

TEMA 1

QUÍMICA - MATERIA - MEDICIONES

1.1. CONCEPTO DE QUÍMICA

*La química es la ciencia que estudia la **materia** (su composición, estructura y propiedades) y los cambios que ocurren en ella durante las reacciones químicas, como así también la energía involucrada en sus transformaciones.*

La materia aparece en formas muy diversas: plantas, animales, automóviles, computadoras, lluvia, comida, etc., por lo tanto conocer la Química es importante para comprender como funciona nuestro mundo y poder mejorar nuestra calidad de vida.

Aunque la química es una ciencia antigua, sus fundamentos modernos se remontan al siglo XIX, cuando los adelantos intelectuales y tecnológicos permitieron que los científicos separaran sustancias en sus componentes y, por tanto, explicaran muchas de sus características físicas y químicas. A partir de allí, hubo un desarrollo acelerado de tecnología, hasta el uso de las computadoras y microscopios especiales, donde les permite a los químicos que analicen la estructura de los átomos y las moléculas (las unidades fundamentales en las que se basa el estudio de la química) y diseñen nuevas sustancias con propiedades específicas, como fármacos, productos de consumo no contaminante y materiales superconductores.

1.2. HABLEMOS DE QUÍMICA

1.2.1. La Química Moderna

La química ha tenido un gran impacto en el desarrollo de nuevos materiales y tecnologías. En la Tabla 1 se pueden observar algunas de los logros obtenidos en diferentes áreas científicas.

Tabla 1.1. Impacto de la Química en la vida moderna.

Ciencias médicas	Energía y ambiente	Tecnología y materiales	Agricultura y alimentos
Entre las implicancias más importantes de la química en la medicina se pueden mencionar: -Las medidas de salud pública que establecieron sistemas sanitarios para proteger a numerosas personas contra enfermedades infecciosas; -La cirugía con anestesia, que ha	En la actualidad, las principales fuentes de energía son los combustibles fósiles pero estas reservas se consumirán, por lo que es urgente encontrar fuentes alternas. La energía solar, la energía eólica, el uso de hidrógeno, son fuentes de energía	Entre los materiales desarrollados de mayor importancia se pueden mencionar: los polímeros (incluidos el caucho y el nailon), la cerámica (como la usada en utensilios de cocina), los cristales líquidos (los de las pantallas electrónicas), los adhesivos (como los usados en notas	La química se encuentra en la producción de nutrientes, fertilizantes y plaguicidas, para el mejoramiento de los cultivos y del suelo, evitando la contaminación del medioambiente. Los avances se focalizan en el en la

<p>posibilitado a los médicos curar enfermedades posiblemente mortales, como la apendicitis.</p> <p>- Las vacunas y antibióticos han hecho factible la prevención de enfermedades causadas por microorganismos.</p>	<p>alternativas para su reemplazo. Cada tipo de energía tiene su influencia en el medioambiente y su impacto debe ser cuidadosamente estudiado.</p>	<p>adherentes), materiales de recubrimiento (por ejemplo, las pinturas de látex) y los superconductores.</p> <p>En cuanto a la tecnología el desarrollo de las computadoras uno de los avances más destacados de los últimos siglos.</p>	<p>mejora de los procesos biotecnológicos.</p>
---	---	--	--

1.2.2. Principales ramas de la química

- ✦ **Química Inorgánica:** estudia la formación, la composición, las propiedades, la estructura, los intercambios energéticos y las reacciones químicas entre los elementos de la tabla periódica, excluyendo el carbono (aunque con algunas excepciones). Trata especialmente sobre la formación de óxidos, ácidos, álcalis y sales.
- ✦ **Química Orgánica:** es la Química del carbono. Estudia la síntesis, las reacciones y las propiedades de una clase numerosa de moléculas formadas por cadenas que contienen carbonos enlazados entre ellos y con otros elementos como hidrógeno, oxígeno y heteroátomos.
- ✦ **Bioquímica:** estudia los seres vivos y las reacciones químicas en ellos.
- ✦ **Química Física:** estudia los fundamentos físicos de los sistemas y procesos químicos. En particular, son de interés para el químico físico los aspectos energéticos y dinámicos de tales sistemas y procesos. Entre sus áreas de estudio se incluyen la termodinámica química, la cinética química, la electroquímica, y la mecánica estadística. Usualmente se la asocia también con la química cuántica y la química teórica.
- ✦ **Química Industrial:** estudia los métodos de producción de reactivos químicos en cantidades elevadas y económicamente más beneficiosas. En la actualidad también intenta aunar sus intereses iniciales, con un bajo daño al medio ambiente.
- ✦ **Química Analítica:** estudia los métodos de identificación (*cuantitativa*) y cuantificación (*cuantitativa*) de analitos en una muestra.
- ✦ **Otras:** Petroquímica, Química Nuclear, Química Agrícola, Fotoquímica, etc.

En la Figura 1.1. se resumen diferentes áreas de otras ciencias donde la Química tiene inherencia.

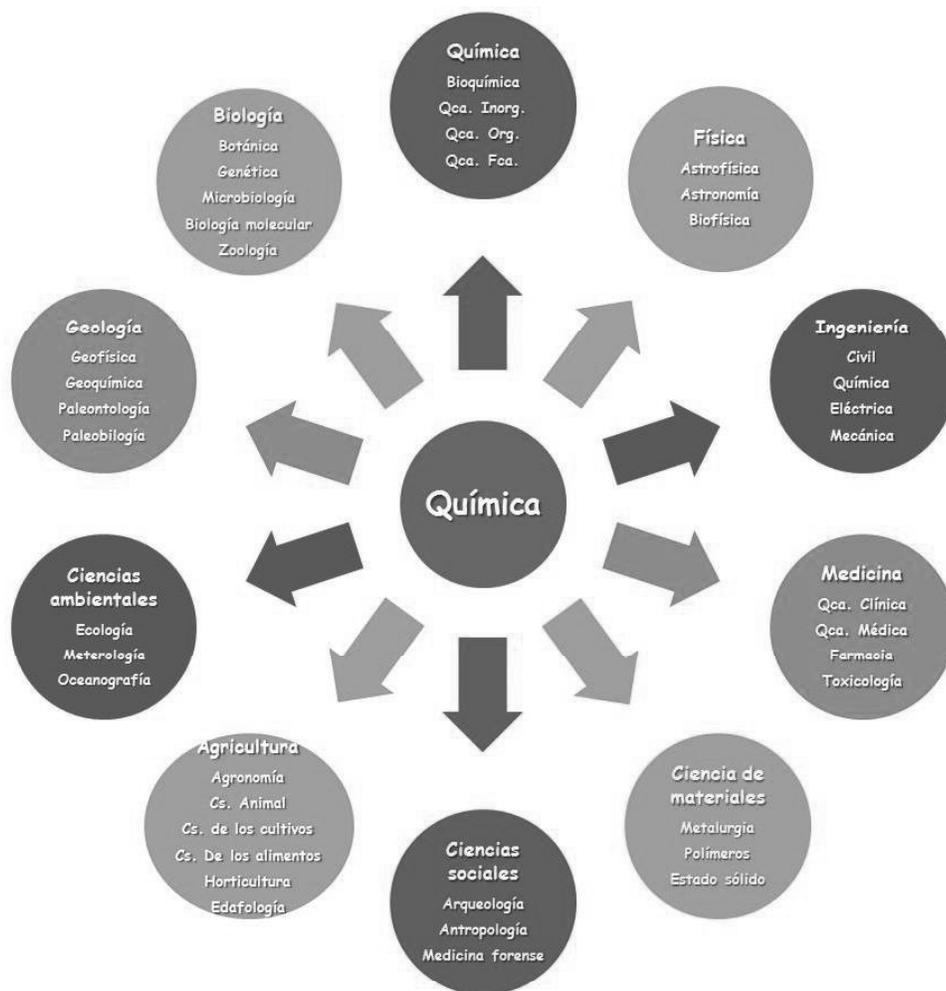


Figura 1.1. Relación de la Química con otras ciencias.

1.3. MATERIA

1.3.1. Definición

Se denomina **materia** a todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, que tenga masa (cantidad intrínseca de materia que contiene un objeto), inerencia (resistencia de un cuerpo para modificar su estado de reposo o movimiento) y energía que pueda medirse. Todo lo que constituye el universo es materia.

A la materia la podemos estudiar de dos maneras:

- ✦ **Microscópicamente** (descripción cuántica): la materia, pura o como mezcla de sustancias, está formado por moléculas, átomos y sus constituyentes: electrones, protones, neutrones y partículas subatómicas.
- ✦ **Macroscópicamente** (descripción clásica): la materia se encuentra en el universo en cuatro estados fundamentales de acuerdo a las condiciones imperantes y a la temperatura: sólido, líquido, gaseoso y plasma.

1.3.2. Clasificación

La materia se puede clasificar en sustancia, mezclas, elementos, compuestos, átomos y moléculas.

