

CONCEPTO DE MOL Y LEYES DE LOS GASES

1. El Mol (Cantidad de Sustancia)

El mol (símbolo: mol) es una de las siete unidades básicas del Sistema Internacional de Unidades (SI) y se utiliza para medir la cantidad de sustancia (la cantidad de partículas).

- Definición: Un mol de cualquier sustancia contiene exactamente $6.02214076 \times 10^{23}$ entidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones, etc.). Este número es conocido como la **Constante de Avogadro** (N_A).

1.2. **Masa Molar:** La masa de un mol de una sustancia pura se llama **Masa Molar** (M), y su valor numérico coincide con la masa atómica (para elementos) o la masa molecular/fórmula (para compuestos) expresada en **gramos por mol (g/mol)**.

SUSTANCIA	MASA ATÓMICA/MOLECULAR (u)	MASA MOLAR (M)	CANTIDAD DE PARTICULAS EN 1 MOL
Átomos de Carbono (C)	12,01 u	12,01 gr/mol	6.022×10^{23} Átomos de carbono
Moléculas de agua H_2O	18,02 u	1 H_2O 18,02	6.022×10^{23} Moléculas de H_2O
Iones de sodio (Na^+)	22,99 u	22,99 gr/mol	6.022×10^{23} Iones de Na^+

- **Ejemplo de Cálculo de Moles:** ¿Cuántos moles de agua hay en 54 gramos de H_2O ?

- a) Masa Molar del $H_2O = 18.02 \text{ gr/mol}$

- b) $n \text{ (moles)} = \text{Masa (gr)} / \text{Masa molar (gr/mol)} = 54 \text{ gr} / 18.02 \text{ (gr/mol)} =$

2.996 moles de H_2O

- d) Sin uso de Fórmula, mediante una sencilla regla de tres:

Si en 1 mol de $H_2O \rightarrow 18.02 \text{ gr}$ entonces,

X moles habrán $\rightarrow 54 \text{ gr}$

- por tanto $\rightarrow 18.02 \text{ gr} \times X \text{ moles} = 54 \text{ gr} \times 1 \text{ mol}$, despejando la X

- $X = 54 \text{ gr} / 18.02 \text{ (gr/mol)} = \underline{2.996 \text{ moles de } H_2O}$ (ya que los gr del dividendo se van con los del divisor quedando solamente “moles”).

- **Nota: Muchas veces en Estequiometría Química es más cómodo hacer reglas de 3, que memorizar las Fórmulas).**

1.2. **Molécula Gramo:** El término **Molécula Gramo** (o **Átomo Gramo** para elementos atómicos) es un concepto histórico que se utiliza para referirse a la **masa de un mol de moléculas** de un compuesto. En la práctica, es sinónimo del concepto de **Masa Molar** expresada en gramos.

- **Definición:** Es la cantidad de una sustancia cuya masa expresada en gramos es numéricamente igual a su masa molecular.
- **Relación con el Mol:** 1 Mol de moléculas = 1 Molécula Gramo.
- **Unidad:** Gramos (g).
- **Ejemplo de Molécula Gramo:**
 - a) La masa molecular del Dióxido de Carbono CO_2 es ≈ 44.01 u
 - b) La Molécula Gramo de CO_2 es 44.01 gramos.
 - c) Esto significa que 44.01 gramos de CO_2 contienen 6.022×10^{23} moléculas de CO_2 .

1.3 Relaciones fundamentales: masa-mol-partículas

- **(A) Masa y moles (masa molar):**
- La masa molar M (g/mol) es la masa de 1 mol de sustancia

