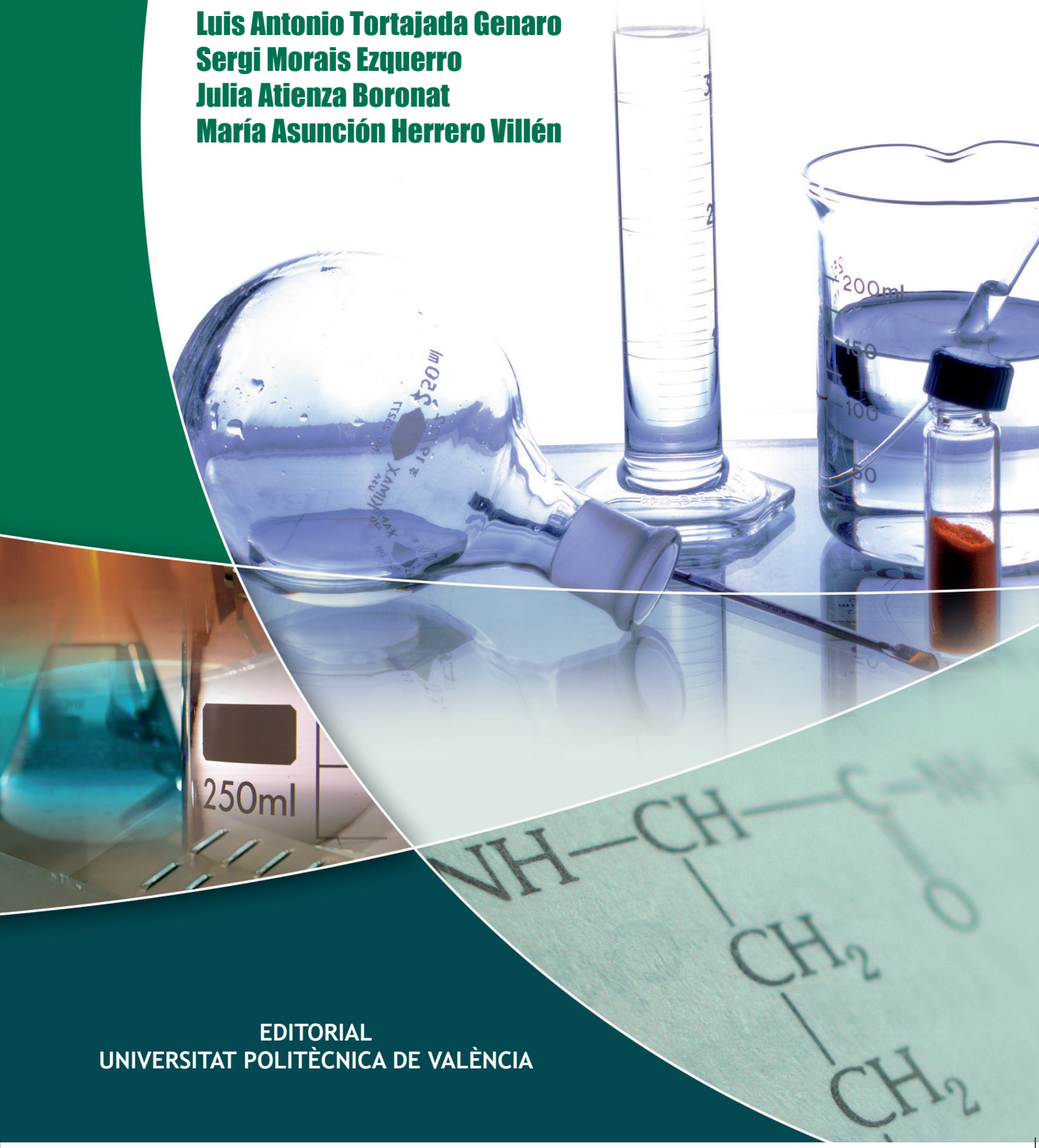


# Un preàmbulo a la química general

**Luis Antonio Tortajada Genaro**  
**Sergi Morais Ezquerro**  
**Julia Atienza Boronat**  
**María Asunción Herrero Villén**



