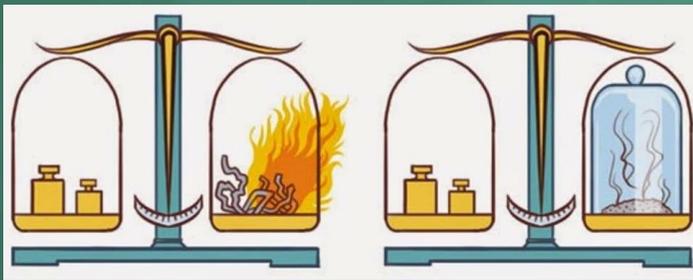


LEYES PONDERALES

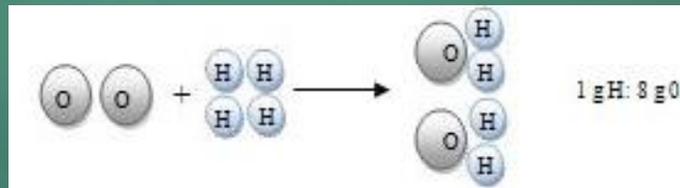
Ley de conservación de la masa (Lavoisier)

- «La masa total de las sustancias que intervienen en una reacción química es invariable.»
- $m_{\text{reactivos}} = m_{\text{productos}}$



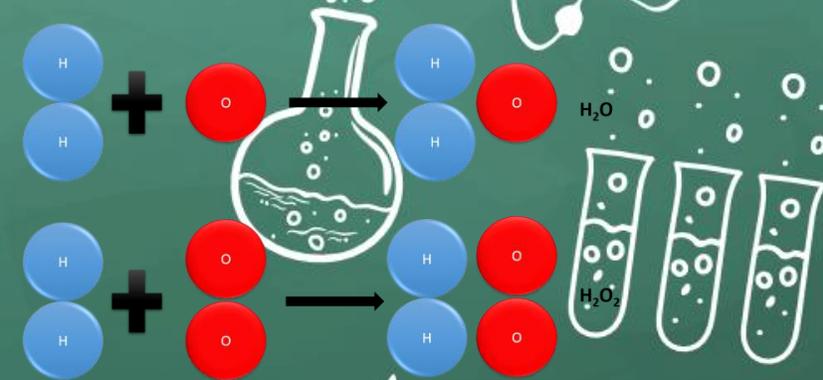
Ley de las proporciones definidas (Proust)

- «Cuando dos elementos se combinan para originar un compuesto, lo hacen siempre en una relación constante de masa.»
- La composición de un compuesto determinado es invariable.



Ley de las proporciones múltiples (Dalton)

- «Cuando se combinan dos elementos para formar distintos compuestos, una masa constante de uno de ellos se combina con masas variables del otro.»



TEORÍA DE DALTON Y LEYES PONDERALES

Teoría atómica de Dalton

1. Los elementos están formados por partículas muy pequeñas, indivisibles e indestructibles: los átomos.
2. Los átomos de un mismo elemento químico son iguales en tamaño, masa y propiedades.
3. Los átomos de un elemento químico son distintos a los de otro elemento.
4. Los compuestos químicos están formados por átomos de más de un elemento.
5. En las reacciones químicas, los átomos se recombinan, no se destruyen.

Ley de conservación de masa

La materia está formada por átomos que no cambian en las reacciones químicas, por tanto, la masa se mantiene constante.

Ley de proporciones definidas

Cuando se analizan distintas muestras de un compuesto, todas presentan la misma proporción de sus elementos químicos.

Ley de proporciones múltiples

Distintos compuestos formados por el mismo tipo de elementos se diferencian por el número de átomos de cada tipo que los forman.

