

Facultad de Ciencias Exactas y Naturales y Agrimensura
Universidad Nacional del Nordeste
Avenida Libertad 5450- 3400. Corrientes
TE: (03783)457996- Int. 105

QUIMICA

GENERAL

Unidad I : Nociones Básicas

Lic. Maria Irene Vera. Especialista en Docencia Universitaria
Profesor Adjunto

CARRERAS: Ingeniería en Electrónica- Ingeniería Eléctrica
Profesorado en Física y Licenciatura en Física

2007

AL ALUMNO: El apunte aquí desarrollado tiene como finalidad orientar la búsqueda bibliográfica que necesariamente se debe hacer en el estudio de un determinado contenido. De ninguna manera intenta reemplazar a un libro. Se sugiere tomarlo como guía y buscar los temas aquí tratados en la bibliografía sugerida, para elaborar un material personal de estudio para consulta y para el examen final de la asignatura.

***Lic. María Irene Vera.
Especialista en docencia universitaria
Profesor Adjunto
Química General***

BIBLIOGRAFÍA SUGERIDA

Atkins, P. y Jones, L. *"Química. Moléculas. Materia. Cambio"*. Ediciones Omega S.A. Barcelona. España. 1998

Brown, T., LeMay, H., Bursten, B. *"Química la Ciencia Central"*. Prentice Hall Hispanoamericana S.A. México. 1998.

Chang, R. *"Química"*. McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C. V. México. 1999

Whitten, K., Davis, R., Peck, M. *Química General*. McGraw-Hill/Interamericana de España S.A.U. 1998.

Nociones Básicas

¿Por qué Química en las carreras de Ingeniería y Ciencias Exactas?

La Química es la ciencia que estudia la composición y estructura de la materia y los cambios que puede sufrir. El centro de esta ciencia es la *reacción química*. El conocimiento de las estructuras permite deducir, generalmente, las propiedades de las sustancias y materiales, a partir de lo cual se pueden proyectar aplicaciones de utilidad para la ciencia y el desarrollo tecnológico. Cada avance en la Ingeniería y en las Ciencias Exactas origina una nueva demanda química o bien espera progresos químicos para su introducción. En el Área de las carreras de Ingeniería y de las Ciencias Exactas, la Química aporta:

- conceptos básicos significativos para entender las propiedades de los materiales, sus formas de conservación, deterioro y posibles formas de contaminación ambiental.
- la posibilidad de que el futuro profesional pueda comunicar a los especialistas los problemas relacionados con la Química de los materiales y
- una formación básica adecuada para que como ciudadano responsable ayude a formar opinión consciente en su entorno. (Pliego, 2004)

A menudo se la considera **la ciencia central**, dado que para comprender otras disciplinas como Biología, Física, Geología, etc., es necesario tener un conocimiento básico de la Química. Comprender la Química, es esencial para comprender como funciona el mundo. Todo lo que podemos observar y medir en el mundo **macroscópico**, los químicos tratan de explicar en un nivel **microscópico**, es decir a nivel de átomos y moléculas. La Química permite entender nuestro mundo y su funcionamiento.

Materia y Cuerpo

La *materia* es el componente físico del universo. Es cualquier cosa que tiene masa y ocupa espacio.

Todo aquello que podemos ver y tocar (un libro, nuestro cuerpo, agua, tierra) o no (como el aire, material de las llamas, estrellas) son diferentes formas de materia.

La enorme variedad de materia, se debe a combinaciones de algo más de cien sustancias básicas o elementales, llamadas *elementos químicos*.

Según su *estado físico*, la materia se presenta como *sólido, líquido o gas*.

Según su *composición* se clasifica en *elemento, compuesto o mezcla*.

Los *cuerpos* son porciones limitadas de materia con forma propia.

Muchas propiedades de la materia son cuantitativas es decir están asociadas a números. Para representar una cantidad medida debemos especificar un número y la unidad (17 cm por ejemplo). Para mediciones científicas se emplean unidades del *sistema métrico*.

Sistema Internacional de Unidades (SI)

Un **sistema de unidades** es un conjunto de unidades básicas o fundamentales que se toman como referencia; cada una de las unidades fundamentales representa una cantidad física determinada; las unidades que no aparecen entre las fundamentales se denominan unidades derivadas.

Existen varios sistemas de unidades, cada uno de ellos tiene un determinado número de unidades básicas o fundamentales.

Unidades fundamentales y derivadas

En 1960 se llegó a un acuerdo internacional que establecía un grupo dado de unidades métricas para emplearse en mediciones científicas. Estas unidades "preferidas" se denominaron *Unidades SI* abreviatura de "sistema internacional de unidades".