✦ **Sustancia:** forma de materia que tiene composición definida (constante) y propiedades que la distingue de cualquier otra. Son ejemplos de ello el agua, amoníaco, azúcar de mesa, oro y oxígeno. Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar según su aspecto, color, sabor y otras propiedades.

Las sustancias

- ☑ **Elemento:** sustancia, constituida por una sola clase de átomos, que no se puede separar en otras más sencillas por medios químicos. Hasta la fecha se han identificado 119 elementos, que se clasifican en la Tabla Periódica. La mayoría de ellos se encuentran de manera natural en la Tierra y el resto se han obtenido en laboratorios. Por conveniencia, se usan símbolos de una o dos letras para representar a los elementos, siendo siempre la primera letra mayúscula. Por ejemplo, Co es el símbolo del elemento cobalto, en tanto que CO es la fórmula de la molécula monóxido de carbono. Los símbolos de algunos elementos se derivan de su nombre en latín, por ejemplo, Au de aurum (oro), Fe de ferrum (hierro) y Na de natrium (sodio), en cambio, en otros casos guardan

- ☑ **Compuesto:** Sustancia que se puede dividir o descomponer en dos o más sustancias distintas o que se pueden producir por la combinación de dos o más sustancias. Por ejemplo, la combustión del hidrógeno gaseoso con el oxígeno gaseoso forma agua, cuyas propiedades difieren claramente de las correspondientes a los elementos que la forman. Esta composición no se modifica, sin importar que el agua provenga de un grifo en Estados Unidos, de un lago en Mongolia o de las capas de hielo de marte. Así pues, el agua es un compuesto, o sea, una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones fijas.

A diferencia de las mezclas, los compuestos sólo se pueden separar en sus componentes puros por medios químicos.

✦ **Mezcla:** combinación de dos o más sustancias en la que éstas conservan sus propiedades. Algunos ejemplos son el aire, las bebidas gaseosas, la leche (grasas, proteínas, agua, hidratos de carbono y otras sustancias); la miel (diferentes azúcares, polen, etc.), hormigón (arena, cemento, agua).

- ☑ Cuando se disuelve una cucharada de azúcar en agua, se obtiene una mezcla homogénea, en la que la composición de la mezcla es uniforme en todo su volumen. (También llamada solución)
- ☑ Al mezclar arena con virutas de hierro, se mantienen separadas (separación). En tal caso, se habla de una mezcla heterogénea porque su composición no es uniforme en todo su volumen.

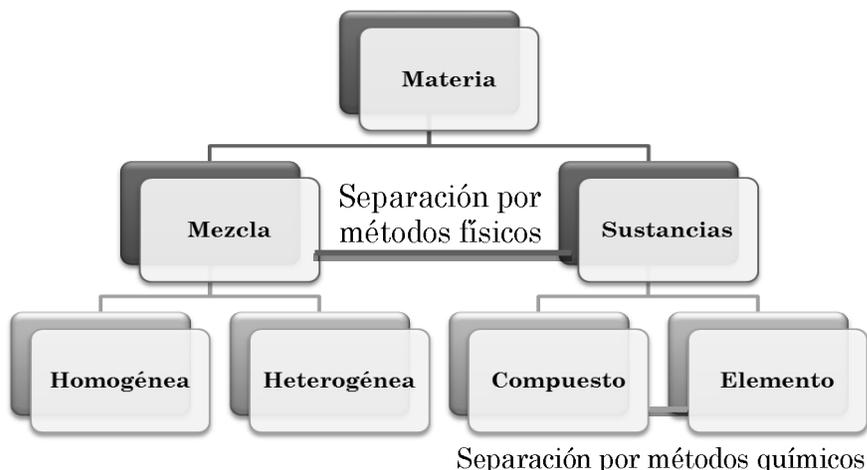


Figura 1.2. Clasificación esquemática de la materia.

1.4. ESTADOS Y CAMBIOS DE ESTADO DE LA MATERIA

1.4.1. Estados de la materia

Todas las sustancias pueden existir en cuatro estados, llamados estado de agregación, y hacen referencia a las fuerzas de unión entre sus partículas constituyentes. Los gases difieren de los líquidos, sólidos y plasma, además, en la distancia que media entre las moléculas. A continuación se describirán brevemente cada uno de ellos.

a) Sólido: posee forma propia (Ej: cubo de hielo en un plato) y una gran capacidad para conservarla, y volumen constante, no se puede comprimir. Las moléculas están muy juntas y sin movimiento. Los materiales sólidos no fluyen.

b) Líquido: no posee forma propia sino la del recipiente que lo contiene (Ej: agua en el plato). Tiene volumen fijo y propio. Los líquidos son poco compresibles y sus moléculas están unas cerca de otras y se mueven en forma vibracional. Fluyen por sí mismos.

c) Gas: no posee ni forma ni volumen propio, y llena totalmente el recipiente que lo contiene (Ej: vapor de agua solo puede ser contenido en un recipiente cerrado). Los gases son fácilmente compresibles y difunden con facilidad, que es la tendencia que tienen los gases a mezclarse entre ellos. El volumen de los mismos aumenta o disminuye al variar las condiciones externas a las cuales están sometidos (presión y temperatura). Las moléculas están muy separadas, chocan unas con otras y contra las paredes del recipiente.

d) Plasma: estado fluido, similar al estado gaseoso, en el cual una parte de sus partículas están cargadas eléctricamente, por lo que es buen conductor eléctrico. Como el gas, el plasma no tiene forma o volumen definido, pero bajo la influencia de un campo magnético puede formar estructuras como filamentos, rayos y capas dobles. Los átomos del plasma se mueven libremente. Al ionizar las moléculas o átomos de un gas (reduciendo o incrementado su número de electrones para formar iones), lo convertimos en un plasma. El plasma es el estado de agregación más abundante de la naturaleza.

Los distintos estados de agregación de una sustancia presentes en un sistema se denominan también fases. Una fase es una parte homogénea de un sistema, y aunque está en contacto con otras partes del mismo, está separada de esas partes por un límite bien definido. Así, el vaso de agua con hielo contiene tanto la fase sólida como la fase líquida del agua.

La materia cambia de un estado de agregación a otro mediante diferentes procesos, que se resumen en la Figura 1.3.

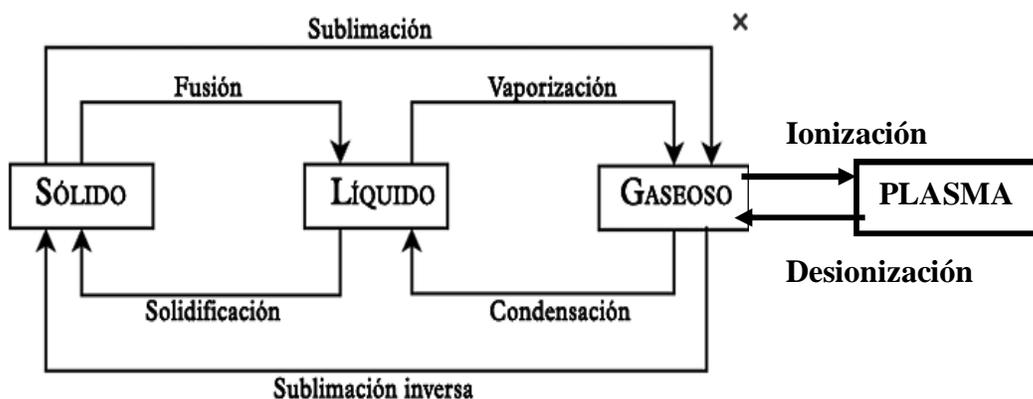


Figura 1.3. Cambios de estado de la materia.

1.5. PROPIEDADES DE LA MATERIA

La composición de la materia se define como las partes o componentes de una muestra y sus propiedades relativas. Estas propiedades son las cualidades y los atributos que se pueden utilizar para diferenciar e identificar una muestra de materia de otra. Entre estas propiedades podemos mencionar las propiedades físicas y las químicas, las propiedades intensivas y extensivas.

1.5.1. Propiedades físicas y químicas

Las propiedades físicas se pueden medir y observar sin que se modifique la composición o identidad de la sustancia.

Por ejemplo, es posible medir el punto de fusión del hielo al calentar un bloque de hielo y registrar la temperatura en la que se convierte en agua. El agua difiere del hielo sólo en su aspecto, no en su composición, de modo que se trata de un cambio físico; es posible congelar el agua para obtener de nuevo hielo. De esta manera, el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física. De manera similar, cuando se afirma que el helio gaseoso es más ligero que el aire se hace referencia a una propiedad física.

Ejemplos de propiedades físicas: el cambio de estado, la deformación, densidad, punto de fusión, punto de ebullición, dureza, coeficiente de solubilidad, índice de refracción, elasticidad, propiedades organolépticas (sabor, olor, color), etc.