Luis Antonio Tortajada Genaro  
Sergi Morais Ezquerro  
Julia Atienza Boronat  
María Asunción Herrero Villén

# Un preámbulo a la química general

EDITORIAL  
UNIVERSITAT POLITÈCNICA DE VALÈNCIA

Los contenidos de esta publicación han sido revisados por el Departamento de Química de la UPV

*Colección Académica*

Para referenciar esta publicación utilice la siguiente cita: TORTAJADA-GENARO, L.A.[et.al.], (2013). *Un preámbulo a la química general*. Valencia: Universitat Politècnica

Primera edición, 2013

© Luis Antonio Tortajada Genaro  
Sergi Morais Ezquerro  
Julia Atienza Boronat  
María Asunción Herrero Villén

© de la presente edición: Editorial Universitat Politècnica de València  
*Distribución:* Telf. 963 877 012/ <http://www.lalibreria.upv.es> / Ref.844

Imprime: By print percom sl.

Impreso en papel Coral Book



ISBN: 978-84-9048-096-0

Impreso bajo demanda

Queda prohibida la reproducción, la distribución, la comercialización, la transformación y, en general, cualquier otra forma de explotación, por cualquier procedimiento, de la totalidad o de cualquier parte de esta obra sin autorización expresa y por escrito de los autores.

Impreso en España

## PRÓLOGO

La Química juega un papel importante en todas las ciencias naturales, básicas y aplicadas. Fenómenos tales como el crecimiento de las plantas, el metabolismo, el papel del ozono en la atmósfera superior, la degradación de contaminantes ambientales, etc., no pueden entenderse sin la perspectiva y los conocimientos aportados por la Química.

Los planes de estudio de diferentes titulaciones universitarias poseen una asignatura de Química General en primer curso con la finalidad de proporcionar los fundamentos químicos básicos que el alumno utilizará tanto durante sus estudios como a lo largo de su ejercicio profesional. Para el aprendizaje de estos conceptos y habilidades es conveniente que el alumno haya cursado la asignatura de Química en educación secundaria con el fin de afrontar el estudio de esta materia sin dificultad. Sin embargo, en muchas ocasiones, el alumno que accede al sistema universitario actual carece de los conocimientos básicos y habilidades necesarias para un desarrollo adecuado del proceso enseñanza-aprendizaje. También se detecta una diversidad de niveles y divergencias en la utilización del lenguaje científico-técnico o en el modo de resolver los problemas planteados, lo que puede conducir a un aprendizaje erróneo o confuso.

Este texto está orientado como material complementario a los textos de Química General que habitualmente se recomiendan cuando un alumno accede a la Universidad. Tiene como objetivo proporcionar las bases fundamentales de Química para aquellos estudiantes que se inicien en esta materia, así como para reforzar los conocimientos adquiridos previamente.

Los conceptos básicos que el alumno debe dominar comprenden aspectos como el concepto de mol y los compuestos químicos, la ecuación de los gases ideales, la nomenclatura y formulación de los compuestos inorgánicos, las relaciones estequiométricas de las reacciones químicas y las disoluciones y los modos de expresar su concentración.

El autoaprendizaje es el modelo seleccionado para alcanzar este fin. Por ello, el libro consta de definiciones, ejemplos, ejercicios y problemas tanto resueltos como sin resolver, que permitirán al alumno evaluar el progreso de su aprendizaje.

Confiamos que el estudiante encuentre en esta publicación el estímulo necesario para el estudio de la Química y facilite la transición entre estudios de secundaria y universitarios.