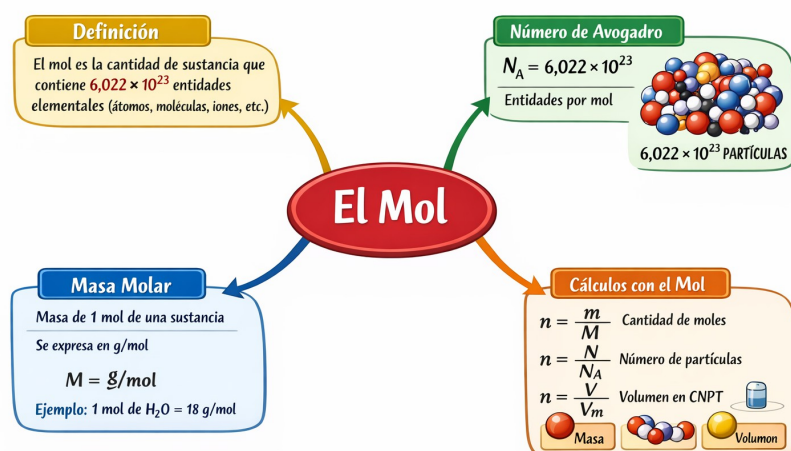
$$n = \frac{m}{M}$$

- $n \rightarrow$ moles (mol)
- $m \rightarrow$ masa (gramos)
- $M \rightarrow$ masa molar (gr/mol)

- **(B) Moles y número de partículas**

$$n = \frac{N}{N_A} \leftrightarrow N = n \cdot N_A$$

- $N \rightarrow$ numero de partículas
- $N_A \rightarrow$ numero de Avogadro



2. Gases: magnitudes y conversiones imprescindibles

Variables de estado

- **Presión P:** fuerza por unidad de área (atm, Pa, kPa, mmHg)
- **Volumen V:** (L, ml, m³)
- **Temperatura T:** siempre en Kelvin en ecuaciones de gases
- **Cantidad n:** moles

2.1 Conversión de temperatura $T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15$

- Ej.: 25°C $\Rightarrow$ 298,15K

2.2 Unidades de presión

- 1 atm = 760 mmHg
- 1 atm = 101,325 kPa ($\approx$ 101,3 kPa)

2.3 Condiciones normales (CNPT)

- $T = 0^{\circ}C = 273,15K$
- $P = 1 \text{ atm}$
- En condiciones normales de P y T (CNPT), el **volumen molar** del gas ideal (aprox):

$$V_m \approx 22,4 \text{ L/mol}$$

3. Leyes fundamentales de la Química

Las **leyes fundamentales de la Química** son un conjunto de principios experimentales que explican **cómo se comporta la materia durante las reacciones químicas**. Estas leyes se establecieron a partir de observaciones y medidas realizadas en el laboratorio y constituyen la **base del estudio cuantitativo de la Química**, es decir, permiten calcular masas, proporciones y cantidades de sustancias que reaccionan.

3.1. Ley de conservación de la masa (Ley de Lavoisier)

En toda reacción química, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos, siempre que el sistema esté cerrado.

- **Explicación:**

Durante una reacción química:

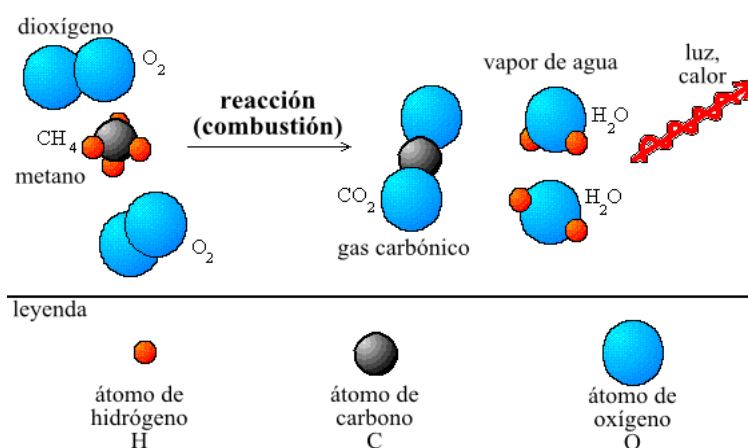
- No se crean ni se destruyen átomos
- Los átomos **solo se reorganizan**
- Por ello, la masa total permanece constante
- Si parece que la masa cambia, normalmente es porque **el sistema está abierto** y algún gas entra o sale sin ser tenido en cuenta.