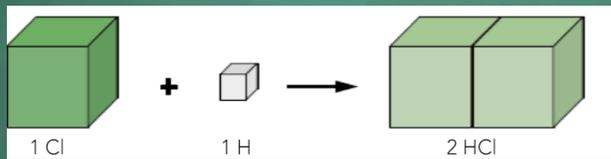
↓
LIMITACIONES



LEYES VOLUMÉTRICAS

Ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac

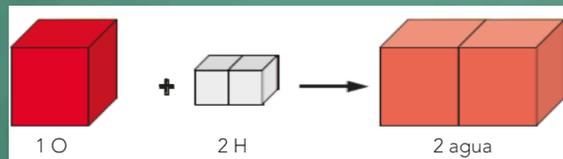
- «En las reacciones entre gases, los volúmenes de reactivos y productos se encuentran en una relación constante.»



$$V_{(Cl)} : V_{(H)} = 1:1$$

$$V_{(HCl)} : V_{(Cl)} = 2:1$$

$$V_{(HCl)} : V_{(H)} = 2:1$$

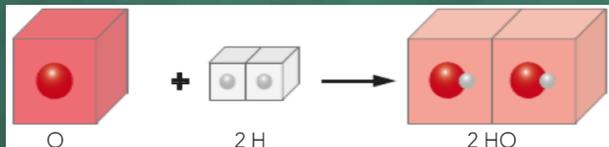


$$V_{(O)} : V_{(H)} = 1:2$$

$$V_{(vapor)} : V_{(O)} = 2:1$$

$$V_{(vapor)} : V_{(H)} = 2:2$$

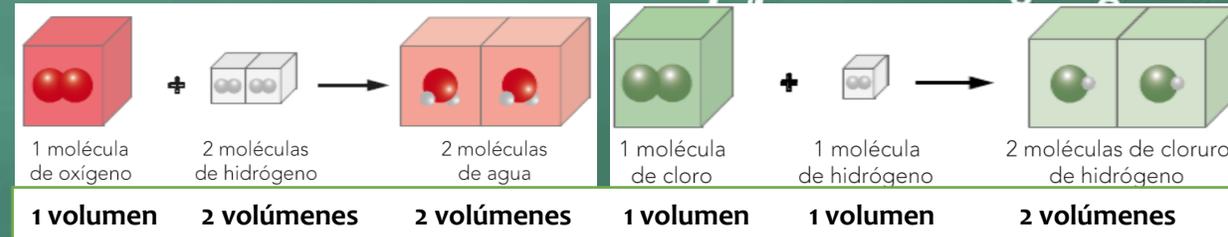
Crítica de Dalton



- Pensaba que la fórmula química del «compuesto» de agua era HO.
- En los productos aparecía un átomo de O de la nada.

Hipótesis de Avogadro

- «Volúmenes iguales de distintos gases, sometidos a las mismas condiciones de presión y temperatura tienen siempre el mismo número de partículas.»
- Igual número de moléculas diferentes ocupan el mismo volumen en las mismas condiciones de presión y temperatura.

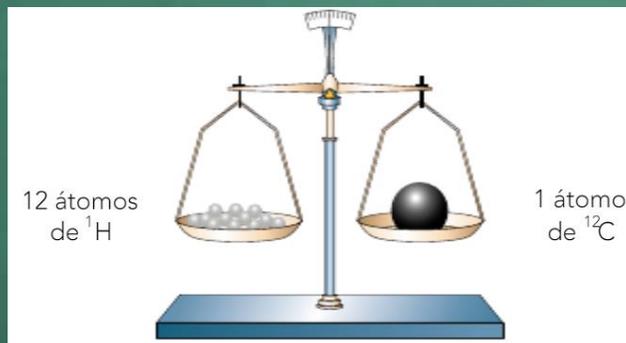


CANTIDAD DE SUSTANCIA

MASA ATÓMICA RELATIVA (A_r)

- «Número de veces que la masa de un átomo contiene la doceava parte de un átomo de C-12.»
- Sus unidades: **u** o **u.m.a.**
- $$A_r(X) = \frac{\text{masa de 1 átomo de } X}{\frac{1}{12}(\text{masa de 1 átomo de C-12})}$$

➤ **Peso atómico:** sin unidades.



MASA MOLECULAR RELATIVA (M_r)

- «Número de veces que la masa de una molécula contiene la doceava parte de un átomo de C-12.»
 - Corresponde a la suma de las masas atómicas relativas de los átomos que forman a la molécula.
 - Ej.: $C_4H_{10} = 4 \cdot 12,01 + 10 \cdot 1,01 = 58,10 \text{ u.}$
- **Peso molecular:** sin unidades.

u.m.a.