Las propiedades químicas son aquellas que se observan cuando se produce un cambio químico (reacción), es decir, cuando se forman con la misma materia sustancias nuevas diferentes a las originales. O sea, una propiedad química es la capacidad, o incapacidad, de una muestra de materia para experimentar un cambio en su composición bajo ciertas circunstancias.

Por ejemplo, cuando el hidrógeno se quema en presencia de oxígeno para formar agua, hay una reacción química, la combustión. Con esta reacción, desaparecen las sustancias químicas originales, el hidrógeno y el oxígeno, y queda otra sustancia química distinta, el agua.

Cada vez que se cuece un huevo, ocurre un cambio químico. Cuando se someten a temperaturas cercanas a 100 °C, la yema y la clara experimentan cambios que no sólo modifican su aspecto físico, sino también su composición química. Después, al comerse, el huevo se modifica de nuevo, por efecto de sustancias del cuerpo humano llamadas *enzimas*. Esta acción digestiva es otro ejemplo de un cambio químico. Lo que ocurre durante la digestión depende de las propiedades químicas de las enzimas y los alimentos.

Ejemplos de propiedades químicas: corrosividad, energía calórica, acidez, reactividad, etc.

1.5.2. Propiedades intensivas y extensivas

Todas las propiedades de la materia que se pueden medir corresponden a una de dos categorías adicionales: propiedades extensivas y propiedades intensivas.

✦ El valor medido de una propiedad extensiva depende de la cantidad de materia que se considere.

Algunos ejemplos son: masa, volumen, peso, inercia, energía, duración en el tiempo, compresibilidad, ca

La masa es la cantidad de materia en una muestra dada de una sustancia. Más materia significa más masa. El volumen es longitud elevada al cubo.

- ☑ *Los valores de una misma propiedad extensiva pueden sumarse.* Por ejemplo, dos monedas de cobre tienen la misma masa combinada que la suma de las masas de cada moneda, en tanto que la longitud de
- ☑ *El valor de una cantidad extensiva depende de la cantidad de materia.*
- ✚ El valor medido de una propiedad intensiva *no depende de la cantidad de materia que se considere.*
- ☑ Algunos ejemplos son: densidad, punto de fusión, punto de ebullición, peso específico, forma
- ☑ *La densidad es la masa de una sustancia dividida por su volumen.* Depende de la temperatura a la
- ☑ La masa, el volumen y la longitud son propiedades aditivas, esto es, se pueden sumar. Otras propiedades intensivas no son aditivas, por ejemplo, la temperatura. Suponga que se tienen dos matraces llenos de agua que está a la misma temperatura. Si se combinan para tener un solo volumen de agua en un matraz más grande, la temperatura de este mayor volumen de agua será la misma que en los dos matraces separados.

1.6. SISTEMAS MATERIALES

La porción de materia aislada del medio circundante con fines de estudio se denomina sistema material.

1.6.1. Sistemas abiertos, cerrados y aislados

Cuando se estudia un sistema material existe entre este y el medio que lo rodea una superficie de contacto que puede o no ser visible, que puede permitir el pasaje de materia y/o energía del sistema al medio o viceversa. Así podemos tener tres sistemas:

- ✚ Sistema abierto: hay intercambio de masa y energía, generalmente en forma de calor, del sistema con sus alrededores. Por ejemplo agua hirviendo en una olla abierta.
- ✚ Sistema cerrado: hay transferencia de energía pero no de masa. Por ejemplo una bolsa de agua caliente
- ✚ Sistema aislado: no hay transferencia ni de masa ni de energía. Por ejemplo agua caliente en un termo.

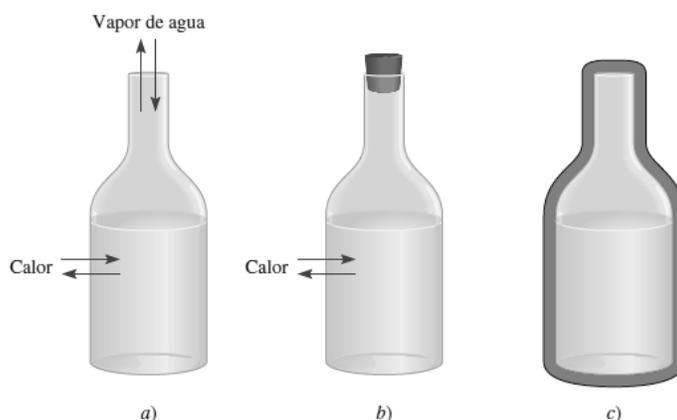


Figura 1.4. Sistemas materiales: a) abierto, b) cerrado, c) aislado.

1.6.2. Sistemas homogéneos y heterogéneos

Anteriormente estudiamos las mezclas, que podían ser homogéneas y heterogéneas. Ahora avanzaremos un poco más y analizaremos sus propiedades y tenemos entonces dos categorías: sistemas homogéneos y sistemas heterogéneos.

✦ Sistema homogéneo: *presenta las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos (en cualquier lugar del sistema)*. Se caracteriza por presentar continuidad cuando se lo observa a simple vista, al microscopio y aún al ultramicroscopio. Tiene una sola fase (sólida, líquida o gaseosa). Puede estar compuesto por una sola sustancia o más de una.

Ejemplos: El agua pura contenida en un recipiente (sustancia pura) es un sistema homogéneo. Si al agua se le agrega una pequeña cantidad de azúcar, se forma una solución homogénea, ya que se mantienen las propiedades intensivas en todo el sistema.

✦ Sistema heterogéneo: *tiene más de una fase y no tiene las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos*.

Ejemplos: Si analizamos un sistema formado por agua y aceite (dos componentes), comprobamos que no posee homogeneidad, ya que a simple vista se distinguen la zona ocupada por el aceite y la zona ocupada por el agua. También podemos comprobar que ciertas propiedades intensivas, como la densidad, no se mantienen constantes cuando pasamos de un punto ocupado por el aceite a otro punto ocupado por el agua. Otros ejemplos son: agua y arena, agua y limaduras de hierro, etc. Un sistema con hielo y agua líquida es un sistema heterogéneo de dos fases y un solo componente.

1.6.3. Definamos...

✦ Según lo visto, definimos fase como cada uno de los sistemas homogéneos, con superficie de separación perfectamente conocida, en la que se puede dividir un sistema heterogéneo. Esta superficie de separación se denomina interfase.

✦ Una sustancia pura es un sistema homogéneo a partir del cual no es posible obtener otras sustancias.

✦ Una solución o disolución es una mezcla homogénea que se puede fraccionar en sus componentes. Dichos

☑ Un soluto (o varios): reactivo que se encuentra en menor proporción y es el que determina la

☑ Un solvente o disolvente: reactivo que se encuentra en mayor proporción. El solvente más común es el agua.

Si hay una gran cantidad de soluto disuelto se tiene una solución concentrada. Si el soluto está en muy baja concentración se habla de una solución diluida.

1.6.4. Concentración y solubilidad

Y para saber si una solución es concentrada o diluida se debe considerar la concentración y la solubilidad del soluto.

La concentración es la cantidad de soluto presente en determinada cantidad de solvente o de solución. Puede expresarse en moles por litro, en gramos por litro, en porcentaje (g/100 mL), etc.

La solubilidad es la máxima cantidad de soluto que se disuelve en una determinada cantidad de solvente y a una determinada temperatura. Si la cantidad de soluto es la máxima que se puede tener en solución se tiene una solución saturada. Si la cantidad de soluto es menor se tiene una solución insaturada.

1.6.5. Medición y sistemas de unidades

Para estudiar un sistema material es necesario obtener información cuantitativa del mismo. Para ello se requiere la medición de alguna de sus propiedades. Medir es determinar la cantidad de una magnitud por comparación con otra que se toma como unidad patrón, o determinar la extensión o capacidad de algo.

Las cantidades medidas se expresan por medio de un número seguido por la unidad. Ejemplo: la distancia Villa Mercedes - San Luis es igual a 93 km. Se necesita un dispositivo para medir llamado instrumento de medición. Por ejemplo, una regla para medir longitud, balanza para medir masa, o una probeta para medir volúmenes, etc.

Tabla 1.2. Sistema Internacional de Unidades.

Magnitud	Unidad	Sigla	Cantidad
Longitud	metro	m	1
Masa	gramo	g	1
Tiempo	segundo	s	1
Intensidad eléctrica	Amperio	A	1
Temperatura	Kelvin	K	1
Calor	caloría	cal	1
Cantidad de material	mol	mol	1
Volumen	litro	L	1

El Sistema Internacional de Unidades (SI) es la forma aceptada internacionalmente de utilización de las unidades de medida de las magnitudes físicas de los cuerpos. Estas unidades se muestran en la Tabla 1.2.

Algunas unidades poseen nombres de científicos. En tales casos el nombre de la unidad se escribe con minúscula, y el símbolo o la abreviatura con mayúscula. Por ejemplo, el *newton* (en honor a Isaac Newton 1642-1727) y su símbolo *N*.

Tabla 1.3. Múltiplos y submúltiplos más usados.

