

Calcula el pOH si :

16)  $[\text{OH}^-] = 3.5 \times 10^{-3} \text{ M}$

17)  $[\text{OH}^-] = 1.6 \times 10^{-4} \text{ M}$

18)  $[\text{OH}^-] = 2.9 \times 10^{-6} \text{ M}$

19)  $[\text{OH}^-] = 5.6 \times 10^{-9} \text{ M}$

20)  $[\text{OH}^-] = 8.8 \times 10^{-11} \text{ M}$

Calcula el pH si :

21)  $[\text{OH}^-] = 4.9 \times 10^{-13} \text{ M}$

22)  $[\text{OH}^-] = 5.6 \times 10^{-9} \text{ M}$

23)  $[\text{OH}^-] = 4.8 \times 10^{-4} \text{ M}$

24)  $[\text{OH}^-] = 7.3 \times 10^{-3} \text{ M}$

25)  $[\text{OH}^-] = 1.9 \times 10^{-7} \text{ M}$

Calcula el pOH si :

26)  $[\text{H}^+] = 1.4 \times 10^{-12} \text{ M}$

27)  $[\text{H}^+] = 7.5 \times 10^{-2} \text{ M}$

28)  $[\text{H}^+] = 4.6 \times 10^{-9} \text{ M}$

29)  $[\text{H}^+] = 6.4 \times 10^{-6} \text{ M}$

30)  $[\text{H}^+] = 6.6 \times 10^{-4} \text{ M}$

Calcula el pH si :

31)  $\text{pOH} = 11$

32)  $\text{pOH} = 3$

33)  $\text{pOH} = 2$

34)  $\text{pOH} = 6$

35)  $\text{pOH} = 10$

Calcula el pOH si :

36)  $\text{pH} = 9$

37)  $\text{pH} = 5$

38)  $\text{pH} = 7$

39)  $\text{pH} = 13$

40)  $\text{pH} = 8$

## UNIDAD X

### GASES. EL MUNDO DE LOS GASES

Objetivo :

Describir el comportamiento de los gases en diferentes condiciones, utilizando las leyes que los rigen y la Teoría Cinética Molecular.

Establecer la importancia del cuidado de la atmósfera como recurso vital.

METAS :

10.1) Describirá las principales características de los gases.

10.2) Enunciará y explicará los postulados de la Teoría Cinética Molecular.

10.3) Definirá las variables que afectan el comportamiento de los gases.

10.4) Mencionará las unidades de medición de presión, temperatura y volumen, así como los instrumentos utilizados en su medición.

10.5) Enunciará las leyes de Boyle, Charles, Gay-Lussac, Combinada, Daltón., y la Hipótesis de Avogadro.

10.6) Aplicará las leyes en la resolución de problemas.

Características de los gases :

Los gases se expanden en forma indefinida y uniforme para llenar todo el espacio en que se encuentren ( Expansión).

Una muestra de gas no tiene forma ni volumen definidos, pero se pueden ajustar al recipiente en donde se coloca.( Forma y volumen indefinido).

Los gases se pueden comprimir ( Compresibilidad).

La densidad de los gases es muy pequeña ( Baja Densidad).

Dos o mas gases diferentes normalmente se mezclan por completo en una forma, cuando se ponen en contacto entre si ( Miscibilidad o Difusión).

Postulados de la Teoría Cinética Molecular :

Las partículas del gas se mueven de manera continua , rápida y al azar en líneas rectas en todas direcciones.

Las partículas del gas son extremadamente pequeñas y las distancias entre ellas son grandes.

Para los gases, se pueden despreciar las fuerzas gravitatorias y las fuerzas de atracción entre partículas del gas.

Cuando las partículas del gas chocan entre sí o con las paredes del recipiente, no se pierde energía ; todas las colisiones son perfectamente elásticas.

La energía cinética promedio es la misma para todos los gases a la misma temperatura ; varía de manera proporcional con la temperatura en Kelvin.

Variables que afectan el comportamiento de los gases :

Presión : Se define como la fuerza que se ejerce por unidad de área.

La presión de la atmósfera se mide mediante un dispositivo llamado Barómetro.

Unidades de Presión.

Atmósfera = atm

Torr = torr

Pascal = pa

Libra/ pulgada cuadrada = psi.

Equivalencias :

1 atm = 760 torr

1 atm = 101325 pa

1 atm = 101.325 Kpa.

Temperatura :

Es una medida de lo caliente o frio de la materia, expresada por lo común en grados Fahrenheit, grados Celcius y Kelvin.

La temperatura se mide con el Termómetro.

