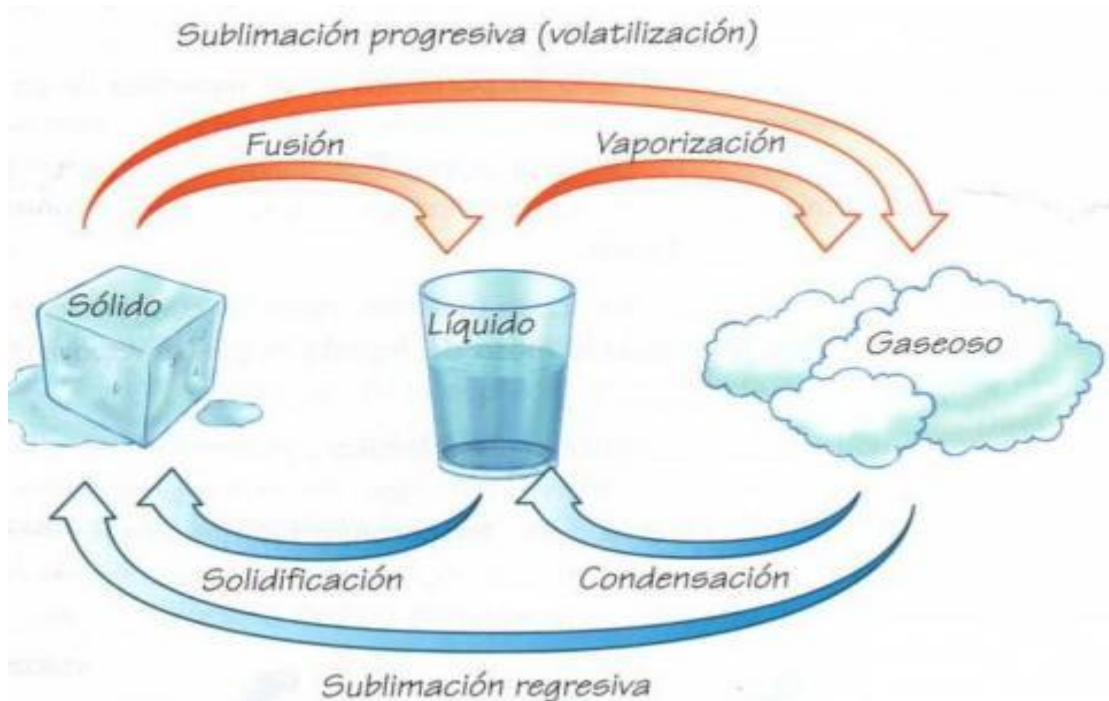


# LOS GASES

Un gas es una porción de materia cuya forma y volumen son variables ya que se adaptan a la del recipiente que lo contiene, el cual ocupan totalmente.



## LEYES DE LOS GASES

### Ley de Boyle

Robert Boyle, fue un científico que investigó los efectos que ocurren al cambiar la presión de un gas sobre su volumen a temperatura constante. Sus investigaciones lo llevaron a la siguiente conclusión:

*“A temperatura constante, el volumen de una muestra dada de gas es inversamente proporcional a su presión”*

En pocas palabras, “Al comprimir un gas, éste se reduce”  
Matemáticamente se resume de la siguiente manera:

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

Donde  $P_1$  = presión;  $V_1$  = Volumen inicial,  $P_2$  = presión final,  $V_2$  Volumen Final.

### Ejemplo 1

Si 4.00 L de gas a 1.04 atm sufren un cambio de presión a 745 torr a temperatura constante, ¿Cuál es su Volumen Final?

**Respuesta.**

Los datos con los que se cuenta son;  
Volumen inicial del Gas = 4.00 L

Presión Inicial del Gas = 1.04 atm

Y Presión final del Gas = 745 torr

- Inicialmente existe un problema, las unidades de la presión final con la inicial son distintas, y para seguir con la solución del problema, se deben trabajar en unidades iguales, por lo que la presión inicial se transformará a torr.

Si

1 atm => 760 torr

1.04 atm => Presión X torr

La presión inicial del gas en torr es :

$$1.04 \text{ atm } (760\text{torr}/1\text{atm}) = \underline{790 \text{ torr}}$$

El primer paso esta hecho

- El segundo paso es aplicar la fórmula de Boyle.

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

Como nos interesa el valor final del volumen del gas, después de aplicar cierta presión, de la fórmula inicial se despeja  $V_2$  (volumen final), quedando la ecuación de la siguiente manera:

$$V_2 = P_1V_1 / P_2$$

Sustituyendo los valores con los que se cuenta en la ecuación se obtiene lo siguiente:

<i>Presión Inicial (P1)</i>	1.04 atm =>790 torr
<i>Presión Final (P2)</i>	745 torr
<i>Volumen Inicial (V1)</i>	4.24L
<i>Volumen Final (V2)</i>	¿?

$$V_2 = ((790 \text{ torr}) (4.00\text{L}))/475 \text{ torr} = 4.24 \text{ L}$$

Por lo que el volumen final es de 4.24L

### Ejemplo 2.

Un globo inflado que tiene un volumen de 0,55 L a nivel del mar (1,0 atm) se eleva a una altura de 6,5 km, donde la presión es de cerca de 0,40 atm. Suponiendo que la temperatura permanece constante, ¿Cuál es el volumen final del globo?

