

# SUSTANCIAS GASEOSAS

Clase N° 10

# SUSTANCIAS GASEOSAS

- Temperatura ambiente → Estado gaseoso
- Fuerzas intermoleculares → Casi nulas
  - Compuestos iónicos
    - Ninguno es gas
    - Calentamiento excesivo para el cambio de estado
  - Compuestos moleculares
    - Algunos son gases
    - Sólidos y líquidos → Menores PE
    - HF, HCl, HBr, HI, CO, CO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, NO, NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O, SO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S

# SUSTANCIAS GASEOSAS

## ○ Elementos químicos gaseosos

1A																	8A
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
		3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

- Monoatómicos → Nobles
- Diatómicos →  $H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2$
- Triatómicos →  $O_3$

# CARACTERÍSTICAS DE GASES

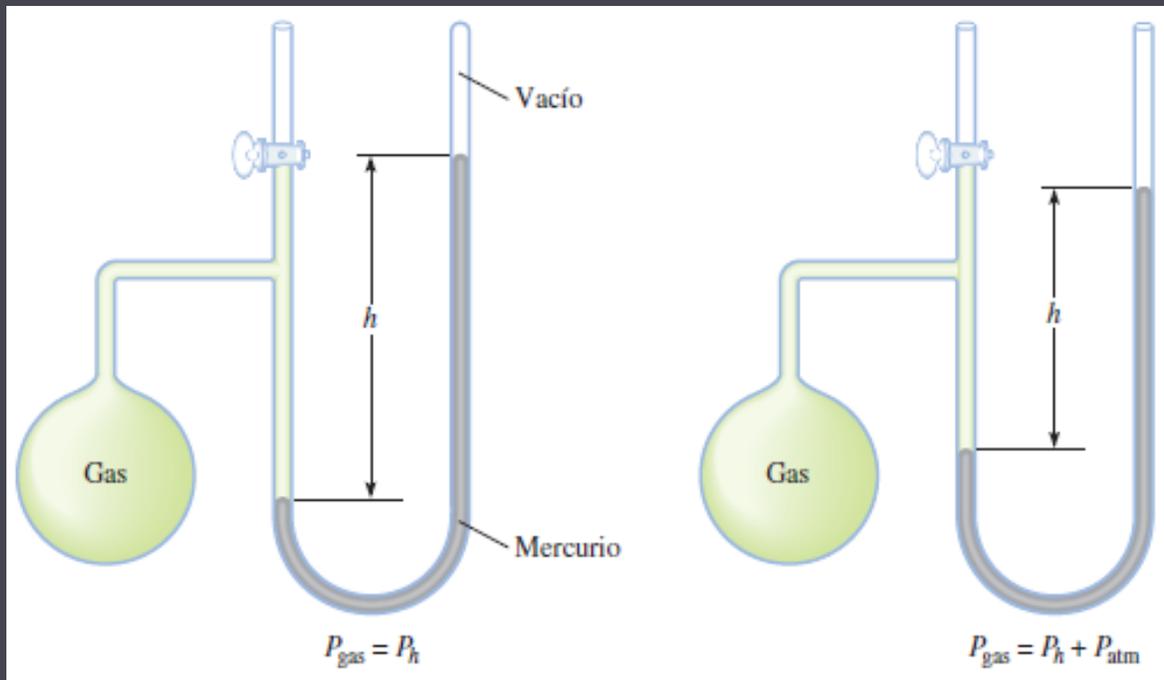
- Comportamientos
  - Esencial para la vida →  $O_2$
  - Venenosos →  $H_2S$  y  $HCN$
  - Menos tóxicos →  $CO$ ,  $NO_2$ ,  $O_3$ ,  $SO_2$
  - Inertes → Gases nobles
- Incoloros → Excepto:  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $NO_2$
- Adoptan la forma y el volumen del recipiente
- Estado más comprensibles de la materia
- Se mezclan completamente entre ellos
- Tienen densidades mucho menores que los líquidos y sólidos