El Sistema SI tiene siete unidades fundamentales de las cuales se derivan todas las demás. Todo el trabajo científico moderno lo utiliza

Unidades SI Fundamentales		
Cantidad física	Nombre de la unidad	Abreviatura
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	amper	A
Temperatura	kelvin	K
Intensidad luminosa	candela	cd
Cantidad de sustancia	mol	mol

Una medida se expresa como el múltiplo numérico de una unidad estándar. Los múltiplos de las unidades, que son potencias de 10, se representan mediante prefijos unidos al símbolo de la unidad. Las unidades se multiplican y se dividen como números. Toda medida tiene un grado de incertidumbre o error, la magnitud del cual dependerá del instrumento utilizado y de la habilidad del operador.

A medir debe indicarse la incertidumbre asociada a la medida. Esta información será vital para quien desee repetir la experiencia o juzgar sobre su precisión. El método para citarla se describe en términos de *cifras significativas*.

Existen un conjunto de reglas que permiten determinar el número de cifras significativas que debe tener el resultado de un cálculo. Hay que tenerlas en cuenta siempre. Estas reglas se aplican también a números en notación científica.

METODO DEL FACTOR UNITARIO (ANÁLISIS DIMENSIONAL) PARA LA RESOLUCION DE PROBLEMAS.

El *método del factor unitario*, también denominado *análisis dimensional*, es el que utilizará en esta asignatura para la resolución de problemas. Se trata de una técnica sencilla, basada en la relación que existe entre las diferentes unidades que expresan la misma cantidad física.

Sabemos que la unidad de longitud es el metro y que es distinta de la unidad kilómetro, pero se dice que *1 km es equivalente a 1000 m*, y que ambos representan la misma distancia, se la puede expresar como sigue:

$$1 \text{ km} = 1000 \text{ m} \quad \text{ó} \quad \text{también} \quad 1 \text{ km} = 1 \cdot 10^3 \text{ m}$$

De acuerdo con esto, podemos inferir que su relación es igual a 1:

$$\frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} = 1$$

Esta relación que podemos leer como "1 km por cada 1000 m", es lo que denominaremos "*factor unitario*" (significa igual a uno), ya que el numerador y el denominador están indicando la misma cantidad.

Se puede escribir también como:

$$\frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 1$$

A esta relación la leeremos como "1000 m por cada km" y es también un "*factor unitario*". Por ello, se puede decir que el recíproco de un factor unitario es también un factor unitario.

Ejemplo: Si queremos saber *a cuántos metros equivalen 2,3 km*, para esto, debemos convertir km a m, eligiendo un factor unitario que tiene la unidad km en el denominador:

$$2,3 \text{ km} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 2300 \text{ m}$$

De esta manera determinamos que $2,3 \text{ km} = 2300 \text{ m}$.

Aquí se observan dos cosas importantes:

1. El factor $1000 \text{ m} / 1 \text{ km}$ es un factor de conversión (factor unitario).
2. La unidad km se cancela a sí misma. Es decir que para cambiar de una unidad a otra hay que emplear un factor de conversión (factor unitario).

El factor de conversión es una fracción cuyo numerador y denominador son la misma cantidad expresada en diferentes unidades.

Veamos otro ejemplo:

Una botella de gaseosa contiene 2,25 L, a cuántos mL se equivale?

Para llegar al resultado debemos proceder de la siguiente manera:

$$2,25 \text{ L} = ? \text{ mL}$$

se considera que:

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} \quad \text{o} \quad \text{también} \quad 1 \text{ L} = 1 \cdot 10^3 \text{ mL}$$

por lo que:

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 1 \quad \text{ó} \quad \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1$$

elegimos la relación que tenga L en el denominador y realizamos la conversión:

$$2,25 \text{ L} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 2250 \text{ mL}$$

Cuando se trabaja en la resolución de problemas, debemos tener en cuenta los siguientes puntos:

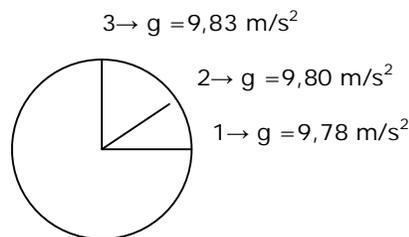
- Siempre incluir las unidades (pues la medición tiene siempre un N° y una unidad).
- Al efectuar los cálculos hay que cancelar unidades.
- Verificar que la respuesta tenga unidades correctas. Si ello no ocurre, seguramente se realizó alguna operación equivocada.

Masa y Peso – Relación entre Masa y Peso

Los términos masa y peso no significan lo mismo, **masa** (m) es una medida de la cantidad de materia que contiene un cuerpo y no varía con su posición, **peso** (P) es la fuerza de atracción que ejerce la tierra sobre un cuerpo por acción de la gravedad y varía con la distancia al centro de la tierra, por ejemplo: pesamos un poco menos si estamos en la cima de una montaña que cuando estamos en tierra llana al nivel del mar.