Unidades de Temperatura :

Grados Fahrenheit = ° F

Grados Celcius = ° C

Grados Kelvin = K

Equivalencias :

$$^{\circ}\text{C} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{1.8}$$

$$^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{C} (1.8) + 32$$

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

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

La presión y la temperatura a condiciones normales ( TPN ) son 1 atm y 273 K.

Leyes de los Gases :

LEY DE BOYLE :

La temperatura de un gas se mantiene constante por lo que la presión ejercida por el gas varía inversamente con el volumen.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$P_1$  = Presión inicial

$P_2$  = Presión Final

$V_1$  = Volumen inicial

$V_2$  = Volumen final

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

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

Al aumentar la presión disminuye el volumen. Y al disminuir la presión aumenta el volumen.

Ejemplos :

1) Un cilindro de oxígeno tiene un volumen de 2 L. La presión del gas es 1470 psi. ¿ Qué volumen ocupará el oxígeno a la presión de 14.7 psi ? , se supone que no hay cambio e temperatura.

Datos :

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

$$P_1 = 1470 \text{ psi.}$$

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 14.7 \text{ psi.}$$

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

$$V_2 = \frac{(1470 \text{ psi})(2 \text{ L})}{14.7 \text{ psi.}}$$

$$V_2 = 200 \text{ L}$$

2) Una cápsula espacial está equipada con un tanque de aire que tiene un volumen de 0.1 m<sup>3</sup> y una presión de 100 atm. ¿Cuál será la presión final si el volumen cambia a 12.5 m<sup>3</sup>? Suponiendo que no hay cambio de temperatura.

Datos

$$V_1 = 0.1 \text{ m}^3$$

$$P_1 = 100 \text{ atm}$$

$$P_2 = ?$$

$$V_2 = 12.5 \text{ m}^3$$

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

$$P_2 = \frac{(0.1 \text{ m}^3)(100 \text{ atm})}{12.5 \text{ m}^3}$$

$$P_2 = 0.8 \text{ atm.}$$

LEY DE CHARLES :

El volumen de una cantidad de gas, mantenido a una presión fija varía directamente con la temperatura Kelvin.

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

$V_1$  = Volumen inicial

$V_2$  = Volumen final

$T_1$  = Temperatura inicial = K

$T_2$  = Temperatura final = K

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

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

recordar :  $K = ^\circ C + 273$

A mayor temperatura mayor volumen y a menor temperatura menor volumen.

ejemplos :

1) Un globo, en el interior de una habitación a  $27^\circ C$ , tiene un volumen de 2 L. ¿Cuál será su volumen en el exterior, donde la temperatura es de  $-23^\circ C$ ? Supón que no hay cambio de presión.

Datos :

$$T_1 = 27^\circ C + 273 = 300 K$$

$$V_1 = 2 L$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = -23^\circ C + 273 = 250 K$$

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

$$V_2 = \frac{(2 L)(250 K)}{300 K}$$

$$V_2 = 1.67 L$$

2) Si una muestra de aire de 1500 ml. a  $20^\circ C$  se calienta lo suficiente lo suficiente para expandir su volumen a 1750 ml. a presión constante. ¿Cuál fue el cambio de temperatura?

Datos :

$$V_1 = 1500 ml.$$

$$T_1 = 20^\circ C + 273^\circ C = 293 K$$

$$V_2 = 1750 ml.$$

$$T_2 = ?$$

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

$$T_2 = \frac{(1750 ml.)(293 K)}{1500 ml.}$$

$$T_2 = 341.83 K$$

LEY DE GAY - LUSSAC :

A volumen constante, la presión de un gas varía directamente con la temperatura Kelvin.

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

$P_1$  = Presión inicial

$P_2$  = Presión final

$T_1$  = Temperatura inicial = K

$T_2$  = Temperatura final = K

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

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

A mayor temperatura mayor presión y a menor temperatura menor presión.

Ejemplos :

- 1) Cuando un bote de aerosol con una presión de 850 torr a 21°C se arroja al fuego, que tiene una temperatura de 450°C. ¿ Qué presión se puede alcanzar si el bote no revienta ?

Datos :

$$P_1 = 850 \text{ torr}$$

$$T_1 = 21^\circ\text{C} + 273 = 294 \text{ K}$$

$$T_2 = 450^\circ\text{C} + 273 = 723 \text{ K}$$

$$P_2 = ?$$

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

$$P_2 = \frac{(850 \text{ torr}) (723 \text{ K})}{294 \text{ K}}$$

$$P_2 = 2090.3 \text{ torr.}$$

- 2) Antes de iniciar un viaje, un neumático de automóvil tenía una presión de 32 psi. A 20 °C, luego de varias horas de camino la presión fue de 36 psi. ¿ A qué temperatura estaba el aire en ese momento ?