Doceava parte de la masa de un átomo de C-12.

$$1u = \frac{m(^{12}\text{C})}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

CANTIDAD DE SUSTANCIA

Calcula la masa molecular del ácido nítrico y la masa fórmula del cloruro de potasio ¿Se puede hablar en este último caso de masa molecular?

Solución

El ácido nítrico se encuentra en forma de moléculas, cada una de las cuales tiene un átomo de nitrógeno, tres de oxígeno y uno de hidrógeno. Su masa molecular es:

$$m(\text{HNO}_3) = 1 \cdot 14,01 + 3 \cdot 16,00 + 1 \cdot 1,01 = \boxed{63,02 \text{ u}}$$

En el caso del KCl no se puede hablar de masa molecular porque se trata de un compuesto iónico, que forma una red cristalina, en la que los átomos de Cl y K están en proporción 1:1. Por eso, se utiliza la masa fórmula.

$$m(\text{KCl}) = 1 \cdot 35,45 + 1 \cdot 39,10 = \boxed{74,55 \text{ u}}$$

MASA MOLECULAR RELATIVA (M_r)

- «Número de veces que la masa de una molécula contiene la doceava parte de un átomo de C-12.»
 - Corresponde a la suma de las masas atómicas relativas de los átomos que forman a la molécula.
 - Ej.: $\text{C}_4\text{H}_{10} = 4 \cdot 12,01 + 10 \cdot 1,01 = 58,10 \text{ u}$.
- **Peso molecular:** sin unidades.

u.m.a.

Doceava parte de la masa de un átomo de C-12.

$$1 \text{ u} = \frac{m(^{12}\text{C})}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

CANTIDAD DE SUSTANCIA

MASAS E ISÓTOPOS

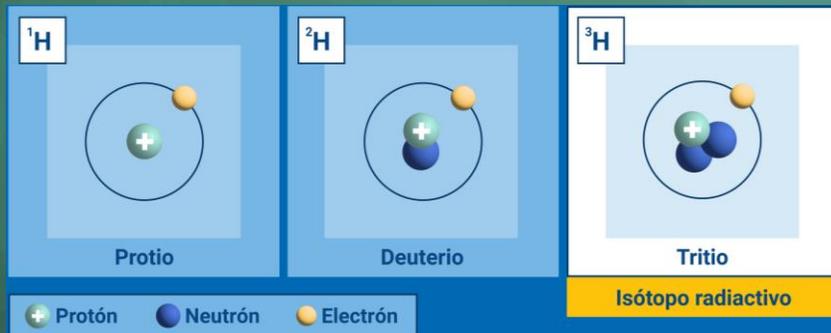
- Isótopos: átomos de un mismo elemento con igual número de protones pero distinto número de neutrones.

- Abundancia isotópica: cantidad relativa de un isótopo en la naturaleza.

$$\% \text{ isótopo} = \frac{\text{átomos del isótopo}}{\text{átomos totales}} \cdot 100$$

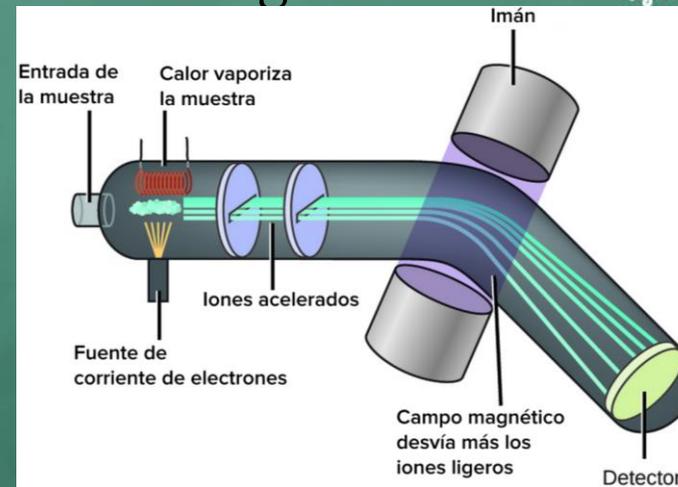
- Masa atómica relativa a partir de

$$A_r = \sum \frac{A_i \cdot \%}{100} = \frac{A_1 \cdot \%_1 + A_2 \cdot \%_2 + \dots}{100}$$



ESPECTRÓGRAFO DE MASAS

- Muestra en estado gaseoso que se bombardea con electrones: iones positivos.
- Acelerar los iones positivos en un campo eléctrico y desviarlos en un campo magnético con trayectoria circular.
- El radio de la trayectoria depende de la masa.
- Los iones llegan a un detector eléctrico.



