

# **LEY DE LOS GASES**

## **UNIDAD 5**



### **QUIMICA INORGANICA**

#### **1.1P**

#### **ING. PETROLERA**

#### **EQUIPO:**

**Víctor Manuel Huerta – 171P0373**

**Gustavo Ángel García Herrera – 171P0650**

**Jimena Ramírez – 171P0601**

**Priscila Martínez – 171P0374**

**Manuel Galván – 171P0367**

### LEY DE BOYLE

°El volumen de cierta masa de gas es de 10 L a 4,0 atm de presión. ¿Cuál es su volumen si la presión disminuye a 2,0 atm a temperatura constante?

Se pide calcular el volumen de una masa de gas cuando la presión disminuye, manteniéndose constante la temperatura y la masa del gas.

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

Datos:

$$V_1 = 10 \text{ L}$$

$$P_1 = 4,0 \text{ atm.}$$

$$P_2 = 2,0 \text{ atm.}$$

$$4,0 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = 2,0 \text{ atm} \cdot V_2$$

$$4,0 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = 2,0 \text{ atm} \cdot V_2$$

$$V_2 = 4 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} / 2 \text{ atm}$$

$$V_2 = 20 \text{ L}$$

° Se tiene un gas a 10°C en un cilindro con émbolo móvil. Suponiendo que la presión permanece constante, ¿cuál será la temperatura a la que el volumen aumentará al doble?

En este problema, se pide determinar la temperatura a la cual un determinado gas aumenta su volumen al doble de la inicial, eso significa que  $V_2$  es igual a dos veces (doble) el volumen inicial, considerando que la presión y la masa del gas permanecen constantes, se debe aplicar la ley de Charles.

$$V_1 = V_2$$

$$T_1 = T_2$$

Datos:

$$V_1 = V_1$$

$$T_1 = 10^\circ\text{C} + 273 \text{ K} = 283 \text{ K}$$

$$V_2 = 2 V_1$$

$$T_2 = 283 \text{ K} \cdot 2$$

$$V_1$$

$$\underline{T_2 = 566\text{K}}$$

$$\underline{^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273}$$

$$\underline{^{\circ}\text{C} = 566\text{K} - 273\text{K}}$$

$$\underline{^{\circ}\text{C} = 293}$$

**° El volumen de un gas a 35°C y 1 atm. de presión es de 200 L ¿Qué volumen ocupará el gas a 65°C y a una presión de 750 mmHg?**

Se pide calcular el volumen que ocupará un gas cuando su presión y temperatura cambia de las

condiciones iniciales, para esto, primero se deben convertir las temperaturas a Kelvin y las

presiones dejarlas en las mismas unidades. Puede ser cualquier unidad de presión

**pero ambas**

**en las mismas unidades.**

Datos:

$$V_1 = 200\text{L}$$

$$T_1 = 35^{\circ}\text{C} + 273\text{K} = 308\text{K}$$

$$P_1 = 1\text{ atm} = 760\text{mmHg}$$

$$V_2 = x$$

$$T_2 = 65^{\circ}\text{C} + 273\text{K} = 338\text{K}$$

$$P_2 = 750\text{mmHg}$$

Utilizando la ley General de los gases

$$\begin{aligned}\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} &= \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \\ \frac{760\text{mmHg} \cdot 200\text{L}}{308\text{K}} &= \frac{750\text{mmHg} \cdot V_2}{338\text{K}} \\ V_2 &= \frac{760\text{mmHg} \cdot 200\text{L} \cdot 338\text{K}}{308\text{K} \cdot 750\text{mmHg}} \\ V_2 &= 222\text{L}\end{aligned}$$

° Un recipiente de 4,0 L contiene 7,0 gramos de un gas a 1,2 atm de presión y 303 K de temperatura. Determina la masa molar del gas.

Datos:

$$V_1 = 4,0\text{L}$$

$$T_1 = 303\text{K}$$

$$P_1 = 1,2\text{ atm}$$

$$m_{\text{gas}} = 7,0\text{ gramos}$$

Para poder determinar la masa molar del gas, es necesario saber la cantidad de moles, a través de la ecuación de los gases ideales.

$$\begin{aligned}
 & \text{Reemplazando} \quad P \cdot V = n \cdot R \cdot T \\
 & 1,2\text{atm} \cdot 4,0\text{L} = n \cdot 0,082 \text{ (atm L/mol K)} \cdot 303\text{K} \\
 & n = \frac{1,2\text{atm} \cdot 4,0\text{L}}{0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 303\text{K}} \\
 & n = 0,19 \text{ moles}
 \end{aligned}$$

Usando la fórmula de moles, reemplazando la masa del gas y los moles anteriormente calculado, se obtiene la masa molar del gas.

$$\begin{aligned}
 n &= \frac{\text{masa}}{\text{MM}} \\
 \text{MM} &= \frac{\text{masa}}{n} \\
 \text{MM} &= \frac{7,0 \text{ gr}}{0,193 \text{ moles}} \\
 \text{MM} &= 36,3 \text{ g/mol}
 \end{aligned}$$

° Una cantidad fija de un gas a temperatura constante ejerce una presión de 737 mm Hg y ocupa un volumen de 20,5 L. Calcule el volumen que el gas ocupará si se aumenta la presión a 1,80 atm.