Ejemplo sencillo: Reacción entre hidrógeno y oxígeno para formar agua:

- **Reactivos:**
- 2 g de hidrógeno
- 16 g de oxígeno
- **Productos:** 18 g de agua
- Masa total antes = masa total después

Importancia:

- **Esta ley permite:**
- Ajustar ecuaciones químicas
- Resolver problemas de masas en reacciones
- Entender que la Química respeta leyes físicas estrictas



- **3.2. Ley de las proporciones definidas (Ley de Proust)**

Un compuesto químico puro siempre contiene los mismos elementos combinados en la misma proporción en masa, independientemente de su origen o método de obtención.

Esto significa que:

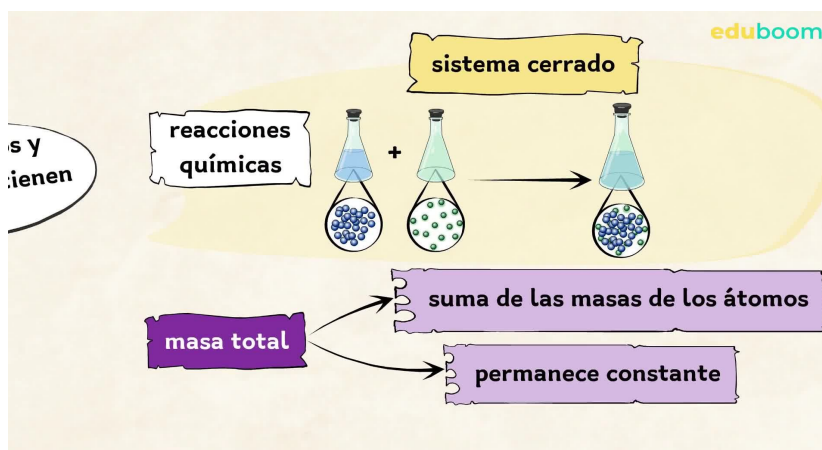
- Un compuesto tiene **composición fija**
- Las proporciones de masa entre los elementos **no varían**
- No importa dónde ni cómo se haya formado el compuesto

Ejemplo: el agua (H₂O)

- El agua siempre está formada por:
- Hidrógeno: **11,1 % en masa**
- Oxígeno: **88,9 % en masa**
- Da igual si el agua procede de:
- Un río
- La lluvia
- Un laboratorio
- Su composición es siempre la misma

Importancia

- **Esta ley:**
- Define lo que es un **compuesto químico**
- Permite distinguir **mezclas** de **sustancias puras**
- Es clave para el análisis químico



- **3.3. Ley de las proporciones múltiples (Ley de Dalton)**

Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las masas de uno de ellos que se combinan con una masa fija del otro están en proporciones de números enteros sencillos.

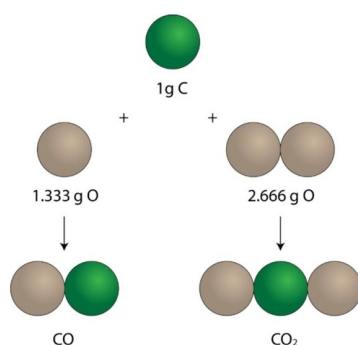
Si dos elementos pueden formar varios compuestos distintos, la relación entre las masas:

- No es arbitraria
- Sigue **proporciones simples** (1:1, 1:2, 2:3, etc.)
- Esto explica porque los átomos se combinan en **números enteros**.
- **Ejemplo: carbono y oxígeno**

COMPUESTO	MASA DE C	MASA DE O
CO	12 g	16 g
CO ₂	12 g	32 g

- **Relación entre masas de oxígeno:**
- $16 : 32 = 1 : 2 \rightarrow$ Se cumple la ley de las proporciones múltiples.
- **Importancia**
- **Esta ley:**
- Refuerza la idea de que la materia está formada por átomos
- Explica la existencia de distintos compuestos con los mismos elementos
- Conecta directamente con las fórmulas químicas

Ley de las proporciones múltiples



4. Equivalente Gramo (EQ):

El **Equivalente Gramo (EQ)** es la masa de una sustancia que reacciona con o desplaza a 1.008 gramos de hidrógeno o 8.000 gramos de oxígeno. Este concepto está ligado a las reacciones químicas y se usa para definir la **Normalidad** de las disoluciones.

