

# 1. El estado Gaseoso : generalidades

1.3. Volumen = 22.4 L  
temperatura = 0 °C  
1 mol  
Presión = 1 atm

EIG:  $PV = RTN$   
 $(1 \times 22.4) = R \cdot (273 K) (1 \text{ mol})$   
 $\therefore 0.082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = R$

# 2. Características del estado gaseoso

2.3.  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{2T_1} \rightarrow P_2 = 2P_1$   
 $\therefore$  la presión se duplica

# 3. Definición y problemas sobre presión

3.4.  $V_1 = 500 \text{ ml}$   $V_2 = ?$   $P_1 V_1 = P_2 V_2$   
 $P_1 = 750 \text{ mmHg}$   $P_2 = 1 \text{ atm}$   $0.5 \text{ L} \times \frac{750}{760} \text{ atm} = 1 \text{ atm} \cdot V_2$   
 $V_2 = 0.49 \text{ L}$

3.2.  $P = 1 \text{ atm}$   $P_2 = ?$   $P_1 V_1 = P_2 V_2$   
 $V_1 = V_1$   $V_2 = V_1/2$   $1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_1/2 \rightarrow P_2 = 2 \text{ atm}$

# 4. Principios teoría Cinética Molecular de los Gases

4.3. A mayor temperatura, las partículas se mueven más rápido, también será mayor la energía cinética promedio.

4.4. Cuando las partículas del gas se mueven más rápido chocando en las paredes del recipiente con más fuerza, aumentando así la presión.

# 5. Ley General de los Gases Ideales

5.1.  $P \cdot V = RTN$   
 $P \cdot 5 = 0.082 \cdot (273 + 25) \cdot 2$   
 $P = 9.77 \text{ atm}$

5.3.  $PV = RTN$   
 $1 \text{ atm} \left( \frac{\text{K}}{n} \right) = 0.082 (273 K)$   
 $\therefore V = 22.4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}$



## 6. Ley de Gay-Lussac

6.1.  $V_1 = 2\text{ L}$        $V_2 = 2\text{ L}$   
 $P_1 = P$        $P_2 = 2P$   
 $T_1 = 300\text{ K}$        $T_2 = ??$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \rightarrow \frac{P}{300} = \frac{2P}{T_2}$$

∴  $T_2 = 600\text{ K}$

6.4.  $n = 0.5$   
 $T = 300\text{ K}$   
 $P_1 = P \rightarrow P_2 = 3P$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{P}{300} = \frac{3P}{T_2}$$

∴  $T_2 = 900\text{ K}$

## 7. Ley de Charles

7.2.  $V_1 = 2\text{ L}$        $V_2 = ??$   
 $T_1 = 273\text{ K}$        $T_2 = 373\text{ K}$   
 Presión constante

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{2}{273} = \frac{V_2}{373}$$

∴  $V_2 = 2.73\text{ L}$

7.5.  $V_1 = 10\text{ L}$        $V_2 = ?$   
 $T_1 = 293\text{ K}$        $T_2 = 263\text{ K}$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{10}{293} = \frac{V_2}{263}$$

→  $V_2 = 8.9\text{ L}$

## 8. Ley de Boyle-Mariotte

8.2.  $P_1 = 2\text{ atm}$        $V_2 = ??$   
 $V_1 = 10\text{ L}$        $P_2 = 4$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$2 \cdot 10 = 4 \cdot V_2$$

∴  $V_2 = 5\text{ L}$

8.5.  $V_1 = 8\text{ L}$        $V_2 = ?$   
 $P_1 = 1\text{ atm}$        $P_2 = 3\text{ atm}$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$8(1) = 3(V_2) \rightarrow \text{∴ } V_2 = 2.6\text{ L}$$

## 9. Ley de las presiones parciales

9.3 He y Ar, Presión total = 5 atm

$P_{\text{He}} = 3\text{ atm}$

$P_{\text{Ar}} = ??$

Presiones parciales

$$P_T = P_{\text{He}} + P_{\text{Ar}}$$

∴  $P_{\text{Ar}} = 2\text{ atm}$

9.5.  $H_2O$  (vapor),  $O_2$ , presión total = 4 atm

$$P_{H_2O} = 1 \text{ atm} \quad \Rightarrow \quad P_{O_2} = \underline{3 \text{ atm}}$$

10. Gases Reales:

10.1.  $n = 2 \text{ moles}$      $P = 2 \text{ atm}$

$$V = 3 \text{ L}$$

$$T = 300 \text{ K}$$

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

$$2 \cdot 3 = Z \cdot (0,082) (300) (2)$$

$$Z = \underline{0,12} *$$

10.3  $n = 3 \text{ moles}$

$$T = 400 \text{ K}$$

$$P = 5 \text{ atm}$$

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

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

$$5 \cdot 10 = (0,082) (400) (3) Z$$

$$\Rightarrow Z = \underline{0,5} *$$