Datos:

$$P_1 = 737 \text{ mmHg}$$

$$V_1 = 20,5\text{L}$$

$$V_2 = x$$

$$P_2 = 1,80 \text{ atm}$$

Se debe convertir las unidades de las presiones a la misma unidad y luego reemplazar en la

fórmula de la ley de Boyle (relaciona volumen con presión).

En este caso en particular puedes convertir las unidades de presiones a atm o a mmHg

Convertiremos las atmosferas a mm de Hg.

$$\frac{1 \text{ atm}}{1,8 \text{ atm}} = \frac{760 \text{ mmHg}}{x}$$

$$x = 1368 \text{ mmHg}$$

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

Reemplazando:

$$737 \text{ mmHg} \cdot 20,5 \text{ L} = 1368 \text{ mmHg} \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{737 \text{ mmHg} \cdot 20,5 \text{ L}}{1368 \text{ mmHg}}$$

$$V_2 = 11,0 \text{ L}$$

## LEY DE LOS GASES IDEALES

° **Calcular el volumen de 6.4 moles de un gas a 210°C sometido a 3 atmósferas de presión.**

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

$$210^{\circ}\text{C} = (210 + 273) \text{ }^{\circ}\text{K} = 483^{\circ}\text{K}$$

$$V = n \cdot R \cdot T / P = 6.4 \text{ moles} \cdot 0.0821 \cdot 483^{\circ}\text{K} / 3 \text{ atm.} = \mathbf{84.56 \text{ litros}}$$

° **Calcular el número de moles de un gas que tiene un volumen de 350 ml a 2.3 atmósferas de presión y 100°C.**

$$100^{\circ}\text{C} = (100 + 273) \text{ }^{\circ}\text{K} = 373^{\circ}\text{K}$$

$$n = (P \cdot V) / (R \cdot T) = (2.3 \text{ atm.} \cdot 0.35 \text{ l.}) / (0.0821 \cdot 373^{\circ}\text{K}) = \mathbf{0,0263 \text{ moles}}$$

Un recipiente contiene 100 l de O<sub>2</sub> a 20°C. Calcula la presión del O<sub>2</sub>, sabiendo que su masa es de 3,43 kg.

$$n^{\circ} \text{ de moles} = \frac{3430 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 107,19 \text{ moles}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T; \quad P \cdot 100 \text{ l} = 107,19 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm.l}}{\text{K.mol}} 293 \text{ K}; \quad P = 25,75 \text{ atm.}$$

° **Calcular el número de moles de una gas que tiene un volumen de 250 ml a 1.5 atm de presión y 100°C.**

$$100^{\circ}\text{C} = (100 + 273) \text{ }^{\circ}\text{K} = 373^{\circ}\text{K}$$

$$n = (P \cdot V) / (R \cdot T) = (1.5 \text{ atm.} \cdot 0.25 \text{ l.}) / (0.0821 \cdot 373^{\circ}\text{K}) = \mathbf{0.0122 \text{ moles.}}$$

° **Calcular el volumen de 5.3 moles de un gas a 300 C sometido a 2 atm de presión.**

$$300^{\circ}\text{C} = (300 + 273) \text{ }^{\circ}\text{K} = 573^{\circ}\text{K}$$

$$V = n \cdot R \cdot T / P = 5.3 \text{ moles} \cdot 0.0821 \cdot 573^{\circ}\text{K} / 2 \text{ atm.} = 124.6647 \text{ litros}$$

## Ley de charles:

°El volumen de una muestra de oxígeno es 2.5 litros a 50°C ¿Qué volumen ocupará el gas a 25°C, si la presión permanece constante.

$$V_1 = 2.5 \text{ litros}$$

$$T_1 = 50^\circ\text{C} + 273 = 323^\circ\text{K}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298^\circ\text{K}$$

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

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} \qquad V_2 = \frac{(2.5l)(298^\circ\text{K})}{323^\circ\text{K}} = \frac{745}{323}l = 2.306l$$

° Un gas a una temperatura de -164 °C, ocupa un volumen de 7,5 litros. Si la presión permanece constante, calcular el volumen inicial sabiendo que la temperatura inicial era de -195 °C.

