

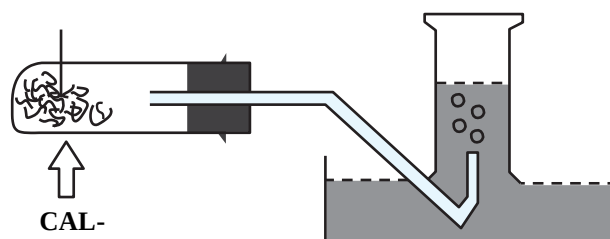


ESTADO GASEOSO II

INTRODUCCIÓN

Todos por lo general sabemos que un gas se puede comprimir, expandir, efundir y difundir.

Los gases tienen múltiples aplicaciones y usos; el aire nos es tan familiar que solemos olvidar que casi lo es todo; no podemos olerlo, verlo, ni saborearlo, sólo lo sentimos cuando sopla el viento. El gas vital en el aire es el oxígeno que representa casi un 20% del volumen total, el gas nitrógeno que también es un gas vital, aunque no lo usamos directamente, representa la mayor parte del aire; los gases inertes están en una proporción mínima y se obtienen enfriando varias veces al aire con el fin de volverlo líquido.



* PREPARACIÓN DEL GAS OXÍGENO

La reacción química que se produce es:



CONCEPTO

Es uno de los estados de agregación de la materia que están constituidos por moléculas, las cuales se encuentran en constante movimiento caótico debido a lo cual no presentan forma definida pero ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene.

* TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR DE LOS GASES IDEALES

Un gas ideal o perfecto es aquel que se comporta como tal, a alta temperatura y a baja presión y cuyas características se basan en los siguientes postulados:

- I. Las moléculas de los gases son puntuales y se desplazan en distintas direcciones siempre en línea recta.
- II. Las colisiones moleculares contra las paredes internas del recipiente que lo contiene son perfectamente elásticas.
- III. Las interacciones moleculares son nulas.
- IV. La energía cinética depende de la temperatura.

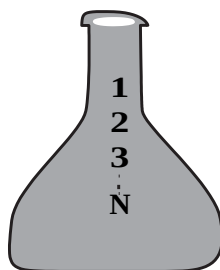
MEZCLA GASEOSA

Es una mezcla homogénea de dos o más gases, donde cada componente de la mezcla tiene un comportamiento individual, como si estuviera actuando solo, ocupando todo el volumen de la mezcla y a la misma temperatura. Se debe tener en cuenta, que en la mezcla, cada componente ocupa todo el volumen de ella además hay un equilibrio térmico, es decir, cada componente se encuentra a la misma temperatura de la mezcla. Las moles totales es igual a la suma de las moles de los componentes y la presión total es igual a la suma de las presiones que ejercen las moléculas de cada gas componente.

LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES (LEY DE DALTON)

John Dalton, notable científico inglés descubrió en 1801 la Ley de las presiones parciales en mezclas gaseosas y por tanto en el aire atmosférico. *“La presión total (P_T), en una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los gases componentes”.*

Sea la mezcla:



“N”

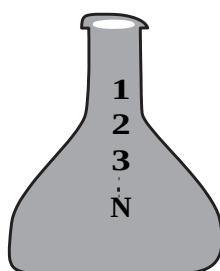
$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

Donde: P_1 : presión parcial del componente “1”
 P_2 : presión parcial del componente “2”
:
 P_n : presión parcial del enésimo componente.

LEY DE LOS VOLÚMENES PARCIALES (LEY DE AMAGAT)

Amagat, en 1843, determina: *El volumen total (V_T) ocupado por una mezcla gaseosa, es igual a la suma de los volúmenes parciales de sus gases componentes.*

Sea la mezcla:



“N”

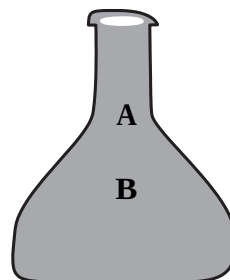
$$V_T = V_1 + V_2 + V_3 + \dots + V_n$$

Donde: V_1 : volumen parcial del componente “1”
 V_2 : volumen parcial del componente “2”
:
 V_n : volumen parcial del enésimo componente.