Múltiplo o submúltiplo	Prefijo	Símbolo
10^{12}	tera	T
10^9	giga	G
10^6	mega	M
10^3	kilo	k
10^2	hecto	h
10^1	deca	da
1	(unidad) (gramo, litro, etc.)	-
10^{-1}	deci	d
10^{-2}	centi	c
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p

Tabla 1.4. Magnitudes físicas comunes.

Nombre de la unidad	Dimensión	Símbolo de la unidad	Definición en unidades básicas
Newton	Fuerza	N	kg m s^{-2}
Pascal	Presión	Pa	N m^{-2}
Joule	Energía	J	$\text{kg m}^2 \text{s}^{-2}$
Wat	Potencia	W	J s^{-1}
Hertz	Frecuencia	Hz	s^{-1} (ciclos por segundos)
Coulombio	Carga eléctrica	C	A s

Al leer la última columna de la Tabla 1.4. es importante advertir que los exponentes negativos representan "división" por dicha unidad a la potencia indicada pero positiva. Ejemplo: $\text{s}^{-2} = 1/\text{s}^2$.

Tabla 1.5. Magnitudes físicas.

Nombre	Magnitud	Símbolo
Metro cuadrado	Superficie	m^2
Metro cúbico	Volumen	m^3
Metro por segundo	Velocidad	m/s
Metro por segundo cuadrado	Aceleración	m/s^2
Kilogramo por metro cúbico	Masa en volumen	kg/m^3

Existen otras unidades que se utilizan con frecuencia y no corresponden al Sistema Internacional y que podemos definir en términos SI. Algunos ejemplos se presentan en la Tabla 1.6.

Tabla 1.6. Magnitudes de sistemas diferentes.

Nombre de la unidad	Cantidad física	Símbolo	Equivalencia a unidades SI
Pulgada	Longitud	pulg	$2,54 \times 10^{-2} \text{ m}$
Atmósfera	Presión	atm	760 mmHg
mm de mercurio	Presión	mmHg	0,13332 N/m^2 (Pa)
Caloría	Energía	cal	4,184 J

1.6.5.1. Peso y masa

Son dos conceptos y magnitudes físicas bien diferenciadas, aunque aún en nuestros días, cotidianamente el término peso se utiliza erróneamente como sinónimo de masa.

La masa de un cuerpo es una propiedad intrínseca del mismo, *es la cantidad de materia, independiente de la intensidad del campo gravitatorio y de cualquier otro efecto*. Representa la inercia o resistencia del cuerpo a la aceleración, además de hacerla sensible a los efectos de los campos gravitatorios.

El peso de un cuerpo no es una propiedad intrínseca del mismo, ya que *depende de la intensidad del campo gravitatorio en el lugar del espacio ocupado por el cuerpo*.

Ejemplo: una persona de 60 kg de masa, pesa 588,34 N (60 kgf) en la superficie de la tierra; pero, la misma persona, en la superficie de la luna pesaría sólo 98,05 N (10 kgf); sin embargo, su masa seguirá siendo de 60 kg.

*PESO (P) se refiere a la fuerza con que un objeto es atraído por la Tierra.
MASA (m) es la cantidad de materia con que está constituido dicho cuerpo.*

Entonces la masa es una magnitud extensiva, ya que depende de la cantidad de materia.

Cuando se quiere saber el peso de un cuerpo, se pesa el mismo. Pesar significa comparar el peso del objeto con el peso de otro cuya "masa" se ha tomado como unidad. El aparato que se utiliza para esta operación se llama balanza.

$$P = m \times g$$

donde g = *aceleración de la gravedad y actúa como constante de proporcionalidad* (varía ligeramente de un lugar a otro de la Tierra).

Cuando 1 kg masa es atraído por la fuerza de la gravedad normal $9,8 \text{ m/s}^2$ tenemos por definición 1 kg fuerza (peso) que es lo medible.

1.6.5.2. Calor y temperatura

El calor y la temperatura tienen una relación pero son conceptos diferentes.

El calor es una *forma de energía contenida en un sistema material* mientras que la temperatura es una *magnitud física que expresa la diferencia de calor entre dos sistemas materiales*, donde uno de ellos es tomado como referencia.

Una misma cantidad de calor calentará mucho más un cuerpo pequeño que un cuerpo grande, o sea, la variación de temperatura es proporcional a la cantidad de calor suministrada o recibida.

Ejemplo: La temperatura de un vaso de agua puede ser la misma que la temperatura de un balde de agua, pero el balde, al ser más grande, tiene más calor porque tiene más agua y por lo tanto más energía térmica total.

Para medir la temperatura existen varias escalas termométricas. La más empleada en Europa y Latinoamérica es la escala centígrada o Celsius, inventada por el astrónomo sueco Anders Celsius. En los países anglosajones la escala más común es la escala Fahrenheit. En la Figura 1.5. se esquematiza el cambio entre las escalas mencionadas.

En la escala Celsius, el agua se congela a 0°C y entra en ebullición a 100°C . Otra escala es la Kelvin o absoluta es la misma escala centígrada pero desplazada -273°C . Así que para pasar de la escala centígrada a la escala Kelvin

$$K = ^\circ\text{C} + 273$$

Para pasar a la escala Celsius a partir de la escala Kelvin sólo se resta a ésta 273

$$^\circ\text{C} = K - 273$$

La medida de la temperatura se realiza con termómetros. Estos llevan un indicador y una escala. Se ponen en contacto con el cuerpo cuya temperatura se desea conocer y, tras unos instantes, se mira la escala. El termómetro más habitual es el de mercurio que consisten en un tubo delgado que contiene el metal. Al calentarse o enfriarse, el mercurio se dilata o se contrae ascendiendo o descendiendo por el tubo. El nivel que alcance indica la temperatura deseada.



Figura 1.5. Escalas de temperatura.

1.6.5.3. Densidad

Aunque toda la materia posee masa y volumen, la misma masa de sustancias diferentes ocupa distintos volúmenes. Por ejemplo, el hierro o el hormigón son pesados, mientras que la misma cantidad de goma de borrar o plástico son ligeras. La propiedad que nos permite medir cuán liviana o pesada es una sustancia recibe el nombre de densidad. Cuanto mayor sea la densidad de un cuerpo, más pesado nos parecerá.

La densidad (ρ) es el cociente entre la masa de una sustancia y el volumen que esa sustancia ocupa en el espacio. Comunmente, se usan las unidades en el SI kg/m^3 , y también g/cm^3

$$\rho = m/V$$

1.6.5.4. Redondeo

Si el número que sigue al último dígito es menor a 5 el último dígito se conserva.

Si el número que lo sigue es mayor a 5 el último dígito se aumenta en uno.

Tabla 1.7. Como redondeamos: cifras significativas.

¿Cuántas cifras debemos tener en este curso en las medidas siguientes?

6,405 x 10 ⁻¹⁰ g	Menor a 0,1 – 3 decimales
0,032 m ³	0,1 a 1 – 3 decimales
24,03 lt	1 a 99 – 2 decimales
160,1 kg	99 a 999 – 1 decimal
8754 m ³	Mayor a 999 – entero

TEMA 1: GUÍA DE PROBLEMAS

Sistemas Materiales

1- Indicar cuales de las siguientes afirmaciones describen propiedades físicas de un sistema material y cuales describen propiedades químicas.

- a) El gas oxígeno es necesario para la combustión de la materia orgánica.
- b) Se quema un trozo de papel.
- c) El agua hierve a 100 °C a nivel del mar.
- d) Un trozo de plomo es más "pesado" que un trozo del mismo tamaño de aluminio.
- e) Se enciende la hornalla de la cocina usando un fósforo.
- f) Una varilla de hierro se oxida por la humedad ambiente.
- g) Cuando se calienta una determinada cantidad de líquido aumenta su volumen.
- h) Un cubito de hielo se disuelve en un vaso con gaseosa.
- i) Sublimación de yodo.
- j) Evaporación de alcohol.
- k) Oxidación del hierro.
- l) Fotosíntesis.

2- Se determinaron las siguientes propiedades de un trozo de hierro: masa: 40 g; volumen: 5,13 cm³; densidad: 4,8 g/cm³; color: gris brillante; punto de fusión: 1535 °C; insoluble en agua; se oxida en presencia de aire húmedo.

Indicar cuales de estas propiedades son intensivas y cuales son extensivas.

3- Dado los siguientes sistemas materiales, discutir cuales son homogéneos y cuales son heterogéneos.

- a) Aire puro
- b) Agua potable
- c) agua con azúcar parcialmente disuelta
- d) Carbón y kerosene
- e) Agua y aceite
- f) Una varilla de hierro
- g) Agua, hielo y sal de mesa
- h) Agua y alcohol

4- Para los sistemas materiales heterogéneos del ejercicio anterior. Diga cuantas fases y cuantos componentes tiene cada uno de ellos y cuales son. Y para los homogéneos, indique si son sustancias o soluciones.

5- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles son incorrectas? Justifique.

- a) Un sistema material de un solo componente es siempre homogéneo.
- b) Un sistema material de dos o más componentes puede ser homogéneo o heterogéneo.
- c) Las soluciones son sistemas homogéneos de uno o más componentes.
- d) Cualquier sistema material de dos o más componentes líquidos debe ser homogéneo.
- e) Cualquier sistema material de dos o más componentes gaseosos debe ser homogéneo.

f) Cualquier sistema material formado por un solo componente es una sustancia pura y puede ser homogéneo o heterogéneo.

6- Dar ejemplos de:

- a) Un sistema material de tres fases y un componente
- b) Un sistema material de una fase y tres componentes
- c) Un sistema material de tres fases y tres componentes
- d) Un sistema material de dos fases sólidas y una fase líquida
- e) Un sistema material de una sola fase y un componente
- f) Un sistema material de una sola fase y cuatro componentes

7- En un recipiente a temperatura ambiente se mezclan un cubo de hielo, un litro de agua, una cucharada de sal y una cucharada de azúcar. Considerando que el sistema material es el contenido del recipiente, responder y justificar:

- a) ¿Es un sistema homogéneo o heterogéneo?
- b) ¿Cuántas fases tiene el sistema, cuáles son y qué componentes hay en el mismo?
- c) ¿Hay interfases? Especifique en caso de contestar afirmativamente.
- d) ¿La densidad es la misma en cualquier porción del sistema que se tome como muestra?
- e) ¿Qué ocurre con el sistema transcurrido un tiempo de dos horas?

Responda ahora las cuatro preguntas anteriores.

8- Para un sistema material formado por agua líquida y limaduras de hierro indicar cuales de las siguientes afirmaciones son correctas, justifique su respuesta.

- a) Es homogéneo.
- b) Hay dos fases.
- c) Tiene las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos.

Magnitudes y unidades

1- Exprese las siguientes cantidades en metros:

- a) 2 km
- b) 3,5 dam
- c) 1,8 dm
- d) 1/ 4 hm
- e) 42 mm
- f) 0,09 cm

2- Exprese las siguientes cantidades en g:

- a) 254 hg
- b) 345 dg
- c) 0,0000176 kg
- d) 3,98 mg
- e) 3,5 dag
- f) 25,5 Mg

3- Exprese las siguientes cantidades en mm^2 :

- a) 15,50 cm^2
- b) $\frac{3}{4}$ dm^2
- c) 0,01 m^2
- d) 17,50 dam^2
- e) 2,45 km^2
- f) 0,0025 hm^2

4- ¿Qué volumen hay que agregar a las siguientes cantidades para obtener 10 litros?

- a) 2,74 dm^3
- b) 162 mL
- c) 4 L
- d) 445 mm^3

5- El punto de ebullición del nitrógeno líquido es de $-195,8$ °C, el punto de fusión normal del helio es $2,2$ °C; una temperatura ambiente confortable es 295 K; la superficie del Sol está a una temperatura en torno a los 6.000 K; el interior de una estrella está a una temperatura de alrededor

de diez millones de K. Expresar estas temperaturas en la escala Celsius.

6- La luz de una estrella tarda 4 años, 2 meses y 12 días en llegar a la tierra: ¿Cuántas horas y minutos tardará en llegar? (Suponga meses de 30 días y año de 365 días)

7- Una canilla gotea a razón de 50 gotas por minuto. Sabiendo que 20 gotas son 1 mL. ¿Cuántos litros de agua se pierde por mes en esa canilla?

8- Una hormiga recorre 270 mm en 1 minuto. ¿Cuántos metros, decímetros y centímetros recorrerá en 1 día?

9- El tanque de agua de la escuela tiene 1,5 m de lado, por 1,8 m en su otro lado y 0,9 m de alto. ¿Cuántos litros de agua puede contener? ¿Cuántos centímetros cúbicos son?

10- Un camión carga $8,15 \times 10^3$ kilos. ¿Cuántos gramos son?

11- Las cañerías de Obras Sanitarias entregan $4,5 \text{ m}^3$ de agua potable por minuto. Sabiendo que cada habitante consume 50 litros por día. ¿Para cuántos habitantes alcanzará?

12- Si tenemos que envasar 150 g de cal por bolsita y disponemos un contenedor con 3 Ton (toneladas) de dicho cal. ¿Cuántas pesadas haremos?

13- Tenemos un envase con 18 L de un reactivo químico que debemos reducir a 550 dosis. ¿Cuántos mililitros tendrán cada dosis?

14- Necesitamos 2,130 L de agua salada para realizar una reacción y sabemos que tiene una densidad de 1,15 g/mL, pero solo disponemos de una balanza. ¿Cuántos gramos debemos pesar?

15- Un bidón de 15 dm^3 neto de agua mineral está a punto de vaciarse. Medimos el total del agua residual que es 170 cm^3 . ¿Cuántos gramos hemos consumido previamente, sabiendo que su densidad es de 1,009 g/mL?

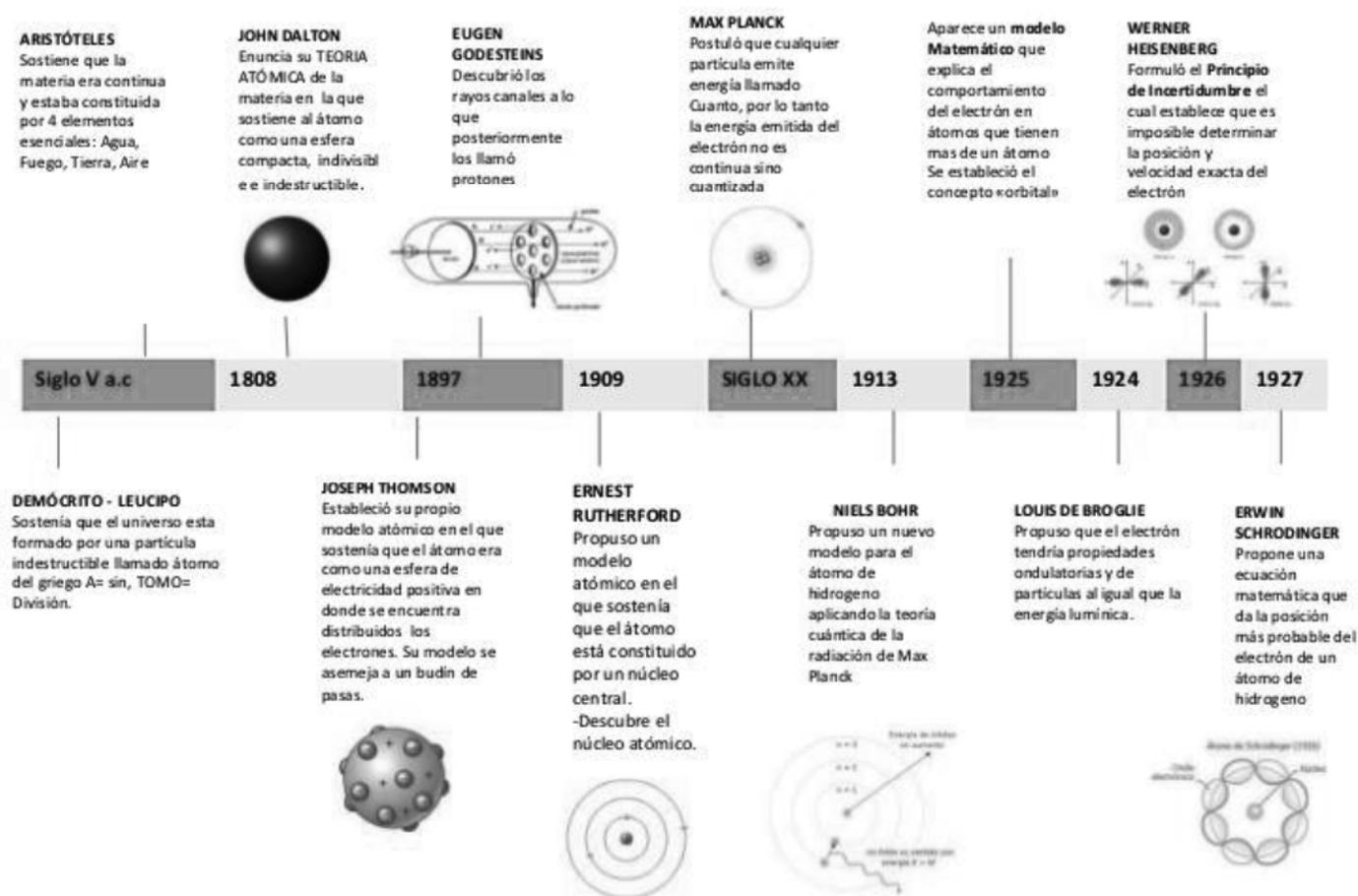
TEMA 2

MOLECÚLAS - ÁTOMOS - IONES

2.1. Teoría atómica de Dalton

En la actualidad sabemos que toda la materia está formada por moléculas, átomos e iones. La química siempre se relaciona, de una u otra forma, con estas especies. Desde la antigüedad se han propuesto diferentes teorías que proponen como está formada la materia. En la Figura 2.1. se muestra como han evolucionado en el tiempo las teorías atómicas.

EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO



460-370 AC Demócrito	• <u>Átomo</u> : el universo está formado por espacio vacío y un número (casi) infinito de partículas invisibles forma, posición, y disposición.
1808 John Dalton	• <u>Teoría atómica</u> : el átomo es una esfera compacta, individual e indestructible.
1874 George Stoney	• Teoría del electrón: masa
1898 Joseph Thomson	• <u>Modelo torta de pasas</u> : el átomo es una esfera con cargas positivas uniformemente distribuidas, con pequeños electrones negativos como pasas adentro.
1911-1919 Ernest Rutherford	• Núcleo - Protón • Átomo neutro, vacío
1913 Niels Bohr	• Teoría de la estructura atómica (cuántica) • Órbitas: espectros
1926 Erwin Schroedinger	• <u>Orbital</u> : espacio donde hay mayor probabilidad de encontrar un electrón. • Mecánica cuántica, incertidumbre.
1931 James Chadwick	• Neutrón

Figura 1.1. Línea del tiempo de la teoría atómica.
es.slideshare.net/isabel965/udep

En 460-370 AC, el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda la materia estaba formada por átomos (que significa indestructible o indivisible). Demócrito desarrolló la teoría atómica del universo. Esta teoría, que se explica mediante razonamientos lógicos, se describe así:

- ✦ Los átomos son eternos, indivisibles, homogéneos, incompresibles e invisibles.
- ✦ Los átomos se diferencian solo en forma y tamaño, pero no por cualidades internas.
- ✦ Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos.

A pesar de que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos, como Platón y Aristóteles, ésta se mantuvo. Las evidencias experimentales de algunas investigaciones científicas apoyaron el concepto del atomismo, lo que condujo, de manera gradual, a las definiciones modernas de elementos y compuestos.

En 1808 el científico inglés John Dalton formuló una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos átomos. Su trabajo marcó el principio de la era de la química moderna. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia, en las que se basa la teoría atómica de Dalton, pueden resumirse como sigue:

1. Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
3. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un número entero o una fracción sencilla.
4. Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca supone la creación o destrucción de los mismos. En las reacciones químicas se ponen en juego los electrones de los átomos (pérdida, ganancia o reacomodación).



Figura 2.2. Teoría atómica de Dalton.

losperroflauta.blogspot.com.ar/2011/05/teoria-atmica-de-dalton-parte-1.html

Dalton no intentó describir la estructura o composición de los átomos. Tampoco tenía idea de cómo era un átomo, pero se dio cuenta de que la diferencia en las propiedades mostradas por elementos como el hidrógeno y el oxígeno sólo se puede explicar a partir de la idea de que los átomos de hidrógeno son distintos de los átomos de oxígeno (primera hipótesis).

La tercera hipótesis sugiere que para formar determinado compuesto no sólo se necesitan los átomos de los elementos correctos, sino que es indispensable un número específico de dichos átomos. Esta idea es una extensión de una ley publicada en 1799 por el químico francés Joseph Proust: la ley de las proporciones definidas. Esta ley establece que "muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción de masa". Así, si se analizan muestras de dióxido de carbono gaseoso obtenidas de diferentes fuentes, en todas las muestras se encontrará la misma proporción de masa de carbono y oxígeno. Entonces, *si la proporción de las masas de los diferentes elementos de un compuesto es una cantidad fija, la proporción de los átomos de los elementos en dicho compuesto también debe ser constante*.

La tercera hipótesis también explica la ley de las proporciones múltiples de manera muy sencilla: *diferentes compuestos formados por los mismos elementos difieren en el número de átomos de cada clase*. Por ejemplo, el carbono forma dos compuestos estables con el oxígeno, llamados monóxido de carbono y dióxido de carbono. Las técnicas modernas de medición indican que un átomo de carbono se combina con un átomo de oxígeno en el monóxido de carbono, y con dos átomos de oxígeno en el dióxido de carbono. De esta manera, la proporción de oxígeno en el monóxido de carbono y en el dióxido de carbono es 1:2. Este resultado concuerda con la ley de las proporciones múltiples.

La hipótesis cuatro es una forma de enunciar La Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier (1785). Esta es una de las leyes fundamentales en todas las ciencias naturales y se puede enunciar como: "En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos" (la materia no se pierde ni se crea, solo se transforma). Esta ley se ejemplifica en la Figura 2.3.

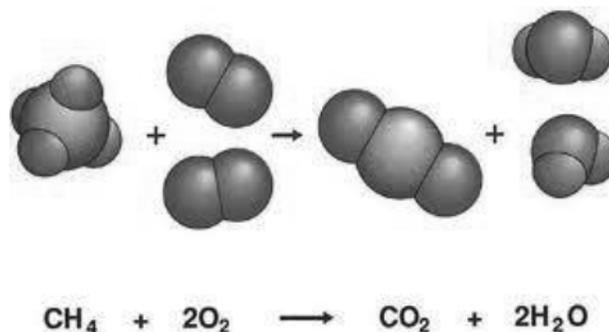
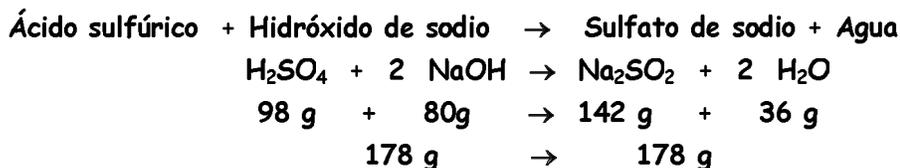


Figura 2.3. Ley de Antoine Lavoisier.

2.2. Estructura del átomo

Con base en la teoría atómica de Dalton, un átomo se define como la *unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química*. Dalton describió un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones iniciadas alrededor de 1850, y que continuaron hasta el siglo XX, demostraron claramente que los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas subatómicas. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de *tres partículas*: electrones, protones y neutrones.

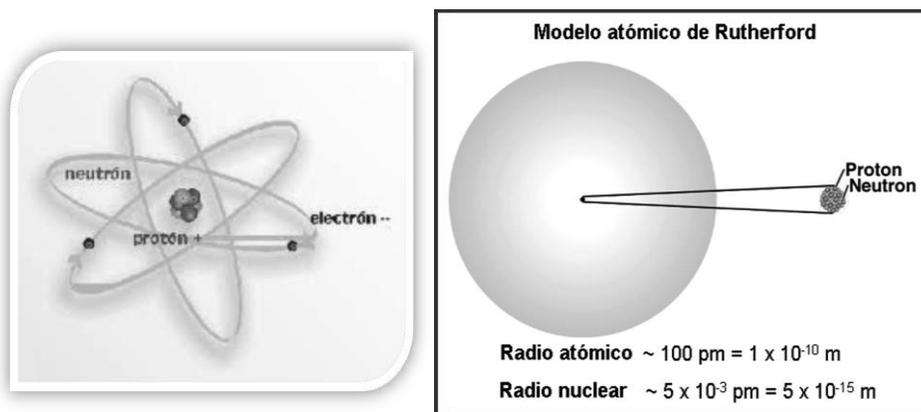


Figura 2.4. Modelo atómico de Ernest Rutherford.

La teoría aceptada hoy es que el átomo se compone de un denso núcleo que representa el *99% de la masa del átomo*, y está compuesto de partículas llamados protones y neutrones. El núcleo del átomo es su parte central. Tiene carga positiva. Ocupa una fracción muy pequeña del volumen del átomo: su radio es unas diez mil veces más pequeño (la mayor parte del átomo es vacío).

Joseph John Thomson descubrió el electrón en 1898, mucho antes del descubrimiento del protón y del neutrón. En su modelo, llamado puddín de pasas, el átomo está compuesto por electrones de carga negativa en un átomo positivo, como un pudín de pasas. Postulaba que los electrones se distribuían

uniformemente en el interior del átomo, suspendidos en una nube de carga positiva. El átomo se consideraba como una esfera con carga positiva con electrones repartidos como pequeños gránulos. La herramienta principal con la que contó Thomson para su modelo atómico fue la electricidad.

El modelo atómico de Ernest Rutherford es un modelo atómico o teoría sobre la estructura interna del átomo propuesto por el químico y físico británico-neozelandés en 1911-1913. Este modelo fue el

primero que consideró al átomo formado por dos partes: la "corteza", constituida por todos sus electrones, girando a gran velocidad alrededor de un "núcleo" muy pequeño; que concentra toda la carga eléctrica positiva y casi toda la masa del átomo.

El núcleo está rodeado por una nube de electrones, que en un átomo neutro están en un número igual de protones. Los electrones son partículas de carga negativa y masa muy pequeña comparada con la de los protones y neutrones: un 0,05% aproximadamente. Los electrones se encuentran alrededor del núcleo, ligados por la fuerza electromagnética que éste ejerce sobre ellos.

