



ce  
pre  
UNI

# Química

## ESTADO GASEOSO II

**CICLO**  
**Preuniversitario**

**2024-I**



# MEZCLA DE GASES

A nuestro alrededor encontramos diversas mezclas gaseosas:



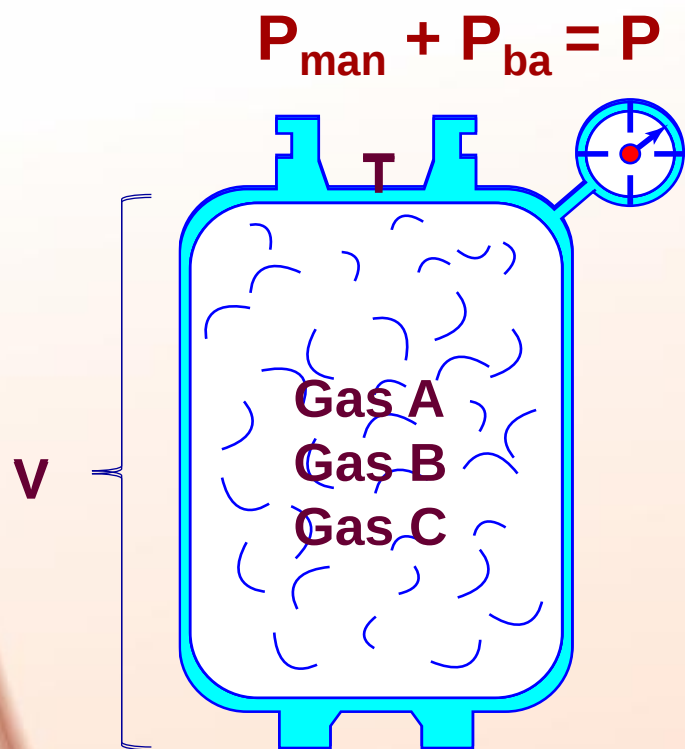
El **aire**; mezcla de  $N_{2(g)}$ ,  $O_{2(g)}$ ,  $Ar_{(g)}$  entre otros gases.



El **gas natural residencial**; mezcla de  $CH_{4(g)}$ , y otros componentes en menor proporción como:  $C_2H_{6(g)}$ ,  $C_3H_{8(g)}$ ,  $C_4H_{10(g)}$ , entre otros gases.

# MEZCLA DE GASES IDEALES

En toda mezcla de gases ideales cada componente se comporta en forma independiente respecto de los otros componentes. Cada gas ocupa todo el volumen del recipiente y ejerce una presión parcial independiente de la presencia de los otros gases.



$$P V = n_T R T$$

**Donde:**

- $P$  = presión de la mezcla de gases
- $V$  = volumen ocupado por la mezcla (L)
- $T$  = temperatura absoluta (K)
- $T = T_A = T_B = T_C$
- $n_T$  = número de moles de la mezcla
- $n_T = n_A + n_B + n_C$

# FRACCIÓN MOLAR ( $x_i$ )

Es una propiedad intensiva adimensional, que determina cuántos moles de cada componente hay en un mol de mezcla gaseosa. Para una mezcla gaseosa de "i" componentes, se cumple:

$$\sum n_i = n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_i = n_t$$

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i} = \frac{n_i}{n_t} \quad \sum x_i = 1$$

Para una mezcla de 2 gases "a" y "b":  $x_a + x_b = 1$

$$x_a = \frac{n_a}{n_a + n_b} \quad x_b = \frac{n_b}{n_a + n_b}$$

# PREGUNTA 01

El "trimix " es usado en buceo técnico y en operaciones especiales, debido a su capacidad de proporcionar aire a profundidades por debajo de 80 metros. Una muestra de esta mezcla gaseosa está constituida por 140 g de helio, 160 g de oxígeno molecular y 280 g de nitrógeno molecular. ¿Cuál es la fracción molar del oxígeno?

