



Leyes de los gases



Objetivos de la clase

Identificar y reconocer los estados de la materia

Conocer la teoría cinético molecular

Identificar y comparar las diferentes leyes de los gases

Interpretar y relacionar las leyes de los gases a fenómenos cotidianos

Realizar cálculos matemáticos relacionados con las leyes de los gases

¿Por qué es importante estudiar los gases?

El aire está compuesto por gases, cuyo porcentaje relativo corresponde a:

Gas	% en volumen
N ₂	78,084
O ₂	20,946
Ar	0,934
CO ₂	0,033
H ₂	0,00005

¿Por qué es importante estudiar los gases?

¿Qué características físicas poseen los gases?

- i. Adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene.
- ii. Se consideran los más compresibles de los estados de la materia.
- iii. Cuando se encuentran confinados en el mismo recipiente se mezclan completa y uniformemente.
- iv. Cuentan con densidades mucho menores que los sólidos y líquidos.

¿Por qué es importante estudiar los gases?

Presión de un gas

Los gases ejercen una presión sobre cualquier superficie con la que entren en contacto, ya que las moléculas gaseosas se hallan en constante movimiento.

¿En qué unidades se mide la presión?

La presión se representa por una fuerza efectuada en un área determinada, por ello, en el SI la presión se expresa en N/m^2 . No obstante, también se puede medir en otras unidades, como atmósferas (atm), milímetros de mercurio (mm Hg) o torr.

¿Por qué es importante estudiar los gases?

Presión de un gas

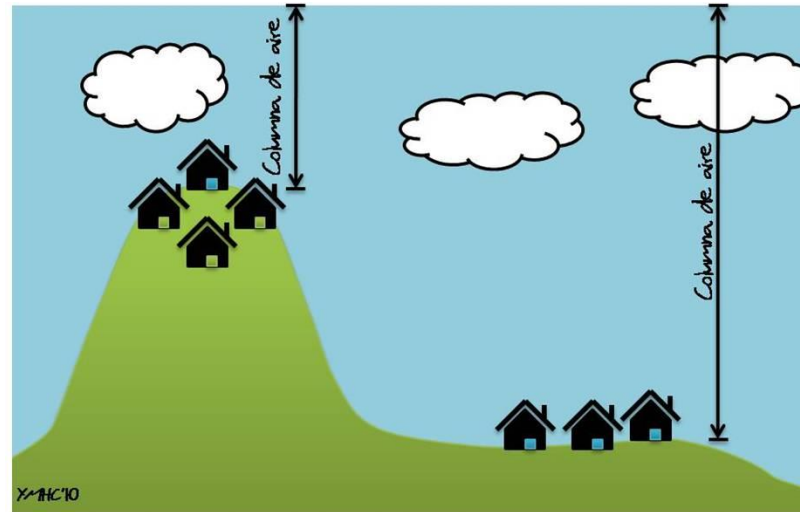
¿En qué unidades se mide la presión?

	1 atm	1 mm Hg	1 Torr	1 N/m^2	1 Pascal	1 bar
1 atm	1	760	760	1.013×10^5	1.013×10^5	1.013
1 mm Hg	1.32×10^{-3}	1	1	1.33×10^2	1.33×10^2	1.33×10^{-3}
1 Torr	1.32×10^{-3}	1	1	1.33×10^2	1.33×10^2	1.33×10^{-3}
1 N/m^2	9.87×10^{-6}	7.50×10^{-3}	7.50×10^{-3}	1	1	10^{-5}
1 Pascal	9.87×10^{-6}	7.50×10^{-3}	7.50×10^{-3}	1	1	10^{-5}
1 bar	9.87×10^{-1}	7.50×10^2	7.50×10^2	10^5 N/m^2	10^5 N/m^2	1

¿Por qué es importante estudiar los gases?

¿Por qué se dice que en la altura hay menor presión?

La Presión atmosférica corresponde al peso de la columna de aire que está sobre cualquier objeto en la tierra.