FRACCIÓN MOLAR (FM)

Nos indica la relación del número de moles de un componente respecto al número de moles totales de una mezcla.

Sea la mezcla:



$$Fm_{(A)} = \frac{n_A}{n_T} = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

En toda mezcla gaseosa se cumple que la suma de fracciones molares de todos los componentes es igual a uno.

$$Fm_{(A)} + Fm_{(B)} = 1$$

Nota

Se debe tener en cuenta también la siguiente fórmula:

$$Fm_{(A)} = \frac{n_A}{n_T} = \frac{P_A}{P_T} = \frac{V_A}{V_T}$$

Nota

Para determinar la presión parcial del componente de una mezcla se toma en cuenta:

$$P_{(i)} = Fm_{(i)} \cdot P_T$$

Donde: P_T = presión total de la mezcla
 $P_{(i)}$ = presión parcial del gas “i”
 $Fm_{(i)}$ = fracción molar del gas “i”

Ejemplo:

A cierta presión y temperatura, en una mezcla de metano (CH_4) y dióxido de carbono (CO_2), la fracción molar de CH_4 es 0,7 y la presión total es 8 atmósferas. Halla las presiones parciales de CH_4 y CO_2 .

Resolución:

$$\underbrace{\text{Fm}_{(\text{CH}_4)}}_{0,7} + \text{Fm}_{(\text{CO}_2)} = 1 \text{ @ } \text{Fm}_{(\text{CO}_2)} = 0,3$$

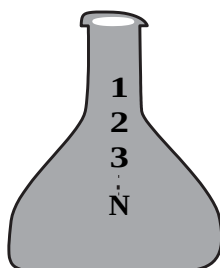
$$P_{\text{CH}_4} = \text{Fm}_{(\text{CH}_4)} \cdot P_T = 0,7 \cdot 8 = 5,6 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CO}_2} = \text{Fm}_{(\text{CO}_2)} \cdot P_T = 0,3 \cdot 8 = 2,4 \text{ atm}$$

peso molecular aparente de una mezcla gaseosa

Toda mezcla carece de una fórmula, por lo tanto podemos hablar de peso molecular exacto de una mezcla gaseosa, si sólo hallamos el peso molecular aparente.

Sea la mezcla:



$$\bar{M}_T = \text{Fm}_{(1)} \bar{M}_{(1)} + \text{Fm}_{(2)} \bar{M}_{(2)} + \dots + \text{Fm}_{(n)} \bar{M}_{(n)}$$

Ejemplo:

Una mezcla gaseosa contiene 3 moles de O_2 ; 5 moles de N_2 y 2 moles de CH_4 . Calcula el peso molecular promedio de la mezcla.

Datos:

P.A. ($\text{O}=16$, $\text{N}=14$, $\text{C}=12$, $\text{H}=1$)

Resolución:

El peso molecular de la mezcla será:

$$\bar{M}_T = \text{Fm}_{(\text{O}_2)} \bar{M}_{(\text{O}_2)} + \text{Fm}_{(\text{N}_2)} \bar{M}_{(\text{N}_2)} + \text{Fm}_{(\text{CH}_4)} \bar{M}_{(\text{CH}_4)}$$

$$\bar{M}_T = \frac{3}{10} \cdot 32 + \frac{5}{10} \cdot 28 + \frac{2}{10} \cdot 16$$

$$\bar{M}_T = 9,6 + 14 + 3,2 = 26,8$$

$$\bar{M}_T = 26,8 \text{ u.m.a}$$

Ejercicios Resueltos

- 5L de un gas a 3atm se expande isotérmicamente. ¿Cuál es el volumen final en mL, cuando la presión es de 1atm?

Resolución:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \text{ @ } \frac{3 \text{ atm} \times 5 \text{ L}}{1} = \frac{1 \text{ atm} V}{1}$$

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

2. ¿Qué gas ocupa mayor volumen si todos están a la misma presión y temperatura?