- **Definición:** El Equivalente Gramo es la Masa Molar de una sustancia dividida por su **Número de Equivalencia (z)**

$$EQ = \text{Masa molar} / \text{Número de equivalencia (z)}$$

- **Número de Equivalencia (z):** Depende del tipo de sustancia y de la reacción:

- a) **Ácidos:** Número de H^+ ionizables (Ej. $HCl \rightarrow z = 1$; $H_2SO_4 \rightarrow z = 2$)
- b) **Bases:** Número de OH^- ionizables (Ej. $NaOH \rightarrow z = 1$; $Ca(OH)_2 \rightarrow z = 2$)
- c) **Salas:** Carga total positiva o negativa del **Catión o Anión** (Ej. $Na_2SO_4 \rightarrow Na^+$ con carga $(+1) \times 2$ iones $\rightarrow z = 2$)
- d) **Reacciones Redox:** Número de electrones (e^-) transferidos por molécula.

- **Ejemplo de Equivalente Gramo: Para el Ácido Sulfúrico (H_2SO_4):**

- a) **Masa Molar** $\approx 98.08 \text{ gr/mol}$
- b) **Número de Equivalencia** $z =$ Como es un ácido con 2 hidrógenos ionizables, $z = 2$.
- **Equivalente Gramo:**

$$EQ = 98,08 \frac{\text{gr/mol}}{2\text{eq/mol}} \quad (\text{mol se va con mol y queda solo gr / eq o EQ}) = \underline{\underline{49.04 \text{ gr/eq}}}$$

- e) Esto significa que **49.04 gramos** de H_2SO_4 **son necesarios para proporcionar 1 "equivalente" de iones (H^+) en una reacción.**

- Resumen y Diferencias Clave

CONCEPTO	MIDE	UNIDADES	DEPENDENCIA
Mol	La cantidad de partículas	mol	Constante de Avogadro N_A
Molécula gramo	La masa de N_A de moléculas (sinónimo de masa molar)	gramos (gr)	Masa molecular de la sustancia
Equivalente gramo	La masa necesaria para un equivalente químico o electroquímico	gr por equivalente	Masa molar y tipo de reacción

- Estos tres conceptos te permiten relacionar el nivel microscópico (átomos/moléculas) con el nivel macroscópico (masa en gramos) para realizar cálculos en el laboratorio.

LEYES DE LOS GASES

Las Leyes de los Gases describen la relación entre las principales variables que definen el estado de una cantidad fija de gas: **Presión P**, **Volumen V** y **Temperatura absoluta T°**. Estas leyes son empíricas y se cumplen de manera muy precisa para los llamados **Gases Ideales** (un modelo teórico) y con buena aproximación para los gases reales en condiciones de baja presión y alta temperatura.

Leyes Fundamentales de los Gases

1. **Ley de Boyle-Mariotte (Isotérmica)** :

Esta ley describe la relación entre la presión y el volumen de un gas cuando la **temperatura (T)** y **la cantidad de gas (n) se mantienen constantes**.

- **Descripción:** La presión de una cantidad fija de gas es **inversamente proporcional** a su volumen. Si el volumen aumenta, la presión disminuye, y viceversa.

- Ecuación:

$$p \cdot v = k \quad \text{o} \quad P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad (\text{Para } T^\circ \text{ y } n \text{ constantes})$$

- Donde k es una constante, P_1 y V_1 son la Presión y Volumen iniciales, y P_2 y V_2 son los finales.

- **Ejemplo:**

- **Inhalación y Exhalación:** Al inhalar, el diafragma se contrae y el volumen de la cavidad torácica (y los pulmones) aumenta. Según la Ley de Boyle, esto provoca una **disminución** de la presión del aire en los pulmones, haciendo que el aire exterior (de mayor presión) entre. Al exhalar, el proceso se invierte, el volumen disminuye y la presión aumenta, forzando la salida del aire.
- **Jeringa sellada:** Si tapas el extremo de una jeringa y empujas el émbolo, el volumen del aire disminuye y se siente una **resistencia** (un aumento de la presión).