# PRESIÓN DE UN GAS

- Ejercen presión sobre el recipiente que los contiene
  - Moléculas en continuo movimiento
  - Chocan contra las paredes
- Fuerza aplicada por unidad de área: →  $Presión = \frac{Fuerza}{Area}$
- Unidad SI: → Pascal →  $Pa = \frac{N}{m^2}$
- Otras unidades:
  - mm Hg
  - atm
- Depende del número de moles del gas, la temperatura y el volumen

# PRESIÓN DE UN GAS

○ Equipo de medición → Manómetro



○  $P < P_{\text{atm}}$  → Tubo cerrado

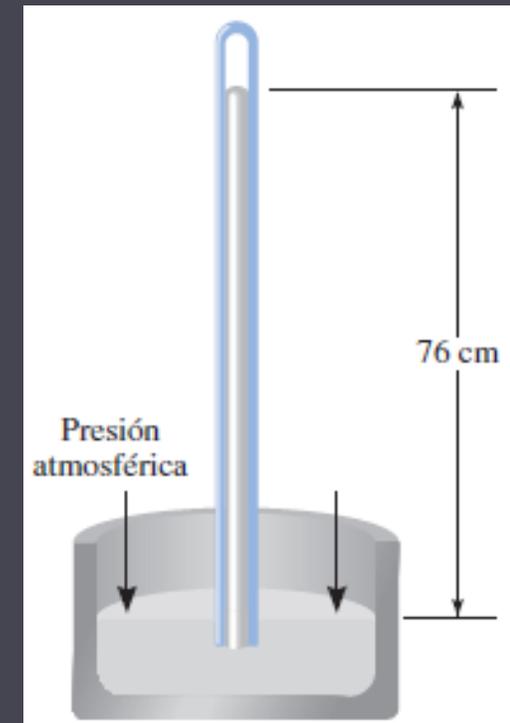
○  $P > P_{\text{atm}}$  → Tubo abierto

○ Mercurio → Fluido de trabajo  
→ Muy tóxico  
→ Líquido de mayor densidad

# PRESIÓN ATMOSFÉRICA

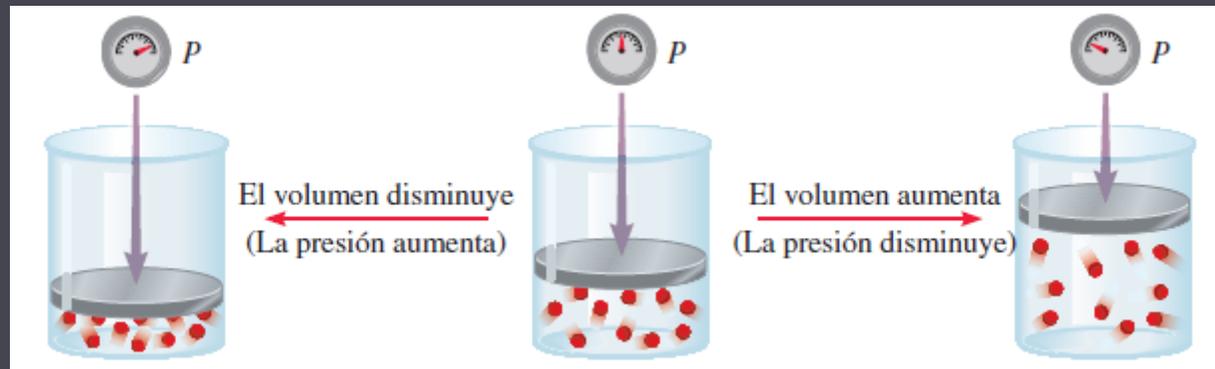
- Presión ejercida por los gases de la atmósfera
- Columna de aire sobre una superficie de la tierra
- Instrumento de medición → Barómetro
- Valores:
  - 101.325 Pa = 1,01 x10<sup>2</sup> kPa
  - 1 atm
  - 760 mm Hg
- La presión que ejerce un gas es de 750 mm Hg, ¿qué valor tendría esa presión en atmósferas?