- a) 10g de CH_4 b) 20g de CO c) 50g de SO_3
 d) 33g de C_3H_8 e) 15g de C_2H_6

Resolución:

$$PV = RTn \Rightarrow V = \underbrace{\frac{R \cdot T}{P}}_{\text{cte}} \cdot n$$

A mayor # de moles, mayor volumen

$$10\text{g CH}_4 \Rightarrow \# \text{ moles} = \frac{10}{16} = 0.625$$

$$20\text{g CO} \Rightarrow \# \text{ moles} = \frac{20}{28} = 0.71$$

$$50\text{g SO}_3 \Rightarrow \# \text{ moles} = \frac{50}{80} = 0.625$$

$$33\text{g C}_3\text{H}_8 \Rightarrow \# \text{ moles} = \frac{33}{44} = 0.75$$

$$PV = RTn \Rightarrow V = \quad \cdot n$$

$$15\text{g C}_2\text{H}_6 \Rightarrow \# \text{ moles} = \frac{15}{30} = 0.5$$

El gas ocupa más volumen es C_3H_8

4. Si 5 litros de un gas se encuentra sometido a 2atm y 27°C , ¿a qué volumen aumentará a C.N.?

Resolución:

$$PV = RTn$$

$$2\text{atm} \times 5\text{L} = 0,082 \frac{\text{L} \times \text{atm}}{\text{mol K}} \times 300\text{K} \times n$$

$$n = 0,406 \text{ moles}$$

Condiciones normales:

1mol	22,4L
0,406 mol	V = 9,10L

3

3. Al disminuir el volumen de un gas en un 40% y aumentar su temperatura en 50%, ¿en cuánto excede la presión final de la inicial en %?

Resolución:

$$\frac{P_1 \cancel{100V}}{\cancel{100V}} = \frac{P_2 \cdot 60V}{150V}$$

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{60}{150} \Rightarrow 100\% \quad x \Rightarrow x = 250\%$$

Aumenta en 150%

Resolviendo en clase

- 1 A cierta "P" y "T" en una mezcla de O_2 y NH_3 , la fracción molar de O_2 es 0,4 y la presión total es 10 atmósferas. Halla la presión parcial de NH_3 .

Resolución:

- 3 En una mezcla de gases "A" y "B", la fracción molar de "A" es un tercio de la fracción molar de "B". Halla la fracción molar de "A".

Resolución:

Rpta:

- 2 Se tiene una mezcla gaseosa formada por N_2 y CO_2 , donde las presiones parciales son 600 y 400 mmHg, respectivamente. Halla la fracción molar de CO_2 .

Resolución:

Rpta:

- 4 Se tiene una mezcla de gases en un recipiente formado por 64g de O_2 , 51g de NH_3 y 48 g de CH_4 . Determina la fracción molar de oxígeno.
P.A. (O=16, N=14, C=12)

Resolución:

Rpta:

Rpta:

- 5 En una mezcla gaseosa de C_3H_8 (propano), N_2 y C_2H_2 (acetileno) las moles son 3, 5 y 2, respectivamente. Calcula el peso molecular promedio de la mezcla. P.A. (C=12, N=14)

Resolución:

- 6 Determina el volumen de una mezcla gaseosa que contiene 3 moles de CO; 4 moles de H_2 y 3 moles de H_2S , si se encuentra a una temperatura de $27^\circ C$ y una presión total de 8,2 atm.

Resolución:

Rpta:

Rpta:

Ahora en tu cuaderno

7. Determina el peso molecular de una mezcla formada por 56g de N_2 y 84 g de CO.
P.A. (N=14, C=12, O=16)

8. En una mezcla de 2 moles de CH_4 y 1 mol de Cl_2 , la presión parcial de CH_4 es 6,4atm. Halla la presión total de la mezcla.

9. Las características de un gas son:

- a) Compresibilidad
- b) Expansibilidad
- c) Difusión
- d) Efusión
- e) Todas

10. La energía cinética de un gas depende:

- a) De su forma
- b) De su volumen
- c) Del tipo de gas
- d) De la temperatura
- e) No presenta energía cinética

11. Con respecto a los gases:

- a) Son maleables
- b) Son dúctiles
- c) Presentan alta dureza
- d) Por compresión se puede licuar.
- e) N.A.

12. ¿Qué gas presenta mayor energía cinética?