- **NOTA:** El **Pascal (Pa)** es la unidad de presión del **Sistema Internacional (SI)**, por lo que su relación con la atmósfera atm y los milímetros de mercurio mmHg es crucial en la química y la física. La relación entre estas tres unidades se basa en la definición de la **Presión Atmosférica Estándar** (la presión promedio a nivel del mar y 0° C.
- **Nota Importante:** El Pascal (Pa) se define como un Newton por metro cuadrado ($1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$). Es una unidad muy pequeña; por eso, a menudo se usa el **Kilopascal kPa**, donde $1 \text{ atm} = 101.325 \text{ kPa}$.

Relación Fundamental entre Unidades de Presión

- Una "Atmósfera estándar" (atm) es exactamente equivalente a las siguientes cantidades de Pascales y mmHg:

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg}$$

Relación Fundamental entre Unidades de Temperatura

La escala Kelvin es una escala de temperatura absoluta, mientras que la Celsius es una escala relativa. Ambas escalas tienen incrementos del mismo tamaño, lo que significa que un cambio de 1° K es igual a un cambio de 1° Celcius.

- La diferencia radica en su punto cero:
a) Ecuación de Conversión: Para convertir entre ellas, simplemente se suma o se resta el valor de 273.15.
- **De Celsius a Kelvin:** $T \text{ en } ^\circ\text{K} = t \text{ en } ^\circ\text{C} + 273.15$
- **De Kelvin a Celsius:** $T \text{ en } ^\circ\text{C} = T \text{ en } ^\circ\text{K} - 273.15$
- Puntos Clave de Referencia: La diferencia de 273.15 surge de la definición del cero absoluto:

PUNTO DE REFERENCIA	TEMPERATURA EN CELCIUS °C	TEMPERATURA EN KELVIN °K
Cero Absoluto	- 273.15 °C	0 °K
Punto de Congelación del Agua	0.00 °C	273.15 °K
Punto de Ebullición del Agua	100.00 °C	373 °K

- **Significado Físico de Cada Escala**
- **Escala Celsius °C – Relativa:** Es una escala basada en las propiedades del agua a presión atmosférica estándar (a 0 °C el agua congela y a 100 °C el agua hierve).
- **Cero (0° C):** Es un punto de referencia conveniente para la vida diaria, pero no tiene un significado fundamental en términos de energía.
- **Escala Kelvin °K – Absoluta:** Es la unidad de temperatura base en el Sistema Internacional (SI). Es una escala termodinámica.
- Cero (0° K): Es el **Cero Absoluto**. Físicamente, este es el punto teórico donde la energía cinética de las partículas de una sustancia es mínima (casi nula).
- **Importancia en Gases:** Las Leyes de los Gases (como las de Charles y Gay-Lussac) y la Ley de los Gases Ideales $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ se basan en la idea de que el volumen y la presión son

proporcionales a la energía cinética de las partículas. Dado que 0° K representa la ausencia de esta energía, el uso de la escala Kelvin **es obligatorio** para que las ecuaciones sean correctas (la temperatura no puede ser cero ni negativa en las proporciones de las leyes).

– **Desglose de las Equivalencias**

UNIDAD INICIAL	EQUIVALENCIA EN PA	EQUIVALENCIA EN mmHg (Torr)
1 atm	101325 Pa	760 mmHg
1 Pa	$\equiv 1 \text{ N/m}^2$	$\approx 0.075 \text{ mmHg}$
1 mmHg	$\approx 133.2 \text{ Pa}$	$\equiv 1 \text{ Torr}$