En 1931 el físico inglés James Chadwick definió los neutrones como partículas del núcleo eléctricamente neutras con una masa similar a la masa de los protones.

Así se pudo explicar las relaciones de masas del He y el H. En el núcleo de helio existen dos protones y dos neutrones, en tanto que en el núcleo de hidrógeno hay sólo un protón y no hay neutrones; así, la relación es 4:1.

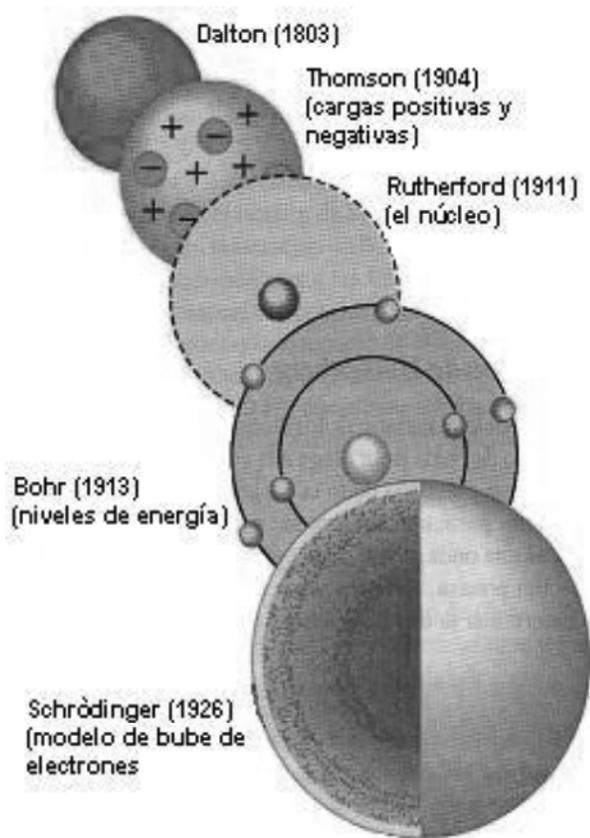


Figura 2.5. Comparación de los modelos atómicos.

www.taringa.net/posts/ciencia-educacion/6804488/Modelo-atómico-de-dalton.html

2.3. Número atómico

*La cantidad de protones contenidos en el núcleo del átomo es el número atómico, y se representa por la letra **Z** y se escribe en la parte inferior izquierda del símbolo químico. Es el que distingue a un elemento químico de otro.*

El núcleo más sencillo es el del hidrógeno, formado únicamente por un protón. El núcleo del siguiente elemento en la tabla periódica, el helio, se encuentra formado por dos protones y dos neutrones. Entonces, el número atómico del hidrógeno es 1 (${}^1\text{H}$), y el del helio es 2 (${}^2\text{He}$).

2.4. Número másico

*La cantidad total de partículas nucleares que contiene un átomo se conoce como número másico, representado por la letra **A** y escrito en la parte superior izquierda del símbolo químico. De esta manera, el número másico del hidrógeno es 1 (${}^1\text{H}$), y el del helio es 4 (${}^4\text{He}$).*

La relación entre el número atómico (**Z**) y el número másico (**A**) se establece a través de la siguiente

$$A = p^+ + n = Z + n$$

$$Z = p^+$$

$$A - Z = n$$

donde **p⁺** es el número de protones y **n** el número de neutrones.

En la Figura 2.6. se presenta la representación de los números atómicos, número de neutrones y másicos para cada elemento en la tabla periódica.

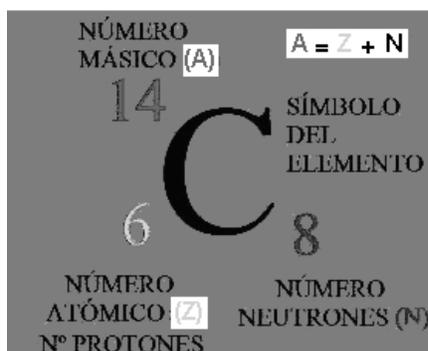


Figura 2.6. Representación de Z y A.

2.5. Iones

Un ion es un átomo o un grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa. *El número de protones, cargados positivamente, del núcleo de un átomo permanece igual durante los cambios químicos comunes (llamados reacciones químicas), pero se pueden perder o ganar electrones, cargados negativamente.* La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un catión, un ion con carga neta positiva. Por ejemplo, un átomo de sodio (Na) fácilmente puede perder un electrón para formar el catión sodio, que se representa como Na⁺

Átomo de Na	Ion Na ⁺
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

Por otra parte, un anión es un ion cuya carga neta es negativa debido a un incremento en el número de electrones. Por ejemplo, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón para formar el ion cloruro Cl⁻

Átomo de Cl	Ion Cl ⁻
17 protones	17 protones
17 electrones	18 electrones

2.6. Peso atómico - Masa atómica

Para poder cuantificar la masa de las partículas atómicas se buscó una unidad de peso acorde al tamaño de las mismas. En un principio, arbitrariamente se tomó el hidrógeno como elemento patrón (todas las unidades de medidas tienen un patrón de referencia), por ser el elemento más ligero, y se le adjudicó el peso unidad. A la masa correspondiente se la denominó unidad de masa atómica (uma).

Debido al difícil manejo del hidrógeno y, sobre todo, a que con él se obtenían pesos moleculares no enteros para muchos gases, se adoptó como nuevo patrón en 1961. La IUPAC, International Union of Pure and Applied Chemistry o Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, acordó utilizar un nuevo patrón: el isótopo del carbono de número másico 12 (conocido como ^{12}C ó como Carbono-12), al que se le adjudicó la masa atómica exacta de 12 uma. De esta manera, el que el cloro tenga, por ejemplo, un peso atómico de 35,45, significa que sus átomos son 35,45 veces más pesados que 1/12 del átomo de ^{12}C .

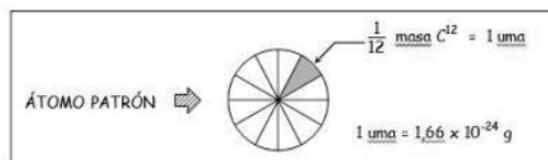


Figura 2.7. ¿Qué es una uma?

grupokepler.blogspot.com.ar/2012/08/unidad-quimica-de-masa.html

Los isótopos son átomos que tienen *el mismo número atómico pero diferente número másico*, o sea diferente número de neutrones. Los isobaros son átomos que tienen *el mismo número másico*.

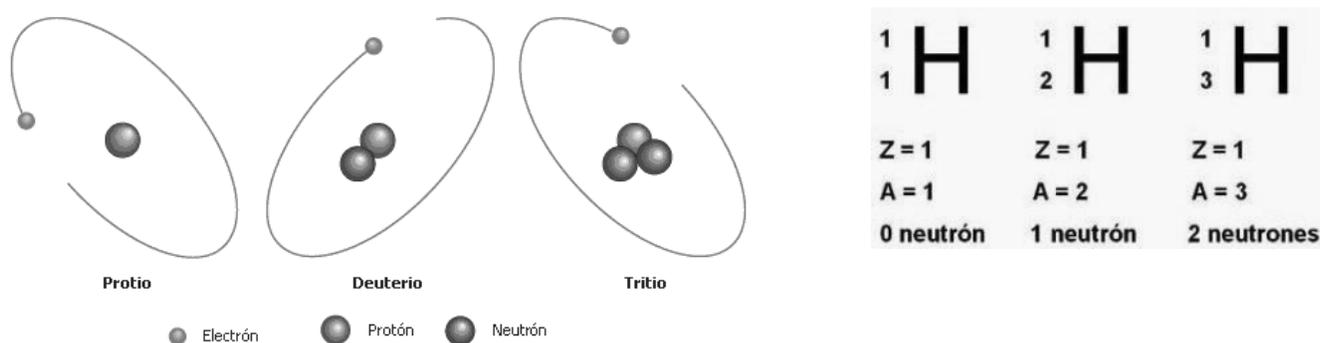


Figura 2.8. Isótopos de hidrógeno.

www.genomasur.com/BCH/BCH_libro/capitulo_01.htm

www.ehu.es/biomoleculas/isotopos/isotopos2.htm

En definitiva, hay que considerar que:

- ✦ El peso atómico (PA) de un elemento es un *peso relativo*, comparado con el peso de un átomo de ^{12}C .
- ✦ El peso atómico de un elemento es, en realidad, *el peso atómico medio de todos los isótopos de ese elemento, teniendo en cuenta la cantidad relativa de cada isótopo, tal como se presenta dicho elemento en la naturaleza* (abundancia relativa).
- ✦ En compuestos, habremos de referirnos a peso molecular (PM), definido como la *suma de los pesos atómicos de todos los átomos que constituyen su molécula*.

$$P.A.(E) = \frac{A_1 \cdot a_1 + A_2 \cdot a_2 + A_3 \cdot a_3 + \dots + A_n \cdot a_n}{a_1 + a_2 + a_3 + \dots + a_n}$$

$A_1, A_2, A_3 \dots$: número de masas de los isótopos

$a_1, a_2, a_3 \dots$: abundancia natural de los isótopos (que deben sumar 100 para cada elemento)

ISÓTOPO	MASA (u.m.a.)	ABUNDANCIA (%)	APORTE
$_{12}^{24}\text{Mg}$	24	78,99	18,96
$_{12}^{25}\text{Mg}$	25	10,00	2,50
$_{12}^{26}\text{Mg}$	26	11,01	2,86
Peso atómico	24,32		

Figura 2.9. Cálculo del peso atómico del magnesio a partir de las abundancias de sus isótopos.