Todo cuerpo tiene masa y peso, su masa es invariable en cualquier lugar de la tierra, inclusive es la misma en la luna, pero su peso no, ya que éste depende del lugar de la tierra o de la luna en que se encuentre.

Si representamos a la tierra con el esquema siguiente: ligeramente achatada en los polos y recordando que la fuerza de la gravedad varía en forma inversamente proporcional al cuadrado de la distancia



Si el peso es la fuerza que la tierra ejerce debido a la gravedad

$$P_1 < P_2 < P_3$$

$$g_1 < g_2 < g_3$$

$$\frac{P_1}{g_1} = \frac{P_2}{g_2} = \frac{P_3}{g_3} = \text{constante} = m$$

Concluyendo la masa es una magnitud invariable.

El peso y la masa de un cuerpo están relacionados por la expresión: $P = m \cdot g$, es por eso que también podemos definir a la masa de un cuerpo como el valor de la relación de la fuerza (peso) aplicada al mismo y la aceleración resultante.

El peso de un cuerpo se representa mediante un vector con dirección vertical y sentido hacia abajo.

La masa y el peso están relacionados mediante la expresión:

$$P = m \cdot g$$

P: peso del cuerpo.

m: masa del cuerpo.

g: aceleración de la gravedad del lugar

$$m = \frac{P}{g}$$

Masa es la relación entre la fuerza aplicada y la aceleración adquirida.

Ejercitación:

1.- Un trozo de hierro tiene un peso igual a 37,0 kgr. Expresa dicha cantidad en:

a) newton, b) gramo fuerza, c) dinas.

Datos: 1 kgr = 9,80 N; 1 gr = 980 dyn; 1 N = 1 x 10⁵ dyn; 1 kgr = 1 x 10³ gr

R: a) 3,63 x 10² N; b) 3,7 x 10⁴ gr; c) 362,6 x 10⁵ dyn

2.- Calcule el peso en dyn y N de un cuerpo que tiene una masa de 0,10 kg. Considere g=9,77 m/s².

R: 9,77 x 10⁴ dyn; 9,77 x 10⁻¹ N

3.- Determine la masa de un cuerpo que pesa 2,04 N en un lugar en que la aceleración de la gravedad es $9,79 \text{ m/s}^2$.

R: $2,08 \times 10^{-1} \text{ kg}$

4.- Si un cuerpo pesa $3,92 \times 10^6 \text{ dyn}$. ¿Cuál es su masa en kg en un lugar de la tierra en que la aceleración de la gravedad es la normal?

R: 4 kg

5.- Un hombre tiene una masa de 70 kg. Calcule cuánto pesa expresado en N:

a) en la tierra : I) a 45° de latitud (gravedad normal, $g=9,80 \text{ m/s}^2$), II) En el Ecuador ($g= 9,78 \text{ m/s}^2$) y III) en los polos ($g=983 \text{ cm/s}^2$); b) en la luna ($g= 1,63 \text{ m/s}^2$).

R: a) I: $6,86 \times 10^2 \text{ N}$; II: $6,84 \times 10^2 \text{ N}$; III: $6,88 \times 10^2 \text{ N}$

6.- Ordene en orden creciente los valores de peso calculados en el ejercicio 5. ¿Cómo varía el peso de un cuerpo con la aceleración de la gravedad?

Propiedades de la materia

Las propiedades son las características que permiten reconocer y distinguir una sustancia de otra sustancia. Las propiedades de la materia se clasifican en propiedades físicas y en propiedades químicas.

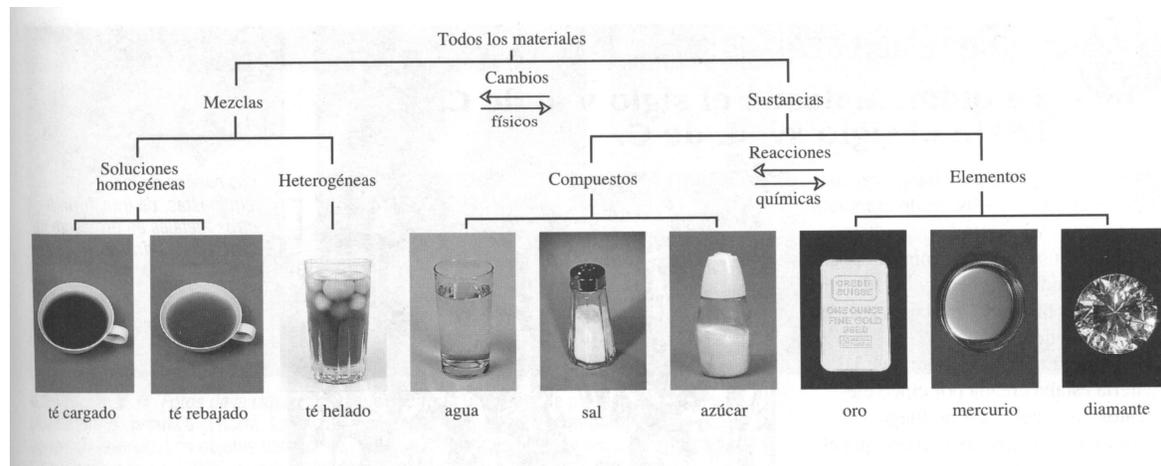
Las **propiedades físicas** de la materia son aquellas que podemos medir sin cambiar la identidad y la composición de la sustancia. Por ejemplo: color, olor, densidad, punto de fusión, punto de ebullición. Las **propiedades químicas** describen la forma en que una sustancia puede cambiar o reaccionar para formar otras sustancias. Ejemplo: inflamabilidad (cuando una sustancia arde en presencia de Oxígeno).