Los autores



# ÍNDICE

PRÓLOGO.....	3
ÍNDICE.....	5
1. GENERALIDADES.....	7
1.1. MATERIA, ÁTOMO E ION.....	7
1.2. ELEMENTO QUÍMICO Y COMPUESTO QUÍMICO .....	8
1.3. TEORÍA ATÓMICA Y LEYES DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS9	
1.4. UNIDAD DE MASA ATÓMICA, MOL Y MASA MOLAR .....	10
1.5. MEZCLAS .....	11
1.6. ESTADOS DE LA MATERIA .....	12
1.7. MEDIDA DE LAS PROPIEDADES DE LA MATERIA .....	13
2. FORMULACIÓN QUÍMICA .....	15
2.1. RESUMEN TEÓRICO .....	15
A) Fórmula química .....	15
B) Nomenclaturas.....	18
C) Clasificación de los compuestos inorgánicos .....	20
D) Compuestos binarios .....	21
E) Compuestos ternarios .....	24
F) Compuestos cuaternarios .....	28
2.2. PROBLEMAS RESUELTOS DE FORMULACIÓN.....	29
2.3. EJERCICIOS DE FORMULACIÓN .....	32
3. ESTEQUIOMETRÍA .....	39
3.1. RESUMEN TEÓRICO .....	39
3.2. PROBLEMAS RESUELTOS DE ESTEQUIOMETRÍA .....	41
3.3. EJERCICIOS DE ESTEQUIOMETRÍA.....	51

4. DISOLUCIONES.....	55
4.1. RESUMEN TEÓRICO.....	55
A) Conceptos.....	55
B) Unidades de concentración.....	56
C) Preparación de diluciones.....	58
4.2. PROBLEMAS RESUELTOS DE DISOLUCIONES.....	58
4.3. EJERCICIOS DE DISOLUCIONES.....	62
BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA.....	69

## 1. GENERALIDADES

### 1.1. MATERIA, ÁTOMO E ION

La **Química**, término que procede del vocablo *Khemeia*, es la ciencia que se ocupa del estudio de la estructura, la composición, las propiedades, y la transformación de la materia.

La **materia** es todo aquello que tiene volumen y masa. Así pues, planetas, agua, aire, etc. son materia. Esta está compuesta por unas unidades químicas denominadas átomos que tienen propiedades únicas. Las propiedades de la materia se agrupan en dos categorías: propiedades físicas y químicas. Una propiedad física es una cualidad única que una muestra de materia tiene sin interactuar con ninguna otra sustancia y sin cambiar su composición. Entre otras, el color, punto de fusión, punto de ebullición, densidad, etc., son propiedades físicas de la materia. Por otra parte, una propiedad química es la capacidad de una muestra de materia para experimentar o no un cambio en su composición. Propiedades químicas son, por ejemplo, inflamabilidad, corrosión, etc.

El **átomo**, la unidad química más pequeña de materia, está constituido por diferentes partículas. Los **electrones** son partículas con carga negativa, los **protones** tienen carga positiva y los neutrones no tienen carga eléctrica. Los protones y neutrones constituyen el núcleo atómico mientras que los electrones se localizan en órbitas alrededor del núcleo.

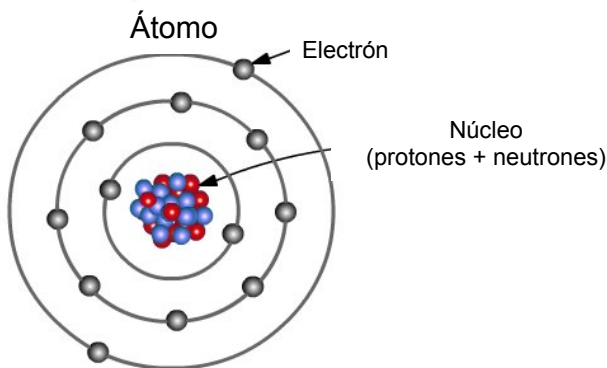


Figura 1. Representación de un átomo

El **número atómico** ( $Z$ ) es el número de protones que posee un átomo en su núcleo y es igual al número de electrones cuando el átomo se encuentra en estado neutro.

El **número másico** ( $A$ ) es el número de protones y neutrones ( $N$ ) que forman el núcleo del átomo ( $A = Z + N$ ).

En la Tabla 1 se muestran la carga y masa de las tres partículas fundamentales.