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

$$V_1 = ?$$

$$T_1 = -195^\circ\text{C} = 78,15 \text{ K}$$

$$V_2 = 7,5 \text{ L}$$

$$T_2 = -164^\circ\text{C} = 109,15 \text{ K}$$

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

$$(7,5 \cdot 78,15) / 109,15 = 5,35 \text{ L}$$

°Si se tienen 0,2 litros de un gas a 30 °C y 1 atm de presión ¿Qué temperatura debería alcanzar para que aumente a 0,3 litros?

$$V_1 = 0,2\text{L}$$

$$T_1 = 30^\circ\text{C} = 303,15 \text{ K (que se obtiene sumando } 30 + 273,15)$$

$$P_1 = P_2 = 1 \text{ atm}$$

$$V_2 = 0,3\text{L}$$

$$T_2 = ?$$

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

$$(303,15 \text{ K} \cdot 0,3\text{L}) / 0,2\text{L} = T_2 = 454,7 \text{ K} = (454,7 - 273,15) = 181,55^\circ\text{C}$$

**°Tenemos un gas del que sabemos que su temperatura inicial es de 328 K, el volumen final es de 3.75 l, y su constante de relación es de 0.00885.**

$$V_1 = ?$$

$$T_1 = 328 \text{ K}$$

$$V_2 = 3.75 \text{ l}$$

$$T_2 = ?$$

$$k = 0.00885$$

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

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = 0.00885$$

$$V_1 = kT_1 = (0.00885)(328\text{K}) = 2.90\text{l}$$

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

$$T_2 = \frac{3.75\text{l}}{0.00885} = 423\text{K}$$

La temperatura final será del 423 K, lo que es igual a 150°C.



**°Una determinada cantidad de neón ocupa 0,3 litros a 200°C.  
Calcular el volumen que ocuparía a 0°C si la presión se mantiene constante.**

$$T_1 = 200 + 273 = 473^\circ\text{K}$$

$$T_2 = 0 + 273 = 273^\circ\text{K}$$

$$V_1/T_1 = V_2/T_2 \rightarrow V_2 = (T_2/T_1) \cdot V_1 = (273^\circ\text{K} / 473^\circ\text{K}) \cdot 0,3 \text{ litros} = 0,17 \text{ litros}$$

$$V_2 = 0,17 \text{ litros de neón}$$

# Ley de Gay-Lussac

1.- La presión del aire en un matraz cerrado es de 460 mm de Hg a 45°C. ¿Cuál es la presión del gas si se calienta hasta 125°C y el volumen permanece constante?

$$P_1 = 460 \text{ mm de Hg}$$

$$T_1 = 45^\circ\text{C} + 273 = 318^\circ\text{K}$$

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 125^\circ\text{C} + 273 = 398^\circ\text{K}$$

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

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

$$P_2 = \frac{(460 \text{ mm de Hg})(398^\circ\text{K})}{318^\circ\text{K}} = 575.72 \text{ mm de Hg}$$

2.- Un gas contenido en un recipiente se encuentra sometido a una presión de 2 atmósferas a la temperatura de 27°C. ¿Qué temperatura adquiere si se le aplica una presión de 3 atmósferas?

$$P_1 = 2 \text{ atm}$$

$$T_1 = 27^\circ\text{C}$$

$$P_2 = 3 \text{ atm}$$

$$T_2 = ?$$

$$T_1 = 27 + 273 = 300^\circ\text{K}$$

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

$$T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1} = \frac{(3 \text{ atm})(300^\circ\text{K})}{2 \text{ atm}} = 450^\circ\text{K}$$

3.- Un gas produce una presión de 4 atmósferas a la temperatura de 47°C. ¿Qué presión produce a la temperatura de 127°C?

$$P_1 = 4 \text{ atm}$$

$$T_1 = 47^\circ\text{C}$$

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 127^\circ\text{C}$$

$$T_1 = 47 + 273 = 320^\circ\text{K}$$

$$T_2 = 127 + 273 = 400^\circ\text{K}$$

$$P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} = \frac{(4 \text{ atm})(400^\circ\text{K})}{320^\circ\text{K}} = 5 \text{ atm}$$

4.- Un gas ocupa un recipiente de 1,5 litros de volumen constante a 50°C y 550 mm Hg. ¿A qué temperatura en °C llegará el gas si aumenta la presión interna hasta 770 mm Hg?