Algunas propiedades (temperatura, punto de fusión y densidad) no dependen de la cantidad de materia analizada. Son llamadas **Propiedades Intensivas** y muchas de ellas sirven para identificar las sustancias. (Por ejemplo densidad, punto de fusión, punto de ebullición)

Las **Propiedades Extensivas** de las sustancias dependen de la cantidad de la muestra presente (por ejemplo masa y volumen).

Los valores de una misma propiedad extensiva se pueden sumar (ejemplo: masa y longitud), en cambio, las propiedades intensivas son no aditivas.

Sistemas Materiales –Clasificación



Según su composición la materia se clasifica en elementos, compuestos o mezclas.

La mayor parte de las formas de materia con que comúnmente nos encontramos (aire, nafta, etc.) no son químicamente puras sino mezclas. Una sustancia pura es materia que tiene una *composición fija y propiedades características* ejemplos H_2O , NaCl .

Sustancia: Es una clase homogénea de materia de composición química invariable.

Las sustancias puras se clasifican en:

- Elementos
- Compuestos

Elementos: Son sustancias que no pueden descomponerse en sustancias más simples por medios químicos, se componen de un solo tipo de átomo. Son los elementos de la Tabla Periódica. Ejemplo: oxígeno (O), calcio (Ca), hierro (Fe), carbono (C).

Compuestos: son sustancias que se componen de dos o más elementos, contienen dos o más clases de átomos. Ejemplo: agua (H₂O); sal de mesa (NaCl); dióxido de carbono (CO₂)

La mayor parte de la materia, consiste en mezclas de diferentes sustancias.

Mezcla: son combinaciones de dos o más sustancias, en las que cada sustancia conserva su propia identidad química.

Las sustancias puras tienen composiciones fijas; las de las mezclas pueden variar.

Las mezclas pueden ser: **Heterogéneas** (no tienen la misma composición y propiedades en todos sus puntos) ejemplo: arena, roca, madera.

Y **Homogéneas:** cuando tienen propiedades uniformes en todos sus puntos, ejemplo: aire, sal, disuelta en H₂O. Las mezclas homogéneas se llaman **soluciones**. Hay distintos tipos de soluciones, por ejemplo:

Aire: solución gaseosa.

Nafta: solución líquida.

Latón: solución sólida.

Mezcla	Compuesto
<ul style="list-style-type: none">Sus componentes se pueden separar por métodos físicosLa composición es variable.Sus propiedades se relacionan con las de los componentes	<ul style="list-style-type: none">Sus componentes no se pueden separar por métodos físicos.Su composición es fija.Sus propiedades son distintas de las de los componentes.

Algunos métodos físicos de separación de los componentes de una mezcla son:

a) Filtración: se basa en diferencias en la solubilidad.

b) Destilación: se basa en diferencias en los puntos de ebullición.

c) Cromatografía: se basa en diferencias de la capacidad que tiene las sustancias para adherirse a las superficies.

Concepto de Energía – Relación entre masa y energía

La energía se define como la capacidad para realizar un trabajo o transferir calor.

Hay diferentes formas de energía: energía calórica, energía eléctrica, energía cinética, energía potencial.

La energía cinética es la que poseen los cuerpos en movimiento, se transfiere fácilmente entre objetos. La energía potencial es la que posee un objeto debido a su posición relativa a otros objetos y es el resultado de atracciones y repulsiones que el objeto experimenta en relación con otros objetos.

La energía potencial se puede convertir en energía cinética y la energía cinética puede servir para realizar un trabajo y generar calor. En general, la energía se puede convertir de una forma a otra, pero la energía no se crea ni se destruye, la energía total se conserva.

Consideremos el sistema material:



Este proceso químico que va acompañado de una liberación de energía calórica a los alrededores, es un **proceso exotérmico**.

En cambio el sistema material:



Representa una reacción química que absorbe energía del medio ambiente. A este tipo de proceso se lo llama **proceso endotérmico**.