CANTIDAD DE SUSTANCIA

MOL (n)

- «Cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones) como átomos hay en 12 g del isótopo C-12.»

- Constante de Avogadro (N_A):**

$$1 \text{ mol de X} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas de X.}$$

$$\text{Ej.: } 1 \text{ mol de C-12} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos} = 12 \text{ g}$$

Ejercicio. En una muestra de 2,5 mol de agua (H_2O) se quiere conocer masa en gramos, el número de moléculas de H_2O y el número de átomos de H.

Para la cantidad de agua en gramos necesitamos: $M_{H_2O} = 2 \cdot M_H + 1 \cdot M_O = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18 \text{ g/mol}$

$$2,5 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 45 \text{ g de } H_2O$$

Para las moléculas de agua: $2,5 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 1,505 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } H_2O$

Para los átomos de H: $2,5 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{2 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula } H_2O} = 3,011 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$

MASA MOLAR (M)

- «Masa de una sustancia expresada en gramos por un mol de dicha sustancia.»
- La masa molar de una sustancia es el valor numérico de su masa atómica pero expresada en gramos/mol.
- Ej.: $A_r(C) \sim 12$ $M(C) = 12 \text{ g/mol}$.

CANTIDAD DE SUSTANCIA

VOLUMEN MOLAR (V_m)

- Volumen ocupado por un mol de cualquier gas, medido en condiciones de 1 atm (presión) y 273 K (temperatura).
 - Corresponde a 22,4 L.
- **Importante:** la IUPAC establece unas condiciones estándar a los gases, con presión = 1 bar = 0,987 atm y temperatura = 0°C = 273,15 K. En este caso, el volumen molar es 22,7 L.

CÁLCULOS BÁSICOS

- Masa, m , de un átomo o molécula:

$$m = \frac{\text{Masa molar}}{N_A}$$

- Para conocer la relación de moles:

$$n = \frac{m}{\text{Masa molar}}$$

Calcula cuántos átomos hay en 30 g de hierro. ¿A qué cantidad de sustancia corresponden?

La masa atómica del hierro es $m(\text{Fe}) = 55,85 \text{ u}$, por lo que N_A átomos de hierro tendrán una masa de 55,85 g. Entonces:

$$\frac{55,85 \text{ g de Fe}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe}} = \frac{30 \text{ g de Fe}}{N \text{ átomos de Fe}}$$

$$N = 3,235 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

FÓRMULAS DE UN COMPUESTO

Composición centesimal

- «Porcentaje en masa de cada uno de los elementos que forman un compuesto.»

$$\% X = \frac{n \cdot M_X}{M_{\text{compuesto}}} \cdot 100$$

- n = moles del elemento en un mol de compuesto.

Ej.: Cu_2S

$$\% \text{Cu} = \frac{2 \cdot (63,6 \text{ g/mol})}{(183,5 \text{ g/mol})} \cdot 100$$

$$\% \text{Cu} = 79,9\%$$

Fórmula empírica

- «Indica los átomos de los elementos que forman una sustancia química y su relación más simplificada de números enteros.»

Elemento	C	H
% X	80	20
M(g/mol)	12,01	1,008
Moles	$80/12,01 = 6,661$	$20/1,008 = 19,841$
Relación	$6,661/6,661 = 1$	$19,841/6,661 = 3$
Fórm. empírica:	CH_3	Fórm. molecular: C_2H_6

Fórmula molecular

- «Indica la clase y cantidad exacta de átomos de cada elemento en una molécula de sustancia.»