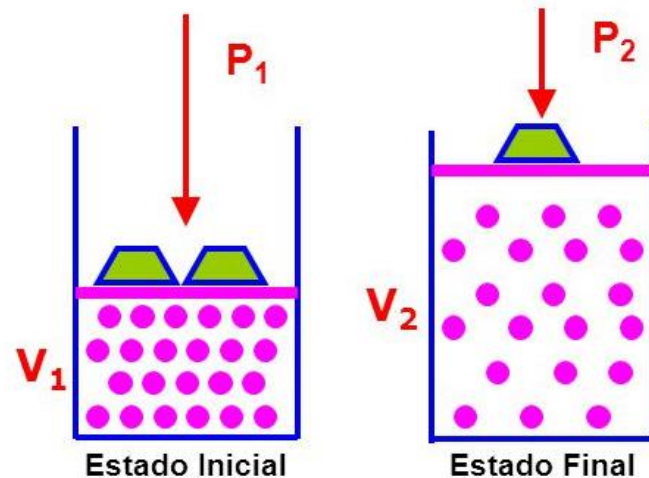


La presión atmosférica es medida con un instrumento llamado barómetro.

¿Por qué es importante estudiar los gases?

La relación presión – volumen: Ley de Boyle

La ley de Boyle considera una relación inversa entre la presión y el volumen, es decir, establece que la presión de una cantidad constante de un gas mantenido a temperatura constante es inversamente proporcional al volumen del gas.

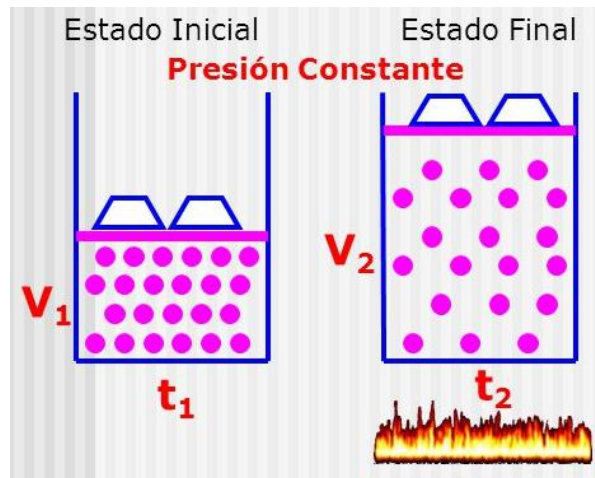


$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

¿Por qué es importante estudiar los gases?

La relación temperatura – volumen: Ley de Charles

La ley de Charles establece que el volumen de una cantidad constante de gas, mantenida a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

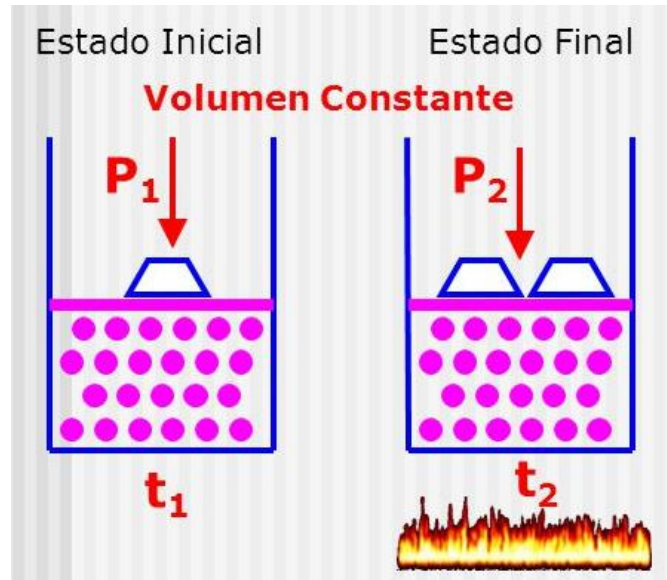


$$\frac{V_1}{t_1} = \frac{V_2}{t_2}$$

¿Por qué es importante estudiar los gases?

La relación temperatura – presión: Ley de Guy – Lussac

La ley de Charles establece la presión de un gas a volumen y masa constante es directamente proporcional a la temperatura.