**Tabla 1. Propiedades de las partículas fundamentales**

	Carga eléctrica		Masa	
	SI (C)	Atómica	SI (g)	Atómica (u)
Protón	$+1,6022 \times 10^{-19}$	+1	$1,6726 \times 10^{-24}$	1,0073
Neutrón	0	0	$1,6749 \times 10^{-24}$	1,0087
Electrón	$-1,6022 \times 10^{-19}$	-1	$9,1094 \times 10^{-28}$	$5,4858 \times 10^{-4}$

Los átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número másico se denominan **isótopos**. Por ejemplo, el litio se presenta en la naturaleza como una mezcla de dos isótopos con números másicos 6 y 7 ( ${}^6\text{Li}$  y  ${}^7\text{Li}$ ). Los porcentajes de abundancia natural respecto a la cantidad global de litio son 7,59% y 92,41%, respectivamente.

Cuando los átomos pierden o ganan electrones, las especies formadas se denominan **iones** y llevan cargas netas. Así, cuando un átomo neutro pierde un electrón (o varios) se forma un ion cargado positivamente llamado **catión**. Por el contrario, si un átomo neutro gana un electrón (o varios), se forma un ion cargado negativamente denominado **anión**.

El número de neutrones de un catión y un anión es el mismo que el del átomo neutro. La carga de un ion es igual al número de protones menos el número de electrones. El ion se simboliza como  ${}^A_Z\text{E}^{\alpha\pm}$  donde  $\alpha$  representa la carga y  $\pm$  el signo de la carga. Ej:  ${}^7_3\text{Li}^+$ ,  ${}^{16}_8\text{O}^{2-}$ .

## 1.2. ELEMENTO QUÍMICO Y COMPUESTO QUÍMICO

Una **sustancia** es una forma de materia que tiene composición definida (constante) y propiedades distintivas. Las sustancias pueden ser elementos o compuestos:

- Un **elemento químico** es una sustancia pura formada por un solo tipo de átomos. Todos los elementos químicos se simbolizan con una letra en mayúscula o dos letras, siendo la segunda minúscula, con el número másico y atómico a la izquierda, arriba y abajo, respectivamente. Ej:  ${}^{14}_7\text{N}$ ,  ${}^{108}_{47}\text{Ag}$

La Unión Internacional de Química Pura Aplicada (IUPAC) reconoce 118 elementos de los cuales 90 se encuentran en la naturaleza. Por lo tanto, toda la materia está formada únicamente por esos elementos químicos.

- Los **compuestos químicos** son sustancias en las que los átomos de diferentes elementos se combinan entre sí. La molécula es la unidad química de un compuesto, y al igual que los elementos, puede ser neutra o tener carga eléctrica.

### 1.3. TEORÍA ATÓMICA Y LEYES DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS

El trabajo de Dalton supuso el inicio de la era de la química moderna. Expuso su teoría atómica en su obra *A new system of Chemical philosophy* en 1808, afirmando lo siguiente:

1. Los elementos están constituidos por átomos, partículas discretas de materia que son indivisibles e inalterables.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en masa y propiedades. Los átomos de distintos elementos tienen diferente masa y propiedades.
3. Los compuestos se forman por la unión de átomos de más de un elemento en una relación constante y sencilla en número.
4. Una **reacción química** implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos, nunca la creación o destrucción de los mismos.

De este modo, partiendo de una misma base teórica consiguió reunir y explicar las leyes de las combinaciones químicas formuladas con anterioridad.

- a) **Ley de la conservación de la masa:** La masa total de las sustancias que reaccionan (reactivos) es igual a la masa total de las sustancias resultantes (productos), es decir, la materia no se crea ni se destruye en una reacción química.

$$\Sigma m_{\text{reactivos}} = \Sigma m_{\text{productos}}$$

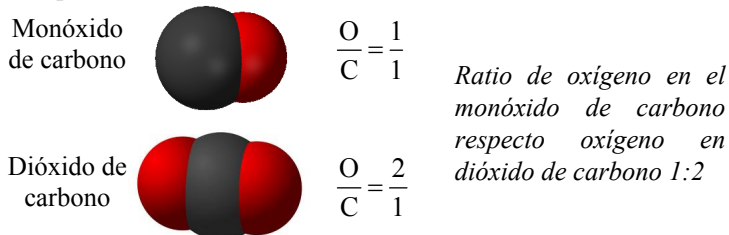
- b) **Ley de las proporciones definidas:** Cuando dos o más elementos (o compuestos) se unen para formar un mismo compuesto lo hacen siempre en una proporción en masa fija.

