

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, CO₂, NH₃, NO, NO₂, N₂O, SO₂, H₂S

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

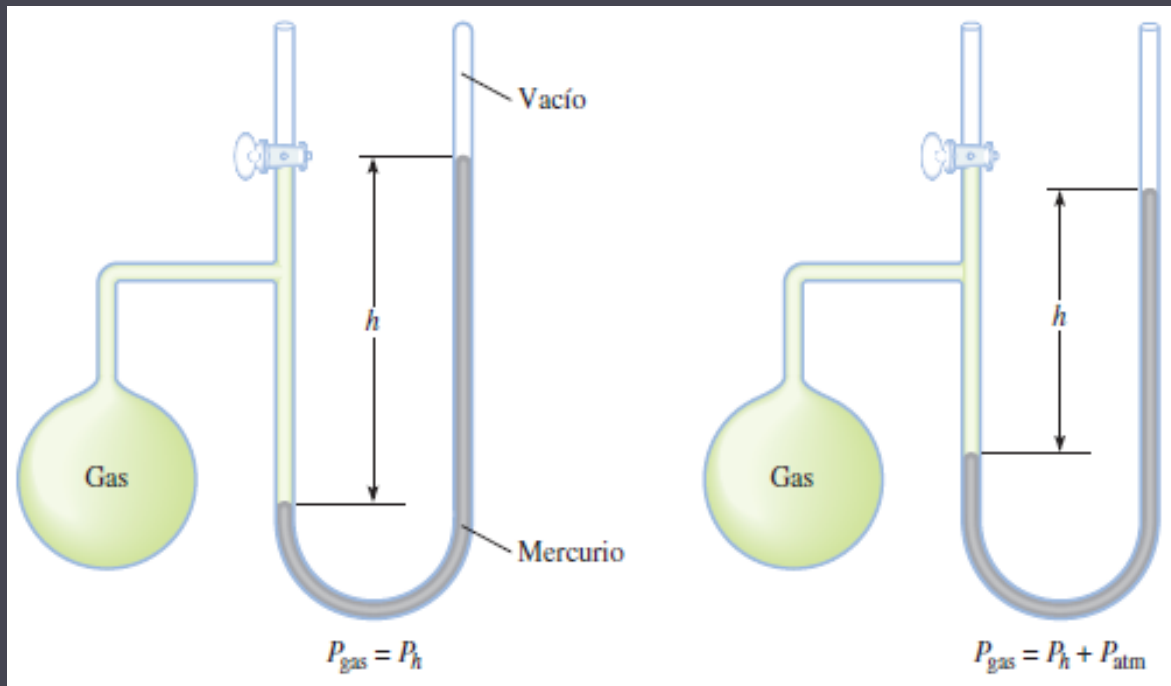
- Comportamientos
 - Esencial para la vida → O_2
 - Venenosos → H_2S y HCN
 - Menos tóxicos → CO , NO_2 , O_3 , SO_2
 - Inertes → Gases nobles
- Incoloros → Excepto: F_2 , Cl_2 , NO_2
- Adoptan la forma y el volumen del recipiente
- Estado más comprensibles de la materia
- Se mezclan completamente entre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