Si se conoce la masa molar del compuesto y la masa molar empírica, puede hallarse su relación:

$$n = \frac{M_{\text{compuesto}}}{M_{\text{empírica}}}$$

$$M_{\text{molar}} = 30 \text{ g/mol.}$$

$$M_{\text{empírica}} = 15,034 \text{ g/mol.}$$

$$n = 2$$

FÓRMULAS DE UN COMPUESTO

- **EJERCICIO.** Un hidrocarburo contiene un 85,63% de C y un 14,37% de H. Si su masa molecular es 28 g/mol, calcula su fórmula molecular.

Supondremos que la masa total del hidrocarburo es 100 g, de forma que tengamos 85,63 g de C y 14,37 g de H. En primer lugar, averiguamos los moles de cada elemento:

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} = \frac{85,63 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 7,14 \text{ moles C}; n_H = \frac{m_H}{M_H} = \frac{14,37 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 14,37 \text{ moles H}$$

Relación entre moles: $C: \frac{7,14}{7,14} = 1 \text{ átomo C}; H: \frac{14,37}{7,14} = 2 \text{ átomos H}$

Obtenemos la fórmula empírica (y su masa): CH_2 ($M_{CH_2} = 14 \text{ g/mol}$)

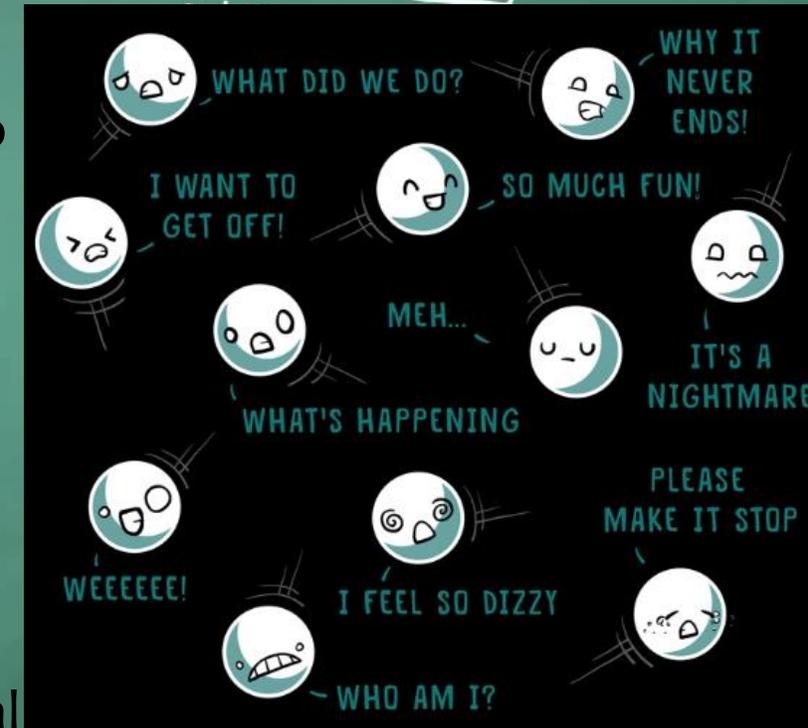
Obtenemos la relación entre la masa molecular y la empírica: $n = \frac{M_m}{M_e} = \frac{28 \text{ g/mol}}{14 \text{ g/mol}} = 2$

La fórmula molecular será: **C_2H_4**

GASES: TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR

1. Los gases están compuestos de **moléculas separadas por grandes distancias**, y que se consideran puntuales (partículas con masa pero volumen despreciable).
2. Las moléculas de los gases están en **continuo movimiento** en todas direcciones, colisionando entre ellas y con las paredes del recipiente que las contiene (presión).
3. Los **choques** entre moléculas son **elásticos**, la energía se transfiere de unas a otras sin ningún tipo de pérdida, permaneciendo **la energía total del sistema constante**.
4. La **fuerza de atracción** entre moléculas es **nula**, debido a las grandes distancias.
5. La **energía cinética** media de las moléculas es proporcional a la temperatura absoluta del gas, según: $E_c = \frac{3}{2} kT$

($k = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$ T = temperatura absoluta).