$$P = 750 \text{ mm Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,987 \text{ atm}$$



# LEY DE BOYLE

Variación de la presión y volumen de un gas a temperatura constante



○ Disminuye el volumen  $\longrightarrow$  Aumenta la Presión

○ Aumenta el volumen  $\longrightarrow$  Disminuye la Presión

$$P = k_1 \times \frac{1}{V} \longrightarrow P \times V = k_1$$

$$P_1 \times V_1 = k_1 = P_2 \times V_2 \longrightarrow P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

# LEY DE BOYLE

## ○ Ejercicio 7, guía N°7:

La masa de un gas ocupa un volumen de  $4 \text{ m}^3$  a  $758 \text{ mm Hg}$ . Calcular su volumen a  $635 \text{ mm Hg}$ , si la temperatura permanece constante.

- $V_1 = 4 \text{ m}^3$
- $P_1 = 758 \text{ mm Hg}$
- $P_2 = 635 \text{ mm Hg}$

$$P_1 = 758 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}$$

$$\underline{P_1 = 0,99 \text{ atm}}$$

$$P_2 = 635 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}$$

$$\underline{P_2 = 0,84 \text{ atm}}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

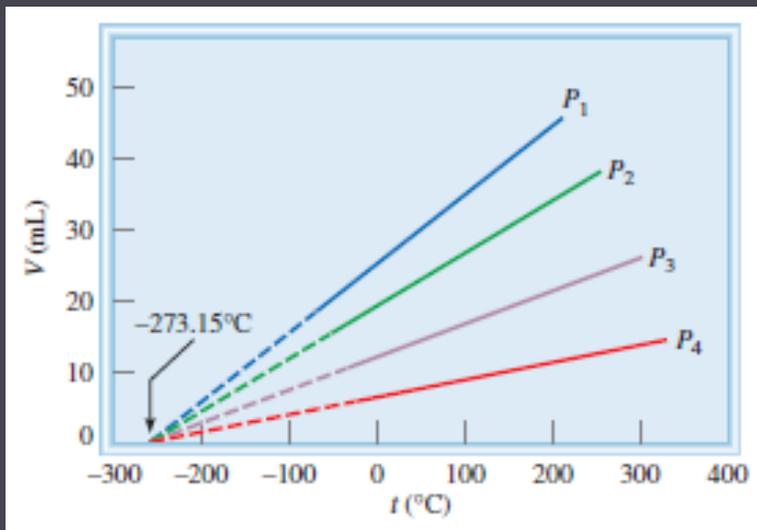
$$\frac{0,99 \text{ atm} \cdot 4 \text{ m}^3}{0,84 \text{ atm}} = P_2$$

$$\underline{P_2 = 4,74 \text{ m}^3}$$

# LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

## Influencia de la variación de la temperatura

- Variación de la temperatura y el volumen → A presión constante
- Variación de la temperatura y la presión → A volumen constante