Masa molar (g/mol): He = 4; N<sub>2</sub> = 28; O<sub>2</sub> = 32

- A) 0,05
- B) 0,10
- C) 0,15
- D) 0,20
- E) 0,25

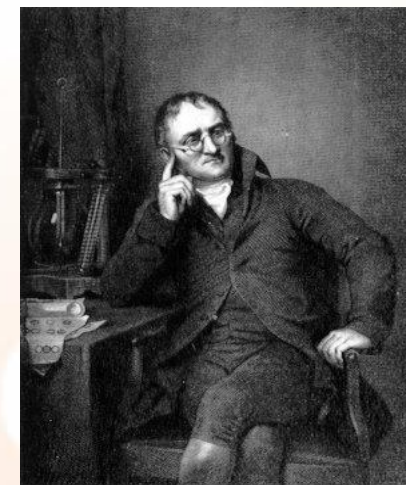
**Rpta: B**

# LEY DE DALTON (LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES)

## Presión parcial ( $P_i$ )

A volumen y temperatura constante, es la presión que ejerce cada componente de la mezcla gaseosa, en forma independiente de la presencia de los otros. La presión parcial de cada uno de los componentes en la mezcla es directamente proporcional a su número de moles.

$$P_i \propto n_i$$



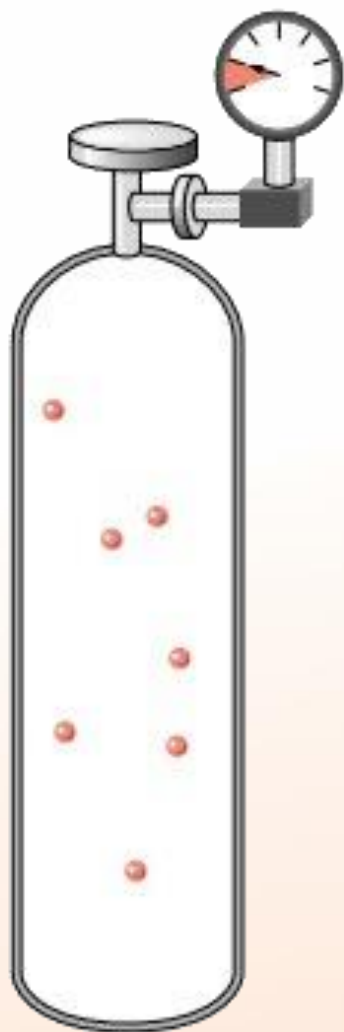
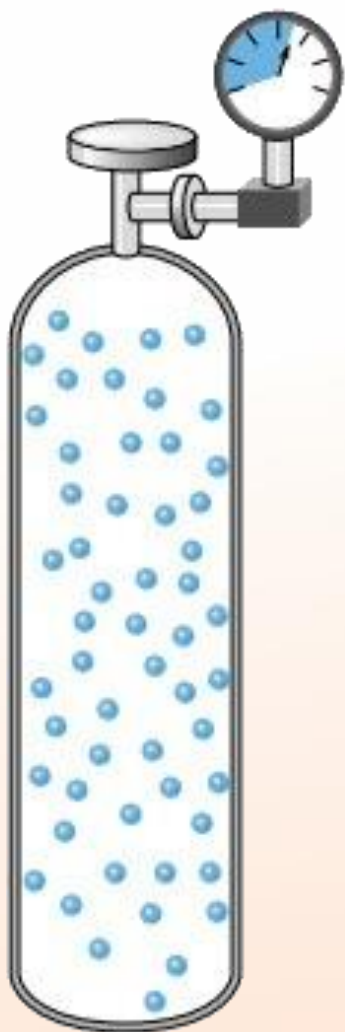
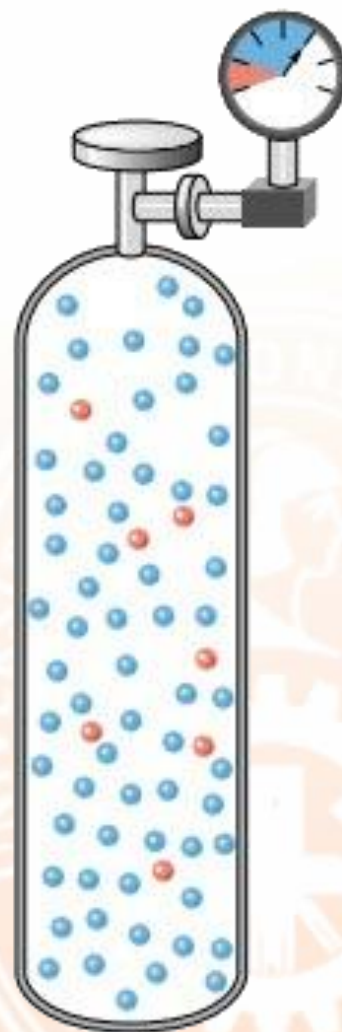
**John Dalton**  
(1776-1844)  
Inglaterra