Significado de K para cada una de la Leyes de los Gases

- **A) Ley de Boyle** $P \cdot V = k$ (**$^\circ\text{T}$ y n Constantes**):
- **Significado de k:** Es el producto de la presión y el volumen.
- **Valor Fijo:** Este valor de k se mantiene constante **mientras la temperatura (T) y la cantidad de gas (n) no cambien**.
- **Dependencia:** Si aumentas la temperatura o la cantidad de gas (moles), el valor de k cambia para esa nueva condición.
- **Físicamente:** Refleja la energía cinética total de las partículas del gas, que solo cambia con la temperatura o la cantidad de gas.
- **B) Ley de Charles** $\frac{V}{T} = k$ (**P y n Constantes**):
- **Significado de k:** Es el cociente entre el volumen y la temperatura absoluta.
- **Valor Fijo:** Este valor de k se mantiene constante **mientras la presión (P) y la cantidad de gas (n) no cambien**.
- **Dependencia:** Si la presión externa o la cantidad de gas (moles) cambian, el valor de k **cambia**.
- **Físicamente:** Muestra que, para mantener una presión constante, el volumen debe expandirse o contraerse en proporción directa a los cambios de temperatura.
- **C) Ley de Gay-Lussac** $\frac{P}{T} = k$ (**V y n Constantes**):
- **Significado de k:** Es el cociente entre la presión y la temperatura absoluta.
- **Valor Fijo:** Este valor de k se mantiene constante **mientras el volumen (V) y la cantidad de gas (n) no cambien**.
- **Dependencia:** Si el volumen del contenedor o la cantidad de gas (moles) cambian, el valor de k **cambia**.
- **Físicamente:** Muestra que, para mantener un volumen constante, la presión debe aumentar o disminuir en proporción directa a los cambios de temperatura.

La Constante Universal (R) vs. la Constante de Proporcionalidad (k)

- **Es importante notar la distinción:**

CONSTANTE	SÍMBOLO	LEY	DEPENDENCIA
Constante de Proporcionalidad	k	Boyle-Charles-Gay Lussac	Cambia si las variables fijas (P, V, T o n) cambian.
Constante Universal de los Gases	R	Ley Ideal $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$	Es una constante fundamental que nunca cambia su valor.

- La constante k en las leyes individuales es, de hecho, una expresión de la Constante Universal R y de la cantidad de gas n, y de las variables que se mantienen fijas.
- **Por ejemplo: En la Ley de Charles** $\frac{V}{T} = k$, la constante k es igual a $n \cdot R / P$. Como n, R y P son fijos, k es constante.
- En resumen: La constante k es el factor de proporcionalidad que garantiza que las ecuaciones de las leyes individuales se cumplan **bajo las condiciones específicas** de temperatura, presión o volumen constante.

2.Ley de Charles (Isobárica, Presión y n Constante): Esta ley relaciona el volumen y la temperatura de un gas cuando la **presión (P) y la cantidad de gas (n) se mantienen constantes**.

- **Descripción:** El volumen de una cantidad fija de gas es **directamente proporcional** a su temperatura absoluta (en Kelvin). Si la temperatura aumenta, el volumen aumenta, y viceversa.
- Ecuación: $\frac{V}{T} = k$ o $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ (Para P y n constantes).
- **Importante:** La temperatura (T) debe expresarse en la escala absoluta (Kelvin). (1º Kelvin = -272.15 ºC)
- Ejemplo: **Globo aerostático:** El aire dentro del globo se **calienta** (T aumenta), lo que provoca que su volumen se **expanda** (V aumenta). El aire caliente expandido es menos denso que el aire frío circundante, haciendo que el globo se eleve.
- **Globo desinflándose en frío:** Si un globo inflado se saca a un día muy frío o se sumerge en nitrógeno líquido, el aire interior se enfría, y su volumen **disminuye**, haciendo que el globo se encoja.

3. **Ley de Gay-Lussac (Isocórica) Ley de los Volúmenes de Combinación:**

Los volúmenes de los gases que reaccionan y se forman en una reacción química, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, guardan relaciones de números enteros sencillos.

Esta ley relaciona la presión y la temperatura de un gas cuando el **volumen (V) y la cantidad de gas (n) se mantienen constantes**.

- **Descripción:** La presión de una cantidad fija de gas es **directamente proporcional** a su temperatura absoluta. Si la temperatura aumenta, la presión aumenta, y viceversa
- Ecuación:

$$\frac{P}{T} = k \text{ o } \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \text{ (para V y n constantes)}$$

- **Importante:** La temperatura Tº debe expresarse en la escala absoluta (Kelvin).