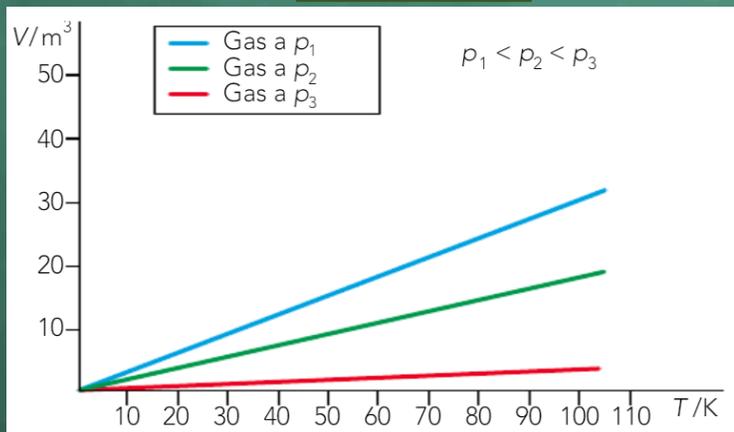
LEYES DE LOS GASES

Ley de Charles

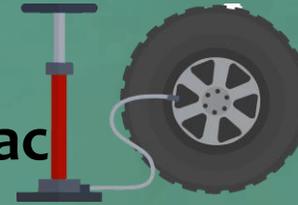


- «A presión constante, el volumen de una masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.»

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

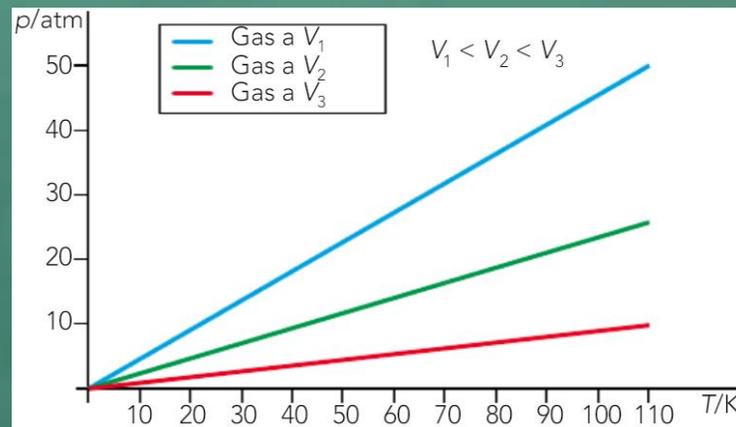


Ley de Gay-Lussac



- «A volumen constante, la presión de una masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.»

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

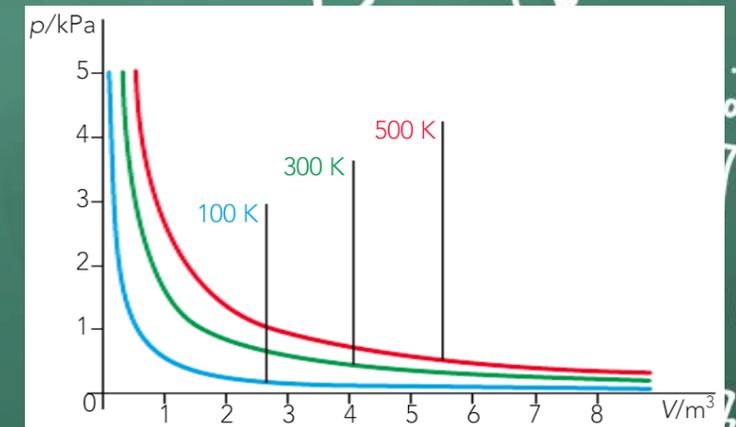


Ley de Boyle-Mariotte



- «A temperatura constante, el volumen de una masa de gas es inversamente proporcional a la presión.»