La unidad SI de energía es el Joule. El Joule es una unidad derivada, no es una unidad fundamental del SI.

$$1\text{Joule} = 1\text{Kg} \frac{\text{m}^2}{\text{s}^2}$$

Tradicionalmente, los cambios de energía que acompañan las reacciones químicas se han expresado en **calorías**, una unidad que no pertenece al SI pero es muy usada aun. Una **caloría**, originalmente se definió como la cantidad de calor necesario para que la temperatura de 1g de H₂O se incremente 1°C, entre 14,5°C y 15,5°C (el calor específico del H₂O en ese intervalo de temperatura es igual a 1).

Hoy día se lo define en términos del Joule: una caloría es 4,184 Joules

$$1\text{kcal} = 4,184\text{kJ}$$

$$1\text{cal} = 4,184\text{ J}$$

$$1\text{kcal} = 1.10^3\text{ cal} = 4,184.10^3\text{ J}$$

$$\text{de aquí : } 1\text{J} = \frac{1}{4,184}\text{ cal} = 0,239\text{ cal}$$

Experimentalmente se ha demostrado, que siempre que una cantidad definida de cualquier forma de energía se convierte en calor, se produce en número definido de calorías. Esto se conoce como **Equivalente Mecánico del Calor**, y establece que cuando un joule de energía se transforma en calor, siempre se produce 0,239 cal.

Ejercitación:

Llene los espacios en blanco:

A: 23,5 cal = -----J ; **B:** 642 J = ----- kJ ; **C:** 778 kcal = -----kJ, **D:** 3,86 kJ = -----J

En toda reacción química se cumplen dos principios:

- El principio de conservación de la masa.
- El principio de conservación de la energía.

Principio de Conservación de la Masa: expresa que en toda reacción química no hay un cambio observable en la masa del sistema, es decir la suma de las masas de reactivos es igual a la suma de las masas de los productos. Ejemplo se quema una muestra de magnesio metálico en el aire: $2\text{Mg(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{MgO(s)}$, se forma el óxido de magnesio, un polvo blanco resultado de la combinación de Mg con el oxígeno del aire. Esta reacción libera gran cantidad de energía calórica y luminosa. La masa del MgO obtenido, es exactamente la suma de las masas del Mg y el O₂ que se combinaron.

Principio de Conservación de la Energía: experimentalmente se comprobó que la energía involucrada en todo proceso químico, después de ocurrido el cambio, aparece de alguna forma. Este principio expresa que la energía no puede crearse ni destruirse en una reacción química o proceso físico, solo puede convertirse de una forma a otra (Primera Ley de la Termodinámica). Podemos decir que **la cantidad combinada de materia y energía en el universo, es una constante.**

Con el inicio de la era nuclear (1914) los científicos supieron que la materia puede convertirse en energía. Hay una equivalencia entre la energía y la masa de un sistema material, está dada por la ecuación de Einstein: $E = m \cdot c^2$

E: energía.

m: masa del cuerpo.

c: velocidad de la luz = $3 \cdot 10^8$ m/s

De esta expresión deducimos que la masa y la energía del objeto son proporcionales, y la constante de proporcionalidad es la velocidad de la luz.

Hablando en términos de variaciones: (Δ)

$$\Delta E \propto \Delta m$$

Principio de equivalencia entre masa y energía de Einstein

$$\frac{\Delta E}{\Delta m} = \text{cte} \Rightarrow \frac{\Delta E}{\Delta m} = c^2 \Rightarrow \Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

Por tener **c** un valor tan elevado y estar además elevado al cuadrado en la expresión matemática, los pequeños cambios de masa, van acompañados de grandes cambios de energía. Si en una reacción se libera cierta cantidad de energía, el sistema material pierde una cantidad de masa proporcional a la energía liberada. Esto significa, que si un sistema pierde masa, es porque el **proceso es exotérmico**.

Por el contrario, si en una reacción se absorbe una determinada cantidad de energía, la masa del sistema aumenta en una cantidad equivalente a la energía absorbida.

En todo **proceso endotérmico**, el sistema gana masa. **Esto solo se cumple en las reacciones nucleares** (cuando se destruye el núcleo atómico).

Ejercicio: Si en una reacción se produce una variación de masa de 10dg, ¿Cuál será la variación de energía equivalente? Expresar el resultado en Joule y en ergio.

Resolución:

$$\Delta m = 10 \text{ dg} = 1\text{g}$$

$$c = 3.10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} = 3.10^{10} \frac{\text{cm}}{\text{s}}$$

$$\Delta E = m \cdot c^2$$

$$\Delta E = 1\text{g} \cdot \left(3.10^{10} \frac{\text{cm}}{\text{s}}\right)^2 = 9.10^{20} \text{ ergio}$$

$$\Delta E = 1.10^{-3} \text{Kg} \cdot \left(3.10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}\right)^2 = 9.10^{13} \text{ joule}$$

Átomo – Partículas Fundamentales del Átomo

Actualmente se sabe que la materia se puede dividir cada vez en trozos menores, hasta que se llega a un punto, en que no se puede dividir más.