- Ejemplo: **Olla a presión:** Al calentar la olla, la temperatura del aire y el vapor de agua en el interior **aumenta**. Dado que el volumen de la olla es fijo, la presión interna **aumenta** drásticamente, permitiendo que el agua hierva a una temperatura más alta y cocinando los alimentos más rápido.
- **Neumáticos de un coche:** Después de conducir un tiempo, los neumáticos se calientan (T° aumenta). Como el volumen del neumático es casi constante, la presión interna del aire **aumenta**. Por eso es importante no inflar en exceso los neumáticos en frío.

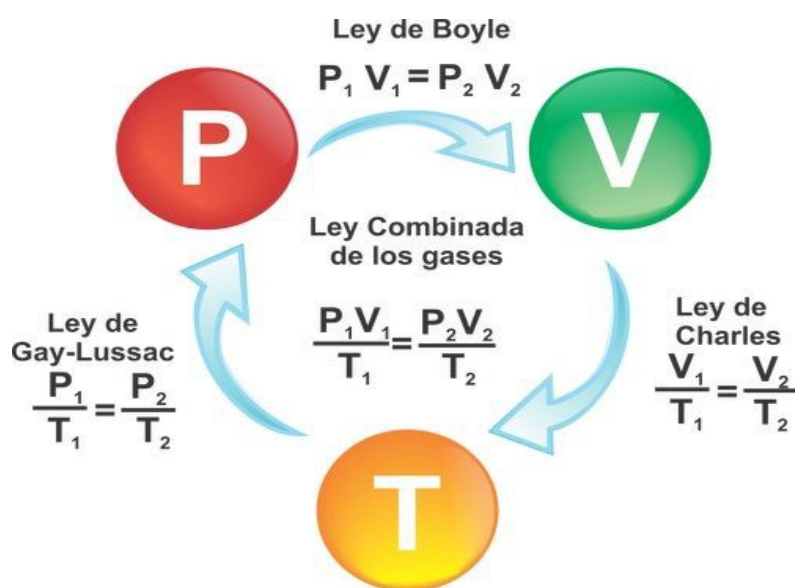
4. Leyes Combinadas

4.1. Ley Combinada de los Gases:

Esta ley combina las tres leyes anteriores y se utiliza cuando la **cantidad de gas (n) se mantiene constante**, pero las tres variables (P, V, T°) cambian.

Descripción: El producto de la presión y el volumen dividido por la temperatura absoluta de un gas es constante.

$$\frac{PV}{T^\circ} = k \text{ o } = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1^\circ} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2^\circ} \quad (\text{para } n = \text{constante})$$



- **Ejemplo:**
- **Burbuja de buceo:** Una burbuja de aire liberada por un buzo en el fondo del mar (donde P es alta y T° es baja) asciende a la superficie (donde P es baja y T° es ligeramente más alta). Tanto la presión como la temperatura cambian, y la burbuja se **expande** significativamente a medida que asciende.
- **(De ahí el peligro cuando los submarinistas ascienden muy rápido a la superficie) .**

5. Ley de Avogadro:

Esta ley relaciona el volumen y la cantidad de sustancia de un gas cuando la **presión (P) y la temperatura (T°) se mantienen constantes**.

- Descripción: Volúmenes iguales de gases diferentes, a las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas. O dicho de otra forma, el volumen de un gas es **directamente proporcional** a la cantidad de moles (n).
- Ecuación:

$$\frac{V}{n} = k \quad \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad (\text{para } P \text{ y } T^\circ \text{ constantes}) \text{ donde } n \text{ es la cantidad de sustancia en moles.}$$

6. La Ley de los Gases Ideales:

La Ley de los Gases Ideales es la unificación de las cuatro leyes básicas (Boyle, Charles, Gay-Lussac y Avogadro) en una única ecuación que describe el estado de un gas ideal.