## Ley de las presiones parciales

Establece que la presión total de una mezcla de gases ideales es igual a la suma de las presiones parciales de sus componentes:

$$P_T = P_a + P_b + \dots + P_i = \sum P_i \rightarrow P_i = X_i P_T$$

# Representación de la ley de las presiones parciales


 $P_{O_2}$ 

 $P_{N_2}$ 

 $P_{O_2} + P_{N_2} = P$ 

$$P_{O_2} V = RT n_{O_2} \quad (\alpha)$$

$$P_{H_2} V = RT n_{H_2} \quad (\beta)$$

$$PV = RT n \quad (\gamma)$$

Dividiendo  $(\alpha)$  entre  $(\gamma)$ :

$$\frac{P_{O_2} \cancel{V}}{P \cancel{V}} = \frac{\cancel{RT} n_{O_2}}{\cancel{RT} n} \quad \Rightarrow \quad P_{O_2} = x_{O_2} P$$

## PREGUNTA 02

En un recipiente de acero de 8,2 litros se tiene una mezcla equimolar de hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y dióxido de carbono a 27 °C. Determine la presión parcial (en atm) del gas oxígeno si en total se tienen confinadas  $3,01 \times 10^{24}$  moléculas.

$$R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$N_A = 6,02 \times 10^{23}$$

- A) 2,85
- B) 3,75
- C) 4,25
- D) 5,50
- E) 7,00

ce  
pre  
UNI

**Rpta: B**

# MASA MOLAR APARENTE DE UNA MEZCLA GASEOSA ( $\bar{M}_{ap}$ )

En muchos procesos de ingeniería, las mezclas gaseosas no cambian de composición ni de propiedades, por lo que son tratadas como una "una fase homogénea" a la cual se le asocia una "masa molar" aparente, que es la media ponderada de todas las masas molares de los componentes de la mezcla.

Para una mezcla de "i" componentes:

$$\bar{M}_{ap} = x_1 \bar{M}_1 + x_2 \bar{M}_2 + \dots + x_i \bar{M}_i = \sum x_i \bar{M}_i$$

## PREGUNTA 04

Se tiene una mezcla gaseosa, la cual está constituida de 96 g de  $\text{SO}_2$ , 4 g de  $\text{H}_2$  y 16 g de  $\text{O}_2$ . Calcule la masa molar aparente (g/mol) de dicha mezcla.

$\bar{A}_r$  : H = 1, O = 16, S = 32

- A) 29
- B) 50
- C) 68
- D) 96
- E) 112



ce  
pre  
UNI

**Rpta: A**

## PREGUNTA 04

El vapor del ácido acético es una mezcla del monómero  $\text{CH}_3\text{COOH}_{(v)}$  y el dímero  $(\text{CH}_3\text{COOH})_{2(v)}$ . Si la densidad de esta mezcla gaseosa es 3,23 g/L a 77 °C y una atmósfera de presión, ¿cuál es el porcentaje molar del dímero en la mezcla gaseosa?