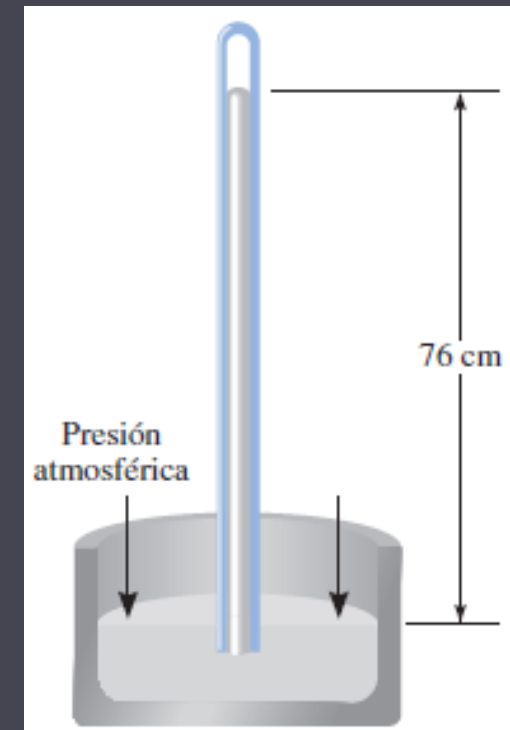
○ $P > P_{\text{atm}}$ → Tubo abierto

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

PRESIÓN ATMOSFÉRICA

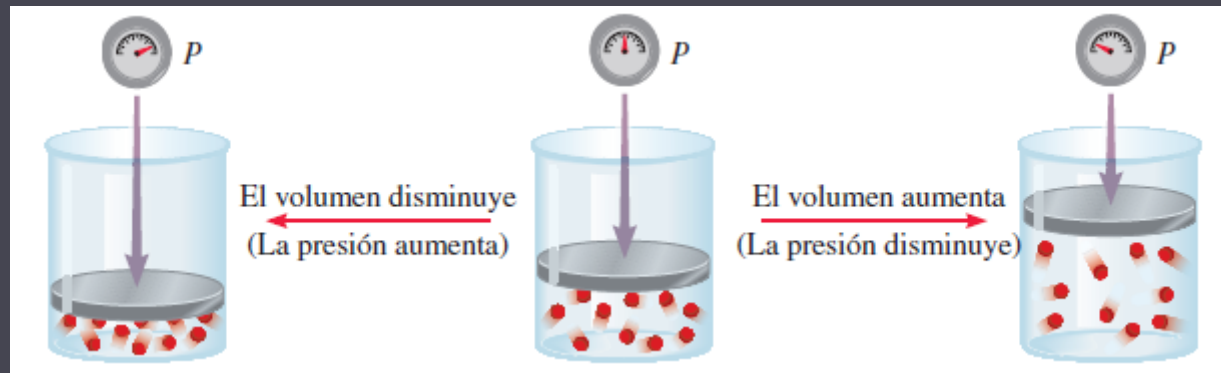
- Presión ejercida por los gases de la atmósfera
- Columna de aire sobre una superficie de la tierra
- Instrumento de medición → Barómetro
- Valores:
 - 101.325 Pa = 1,01 x10² kPa
 - 1 atm
 - 760 mm Hg
- La presión que ejerce un gas es de 750 mm Hg, ¿qué valor tendría esa presión en atmósferas?

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



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 m^3 a 758 mm Hg . Calcular su volumen a 635 mm Hg , si la temperatura permanece constante.

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

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

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

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

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

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

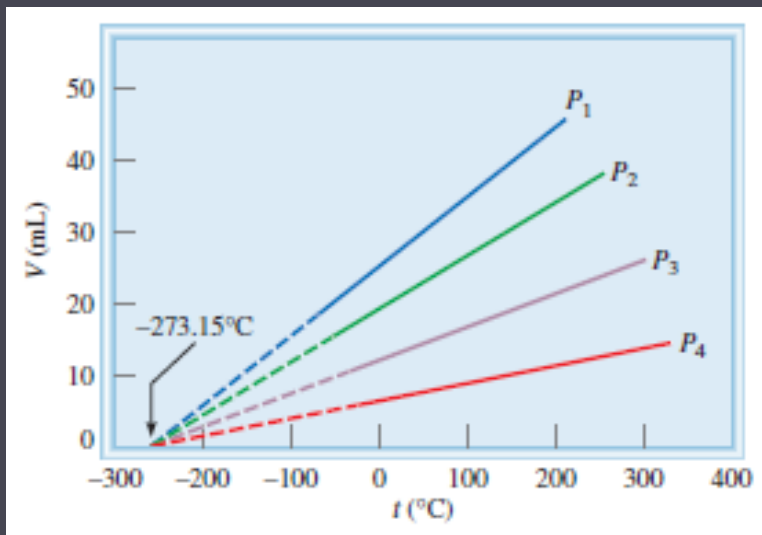
$$\frac{0,99 \text{ atm} \cdot 4 \text{ m}^3}{0,84 \text{ atm}} = P_2$$