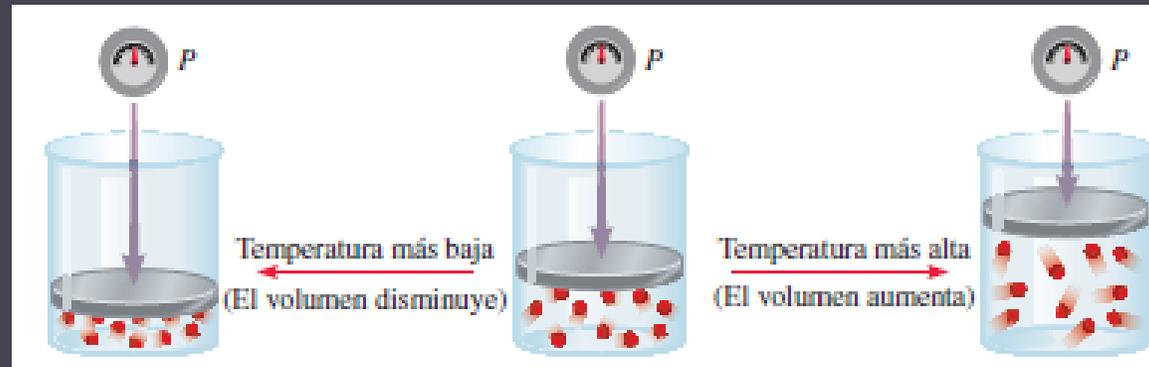


- Se mide la variación de V o P, en un intervalo limitado de T

↓  
A partir de ciertas T, se condensan.

# LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

Variación de la temperatura y el volumen de un gas a presión constante



○ Disminuye la temperatura  $\longrightarrow$  Disminuye el volumen

○ Aumenta la temperatura  $\longrightarrow$  Aumenta el volumen

$$V = k_2 \times T \longrightarrow \frac{V}{T} = k_2$$

$$\frac{V_1}{T_1} = k_2 = \frac{V_2}{T_2} \longrightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

# LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

## ○ Ejercicio 1, guía N°7:

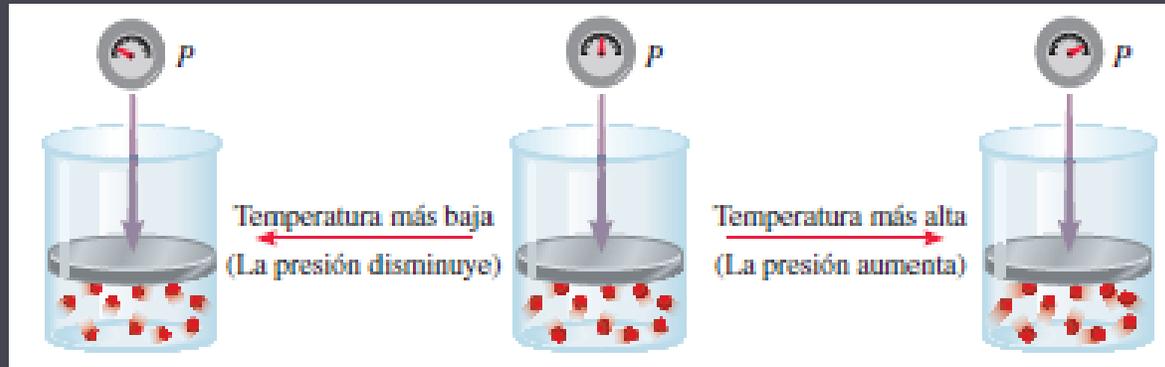
Un volumen gaseoso de 1 L es calentado a presión constante desde 18 °C hasta 58 °C, ¿qué volumen final ocupará el gas?

Handwritten solution for Charles's Law problem on grid paper:

$$V_1 = 1\text{ L}$$
$$P = \text{cte}$$
$$T_1 = 18^\circ\text{C}$$
$$T_2 = 58^\circ\text{C}$$
$$T_1 = 18 + 273 = 291\text{ K}$$
$$T_2 = 58 + 273 = 331\text{ K}$$
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$
$$\frac{1\text{ L}}{291\text{ K}} \cdot 331\text{ K} = V_2$$
$$V_2 = 1,14\text{ L}$$

# LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

Variación de la temperatura y la presión de un gas a volumen constante



○ Disminuye la temperatura  $\longrightarrow$  Disminuye la presión

○ Aumenta la temperatura  $\longrightarrow$  Aumenta la presión

$$P = k_3 \times T \longrightarrow \frac{P}{T} = k_3$$

$$\frac{P_1}{T_1} = k_3 = \frac{P_2}{T_2} \longrightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

# LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

## ○ Ejercicio 2, guía N°7:

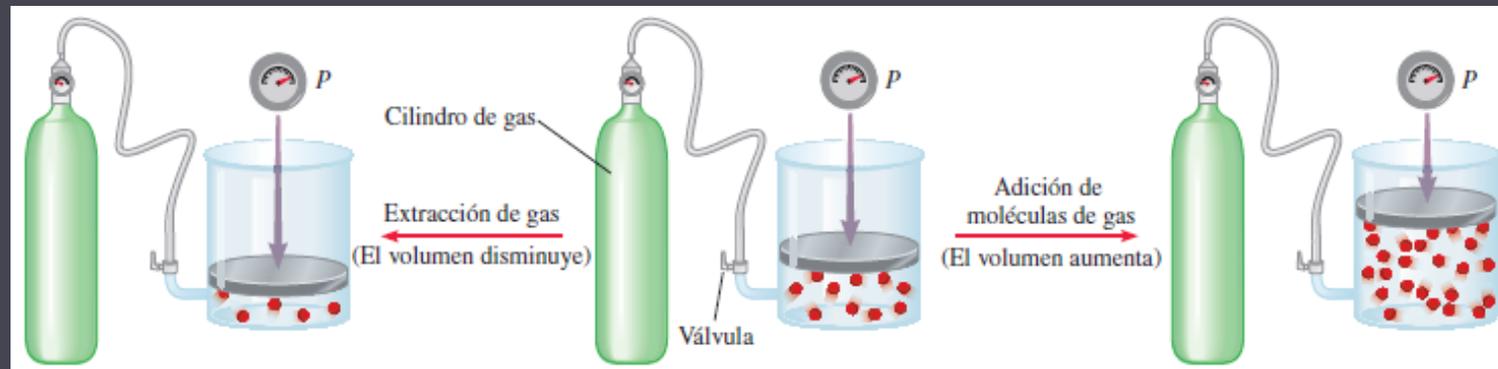
Una masa gaseosa a 32 °C ejerce una presión de 18 atm, si se mantiene constante el volumen, ¿qué aumento de presión sufrió el gas al ser calentado a 52 °C?

The image shows a handwritten solution on a piece of grid paper. The text is written in black ink, with some parts highlighted in purple. The solution follows these steps:

- Initial conditions:  $T_1 = 32^\circ\text{C}$ ,  $P_1 = 18 \text{ atm}$ ,  $V = \text{cte}$ .
- Final condition:  $T_2 = 52^\circ\text{C}$ .
- Conversion of initial temperature to Kelvin:  $T_1 = 32 + 273 = 305 \text{ K}$ .
- Conversion of final temperature to Kelvin:  $T_2 = 52 + 273 = 325 \text{ K}$ .
- Application of Gay-Lussac's Law:  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ .
- Calculation of final pressure:  $\frac{18 \text{ atm} \cdot 325 \text{ K}}{305 \text{ K}} = P_2$ .
- Final answer:  $P_2 = 19,18 \text{ atm}$ .

# LEY DE AVOGADRO

Variación de la cantidad de gas y el volumen de un gas a P y T constante



- Disminuye la cantidad de gas  $\longrightarrow$  Disminuye el volumen
- Aumenta la cantidad de gas  $\longrightarrow$  Aumenta el volumen

$$V = k_4 \times n \longrightarrow \frac{V}{n} = k_4$$

$$\frac{V_1}{n_1} = k_4 = \frac{V_2}{n_2} \longrightarrow \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

# LEY DE AVOGADRO

## Relaciones de estequiometría de reactivos gaseosos

- Los volúmenes que reaccionan de cada gas tienen una relación sencilla entre sí
- Los volúmenes que se producen de cada gas tienen una relación sencilla entre sí



3 moles de  $\text{H}_2$  reaccionan con 1 mol de  $\text{N}_2$  y forman 2 moles de  $\text{NH}_3$