Datos :

$$P_1 = 32 \text{ psi.}$$

$$T_1 = 20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

$$P_2 = 36 \text{ psi}$$

$$T_2 = ?$$

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

$$T_2 = \frac{(36 \text{ psi}) (293 \text{ K})}{32 \text{ psi}}$$

$$T_2 = 329.6 \text{ K}$$

### LEY COMBINADA DE LOS GASES :

Aquí se combinan las leyes de Boyle, Charles y Gay - Lussac.

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

en donde :

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

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

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

Ejemplos :

- 1) Un gas ocupa 15 l a la presión de 700 mm de Hg y 10 °C. ¿ Qué volumen ocupará si la presión cambia a 760 mm de Hg a 17 °C ?

Datos :

$$V_1 = 15 \text{ L}$$

$$P_1 = 700 \text{ mm de Hg}$$

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

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 760 \text{ mm de Hg}$$

$$T_2 = 17^\circ\text{C} + 273 = 290 \text{ K}$$

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

$$V_2 = \frac{15 \text{ L} (700 \text{ mm de Hg}) (290 \text{ K})}{(760 \text{ mm de Hg}) (283 \text{ K})}$$

$$V_2 = 14.15 \text{ L}$$

- 2) se tiene 1 L con una presión de 860 mm de Hg a -20 °C. ¿ Qué presión debe ejercerse para comprimir a medio litro a 40 °C ?

Datos :

$$V_1 = 1 \text{ L}$$

$$P_1 = 860 \text{ mm de Hg}$$

$$T_1 = -20^\circ\text{C} + 273 = 253 \text{ K}$$

$$P_2 = ?$$

$$V_2 = 0.5 \text{ L}$$

$$T_2 = 40^\circ\text{C} + 273 = 313 \text{ K}$$

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

$$P_2 = \frac{(1 \text{ L}) (860 \text{ mm de Hg}) (313 \text{ K})}{0.5 \text{ L} (253 \text{ K})}$$

$$P_2 = 2127.9 \text{ mm de Hg.}$$

3) Una muestra de gas ocupa un volumen de 250 ml. a 100 °C y 1 atm. Si la presión aumenta a 2.5 atm y 500 ml. A qué temperatura deberá calentarse ?

Datos :

$$V_1 = 250 \text{ ml}$$

$$T_1 = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 373 \text{ K}$$

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

$$P_2 = 2.5 \text{ atm}$$

$$V_2 = 500 \text{ ml.}$$

$$T_2 = ?$$

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

$$T_2 = \frac{2.5 \text{ atm} (500 \text{ ml.}) (373 \text{ K})}{1 \text{ atm.} (250 \text{ ml.})}$$

$$T_2 = 1865 \text{ K}$$

LEY DEL GAS IDEAL :

$$PV = nRT$$

P = Presión = atm

V = Volumen = L

n = Mol = mol

T = Temperatura = K

R = constante universal =  $0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}$

en donde :

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

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

$$T = \frac{PV}{nR}$$

Ejemplos :

1) Una muestra de 1.5 mol de Radón tiene un volumen de 21 L a 33 °C. ¿ Qué presión ejerce el gas ?

Datos :

$$n = 1.5 \text{ mol}$$

$$V = 21 \text{ L}$$

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

$$R = 0.082 \text{ L atm}$$

$$\text{K mol}$$

$$P = ?$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{(1.5 \text{ mol}) (0.082 \text{ L atm}) (306 \text{ K})}{(21 \text{ L})}$$

$$\text{K mol}$$

$$P = 1.79 \text{ atm}$$

2) 4.5 mol de un gas ocupan 0.25 L a 4.15 atm. ¿Cuál será la temperatura ?

Datos :

$$n = 4.5 \text{ mol}$$

$$V = 0.25 \text{ L}$$

$$P = 4.15 \text{ atm}$$

$$R = 0.082 \text{ L atm}$$

$$\text{K mol}$$

$$T = ?$$

$$T = \frac{PV}{nR}$$

$$T = \frac{4.15 \text{ atm} (0.25 \text{ L})}{4.5 \text{ mol} (0.082 \text{ L atm})}$$

$$\text{K mol}$$

$$T = 2.81 \text{ K}$$

3) Cuántas Mol de N<sub>2</sub> hay en 0.328 L a 4 atm y 527 °C ?

Datos :

$$n = ?$$

$$V = 0.328 \text{ L}$$

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

$$T = 527 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 800 \text{ K}$$

$$R = 0.082 \text{ L atm}$$

$$\text{K mol}$$

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

$$n = \frac{(4 \text{ atm}) (0.328 \text{ L})}{800 \text{ K} (0.082 \text{ L atm})}$$

$$\text{K mol}$$

$$n = 0.02 \text{ mol}$$