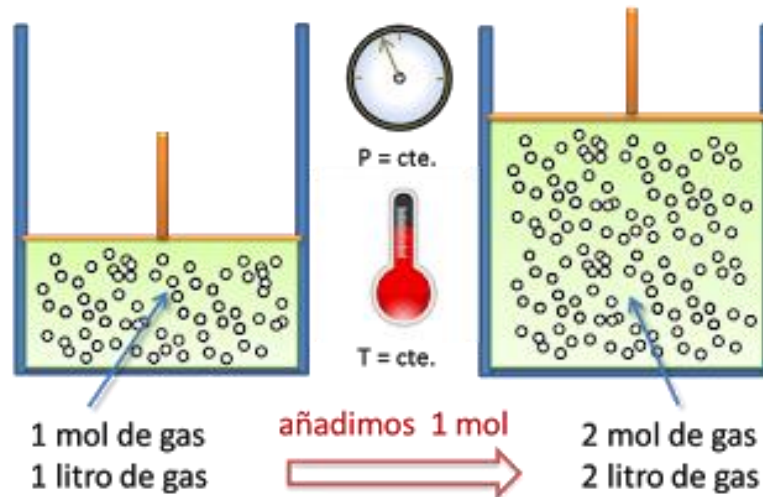


$$\frac{P_1}{t_1} = \frac{P_2}{t_2}$$

¿Por qué es importante estudiar los gases?

La relación volumen – cantidad: Ley de Avogadro

La ley de Avogadro establece que a presión y temperatura constante, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente.



$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

¿Por qué es importante estudiar los gases?

Ley de Dalton de las presiones parciales

La ley de Dalton menciona que la presión total de un sistema se obtiene sumando las presiones parciales de cada gas del sistema, según la siguiente ecuación:

$$P_{\text{total}} = P_a + P_b + P_c + P_d$$

Donde a, b, c y d son especies gaseosas que están presentes en el sistema al momento de calcular la presión total.

¿Por qué es importante estudiar los gases?

La relación entre las leyes de los gases: Ley del gas ideal

Esta ley combina las leyes de los gases antes mencionadas y relaciona las cuatro variables más determinantes en la teoría de los gases, que son: temperatura, presión, moles y volumen.

¿Qué es un gas ideal?

Un gas ideal es un gas hipotético, cuyo comportamiento se puede describir completamente mediante la ecuación del gas ideal. Las moléculas de un gas ideal no se atraen ni repelen entre sí, y su volumen es despreciable en comparación con el volumen del recipiente que lo contiene.

$$PV = nRT$$

¿Por qué es importante estudiar los gases?

¿Se podría comparar un gas ideal en un estado inicial y final?