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$



ECUACIÓN DE ESTADO

GASES IDEALES

- Si aplicamos las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac a una cantidad de gas determinada:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \rightarrow \frac{pV}{T} = cte.$$

- Esta constante, según la hipótesis de Avogadro, es proporcional a la cantidad del gas (n):

$$pV = nRT$$

Ecuación de los gases ideales

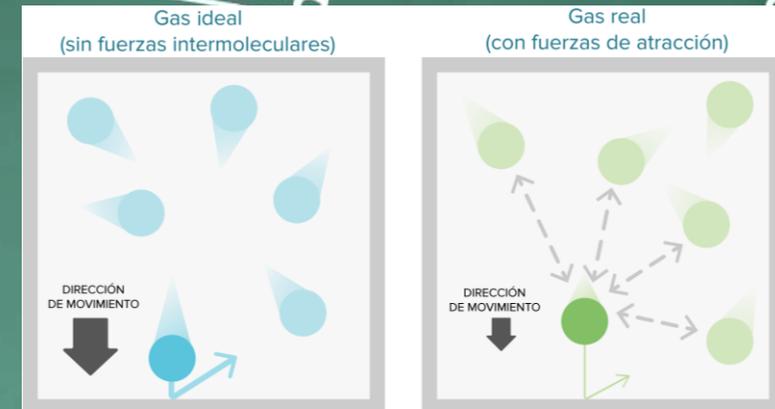
GASES REALES

- Los gases ideales no existen en la naturaleza: entre las moléculas del gas hay fuerzas.
- Modificación por Van der Waals:

$$p_{Real} = p_{Ideal} + a \frac{n^2}{V^2}$$

$$V_{Real} = V_{Ideal} - nb$$

- Para valores de p y T bajos, la ecuación de Van der Waals equivale a los gases ideales.



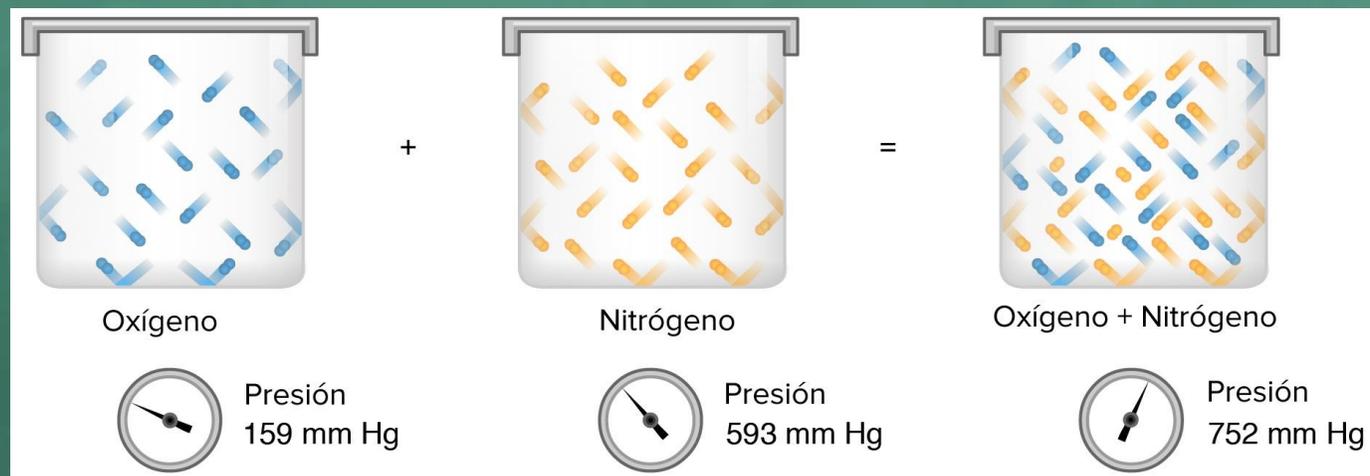
MEZCLAS DE GASES

PRESIÓN PARCIAL

- «La presión parcial de un gas en una mezcla corresponde con la presión ejercida por dicho gas.»
- Se calcula: $p_i = \chi_i \cdot p_T$
- La fracción molar (χ): $\chi = \frac{n_i}{n_T}$

LEY DE LAS PRESIONES PARCIALES

- «La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales ejercidas por todos sus componentes.»
- $p_T = \sum p_i = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$



MEZCLA DE GASES

- **Ejercicio:** Un recipiente de 10 L está a 40° C. Contiene 20 g de He y 45 g de H₂. Halla la presión total, las presiones parciales y las fracciones molares de cada uno de los gases.