Ej: Para formar agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ), el hidrógeno y el oxígeno reaccionan siempre según la siguiente relación:

$$\frac{m_{\text{O}}}{m_{\text{H}}} = \frac{8\text{g}}{1\text{g}}$$

- c) **Ley de las proporciones múltiples:** Si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, las masas de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro, están en una relación de números enteros sencillos.

En el caso de los dos óxidos que forma el carbono, se observa que en el monóxido de carbono CO, 1,00 g de carbono se combina con 1,33 g de oxígeno, mientras que en el dióxido de carbono CO<sub>2</sub>, la misma cantidad de C lo hace con 2,67 g de oxígeno. Vemos que la relación entre las masas de oxígeno en ambos compuestos es 2.



#### 1.4. UNIDAD DE MASA ATÓMICA, MOL Y MASA MOLAR

La **unidad de masa atómica** se define como la doceava parte de la masa del isótopo de carbono <sup>12</sup>C, se expresa por la abreviatura **uma** y su unidad se indica por el símbolo u.

La masa atómica de un isótopo (masa isotópica) es el número de veces que éste contiene la unidad de masa atómica. La **masa atómica de un elemento** se determina por la media ponderada de las masas isotópicas del elemento en base a la abundancia de los isótopos del mismo presentes en la naturaleza.

Ejemplo: La masa del isótopo <sup>79</sup>Br es 78,9183 u (abundancia 50.69 %). La masa del elemento Br es 79.904 u.

Las cantidades de átomos y moléculas se expresan en moles. Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene  $6,023 \times 10^{23}$  (número de Avogadro, N<sub>A</sub>) de unidades químicas (átomos, moléculas). Cuando se utiliza se debe especificar la entidad elemental a la que se refiere, ya que puede indicar átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos.

La **masa molar** (símbolo M<sub>m</sub>)<sup>1</sup> de un elemento o un compuesto es la masa de un mol de átomos ó moléculas, respectivamente, expresada en gramos. La masa molar de los átomos de un elemento corresponde a su masa atómica expresada en gramos, mientras que la masa molar de un compuesto viene dada por la suma de las masas atómicas de los átomos que forman el compuesto, expresada en gramos.

<sup>1</sup> En algunos libros la masa molar se representa por M. Para evitar confusiones con molaridad, también representada por M, se ha escogido el símbolo M<sub>m</sub>.

La masa molar se obtiene sumando el número de átomos (at) de cada elemento químico que participan en la molécula multiplicado su masa atómica (Ar).

$$M_m = \Sigma (at_i \times Ar_i)$$

Ejemplo:  $M_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = [(2 \times 1,01) + (1 \times 31,97) + (4 \times 15,99)] \cong 98 \text{ g/mol}$

## 1.5. MEZCLAS

Una **mezcla** es cualquier muestra de materia que no es pura, es decir, que no es un elemento o un compuesto. Al contrario que para una sustancia, la composición de una mezcla puede variar. Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas:

\* Una **mezcla homogénea** o disolución tiene una composición y propiedades uniformes, pudiendo variar la composición y propiedades de una muestra a otra. (ej. agua del mar, aire, disolución de sacarosa, etc.).

\* En las **mezclas heterogéneas** la composición no es uniforme. (ej. sal mezclada con arena).

Cualquier mezcla, sea homogénea ó heterogénea se puede formar y luego separar por medios físicos en sus componentes puros sin cambiar la identidad de tales componentes.

La Figura 2 muestra un esquema para clasificar la materia en elementos y compuestos y en mezclas homogéneas y heterogéneas.