$$\frac{PV}{nT} = R \qquad \frac{P_1V_1}{n_1T_1} = \frac{P_2V_2}{n_2T_2} = R$$

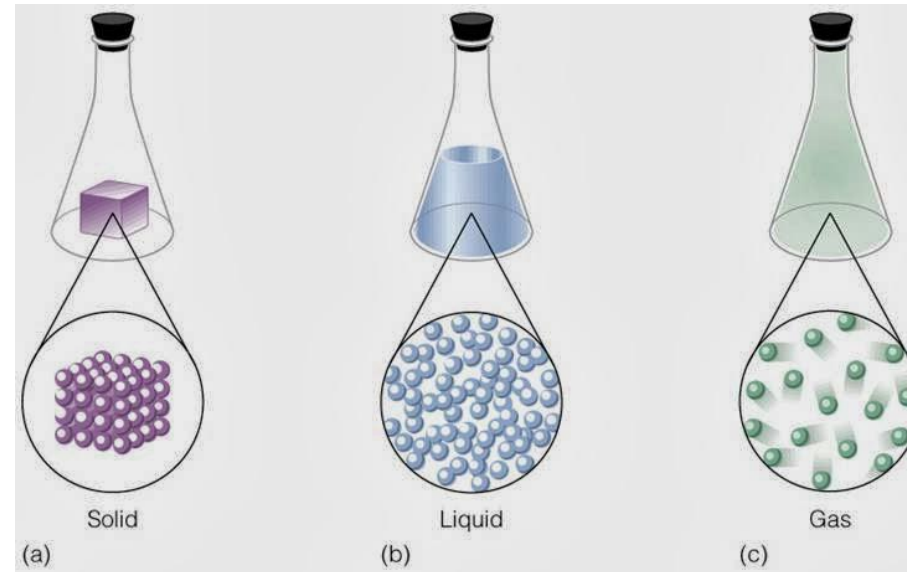
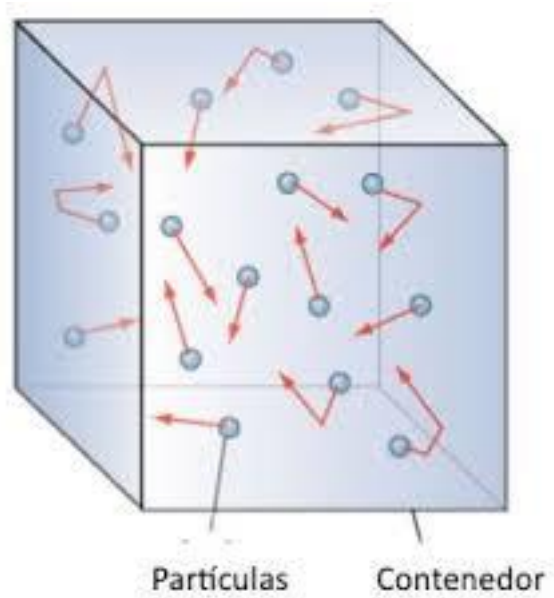
Por lo general, la cantidad de moles no se altera en el cambio de estado de un gas idea, por lo tanto, eventualmente, se podrían simplificar la cantidad de moles de la expresión anterior.

La Teoría Cinético - Molecular

Esta teoría presenta suposiciones básicas para un gas ideal, las cuales son las siguientes:

1. Los gases constan de moléculas. Las moléculas individuales son muy pequeñas y están muy separadas en comparación con sus tamaños.
2. Las moléculas de gas están en movimiento continuo, al azar, en línea recta con velocidades cambiantes.
3. La colisión de las moléculas gaseosas con las paredes del recipiente son elásticas, la energía total se conserva durante la colisión; es decir, no hay pérdida de ni ganancia neta de energía.
4. Entre colisiones, las moléculas no ejercen fuerzas repulsivas ni atractivas unas sobre otras; por contrario, cada molécula viaja en línea recta a velocidad constante.

La Teoría Cinético - Molecular



Ejemplos

Un gas ocupa un volumen de 200cm^3 a una presión de 700mmHg . ¿Cuál será su volumen si la presión recibida aumenta a 900mmHg ?

Ley de Boyle $P_1V_1 = P_2V_2$

$$\begin{array}{lll} V_1=200\text{cm}^3 & V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2} & V_2 = 168.88\text{m}^3 \\ P_1=760\text{mmHg} & & \\ V_2=? & & \\ P_2=900\text{mmHg} & V_2 = \frac{(760)(200)}{900} & \end{array}$$

Ejemplos

Determinar el volumen que ocupara un gas a una presión de 700mmHg, si a una presión de 500mmHg su volumen es igual a 2000cm³

Ley de Boyle $P_1V_1 = P_2V_2$

$V_1=2000\text{cm}^3$	$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$	$V_2 = 1428.57\text{ m}^3$
$P_1=500\text{mmHg}$		
$V_2=?$	$V_2 = \frac{(500)(2000)}{700}$	
$P_2=700\text{mmHg}$		

Ejemplos

Un gas tiene una temperatura de 400K y tiene un volumen de 100cm³. ¿Qué volumen ocupará este gas a una temperatura de 310K?

$$\text{Ley de Charles} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\begin{array}{l} T_1=400K \\ V_1=100\text{cm}^3 \\ T_2=310K \\ V_2=? \end{array} \quad V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} \quad V_2 = 77.5\text{cm}^3$$
$$V_2 = \frac{(100)(310)}{400}$$

Ejemplos

Una masa de determinado gas ocupa un volumen de 1L a una temperatura de 200K, y su presión es la del nivel del mar. A qué temperatura se tiene que encontrar dicho gas para que su volumen aumente a 1.5L?

$$\text{Ley de Charles} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\begin{array}{l} T_1=200K \\ V_1=1L \\ T_2=? \\ V_2=1.5L \end{array} \quad \begin{array}{l} T_2 = \frac{T_1 V_2}{V_1} \\ T_2 = \frac{(200)(1.5)}{(1)} \end{array} \quad T_2 = 300 \text{ K}$$

Ejemplos

Un gas recibe una presión de 3atm, su temperatura es de 280K y ocupa un volumen de 3.5m³. Si el volumen es constante y la temperatura aumenta a 310K, ¿Cuál es ahora la presión del gas?