Los filósofos en la antigüedad creían que la materia era infinitamente divisible. En el siglo V A.C., Demócrito argumentó que la materia estaba compuesta de pequeñas partículas invisibles, a las que llamo "átomos" que significa indivisible.

La partícula más pequeña que puede existir de un elemento, conservando la identidad química del elemento recibe el nombre de **átomo**.

Entre 1803 y 1807, John Dalton, un científico inglés, formuló una definición precisa sobre estas unidades indivisibles que forman la materia, y este trabajo marcó el comienzo de la Química Moderna.

Dalton diseñó su teoría atómica, para poder explicar varias observaciones experimentales.

Los siguientes postulados resumen la esencia de la Teoría Atómica de la materia de Dalton:

- 1-Cada elemento se compone de partículas extremadamente pequeñas, llamadas átomos.
- 2- Los átomos de un elemento dado son idénticos; los átomos de elementos diferentes son diferentes y tienen propiedades distintas (incluida la masa).
- 3- Los átomos no se crean ni destruyen en las reacciones químicas, ni se transforman en átomos diferentes.
- 4-Se forman compuestos cuando se combinan átomos de más de un elemento. Un compuesto dado, siempre tiene el mismo número relativo y clase de átomo.

Algunas de las ideas de Dalton, no pudieron ser comprobadas o refutadas experimentalmente en esa época. Aun con sus limitaciones, las ideas de Dalton dieron una base que científicos posteriores pudieron modificar o extender.

Dalton es considerado el padre de la *Teoría Atómica Moderna*.

Hoy se sabe, que los átomos tienen una estructura interna y están constituidos por partículas de menor tamaño.

En 1911, Rutherford postuló, que la mayor parte de la masa del átomo y toda su carga positiva, reside en una región muy pequeña, extremadamente densa a la que llamo **núcleo**. La mayor parte del volumen total del átomo era espacio vacío, en el que los electrones se movían alrededor del núcleo. Este modelo de un átomo, se llama **Átomo Nuclear**.

Estas partículas, que constituyen el átomo, se denominan **partículas fundamentales** o **partículas subatómicas**.

El número de partículas que constituyen el núcleo hoy se sabe que es muy grande.

Son tres las partículas que afectan el comportamiento químico:

- El protón.
- El neutrón.
- El electrón.

Los protones y neutrones forman un cuerpo central, compacto, llamado núcleo del átomo (en conjunto se conocen como **nucleones**).

Los electrones se distribuyen en el espacio como si fueran una nube alrededor del núcleo.

Los protones y neutrones tienen aproximadamente la misma masa, pero los protones tienen una unidad de carga eléctrica positiva (+), mientras que los neutrones son eléctricamente neutros.

Un electrón tiene una masa mucho menor que la de un protón (2000 veces menor aproximadamente) y tiene una unidad de carga eléctrica negativa (-).

Por eso se dice que el átomo es de naturaleza eléctrica.

Partícula	Símbolo	Carga	Masa
Electrón	e ⁻	-1	9,109.10 ⁻²⁸ g
Protón	p ⁺ , H ⁺	+1	1,673.10 ⁻²⁴ g
Neutrón	n	0	1,675.10 ⁻²⁴ g

La existencia de los neutrones fue descubierta en 1932 por el físico inglés J. Chadwick. Como el átomo forma parte de la materia y está constituido por partículas cargadas, también podemos afirmar que la materia es de naturaleza eléctrica.

Por métodos indirectos se ha determinado el valor de la carga del electrón $q = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (C = coulombio)

$$q = i \times t$$

$$C = A \times s \text{ (coulombio es una unidad derivada)}$$

En la naturaleza no existe una partícula que tenga una carga eléctrica inferior a la del electrón, por eso se dice que es la *unidad de carga eléctrica*.

El electrón fuera del átomo es estable.

La carga eléctrica del protón es igual a la del electrón, con signo cambiado, esto significa que la carga eléctrica de un protón queda exactamente neutralizada por la carga eléctrica de un electrón.

El protón fuera del átomo es estable.

El neutrón tiene una masa semejante a la del protón.

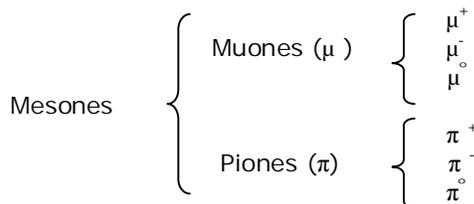
El neutrón fuera del átomo no es estable.

A los 20 minutos aproximadamente se descompone dando $1p^+ + 1e^-$.

