

1. Adjuntar una foto de los ejercicios brindados en clase (Balotario Gases) - 10 ejercicios.

## Estado Gaseoso

Alumno: Luis Leonardo Gabriel Huamani Umoc

### 1. El estado Gaseoso: generalidades

1.3. Si 1 mol de un gas ideal ocupa 22,4 litros a 0°C y 1 atmósfera, ¿cuál es la constante R en unidades de litros x atmósfera / (mol x Kelvin)?

Sol:

i La constante R participa en la ecuación de gases ideales: Resta en L.atm/mol.K

$$Pv = nRt \quad \text{o} \quad R = \frac{Pv}{nt}$$

ii tenemos:

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

$$V = 22,4 \text{ L}$$

$$n = 1 \text{ mol}$$

$$t = 0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$$

iii Reemplazando:

$$R = \frac{(1 \text{ atm})(22,4 \text{ L})}{(1 \text{ mol})(273,15 \text{ K})}$$

$$R = \frac{22,4 \cdot \text{L} \cdot \text{atm}}{273,15 \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = 0,0821 \cdot \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$



## 2. Características del estado gaseoso

2.3 Si se duplica la temperatura de un gas ideal, ¿cómo afecta esto a su presión, suponiendo que el volumen y la cantidad de gas permanezcan constantes?

sol:

Si se duplica la temperatura, la presión también aumentará (se duplica); solo si el volumen y la cantidad de gas permanezcan constantes. Esto se explica en la ley de Gay-Lussac:

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

El  $P_1$  y  $T_1$  son la presión y temperatura inicial, el  $P_2$  y  $T_2$  son las finales.

Entonces:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} ; \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{2P_2}{2T_2} ; \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

## 3. Definición y problemas sobre presión.

3.4. Si un gas ocupa 500 ml a una presión de 750 mm Hg, ¿cuál es su volumen a 1 atmósfera?

sol:

Ley de Boyle:  $P_1 V_1 = P_2 V_2$

Para convertir en atm

$$\frac{1}{760} \times = x = \frac{750}{760} \text{ atm}$$

$$x = 0,987 \text{ atm}$$

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

$$V_2 = \frac{0,987 \text{ atm} \cdot 500 \text{ ml}}{1 \text{ atm}}$$

$$V_2 = 493 \text{ ml.}$$

Su volumen a 1 atm es 493 ml.



#### 4. Principios de la teoría cinética Molecular de los gases.

4.3. ¿Por qué la temperatura se relaciona con la velocidad promedio de las partículas en un gas ideal?

Sol:

Según la teoría Cinética Molecular, la temperatura de un gas ideal está directamente relacionada con la energía cinética media, y por lo tanto, con la velocidad promedio de sus partículas. Al aumentar la temperatura, las partículas se mueven más rápido, lo que resulta en más colisiones y una mayor presión. No todas las partículas se mueven a la misma velocidad, habrá una distribución de velocidades como la distribución de Maxwell-Boltzmann; que dice lo mismo; la distribución depende de la temperatura y a mayor sea más velocidad tendrá.

#### 5. Ley General de los Gases ideales

5.4 Un gas ocupa un volumen de 2 litros a 4 atmósferas y 400 K. ¿Cuántos moles de gas hay?

Sol:

Usando el  $PV = nRT$ , ecuación de los gases ideales.

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{4 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0.0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 400 \text{ K}} = \frac{8 \text{ atm} \cdot \text{L}}{32.84 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol}}}$$

$$n = 0.24 \text{ mol}$$



## 6. Ley de Gay - Lussac:

6.5 si un gas ocupa un volumen de 1 L a una temperatura de 300K y se comprime hasta ocupar 0,5L ¿a cuál será la nueva temperatura si la presión se mantiene constante?

¿Según la ley de Charles

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

¿Reemplazamos:

$$\frac{1}{300} = \frac{0,5L}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{0,5 \cdot 300K}{1} = 150K$$

## 7. Ley de Charles:

7.1 Un globo se llena con 2 moles de gas a 25°C. Si el volumen inicial es de 5 litros ¿a cuál será el volumen a 50°C, manteniendo constante la presión?

¿Según la ley de Charles:

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

$$\checkmark \quad T_2 \cdot \frac{V_1}{T_1} = V_2$$

Datos:

$$T_1 = 25^\circ C = 298,15K$$

$$T_2 = 50^\circ C = 323,15K$$

¿Reemplazando

$$323,15K \cdot \frac{5L}{298,15K} = V_2$$

$$\frac{1615,75}{298,15} \cdot L = V_2$$

$$5,42L = V_2$$



## 8. Ley de Boyle - Mariotte

8.4 Un gas a 2 atmósferas de presión ocupa un volumen de 12 L, ¿cuál sería el nuevo volumen si la presión se reduce a 1 atmósfera?

sol:

Según la Ley de Boyle - Mariotte

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

$$2 \text{ atm} \cdot 12 \text{ L} = 1 \text{ L} \cdot V_2$$

$$24 \text{ atm} = V_2$$

## 9. Ley de presiones parciales de Dalton:

9.1 Un recipiente contiene oxígeno ( $O_2$ ) y nitrógeno ( $N_2$ ) a una presión total a 3 atmósferas. Si la presión parcial de  $O_2$  es de 1 atmósfera, ¿cuál es la presión parcial de  $N_2$ ?

i La Ley de Dalton

$$P_{\text{total}} = P_{O_2} + P_{N_2}$$

$$3 \text{ atm} = 1 \text{ atm} + P_{N_2}$$

$$3 \text{ atm} - 1 \text{ atm} = P_{N_2}$$

$$2 \text{ atm} = P_{N_2}$$

## 10. Gases reales.

10.3. Si 3 moles de un gas real a 400 K y 5 atmósferas ocupan un volumen de 10 litros, ¿cuál es el factor de compresibilidad ( $z$ ) en este caso?

i  $z = \frac{PV}{nRT}$

$$z = 0.514$$

ii  $z = \frac{5 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{3 \text{ mol} \cdot 0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K} \cdot 400 \text{ K}}$

$$z = \frac{50 \text{ atm} \cdot \text{L}}{98.52 \frac{\text{mol} \cdot \text{L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}}{\text{mol} \cdot \text{K}}}$$

$$z = \frac{50 \text{ atm} \cdot \text{L}}{98.52 \frac{\text{mol} \cdot \text{L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}}{\text{mol} \cdot \text{K}}}$$

SHARK

2. Actividad respondida en colab y publicado en Github:

[https://github.com/LuisLeonardoGabriel-HuamaniUnocc/UNMSM\\_quimica\\_practicas\\_LuisLeonardoGabrielHuamaniUnocc/blob/40521ed74de51885946b113290c85ec9e6447944/Actividad %20Estado gaseoso%20.ipynb](https://github.com/LuisLeonardoGabriel-HuamaniUnocc/UNMSM_quimica_practicas_LuisLeonardoGabrielHuamaniUnocc/blob/40521ed74de51885946b113290c85ec9e6447944/Actividad%20Estado%20gaseoso%20.ipynb)