- Ecuación:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

- Variables:

- **P:** Presión (en atmósferas, Pa, o kPa)

- **V:** Volumen (en litros o m^3)

- **n:** Moles de gas

- **R:** Constante universal de los gases ideales $8.314 J/mol \cdot K$ o $0.0821 \frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}$

La más utilizada suele ser la segunda

- **T:** Temperatura absoluta (en Kelvin)

- **Ejemplo:**

- **Cálculo de la cantidad de gas:** Esta ley se utiliza para calcular cualquiera de las cuatro variables si se conocen las otras tres. Por ejemplo, se puede determinar cuántos moles de gas hay en un tanque de buceo de 10 litros a una presión de 200 atmósferas y una temperatura de 298 K (25 °C).

7. Densidad de un gas y masa molar

- Desde $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ y $n = \frac{m}{M} \rightarrow p \cdot v = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow \frac{m}{v} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$

- como: $\rho = \frac{P \cdot M}{R \cdot T} \rightarrow M = \frac{\rho \cdot R \cdot T}{P}$

7. Mezclas de gases: Ley de Dalton (presiones parciales)

En una mezcla de gases ideales:

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

- Y cada presión parcial: $P_i = x_i \cdot P_{total}$

- donde: $x_i = \frac{n_i}{n_{total}}$ es la fracción molar

7.1. ¿Qué es la fracción molar?

La **fracción molar** es una **magnitud adimensional** que indica **qué parte del total de moles de una mezcla corresponde a un determinado componente**.

- Se utiliza para expresar la **composición de una mezcla** (especialmente de gases, pero también de líquidos y disoluciones) **en función de la cantidad de sustancia**, es decir, del número de moles.
- Definición matemática
- La fracción molar de un componente se representa por x_i y se define como:

$$x_i = \frac{n_i}{n_{total}}$$

- donde:
- n_i = número de moles del componente i
- n_{total} = número total de moles de la mezcla

Significado físico de la fracción molar

La fracción molar indica:

- La **proporción de partículas** de un componente respecto al total
- La **probabilidad** de encontrar una partícula de ese componente en la mezcla

En gases ideales, coincide con:

- la **fracción de volumen**
- la **fracción de presión parcial**
- Por ejemplo:
- $x_A = 0,25$ significa que el **25 % de las partículas** de la mezcla son del componente A.

7.2. Propiedades importantes de la fracción molar

- Es adimensional: La fracción molar **no tiene unidades**, ya que es el cociente entre dos cantidades de sustancia medidas en moles.
- Su valor está entre 0 y 1, Para cualquier componente: $0 \leq x_i \leq 1$
- $x_i = 0 \rightarrow$ el componente no está presente
- $x_i = 1 \rightarrow$ la sustancia es pura

La suma de las fracciones molares es 1

- En una mezcla formada por varios componentes: $x_1 + x_2 + x_3 + \dots = 1$
- Esta propiedad es fundamental para comprobar si un ejercicio está bien planteado.

7.3. Fracción molar en mezclas binarias

En una mezcla con solo **dos componentes**, A y B:

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

- y se cumple siempre: $x_A + x_B = 1$

7.4. Relación con otras magnitudes químicas

- **La fracción molar puede expresarse en tanto por ciento:** %molar = $x_i \cdot 100$
- Ejemplo: $x_i = 0,40$ equivale a 40% molar

Fracción molar y presión parcial (ley de Dalton)

- En una mezcla de gases ideales:

$$p_i = x_i \cdot p_{total}$$

- donde:
- $p_i \rightarrow$ presión parcial gas i
- $p_{total} \rightarrow$ presión total de la mezcla

- **7.5. Diferencia entre fracción molar y concentración**

MAGNITUD	DEPENDE DE VOLUMEN	UNIDAD
Fracción molar	no	ninguna
Molaridad	si	$mol \cdot L^{-1}$

- Esto hace que la fracción molar sea **especialmente útil en gases**, donde el volumen cambia con la presión y la temperatura.
- **7.6. Importancia de la fracción molar en Bachillerato**
En 1.º de Bachillerato, la fracción molar es clave para:
 - Estudiar **mezclas gaseosas**
 - Aplicar la **ley de Dalton**
 - Comprender la **composición de disoluciones**
 - Resolver problemas de **gases ideales**