Experimentalmente se ha demostrado que en el núcleo atómico existen otras partículas aparte de los protones y neutrones; entre esas partículas subnucleares se encuentran los:

- **Neutrinos:** partículas que no poseen carga eléctrica con la característica de que cuando están en reposo, no tiene masa; en esas condiciones son todo energía.
- **Positrones:** son partículas que tienen una masa igual a la del electrón, y una carga eléctrica igual a la del electrón pero positiva, *son estables fuera del núcleo*.
- **Mesones:** son partículas que tienen masas intermedias entre la del electrón y la del protón, algunos poseen cargas eléctricas positivas y otros negativas, otros no tienen carga.

Existen varios tipos de mesones:



Todos los mesones son inestables fuera del núcleo, es decir se descomponen espontáneamente en otras partículas más simples. Por descomposición de los mesones se forman los neutrinos.

Carga Nuclear o Número Atómico (Z)

El número atómico (Z), es el número de protones que hay en el núcleo de un átomo de un elemento químico. Se simboliza con Z.

Ejemplo: para el sodio, $Z = 11$ significa que cada átomo de sodio tiene once protones en su núcleo. El número atómico se indica como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento.



Z es una propiedad característica de cada elemento químico. La identidad química de un elemento viene dada por Z. Su valor se saca de la tabla periódica e indica la posición que ocupa el elemento en la tabla periódica.

Por ejemplo, el elemento As; ${}_{33}\text{As}$, ocupa el lugar 33 en la tabla periódica. Cada átomo de As tiene 33 protones en el núcleo.

Elemento químico puede definirse como el conjunto de átomos, que tienen el mismo número de protones en sus núcleos.

Número de masa (A):

Es un número (no una masa) entero, que indica la cantidad de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un determinado elemento.

Número de Masa (A) = n° de protones + n° de neutrones

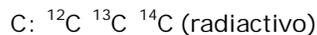
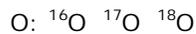
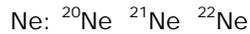
$$A = Z + N$$

A veces a la cantidad de neutrones en el núcleo se le llama su *número neutrónico*.

El número de masa no es una propiedad característica de cada elemento químico. El número de masa de un elemento se indica como supraíndice a la izquierda del símbolo del elemento ${}^A X$

Los átomos de un mismo elemento pueden tener distintos números másicos (A).

Por ejemplo el Ne, O y C tienen los átomos con los siguientes números másicos:



Isótopos:

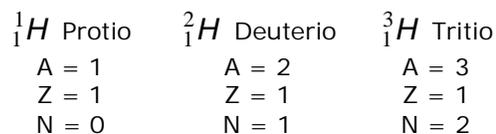
Los isótopos son átomos del mismo elemento que tienen igual número de protones pero distinto número de neutrones en su núcleo.

Para indicar una especie nuclear específica se usa el término **núclido o nucleido**. El símbolo de un núclido muestra al número de masa como superíndice a la izquierda y al número atómico como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento:



A veces se omite el número atómico en el símbolo de un núclido porque ese número es igual para todos los isótopos de un elemento.

Algunos isótopos tienen nombres específicos, por ejemplo:



Para designar un determinado isótopo de un elemento se agrega a continuación de su nombre el Número de Masa, por ejemplo: neon – 20 : ${}^{20}\text{Ne}$; carbono – 14 : ${}^{14}\text{C}$

Un superíndice a la derecha indica la carga en un ion y un subíndice a la derecha indica la cantidad de átomos de determinada especie en un ion o una molécula. Ejemplo: ${}^{202}_{80}\text{Hg}_2^{2+}$

Ejercicio

a) Escriba i) el símbolo del isótopo molibdeno-98, ii) el símbolo del ion que contiene 24 protones, 28 neutrones y 21 electrones.

b) Un elemento tiene 34 protones, 36 electrones y 44 neutrones. ¿De qué isótopo se trata?



c) Indique cuál de las opciones es la correcta.

Una partícula de ${}^{56}\text{Fe}^{2+}$ contiene

- a) 54 protones, 56 neutrones y 52 electrones
- b) 26 protones, 30 neutrones y 24 electrones
- c) 26 protones, 26 neutrones y 26 electrones
- d) 28 protones, 28 neutrones y 26 electrones
- e) 58 protones, 58 neutrones y 56 electrones

d) Complete el siguiente cuadro.

Símbolo nuclear	Nombre del isótopo	Z	A	N	N° de electrones
${}^{21}\text{Ne}$					
			25	13	
		92	235		
				56	42

Molécula:

Una molécula es una partícula discreta formada por dos o mas átomos unidos entre si por fuerzas llamadas enlaces químicos.

Algunos elementos químicos forman moléculas diatómicas, (O₂, N₂, H₂), hay algunos compuestos que forman moléculas poliatómicas (H₂O, CO₂) y otros no forman moléculas (los gases nobles, los compuestos iónicos como NaCl).