$\bar{A}_r : \text{H} = 1, \text{C} = 12, \text{O} = 16$

- A) 45,5
- B) 49,2
- C) 54,5
- D) 62,4
- E) 83,6

ce  
pre  
UNI

**Rpta: C**

# LEY DE AMAGAT (LEY DE LOS VOLÚMENES PARCIALES)

## Volumen parcial ( $V_i$ )

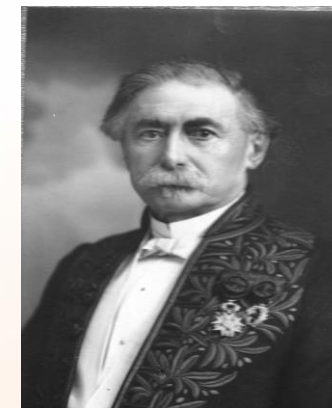
Es el volumen que ocuparía cada uno de los gases por separado, cuando la Presión y la Temperatura son constantes. Como  $(RT/V)$  es constante, entonces:

$$V_i \propto n_i$$

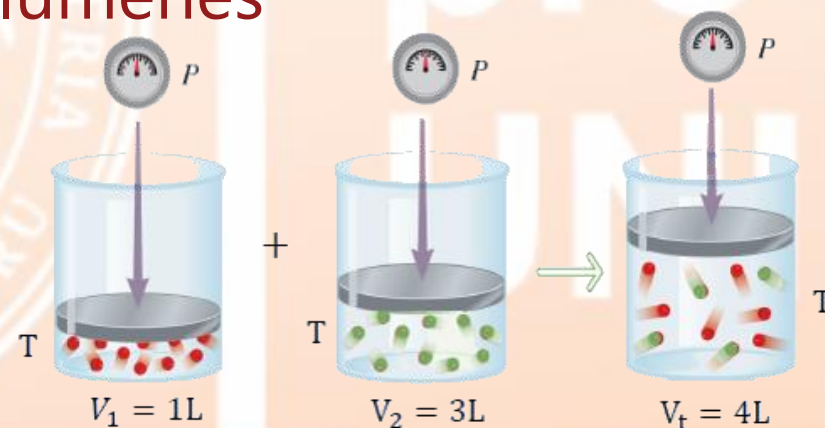
## Ley de los volúmenes parciales

Establece que el volumen total de una mezcla de gases ideales es igual a la suma de volúmenes parciales.

$$V_T = V_a + V_b + \dots + V_i = \sum V_i \rightarrow V_i = X_i V_T$$



**Emile Amagat**  
(1841-1915)  
Francia



## PREGUNTA 05

Una mezcla de gases de monóxido de carbono y dióxido de carbono tiene una masa de 58 gramos y ocupa un volumen de 33,6 litros a condiciones normales. Calcule el volumen parcial (en litros) del dióxido de carbono.

Masas atómicas: C=12, O=16.

- A) 11,2
- B) 12,4
- C) 13,6
- D) 14,2
- E) 22,4

ce  
pre  
UNI**Rpta: E**

## PREGUNTA 06

En un recipiente rígido se tiene una mezcla de  $O_{2(g)}$  y  $N_{2(g)}$  a  $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Si la fracción molar del  $N_{2(g)}$  es 0,2 y la presión parcial del  $O_{2(g)}$  es 2 atm, siendo 0,5 moles totales de mezcla. ¿Cuál es el volumen parcial, en mililitros, del  $N_{2(g)}$ ?

- A) 246
- B) 325
- C) 492
- D) 622
- E) 792

ce  
pre  
UNI**Rpta: A**

# PORCENTAJE VOLUMÉTRICO (%V<sub>i</sub>)

Llamada también composición volumétrica y determina de cada 100 L de mezcla gaseosa a P y T, cuántos litros le corresponden al volumen parcial de cada uno de los componentes a P y T, equivalentes al de la mezcla.

$$\% V_i = \frac{V_i}{V} \times 100\% \quad \rightarrow \quad \% V_i = 100 \cdot X_i \%$$

$$\% V_i = 100\% x_i = \% n_i = \% P_i$$

## PREGUNTA 07

Una mezcla gaseosa contiene 70% en volumen de  $H_2$  y 30% en volumen de He, respectivamente. Calcule la masa molar aparente (en g/mol) de la mezcla.