- 3 volúmenes de  $\text{H}_2$  reaccionan con 1 volumen de  $\text{N}_2$  y forman 2 volúmenes de  $\text{NH}_3$

# LEY DE GASES IDEALES

Relaciones de las leyes de Boyle, Charles y Avogadro

○ Ley de Boyle  $V = k_1 \times \frac{1}{P}$

○ Ley de Charles  $V = k_2 \times T$

○ Ley de Avogadro  $V = k_4 \times n$

$$V = \underbrace{k_1 k_2 k_3}_{R} \times \frac{1}{P} \times T \times n$$

$$V = R \times \frac{1}{P} \times T \times n$$

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

$$V \times P = n \times R \times T$$

# LEY DE GASES IDEALES

Relaciones de las leyes de Boyle, Charles y Avogadro

$$PV = nRT \longrightarrow \frac{PV}{nT} = R$$

$$\frac{P_1V_1}{n_1T_1} = R$$

$$\frac{P_2V_2}{n_2T_2} = R$$

$$\frac{P_1V_1}{n_1T_1} = \frac{P_2V_2}{n_2T_2}$$

○ Por lo general no varía la cantidad de gas  $\longrightarrow n = \text{cte} \longrightarrow \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$

# LEY DE GASES IDEALES

## ○ Ejercicio 3, guía N°7:

En un laboratorio se obtienen 30 cm<sup>3</sup> de nitrógeno a 18 °C y 750 mm de Hg de presión, se desea saber cuál es el volumen normal.

Handwritten solution on graph paper:

$$V_1 = 30 \text{ cm}^3 = 30 \text{ mL} = 0,03 \text{ L}$$
$$T_1 = 18^\circ = 291 \text{ K}$$
$$P_1 = 750 \text{ mm Hg} = 0,987 \text{ atm}$$

$V_2 = \text{volumen normal? en condiciones normales}$

$$T = 0^\circ \text{C} = 273 \text{ K} = T_2$$
$$P = 1 \text{ atm} = P_2$$
$$\frac{V_1 P_1}{T_1} = \frac{V_2 P_2}{T_2}$$
$$\frac{0,03 \text{ L} \cdot 0,987 \text{ atm} \cdot \frac{273 \text{ K}}{1 \text{ atm}}}{291 \text{ K}} = V_2$$
$$V_2 = 0,027 \text{ L}$$

# PESO MOLAR DE UN GAS

Partiendo de la ecuación de los gases ideales, se puede calcular el peso molar de un gas.

○ Reacomodando:

$$PV = nRT$$

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

○ Sabiendo:  $n = \frac{m}{PM}$

$$\frac{PV}{RT} = \frac{m}{PM}$$

○ Despejando:

$$PM = \frac{mRT}{PV}$$

# PESO MOLAR DE UN GAS

## ○ Ejercicio 20, guía N°7:

Se tiene 69 g de un gas que a 35 °C y 1,2 atm ocupa 31,57 L. Calcular:

- La masa molar del gas.
- El volumen que ocuparía a 20 °C y 0,8 atm.

a.  $m = 69 \text{ g}$   
 $T_1 = 35^\circ\text{C} = 308 \text{ K}$   
 $P_1 = 1,2 \text{ atm}$   
 $V_1 = 31,57 \text{ L}$

$$PM = \frac{mRT}{PV}$$

$$PM = \frac{69 \text{ g} \cdot 308 \text{ K} \cdot 0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}}}{1,2 \text{ atm} \cdot 31,57 \text{ L}}$$

$$PM = 46 \text{ g/mol}$$

b.  $P_2 = 0,8 \text{ atm}$   
 $T_2 = 20^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$

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

$$\frac{1,2 \text{ atm} \cdot 31,57 \text{ L} \cdot 293 \text{ K}}{308 \text{ K} \cdot 0,8 \text{ atm}} = V_2$$

$$V_2 = 45,05 \text{ L}$$

# DENSIDAD DE UN GAS

Partiendo de la ecuación de los gases ideales, se puede calcular la densidad de un gas.