Ejercicio:

Indique cuáles de las siguientes especies son elementos, cuáles son moléculas pero no compuestos, cuáles son compuestos pero no moléculas y cuáles son compuestos y moléculas:

a) SO ₂	f) O ₃
b) S ₈	g) CH ₄
c) N ₂ O ₅	h) KBr
d) O	i) S
e) O ₂	j) LiF

Masa atómica relativa (Ar) (también llamada peso atómico)

Los átomos individuales son extremadamente pequeños. La masa de los átomos más pesados es de aproximadamente 10⁻²² g. No es posible medir la masa de un solo átomo sin embargo es posible determinar las masas relativas de átomos de distintos elementos.

Es posible determinar por métodos indirectos las masas absolutas de los átomos. Estas masas varían entre 10⁻²⁴ g y 10⁻²² g.

H: 1,673812.10⁻²⁴ g.

Pb: 3,440551.10⁻²² g

¹²C: 1,992648.10⁻²³ g

Las masas absolutas de los átomos, no figuran en la tabla periódica. En la tabla periódica figuran las masas atómicas relativas; esto quiere decir que sus valores fueron determinados en relación a la masa absoluta de otro átomo que se toma como referencia.

Para elaborar una escala de masa atómica relativa, es necesario definir una unidad de referencia, la que se calcula en base a la masa del ¹²C. Esa unidad es la **u** (unidad de masa atómica). Es un número adimensional que indica cuantas veces mas pesado es el átomo del elemento que la uma.

$$\text{uma} = u = \frac{1}{12} \text{ masa de 1 átomo de } ^{12}\text{C}$$

$$u = 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$\text{Ar} = \frac{\text{masa absoluta del átomo}}{u}$$

Las masas atómicas relativas son números adimensionales que se determinan experimentalmente mediante un instrumento llamado **espectrómetro de masas**, un instrumento que separa iones de diferentes masa y registra electrónicamente los resultados. Estos valores figuran en la tabla periódica:

$$\text{Ar} (\text{Cl}) = 35,45$$

$$\text{Ar} (\text{Ca}) = 40,08$$

La mayoría de los elementos se encuentran en la naturaleza como una mezcla de entre 2 y 10 isótopos. La masa atómica de una mezcla de isótopos depende de las masas atómicas de los isótopos individuales y del porcentaje de cada uno de ellos en la mezcla. Las masa atómicas que figuran en la tabla periódica se determinaron midiendo con espectrómetros de masas los porcentajes numéricos y las masas atómicas de los isótopos de un elemento en muestras naturales.

Masa Molecular Relativa (Mr):

La masa molecular relativa de una sustancia es el cociente entre la masa media de una molécula y la uma. Indica cuantas veces mas pesada es la molécula de la sustancia que la uma. Las masas moleculares relativas se calculan sumando las masas atómicas relativas de los átomos que componen una formula química.

Ejemplo:

$$\text{Mr: (Cl}_2\text{)} = 2 \times 35,45 = 70,90$$

$$\text{Mr: (H}_2\text{O)} = 2 \times 1 + 16 = 18$$

La definición incluye a los compuestos que no forman moléculas.

$$\text{Mr: (NaCl)} = 23 + 35,45 = 58,45$$

Las Mr, también son números adicionales.

Ejercicio : calcular las Mr de:

- a) Al(OH)_3
- b) Na_2CO_3
- c) HCl
- d) H_2SO_4

Constante de Avogadro (N_A):

El N_A es una constante que indica el número de átomos de carbono que hay en exactamente 12 g del isótopo ^{12}C .

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Mol:

El mol es la cantidad de materia que contiene tantos entes elementales como átomos de carbono hay exactamente 12 g del isótopo ^{12}C . Los entes elementales pueden ser átomos, moléculas, iones, grupos de átomos, electrones u otras partículas.

Experimentalmente se comprobó que este número es $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos

1 mol de átomos de Fe	}	Contienen $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas
1 mol de moléculas de CO_2		
1 mol de electrones		
1 mol de iones		

De la definición surge que cuando se considera un mol de materia, siempre el número de partículas es igual al número de Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23}$).

Masa Molar (M):

La masa molar es la masa en gramos de un mol de átomos, moléculas, iones, o unidades formulas.

La masa molar es numéricamente igual a la masa molecular relativa o a la masa atómica relativa, de la especie considerada, pero expresada en g / mol.

$$M = A_r \text{ g / mol}$$

$$M = M_r \text{ g / mol}$$

Ejemplo

$$M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ g / mol} \Rightarrow \text{la masa de 1 mol de átomos de Cl} = 35,45 \text{ g}$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g / mol} \Rightarrow \text{la masa de 1 mol de moléculas de Na}_2\text{CO}_3 = 106 \text{ g}$$

Volumen molar normal de un gas ($V_{m.o}$):

Es el volumen que ocupa un mol de moléculas de un gas ideal en CNPT (1 atm y 0°C).

$$V_{m.o} = 22,414 \text{ L / mol}$$

$$V_{m.o} = 22,4 \text{ L / mol (por simplicidad)}$$