Datos:  $\bar{A}_r : H = 1, He = 4$

$$R = 0,082 \frac{\text{atm} \times L}{\text{mol} \times K}$$

- A) 2,1
- B) 2,6
- C) 3,1
- D) 3,8
- E) 5,0

ce  
pre  
UNI**Rpta: B**

# LEY DE GRAHAM

En condiciones de presión y temperatura constantes se cumple:

“Las velocidades de difusión o efusión de dos sistemas gaseosos varían en forma inversamente proporcional a las raíces cuadradas de sus correspondientes masas moleculares o densidades”.

$$\frac{V_A}{V_B} = \sqrt{\frac{\bar{M}_B}{\bar{M}_A}} = \sqrt{\frac{\rho_B}{\rho_A}}$$

Donde:

$V_i$  = velocidad de difusión o efusión

$\bar{M}_i$  = masa molar (g/mol)

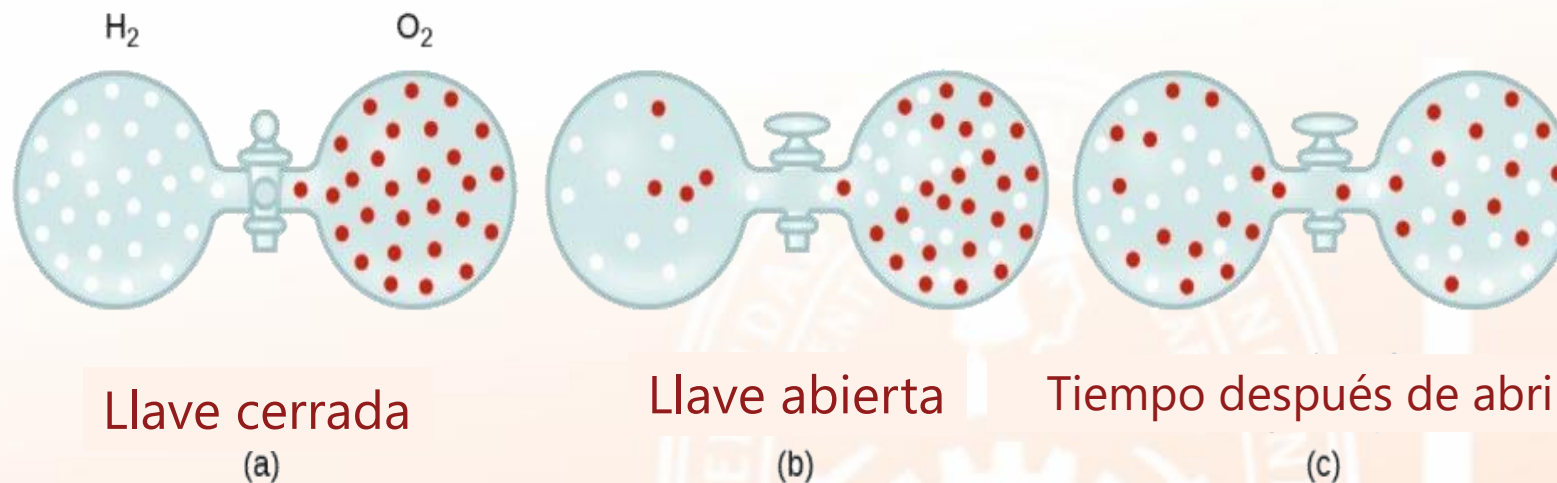
$\rho_i$  = densidad (g/L)



**Thomas Graham**  
**(1805-1869)**  
**Escocia**

# DIFUSIÓN

La difusión gaseosa es la dispersión de las moléculas de una sustancia dentro de un espacio o a través de otra sustancia. Por ejemplo, las moléculas de un perfume se difunden dentro de un recinto.



