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

∴ Si $P \uparrow \rightarrow T \uparrow$ o si $P \downarrow \rightarrow T \downarrow$

V. Ley general de los gases ideales

El volumen de un gas varía directamente con la temperatura absoluta e inversamente con la presión.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_3 V_3}{T_3}$$

Densidad de los gases (con relación a su presión y temperatura)

(masa = constante)

$$\frac{P_1}{D_1 T_1} = \frac{P_2}{D_2 T_2}$$

D = Densidad

T = Temperatura

P = Presión

Trabajando en clase

Integral

- Un gas se encuentra a 4 atm y aumenta a 20 atm. Sabiendo que su volumen inicial era 5 l, hallar su volumen final, si es un proceso isotérmico.

Resolución:

$$P_1 = 4 \text{ atm} \quad P_2 = 20 \text{ atm}$$

$$V_1 = 5 \text{ l} \quad V_2 = \ll x \gg$$

$$T_1 = T_2 \text{ (isotérmico)}$$

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

$$4(5) = 20(x)$$

$$x = 1 \text{ l}$$

- Un gas se encuentra a 18 atm y disminuye a 6 atm. Sabiendo que su volumen inicial era 4 l, hallar su volumen final, si es un proceso isotérmico.
- 10 litros de una muestra gaseosa se encuentran a una presión de 2 atm y 227 °C. ¿Qué volumen ocuparía el gas bajo una presión de 6 atm y 27 °C?
- 4 l de oxígeno se encuentra a 27 °C y 5 atm de presión. Si la temperatura varía hasta 327 °C y la presión hasta 8 atm, calcular el volumen final.

UNMSM

- En un proceso isotérmico el volumen de un gas aumenta de 2 a 8 litros. Si la presión inicial es de 16 atm.

Calcula la presión final.

Resolución

$$P_1 = 16 \text{ atm}$$

$$P_2 = x$$

$$V_1 = 2 \text{ l}$$

$$V_2 = 8 \text{ l}$$

$$\text{Isotérmico} \Rightarrow T_1 = T_2$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$16(2) = x(8) \rightarrow x = 4 \text{ atm}$$

- En un proceso isotérmico, un gas ocupa un volumen de 20 litros a 4 atm de presión, calcula el volumen final de dicho gas a 16 atm de presión.
- En un proceso isotérmico el volumen de un gas se quintuplica si la presión inicial es de 20 atm, calcula la presión final.
- La presión de un gas ideal es 4,1 atm y ocupa un volumen de 4 litros. Determina el número de moles si se encuentra a una temperatura de 127 °C. (R = 0,082)

Resolución

$$P = 4,1 \text{ atm}$$

$$PV = nRT$$

$$V = 4$$

$$4,1(4) = n(0,082)(400)$$

$$T = 127 \text{ °C} \quad 400 \text{ °K}$$

$$4,1(\cancel{4}) = n(8,2)(\cancel{4})$$

$$R = 0,082$$

$$n = \frac{4,1}{8,2} \Rightarrow n = 0,5 \text{ mol}$$

$$n = \ll x \gg$$

UNI

9. ¿Qué volumen ocupa 4 moles de un gas a 127 °C y 41 atm? (R = 0,082)
10. ¿Cuál será la presión, en atm, ejercida por un mol de anhídrido carbónico (CO₂) en un recipiente de 8,2 litros a 97°C?
11. Un gas ideal se encuentra encerrado en un recipiente de 4 litros a 8,2 atm y 127 °C. ¿Cuántos moles están contenidas en el recipiente?
12. ¿Qué volumen ocupan 2 moles de metano (CH₄) a 27 °C y 4,1 atm?
13. ¿Qué presión, en mmHg, ejercerán 2 moles de hidrógeno (H_{2(g)}) si se encuentra a 227 °C y ocupa un volumen de 624 litros? (R = 62,4)
14. ¿Qué volumen en litros ocupará el oxígeno (O₂) a 27 °C y 1248 mmHg, contenidos en 2 moles del gas?

15. Si la temperatura absoluta de un gas se triplica. ¿En qué proporción varía la presión absoluta, si el volumen se redujo en 50%

Resolución

$$T_1 = 100\% \quad T_2 = 300 \text{ K} \quad P_1 = 100\% \quad P_2 = \langle x \rangle$$

$$V_1 = 100\% \quad V_2 = 50\%$$

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

$$\frac{100(100)}{100} = \frac{100(50)}{x}$$

$$x = 50\%$$

Disminuye en 50%

16. Al disminuir el volumen de un gas en un 20% y al aumentar su temperatura en 60, la presión aumenta en:
17. A condiciones normales, ¿qué volumen ocupa media mol de un gas ideal?
18. ¿Cuál es la densidad de un compuesto gaseoso cuya masa molecular es 42 uma a 177 °C y 3 atm? (R = 0,082)