- a) 2 litros de H_2 a $20^\circ C$
- b) 5 litros de O_2 a $25^\circ C$
- c) 2 litros de He a $30^\circ C$
- d) 5 litros de CO_2 a $40^\circ C$
- e) 100 litros de N_2 a $15^\circ C$

Para reforzar

1. En un recipiente de 5 litros se mezclan 34g de NH_3 , 32g de O_2 y 4g de hidrógeno. Determina la presión de la mezcla en atmósferas si la temperatura es de 27°C . P.A. (O=16)

a) 64 b) 40,8 c) 88,6
d) 20,8 e) 24,6

2. Se tiene una mezcla formada por 32g de CH_4 , 51g NH_3 , 44g de CO_2 la mezcla se encuentra a una presión de 720 mmHg. Halla la presión parcial del amoníaco (NH_3) P.A. (C=12, H=1, N=14)

a) 360 mmHg b) 400 mmHg
c) 320 mmHg
d) 340 mmHg e) 350 mmHg

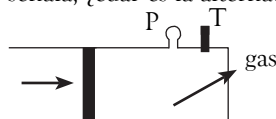
3. Se mezclan masas iguales de CO_2 y NH_3 . Determina la fracción molar de CO_2 . P.A. (C=12, O=16, N=14, H=1)

a) 17/61 b) 17/60 c) 11/20
d) 58/61 e) 11/61

4. En un recipiente de 200 mL se mezcla 17g de NH_3 , 56g de CO y 64 g de O_2 . Si la temperatura es de 87°C , determina la presión de la mezcla en atmósferas. P.A. (C=12, H=1, O=16, N=14)

a) 738 b) 742 c) 745
d) 746 e) 747

5. Cierta gas se encuentra en un cilindro, tal como se muestra en el gráfico. Si el émbolo se desplaza conforme se señala, ¿cuál es la alternativa incorrecta?



- a) La presión aumenta.
b) La temperatura se incrementa.
c) Aumenta la energía cinética del gas
d) Como se comprime el gas disminuye el número de moléculas.
e) Se incrementa la fuerza intramolecular.

6. En un proceso isocórico, se cumple:

a) $\frac{P_1}{T_1} = \frac{V_1}{T_2}$ b) $\frac{P_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
c) $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$
d) $\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$ e) $P_1 \cdot T_1 = P_2 \cdot T_2$

7. La Ley de las isotermas establece:

a) $\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}$ b) $\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_1}{V_2}$
c) $P_1 \cdot V_1 = T_1 \cdot P_1$
d) $T_1 > T_2$ e) $T_1 = V_1$

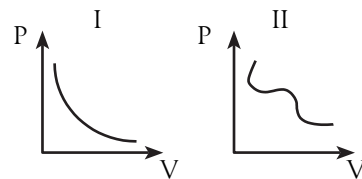
8. Cuatro litros de gas oxígeno se encuentran a 4atm y 127°C . Si se traslada a otro recipiente de 16 litros a 527°C , halla la nueva presión del gas.

a) 2 atm b) 3 atm c) 4 atm
d) 6 atm e) 8 atm

9. La presión de un gas se duplica y el volumen se triplica. Si la temperatura inicial es 27°C , halla la temperatura final.

a) 990 K b) 1 200 K c) 1 500 K
d) 1 800 K e) 2 400 K

10. Con respecto a los siguientes gráficos:



- a) Ambos corresponden a un gas ideal.
b) El gráfico II representa una isóbara.
c) El gráfico II corresponde a la Ley de isócoras.
d) El gráfico I representa a un gas ideal.
e) El gráfico I corresponde a la Ley de isóbaras.

11. En un balón de acero se tiene acetileno (C_2H_2) y en otro recipiente se tiene 880g de gas CO_2 . Si en ambos recipientes se tiene igual cantidad de moléculas, ¿qué masa de acetileno se tiene? P.A.(C=12, O=16)

a) 520 g b) 260 g c) 130 g
d) 490 g e) 650 g

12. En un proceso restringido isobárico, si se aumenta la temperatura:

a) Disminuye el volumen
b) Aumenta la presión
c) La masa varía
d) Aumenta el volumen
e) Disminuye la presión