Llave cerrada

(a)

Llave abierta

(b)

Tiempo después de abrir la llave

(c)

La velocidad de difusión se mide por la relación entre el espacio recorrido por unidad de tiempo.

$$V_{\text{difusión}} = \frac{\text{espacio}}{\text{tiempo}}$$

<https://www.youtube.com/watch?v=9BBVAscWWN8>

## PREGUNTA 08

Cuando los gases amoníaco,  $\text{NH}_3(\text{g})$  y cloruro de hidrógeno,  $\text{HCl}(\text{g})$  entran en contacto forman cloruro de amonio sólido,  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$ . Si dichos gases parten al mismo tiempo en un tubo de difusión de 1 m de longitud, determine la distancia (en cm) del extremo donde se admite el cloruro de hidrógeno hasta donde se forma el depósito de cloruro de amonio.

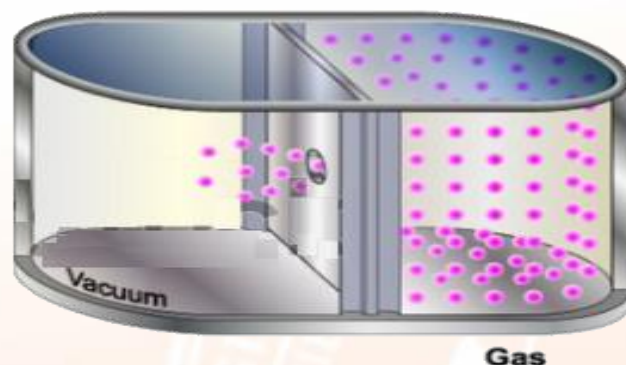
Masas atómicas:  $\text{H}=1$ ,  $\text{N}=14$ ,  $\text{Cl}=35,5$

- A) 40,6
- B) 59,4
- C) 50,0
- D) 36,5
- E) 60,8

ce  
pre  
UNI**Rpta: A**

# EFUSIÓN

Es un proceso por el cual las moléculas de un gas escapan a través de un orificio pequeño, desde un recipiente con baja presión hacia otro ambiente que se haya al vacío (las moléculas escapan no como una corriente o chorro).



La velocidad de efusión se mide por la relación entre el volumen escapado por unidad de tiempo, bajo presión y temperatura constantes.

$$V_{\text{efusión}} = \frac{\text{volumen}}{\text{tiempo}}$$

<https://www.youtube.com/watch?v=nqaNyyvLKYdo>

## PREGUNTA 09

Se tienen volúmenes iniciales iguales de gas hidrógeno ( $H_2$ ) y gas neón (Ne), medidos a las mismas condiciones de presión y temperatura con los cuales se realiza un experimento en dos efusiómetros idénticos. Al cabo de 6 horas habían pasado  $\frac{2}{3}$  del volumen inicial de hidrógeno. Calcule el tiempo, en horas, que habría tardado pasar la mitad del volumen de neón.