Ley de Gay-Lussac

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

$$P_1=3\text{atm}$$

$$T_1=280\text{K}$$

$$P_2=?$$

$$T_2=310\text{K}$$

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

$$P_2 = 3.32 \text{ atm}$$

$$P_2 = \frac{(3)(310)}{280}$$

Ejemplos

En un recipiente se encuentra un gas que recibe una presión de 2760mmHg y su temperatura es de 373K. Si el recipiente se mete a un refrigerador y su temperatura disminuye a 273K. Calcular la presión que tiene el gas encerrado en el tanque al disminuir su temperatura.

Ley de Gay-Lussac

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

$$P_1=2760\text{mmHg} \quad P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} \quad P_2 = 2020.05\text{mmHg}$$

$$T_1=373\text{K}$$

$$P_2=?$$

$$T_2=273\text{K} \quad P_2 = \frac{(2760)(273)}{373}$$

Ejemplos

Calcular el volumen que ocupara un gas en condiciones normales si a una presión de 1000mmHg y 320K de temperatura, su volumen es de 1000cm³

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

$$P_1 = 760 \text{ mmHg}$$

$$T_1 = 273 \text{ K}$$

$$V_1 = ?$$

$$P_2 = 1000 \text{ mmHg}$$

$$T_2 = 320 \text{ K}$$

$$V_2 = 1000 \text{ cm}^3$$

$$V_1 = \frac{T_1 P_2 V_2}{P_1 T_2} \quad V_1 = 1122.53 \text{ cm}^3$$

$$V_1 = \frac{(273)(1000)(1000)}{(760)(320)}$$

Ejemplos

Una masa de hidrógeno gaseoso ocupa un volumen de 300L en un tanque a una presión de 14atm y a una temperatura de 190K. Calcular cuántos moles de H₂ se tienen y el total de masa de dichos moles.

$$PV = nRT$$

$$P = 14\text{atm}$$

$$V = 300\text{L}$$

$$R =$$

$$0.0821\text{atmL/molK}$$

$$T = 190\text{K}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(14)(300)}{0.0821(190)} = 269.24 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{Pm} \quad m = (2)(269.24) = 538.48 \text{ g}$$

$$269.24 = \frac{m}{Pm}$$

Ejercicios

1. Disponemos de un recipiente de volumen variable. Inicialmente presenta un volumen de 500 cm^3 y contiene 34 g de amoníaco (NH_3). Se manteniendo constante la presión y la temperatura, se introducen 68 g de amoníaco. ¿Qué volumen presentará finalmente el recipiente? (Considere la masa atómica de $\text{H} = 1 \text{ g/mol}$ y $\text{N} = 14 \text{ g/mol}$)

2. En una botella de acero hay 5 L de hidrógeno a una presión de 24 atm. ¿Cuántos globos de ese gas se podrán llenar si su capacidad una vez llenos y a una presión de 1,2 atm es de 4 L?

3. Una cantidad de gas está contenida en un recipiente a -10°C y 750 mm Hg de presión. Si el gas se calienta a 35°C ¿Cuál será la nueva presión si no varía el volumen?

4. ¿A qué temperatura deben enfriarse 600 mL de hidrógeno para que ocupen 275 mL si no ha variado la presión y la temperatura inicial era de 125°C ?

5. Una cantidad de gas ocupa un volumen de 80 cm^3 a una presión de 750 mm Hg. ¿Qué volumen ocupará a una presión de 1,2 atm si la temperatura no cambia?

6. El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 cm^3 a la temperatura de 20°C . Calcula el volumen a 90°C si la presión se mantiene constante.