$$T_1 = 50^\circ\text{C} \rightarrow 50 + 273 = 323^\circ\text{K}$$

$$P_1 = 550 \text{ mm Hg}$$

$$P_2 = 770 \text{ mm Hg}$$

$$T_2 = ?$$

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2 \rightarrow T_2 = P_2 / (P_1 / T_1)$$

$$T_2 = 770 / (550 / 323) = \underline{452,2^\circ\text{K}}$$

5.- Un recipiente contiene un volumen de gas que se encuentra a una presión de 1.2 at, a una temperatura ambiente de 22°C a las 10 de la mañana. Calcular la presión que tendrá el gas cuando al medio día la temperatura suba a 28 °C

$$P_1 = 1.2 \text{ at}$$

$$T_1 = 22^\circ\text{C}$$

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 28^\circ\text{C}$$

$$P_1/T_1 = P_2/T_2 = k$$

$$1.2 / 22 = 0.0545$$

$$P_2 = T_2 * k = (28)(0.0545) = \underline{1.526 \text{ atm}}$$

## Ley general de los gases:

$$P_1 \times V_1 / T_1 = P_2 \times V_2 / T_2$$

1. Un gas tiene una presión de 600 mmHg, un volumen de 670ml y una 1atm xtemperatura de 100°C. calcular su presión a 200°C en un volumen de 1.5 litros.

$$P_2 = 600 \text{ mmHg} \times .67 \text{ k} \times 473 \text{ k} \div 1.5 \text{ L} \times 373 \text{ k} =$$

$$T_1 = 100 + 273 = 373 \text{ k} \quad 670 \text{ ml} = .67 \text{ L}$$

$$T_2 = 100 + 223 = 423 \text{ k}$$

$$190 \quad 146 \div 5559.5 = 339.8498 \text{ mmHg}$$

2. Calcular la temperatura de una determinada cantidad de gas que pasa de 1atm a 2atm de presión y de un volumen o 1L a 0.5L, si la temperatura inicial es de 25°C.

$$P_1 = 1 \text{ atm} \quad P_2 = 2 \text{ atm} \quad V_1 = 1 \text{ L} \quad V_2 = 0.5 \text{ L}$$

$$T_1 = 298 \text{ k} \quad T_2 = ?$$

$$T_2 = P_2 V_2 T_1 \div P_1 V_1 = 2 \text{ atm} \times 0.5 \text{ L} \cdot 298 \text{ k} \div 1 \text{ atm} \times 1 \text{ L} = 29.8 \div 1 = 29.8 \text{ k}$$

3. Un globo meteorológico ocupa  $5 \text{ m}^3$  de helio a nivel del mar (1atm) y 25°C. calcular el volumen del globo a 20km de altura donde la presión del aire es de 0.054atms y la temperatura de -55°C.

$$P_1 = 1 \text{ atm} \quad V_1 = 5 \text{ m}^3 \quad T_1 = 198 \text{ k} \quad P_1 V_1 T_2 = P_2 V_2 T_1$$

$$P_2 = 0.054 \text{ atms} \quad V_2 = ? \quad T_2 = 218 \text{ k}$$

$$V_2 = P_1 V_1 T_2 \div P_2 T_1 = 1 \text{ atm} \times 5 \text{ m}^3 \times 218 \text{ k} \div 0.054 \text{ atm} \times 298 \text{ k} = 1090 \text{ m}^3 \div 16.092 = 67.7355 \text{ m}^3.$$

4. Calcular la temperatura final de un gas encerrado en un volumen de 2L a 25°C y 1atm, si reducimos su volumen hasta los 0.5Ly su presión aumenta hasta 3.8atms.

$$T_2 = P_2 \times V_2 \times T_1 \div P_1 \times V_1 = 3.8 \text{ atm} \times 0.5 \text{ k} \times 298 \text{ k} \div 1 \text{ atm} \times 2 \text{ k} = 566.2 \text{ k} \div 2 = 283.1 \text{ K} = 10,1^\circ \text{C}$$

5. Tenemos una cantidad fija de gas que ocupa 20L a 10°C y atm a presión atmosférica. Calcular la presión una vez comprimido a 10L y a temperatura de 50°C.

$$P_1 V_1 T_2 = P_2 V_2 T_1 \quad P_2 = P_1 V_1 T_2 \div V_2 T_1$$

$$-50 + 273 = 323$$

$$10 + 272 = 283$$

$$1 \text{ atm} \times 20 \text{ L} \times 323 \text{ k} \div 10 \text{ L} \times 293 \text{ k} = 6460 \text{ atms} \div 2830 =$$

$$R = 2.2826 \text{ atm}$$