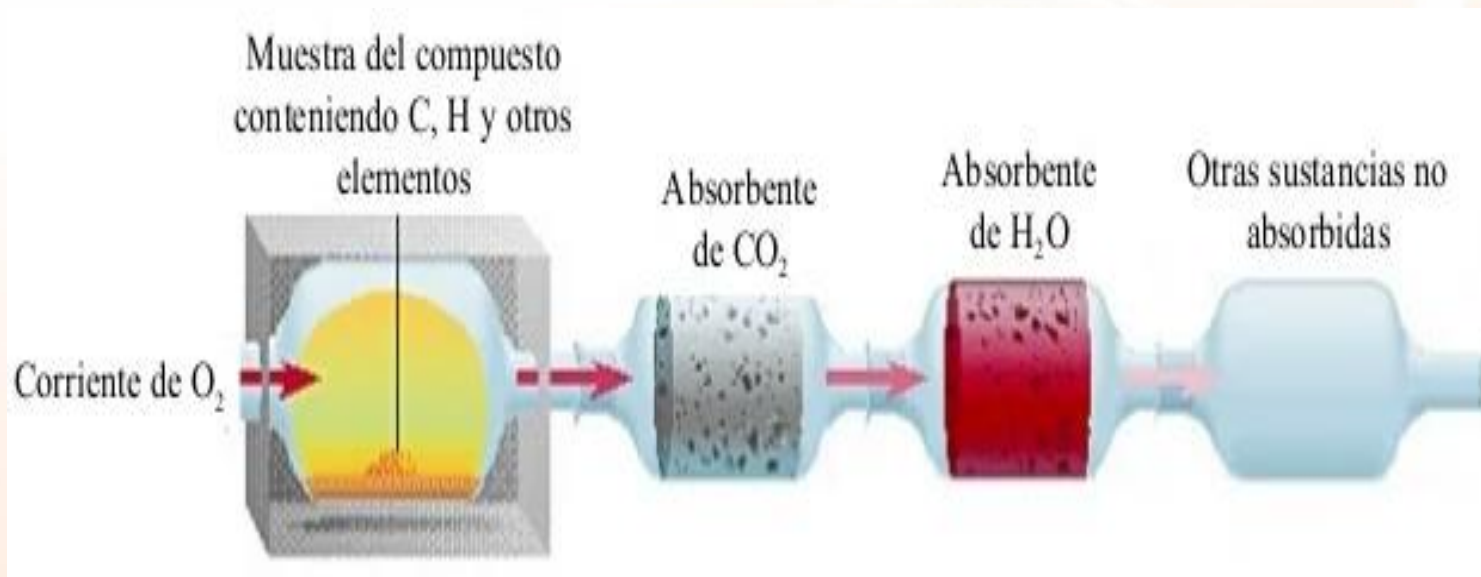
Masas atómicas:  $H=1$ ,  $Ne=20$ .

- A) 7,1
- B) 14,2
- C) 21,3
- D) 28,4
- E) 35,5

**Rpta: B**

# ESTEQUIOMETRÍA CON GASES

En 1809, Joseph Louis Gay-Lussac descubrió que, si todas las mediciones se hacían a la misma temperatura y presión, los volúmenes de los reactivos y productos gaseosos guardaban entre sí una proporción de números enteros pequeños.



## PREGUNTA 10

Se hacen reaccionar totalmente 81 gramos de aluminio con suficiente cantidad de ácido clorhídrico. Calcule el volumen (en litros) de gas hidrógeno producido a 27 °C y una atmósfera. La ecuación química que describe dicha reacción es:



Masas atómicas: H = 1, Al = 27

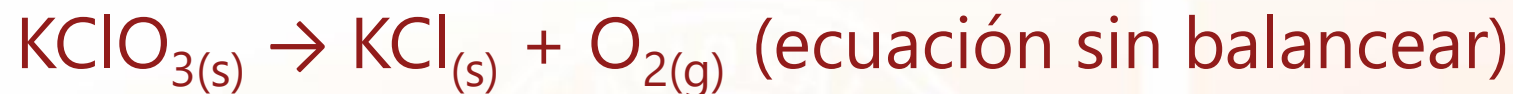
R = 0,082 atm L mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>

- A) 110,7
- B) 221,4
- C) 332,1
- D) 442,8
- E) 553,5

ce  
pre  
UNI**Rpta: A**

# PREGUNTA 11

Se desea descomponer 735 g de clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ) para obtener oxígeno gaseoso a una presión de 624 mmHg y a una temperatura de 27 °C. Si el rendimiento de la operación es el 100%; determine el volumen (en litros) de oxígeno, según la reacción:



Masas atómicas: O=16; Cl=35,5; K=39

- A) 120
- B) 150
- C) 210
- D) 240
- E) 270

ce  
pre  
UNI**Rpta: E**