○ Reacomodando:

$$PV = nRT$$

$$\frac{P}{RT} = \frac{n}{V}$$

○ Sabiendo:  $n = \frac{m}{PM}$

$$\frac{P}{RT} = \frac{m}{VPM}$$

○ Despejando:

$$\frac{PPM}{RT} = \frac{m}{V} \longrightarrow \delta \longrightarrow \delta = \frac{PPM}{RT}$$

# DENSIDAD DE UN GAS

## ○ Ejercicio 15, guía N°7:

Calcular la densidad del  $\text{H}_2\text{S}$  gaseoso a  $27^\circ\text{C}$  y  $2,00\text{ atm}$ , considerándolo como gas ideal.

Handwritten solution on grid paper:

- $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{PM} = 34,1\text{ g/mol}$
- $T = 27^\circ\text{C} = 300\text{ K}$
- $P = 2\text{ atm}$

$$\rho = \frac{\text{PM}P}{RT}$$
$$\rho = \frac{34,1\text{ g/mol} \cdot 2\text{ atm}}{0,082\frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \cdot 300\text{ K}}$$

$\rho = 2,77\text{ g/L}$

# REACCIONES CON GASES

## ○ Ejercicio 26, guía N°7:

La combustión de cierta masa de butanol ( $C_4H_9OH$ ) produce 52,4 g de agua.



- a. Determinar los moles de dióxido de carbono que se han producido.

The image shows a handwritten solution on grid paper. At the top, the balanced chemical equation is written:  $C_4H_9OH + \frac{13}{2} O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 5 H_2O$ . Below this, the mass of water is given as  $m_{H_2O} = 52,4 g$  and its molar mass as  $PM_{H_2O} = 18 g/mol$ . The number of moles of water is calculated as  $n_{H_2O} = \frac{52,4 g}{18 g/mol}$ , resulting in  $n_{H_2O} = 2,91 mol$ , which is underlined in blue. A stoichiometric relationship is then established:  $5 mol H_2O \Leftrightarrow 4 mol CO_2$ . Using this ratio, the moles of carbon dioxide are calculated as  $n_{CO_2} = 2,91 mol H_2O \cdot \frac{4 mol CO_2}{5 mol H_2O}$ . The final result,  $n_{CO_2} = 2,33 mol$ , is highlighted in a purple box.

$$C_4H_9OH + \frac{13}{2} O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 5 H_2O$$

- $m_{H_2O} = 52,4 g$
- $PM_{H_2O} = 18 g/mol$
- $n_{H_2O} = \frac{52,4 g}{18 g/mol}$
- $n_{H_2O} = 2,91 mol$

a.  $5 mol H_2O \Leftrightarrow 4 mol CO_2$

- $n_{CO_2} = 2,91 mol H_2O \cdot \frac{4 mol CO_2}{5 mol H_2O}$

$n_{CO_2} = 2,33 mol$

# REACCIONES CON GASES

## ○ Ejercicio 26, guía N°7:

La combustión de cierta masa de butanol ( $C_4H_9OH$ ) produce 52,4 g de agua.



- b. Determinar el volumen de  $O_2$  que se ha necesitado, medido en CNPT.

$$b. 5 \text{ mol } H_2O \Leftrightarrow \frac{13}{2} \text{ mol } O_2$$

$$n_{O_2} = 2,91 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{13/2 \text{ mol } O_2}{5 \text{ mol } H_2O}$$

$$n_{O_2} = \underline{3,78 \text{ mol } O_2}$$

$$c. T = 273 \text{ K} \\ P = 1 \text{ atm} \\ n = 3,78 \text{ mol}$$

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{3,78 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V = 84,68 \text{ L}$$