**Respuesta:**

Condiciones iniciales:  $P_1 = 1,0\text{atm}$  y  $V_1 = 0,55\text{L}$

Condiciones finales:  $P_2 = 0,40\text{atm}$  y  $V_2 = ?$

Usando la ecuación de la Ley de Boyle, se despeja  $V_2$ , se tiene entonces:

$$V_2 = V_1 * \frac{P_1}{P_2} \quad V_2 = 0,55L * \frac{1,0atm}{0,40atm} \quad V_2 = 1,4L$$

### Realiza el siguiente ejercicio.

Una muestra de gas ocupa 3.44 L ¿Cuál será su nuevo volumen si su presión se duplica a temperatura constante?

## Ley de Charles

**A presión constante, el volumen de una muestra dada de gas, es directamente proporcional a su temperatura absoluta.**

Matemáticamente se obtiene la siguiente ecuación de estado:

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

Lo que permite encontrar cualquier variable sin tener que medir todas.

### **Ejemplo 3.**

Si 4.00 L de gas a 33 °C se transfieren a presión constante, ¿Cuál será el volumen final?

**Respuesta:**

Una de las características de la ley de Charles, es que la variable T, expresa temperaturas absolutas, es decir, grados Kelvin, por lo que el primer paso para resolver este problema es, cambiar los grados centígrados a grados kelvin, recordando la siguiente ecuación:

$$T = t + 273^\circ$$

Donde T representa grados Kelvin y (t) grados centígrados

Por lo tanto:

$$33^\circ\text{C} + 273^\circ = 306\text{ K}$$
$$66^\circ\text{C} + 273^\circ = 339\text{ K}$$

Según la ley de Charles:

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

Despejando el volumen final de la fórmula, es decir,  $V_2$  tenemos lo siguiente:

$$V_2 = V_1 T_2 / T_1 = (4.00\text{L}) (339\text{ K}) / (306\text{ K}) = 4.43\text{ L}$$

#### **Ejemplo 4.**

Si 2.00 L de gas a  $0^\circ\text{C}$  se transfieren a un recipiente de 1875 mL a presión constante, ¿Cuál será su temperatura Final?

***Respuesta.***

En éste caso, lo que se busca es la temperatura final, pudiendo ser inicial, del gas, por lo que se emplea el recíproco de la ley de Charles:

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

Y se despeja  $T_2$  que representa la temperatura final del gas, por lo que:

$$T_2 = T_1 \cdot V_2 / V_1$$

Por lo tanto:

- Se convierten los  $0^\circ\text{C}$  a K  $\Rightarrow 273^\circ + 0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$
- Se convierten los 1575 mL a litros, dividiéndolos entre 1000, ya que 1 L contiene 1000 ml = 1.575

$$T_2 = T_1 \cdot V_2 / V_1 = (273\text{K}) (1.575\text{ L}) / (2.00) = 215\text{ K}$$

Es decir, ***la temperatura final del gas es de 215 K.***

## Ley combinada de los gases

Durante todos los problemas las variables Presión y Temperatura, eran variables constantes, sin embargo, el siguiente ejemplo relaciona las leyes de Boyle y Charles.

La fórmula que surge de la combinación de dichas leyes es la siguiente:

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

### Ejemplo 5

Se bombea una muestra de gas desde un recipiente de 12.0 litros a 27 °C y presión de 760 torr a otro recipiente de 3.5 litros a 52 °C. ¿Cuál será su presión final?

#### *Respuesta*

Los datos con los que contamos son los siguientes:

<b>Datos</b>	
<b>P<sub>1</sub> = 260 torr</b>	<b>P<sub>2</sub> ?</b>
<b>V<sub>1</sub> = 12.0 litros</b>	<b>V<sub>2</sub> = 3.5 litros</b>
<b>T<sub>1</sub> = 27 °C</b>	<b>T<sub>2</sub> = 52 °C</b>

- Inicialmente convertimos a grados Kelvin, los grados centígrados.

$$K_1 = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$K_2 = 52^\circ\text{C} + 273 = 325 \text{ K}$$

- Sustituir valores en la fórmula original de la ley de combinación de gases, después de despejar la variables correspondiente P<sub>2</sub>

$$P_2 = P_1 V_1 / T_1 V_2 = (760 \text{ torr}) (12.0 \text{ L}) (325 \text{ K}) / (300)(3.5\text{L}) = 2822.86 \text{ torr}$$

Por lo tanto la presión final del gas es de  $2.8 \times 10^3$  torr

## LEY DE AVOGADRO

Establece que a presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente.