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

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

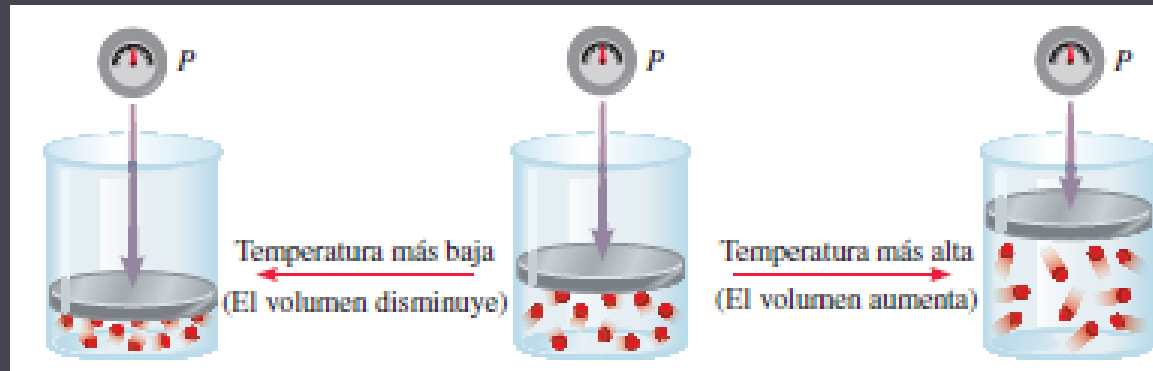


- Se mide la variación de V o P, en un intervalo limitado de T

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:

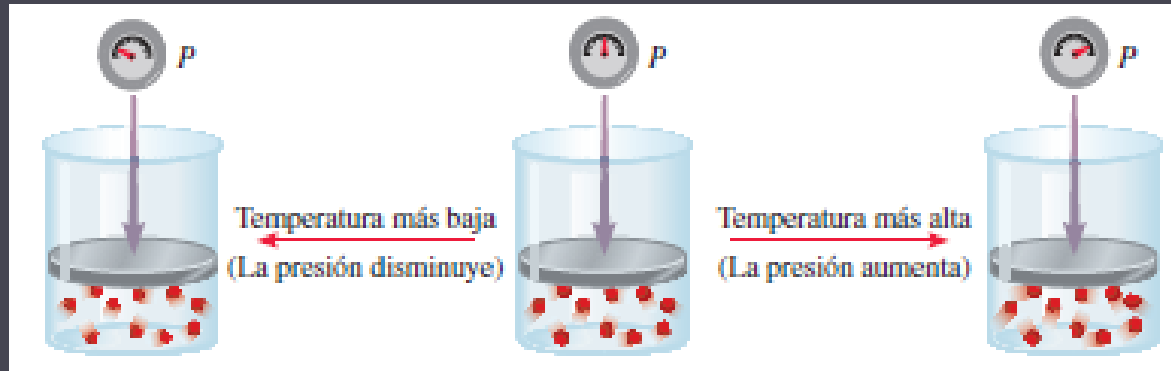
Un volumen gaseoso de 1 L es calentado a presión constante desde 18 °C hasta 58 °C, ¿qué volumen final ocupará el gas?

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:

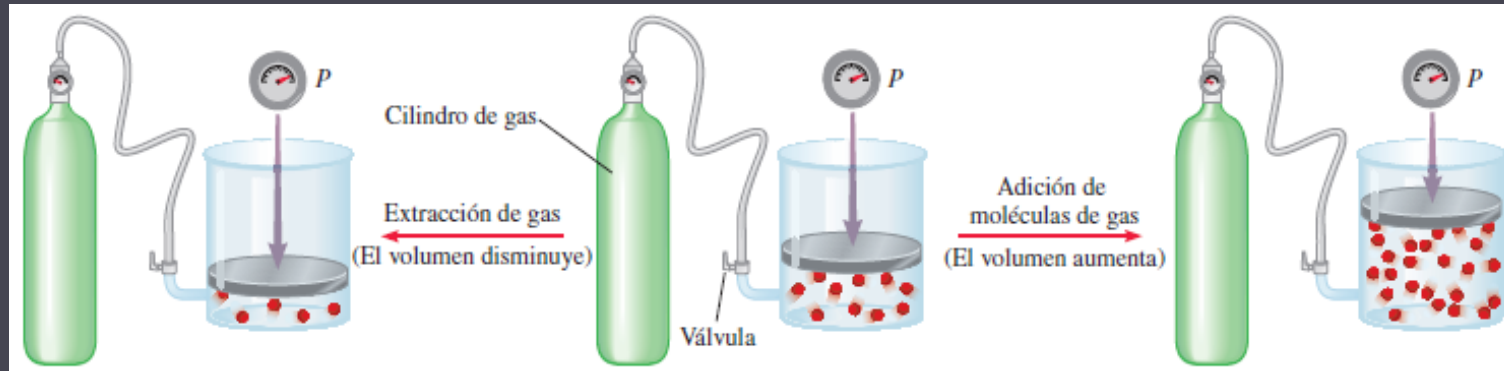
Una masa gaseosa a 32 °C ejerce una presión de 18 atm, si se mantiene constante el volumen, ¿qué aumento de presión sufrió el gas al ser calentado a 52 °C?

The image shows a handwritten solution on grid paper. It lists the initial conditions: $T_1 = 32^\circ\text{C}$, $P_1 = 18\text{ atm}$, and $V = \text{cte}$. It then lists the final conditions: $T_2 = 52^\circ\text{C}$. The temperature values are converted to Kelvin: $T_1 = 32 + 273 = 305\text{ K}$ and $T_2 = 52 + 273 = 325\text{ K}$. The Gay-Lussac law is written as $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$. The calculation for P_2 is shown as $\frac{18\text{ atm} \cdot 325\text{ K}}{305\text{ K}} = P_2$. The final answer, $P_2 = 19,18\text{ atm}$, is highlighted in purple.

$$T_1 = 32^\circ\text{C}$$
$$P_1 = 18\text{ atm}$$
$$V = \text{cte}$$
$$T_2 = 52^\circ\text{C}$$
$$T_1 = 32 + 273 = 305\text{ K}$$
$$T_2 = 52 + 273 = 325\text{ K}$$
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$
$$\frac{18\text{ atm} \cdot 325\text{ K}}{305\text{ K}} = P_2$$
$$P_2 = 19,18\text{ atm}$$

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 H_2 reaccionan con 1 mol de N_2 y forman 2 moles de NH_3

- 3 volúmenes de H_2 reaccionan con 1 volumen de N_2 y forman 2 volúmenes de 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 $V = k_4 \times n$

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

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

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

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

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 cm³ 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.

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

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

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

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

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

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

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

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

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 H_2S gaseoso a 27°C y $2,00\text{ atm}$, considerándolo como gas ideal.

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

$$\rho = \frac{\text{PM}P}{RT}$$

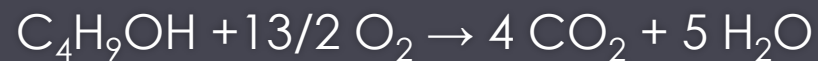
$$\rho = \frac{34,1\text{ g/mol} \cdot 2\text{ atm}}{0,082 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}} \cdot 300\text{ K}}$$

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

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

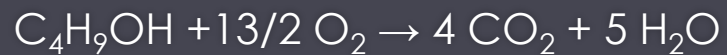
- $n_{CO_2} = 2,91 mol H_2O \cdot \frac{4 mol CO_2}{5 mol H_2O}$

$n_{CO_2} = 2,33 mol$

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.

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

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

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

$$c. T = 273 \text{ K}$$

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

$$n = 3,78 \text{ mol}$$

$$PV = nRT$$

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

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