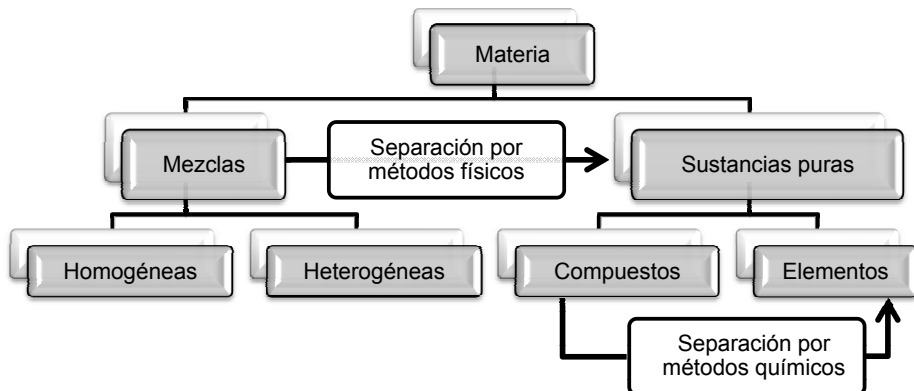


Figura 2. Esquema de la clasificación de la materia

## 1.6. ESTADOS DE LA MATERIA

La materia se encuentra en uno de los tres estados, sólido, líquido o gas.

\* Un **sólido** tiene forma y volumen definido ya que los átomos o moléculas se encuentran en contacto unas con otras y dispuestas en posiciones fijas, siguiendo un orden geométrico dando lugar a diferentes estructuras cristalinas o amorfas.

\* Un **líquido** adopta la forma del recipiente que lo contiene, por lo tanto tiene forma variable pero volumen definido. Los átomos o moléculas que lo forman están generalmente separados por distancias mayores que en un sólido.

\* En un **gas**, las distancias entre átomos o moléculas son mucho mayores que en un líquido por lo que el gas se expande hasta llenar el recipiente que lo contiene.

Todos los gases, independientemente de su naturaleza química o del tamaño de sus moléculas, responden a unas leyes muy sencillas, siendo las principales:

a) **Ley de Avogadro:** A igualdad de presión y temperatura, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles de gas (n).

$$V \propto n$$

$$V = a \times n \text{ (a constante)}$$

b) **Ley de Boyle:** Para una cierta cantidad de gas a una temperatura constante, el volumen del gas es inversamente proporcional a su presión (P)

$$P \propto \frac{1}{V}$$

$$P \times V = b \text{ (b constante)}$$

c) **Ley de Charles:** El volumen de una cantidad fija de un gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta (Kelvin)

$$V \propto T$$

$$V = c \times T \text{ (c constante)}$$

d) **Ecuación de estado de los gases ideales:** Resultado de la combinación de las tres leyes elementales de los gases

$P \times V = n \times R \times T$ ; donde R es la constante de los gases y cuyo valor en esta ecuación es  $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ .

Un gas está en condiciones normales cuando la presión es 1 atm = 760 mm Hg y la temperatura 0 °C = 273 K. En estas condiciones, un mol de un gas ideal ocupa 22,4 L.

## 1.7. MEDIDA DE LAS PROPIEDADES DE LA MATERIA

La química es una ciencia cuantitativa, es decir, se puede medir una propiedad de una sustancia expresándola por un valor numérico y su unidad.

El sistema científico de medidas se denomina Sistema Internacional de Unidades y de forma abreviada SI. Las magnitudes básicas del SI se recogen en la siguiente tabla.

Magnitud	Unidad	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Intensidad de corriente	Amperio	A
Intensidad luminosa	Candela	cd

El SI es un sistema decimal. Las magnitudes que difieren de la unidad básica en potencias de diez se indican por medio de prefijos escritos antes de la unidad básica.

Múltiplo	Prefijo	Múltiplo	Prefijo
$10^9$	giga (G)	$10^{-1}$	deci (d)
$10^6$	mega (M)	$10^{-2}$	centi (c)
$10^3$	kilo (k)	$10^{-3}$	mili (m)
$10^2$	hecto (h)	$10^{-6}$	micro ( $\mu$ )
$10^1$	deca (da)	$10^{-9}$	nano (n)
		$10^{-12}$	pico (p)
		$10^{-15}$	femto (f)

**Para seguir leyendo haga click aquí**