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

## Ley combinada de los gases

Las leyes de los gases ideales funcionan para cualquier muestra de gas. A diferencia de los anteriores problemas, en los gases ideales se aplica una nueva fórmula con nuevas variables que habrá que recordar.

$$\frac{PV}{T} = nR \quad \text{ó} \quad PV = nRT$$

Donde P = presión; T = temperatura (K); y V = Volumen. Es este caso existen nuevas variables, **n** representa el número de moles de un gas y R es una constante con el siguiente valor:

$$R = 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K}$$

**Ejemplo 6.**

Cuántas moles de O<sub>2</sub> se encuentran en una muestra de 500 mL a 45°C y 795 torr

*Respuesta.*

- Inicialmente se revisan las unidades en que los datos se encuentran
- ✚ Dado que la constante R se define en términos de litros y atmósferas, es indispensable convertir la presión y el volumen de los datos con los que se cuenta. De igual forma los °C se convierten a escala absoluta.

Conversión de presión torr a atm.

$$795 \text{ torr} \left( \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right) = 1.05 \text{ atm} \qquad \left( \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \right) 500 \text{ mL} = 0.500 \text{ L}$$

↓
↓

*Fórmula de conversión de presión  
Torr a presión atm*
*Fórmula de conversión de mililitros a  
litros*

Conversión de grados centígrados a Kelvin

$$T_k = 45^\circ\text{C} + 273 = 318 \text{ K}$$

- Después de realizar la conversión de unidades correspondiente, se despeja de la fórmula general la variable a calcular.

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.05 \text{ atm}) (0.500 \text{ L})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K}) (318 \text{ K})}$$

↑  
*valor constante.*

**Por lo tanto, n = 0.0201 moles**

### **Ejemplo 7.**

Si 0.259 g de cierto gas ocupan 3.33 L a 17 °C y 700 torr, ¿De qué gas se trata?

**Respuesta.**

Aunque propiamente se desconoce como saber el tipo de gas, la metodología de resolución de dicho problema es la misma que el anterior, es decir:

Se convierte la presión torr a atm.

$$700 \text{ torr} \left( \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} \right) = 0.921 \text{ atm}$$

y los grados centígrados a Kelvin =  $17 + 273 = 290 \text{ K}$

de igual forma se calcula el factor “n”

$$n = \frac{PV}{RT} = (0.921 \text{ atm}) (3.33 \text{ L}) / (0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K}) (290 \text{ K})$$

**donde  $n = 0.129 \text{ moles.}$**

Se calculó el número de moles para así calcular el peso molecular del gas, ya que cada gas tiene un peso específico, dado que se conoce el peso del gas, por lo tanto

$$\text{Peso/moles} = 0.259 \text{ g} / 0.129 \text{ moles} = 2.01 \text{ g} / \text{mol.}$$

Ya que el gas tiene un peso molecular tan bajo, el gas al que se refiere el problema probablemente sería el Hidrógeno, al comparar el valor con los datos de la tabla de elementos.

## **TALLER**

1. Un gas ideal ocupa un volumen de 11,2 litros a 0,863 atm. Si se mantiene constante la temperatura. ¿A qué presión deberá estar sometido para ocupar 15 litros?
2. Hemos recogido un gas ideal a una presión de 750 mm Hg y ocupa un volumen de 250 cc. ¿Qué volumen ocuparía si se comprime hasta 1 atm. a temperatura constante?
3. Una cierta cantidad de gas ocupa 3,6 litros a la presión de 1 atm. ¿Cuál será su volumen a la presión de 2,5 atm. si se mantiene constante la temperatura?
4. Un gas ocupa un volumen de 3,6 litros a 27°C y 2 atm. de presión. ¿Qué volumen ocupará si, manteniendo constante la presión, se calienta a 127°C?

5. En un recipiente de 5 litros se encierra un gas y se mide su temperatura,  $28^{\circ}\text{C}$  y  $752\text{ mmHg}$ . Si el recipiente se calienta hasta  $50^{\circ}\text{C}$ , ¿Cuánto valdrá la presión?
6. En un recipiente rígido se introduce una cierta cantidad de gas y se calienta hasta  $514\text{ K}$  encontrándose que la presión vale  $1,56\text{ atm}$ . Si el recipiente se enfría hasta que la presión sea de  $800\text{ mmHg}$ . ¿Qué marcará el termómetro?
7. Una cierta cantidad de gas se introduce en un globo de  $50\text{ cc}$ . y se calienta hasta que el termómetro marca  $25^{\circ}\text{C}$  y el barómetro  $770\text{ mmHg}$ . Si el globo se calienta hasta que la nueva presión sea de  $1,2\text{ atm}$ . y la temperatura de  $80^{\circ}\text{C}$  ¿Qué volumen tendrá el globo?
8. Un gas ocupa  $11\text{ cm}^3$  a la presión de  $912\text{ mmHg}$  y a la temperatura de  $300\text{ K}$ . ¿Qué presión ejercerá cuando su volumen sea de  $22\text{ cm}^3$  y la temperatura  $227^{\circ}\text{C}$ ?
9. Una masa de gas ocupa  $0,963\text{ litros}$  a  $23^{\circ}\text{C}$  y  $0,969\text{ atm}$ . ¿Cuál será el volumen de dicho gas en condiciones normales?
10. ¿Qué presión debe tener un gas para que  $2\text{ moles}$  de él a  $0^{\circ}\text{C}$  ocupen un volumen de  $10\text{ litros}$ ?