1) Calcular los moles de cada gas:

$$n_{He} = \frac{\text{masa He}}{M_{He}} = \frac{20 \text{ g}}{4 \text{ g/mol}} = 5 \text{ moles He}; n_{H_2} = \frac{\text{masa H}_2}{M_{H_2}} = \frac{45 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 22,5 \text{ moles H}_2$$

2) Calcular las fracciones molares de cada gas:

$$\chi_{He} = \frac{n_{He}}{n_T} = \frac{5}{(5 + 22,5)} \rightarrow \chi_{He} = \mathbf{0,182}; \chi_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_T} = \frac{22,5}{27,5} \rightarrow \chi_{H_2} = \mathbf{0,818}$$

3) Calcular la presión total de la mezcla:

$$p_T V = n_T R T \rightarrow p_T = \frac{n_T R T}{V} = \frac{27,5 \cdot 0,082 \cdot (273 + 40)}{10} \rightarrow p_T = \mathbf{70,6 \text{ atm}}$$

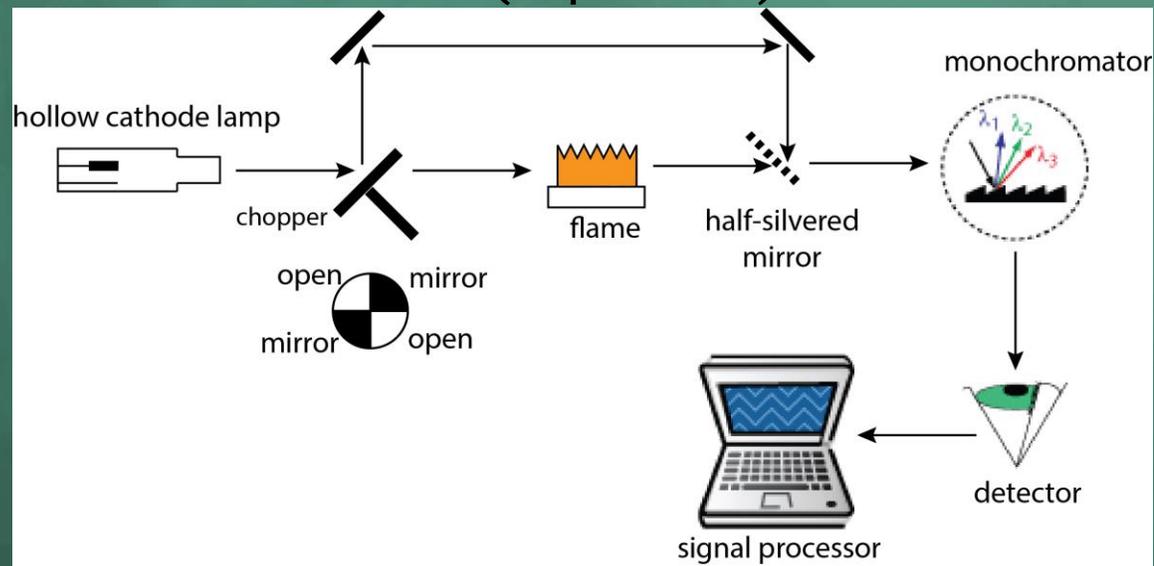
4) Calcular las presiones parciales de cada gas:

$$p_{He} = \chi_{He} \cdot p_T = 0,182 \cdot 70,6 \rightarrow p_{He} = \mathbf{12,8 \text{ atm}}; p_{H_2} = \chi_{H_2} \cdot p_T = 0,818 \cdot 70,6 \rightarrow p_{H_2} = \mathbf{57,8 \text{ atm}}$$

IDENTIFICACIÓN DE SUSTANCIAS

Espectroscopía de absorción atómica

- Detectar y determinar los elementos químicos (en su mayoría).
- Muestra disuelta y nebulizada sobre una llama (disociación de átomos): permite distinguir la radiación absorbida por cada elemento (específica).



Espectroscopía infrarroja

- A través de la región infrarroja del espectro se identifican las moléculas (orgánicas en su mayoría) al analizar sus enlaces covalentes.
- Pasar luz infrarroja por la muestra: si coincide con la frecuencia de vibración natural de sus enlaces, se absorbe.