Siendo los átomos partículas tan pequeñas, del orden de 10^{-24} gramos, (es decir: 0,000000000000000000000001 gramos) se hace indispensable para un mejor manejo, utilizar determinadas convenciones de expresión de la masa (o peso).

Según lo explicado, se definió una unidad convencional relativa, u.m.a. (unidad de masa atómica) como la 12 (doceava) parte de la masa del átomo de carbono ^{12}C (isótopo más estable de carbono). Para calcular el Peso Atómico de un elemento, se tiene en cuenta la masa de todos sus isótopos estables en la naturaleza afectados por la abundancia relativa de cada isótopo. Como este número absoluto es muy pequeño, se lo divide por el valor de la uma, obteniendo un número más manejable a nivel macroscópico (uma/uma).

Este número, calculado de esta manera, es el que aparece en la Tabla Periódica y que habitualmente utilizaremos como Peso Atómico de un elemento. Los pesos atómicos de todos los elementos conocidos se encuentran recogidos en la actualidad en la Tabla Periódica.

Este número expresado en gramos será 1 mol del elemento.

En la práctica, en lugar de uma utilizaremos gramos. Si se hace para todos los átomos, la relación entre ellos será la misma. Entonces, si 1 uma de hidrógeno se relaciona con 23 uma de sodio, podemos decir que 1 gramo de hidrógeno se relaciona con 23 gramos de sodio o sea que, la relación es la misma, solo cambia la cantidad de masa final.

2.7. Mol

El mol es la unidad con que se mide la cantidad de materia, una de las magnitudes físicas fundamentales del SI y *es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (partículas), como átomos hay en 12 gramos de ^{12}C .*

2.8. Molécula

La molécula es la unidad constituyente de una sustancia pura. Así la molécula de agua será la mínima expresión que define y explica todas las propiedades del agua. La molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno de allí que su formulación sea H_2O .

La molécula es la menor porción de materia que se encuentra al estado libre, es eléctricamente neutra, y conserva las propiedades del todo.

La gran mayoría de las moléculas contiene más de dos átomos. Pueden ser átomos de un mismo elemento, como el ozono (O_3), que está formado por tres átomos de oxígeno, o bien pueden ser combinaciones de dos o más elementos diferentes, como el metanol (CH_2OH).

Las moléculas que contienen más de dos átomos reciben el nombre de moléculas poliatómicas. El ozono (O_3), el agua (H_2O) y el amoníaco (NH_3) son moléculas poliatómicas. La Figura 2.11. muestra ejemplos de diferentes moléculas.

2.9. Peso molecular

El Peso Molecular (PM) de un material compuesto o una sustancia compuesta es la sumatoria de los Pesos Atómicos de los átomos constituyentes de la molécula afectados por su atomicidad. La atomicidad es el número de átomos de cada elemento presentes en la molécula. El número de átomos está determinado por el subíndice que acompaña al elemento en la fórmula del compuesto.

Por ejemplo, el agua cuya fórmula es H_2O tendrá un Peso Molecular igual a

$$\begin{aligned} H &= 1 \text{ uma} & O &= 16 \text{ uma} \\ 2 \times 1 \text{ uma} + 1 \times 16 \text{ uma} &= 18 \text{ uma} \\ \text{el mol tendrá una masa de } &18 \text{ g} \\ \text{peso molecular del agua} &= 18 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

El concepto de mol es utilizado en cualquier cálculo de masas en las reacciones químicas, cuando se estudia la estequiometría de ellas.

2.10. Número de Avogadro

Los pesos atómicos relativos expresados en gramos se los define como 1 mol y contienen un número determinado de unidades de materia denominado Número de Avogadro que tiene un valor de $6,023 \times 10^{23}$ partículas.

<i>Ejemplo:</i>	1 gramo de hidrógeno	1 mol	$6,023 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno
	23 gramos de sodio	1 mol	$6,023 \times 10^{23}$ átomos de sodio
	16 gramos de oxígeno	1 mol	$6,023 \times 10^{23}$ átomos de deuterio

El concepto de mol es extensible a cualquier tipo de especies, así se puede decir que para ^{16}O que:

$$16 \text{ g de átomos de } O \rightarrow 1 \text{ mol} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de } O \text{ (atómico)}$$

$$32 \text{ g de moléculas de } O_2 \rightarrow 1 \text{ mol} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } O$$

$$35,45 \text{ g de iones } Cl^- \rightarrow 1 \text{ mol} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ iones } Cl^- \text{ (molecular)}$$

y es tan extensible el concepto, que podría decirse que $6,023 \times 10^{23}$ sillas constituyen 1 mol de sillas... o que $6,023 \times 10^{23}$ lápices constituyen 1 mol de lápices.

2.11. La Tabla Periódica

Los científicos emplean mucho tiempo en organizar la información en patrones útiles. Pero para ello deben tener dicha información, la cual además debe ser correcta. Los químicos no fueron capaces de organizar los elementos hasta el siglo XIX, debido a la incertidumbre en las masas atómicas y a que varios elementos no habían sido descubiertos.

Más de la mitad de los elementos que se conocen en la actualidad se descubrieron entre 1800 y 1900. Durante este periodo los químicos observaron que muchos elementos mostraban grandes semejanzas entre ellos. El reconocimiento de las regularidades periódicas en las propiedades físicas y en el comportamiento químico, así como la necesidad de organizar la gran cantidad de información disponible sobre la estructura y propiedades de las sustancias elementales, condujeron al desarrollo de la tabla periódica, una tabla en la que se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes.

El químico ruso Dmitri Mendeléyev, en 1869, propuso por primera vez la tabla periódica. Él organizó su tabla primeramente por el peso atómico de los elementos, ahora se organizan por su número atómico.

En la tabla periódica moderna, los elementos están acomodados de acuerdo con su número atómico (que aparece sobre el símbolo del elemento), en filas horizontales, llamadas periodos, y en columnas verticales, llamadas grupos o familias, de acuerdo con sus semejanzas en las propiedades químicas.

	I A	II A	BLOQUE B										III A	IV A	V A	VI A	VI IA	VIII A
PERIODOS	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		

Figura 2.13. División de la tabla periódica en grupos y periodos.

Los elementos se dividen en tres categorías: metales, no metales y metaloides. La mayoría de los elementos que se conocen son metales; sólo 17 elementos son no metales y 10 son metaloides.

Clasificación de los elementos, según sus propiedades

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		

Figura 2.14. Ubicación de los metales, no metales y metaloides en la tabla periódica.

estructuran o se modifican en un átomo. La configuración electrónica es importante porque determina las propiedades de combinación química de los átomos y por tanto su posición en la tabla periódica.

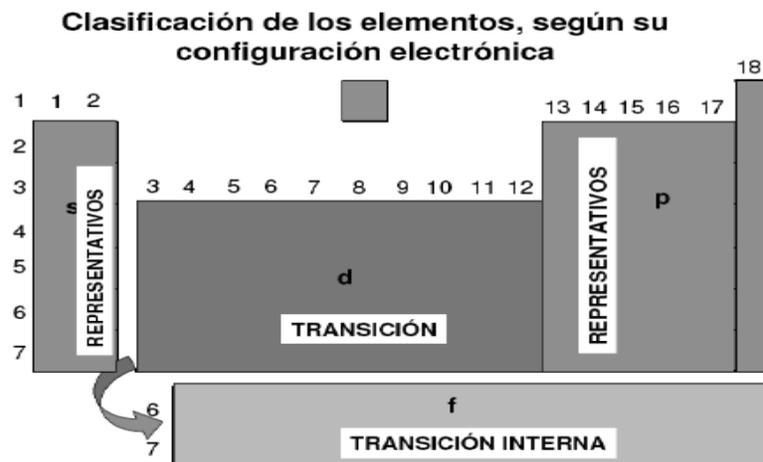


Figura 2.16. Configuración electrónica de los elementos en la tabla periódica.

La tabla periódica es una herramienta útil que correlaciona las propiedades de los elementos en forma sistemática y ayuda a hacer predicciones respecto del comportamiento químico. Entre estas propiedades se pueden mencionar la afinidad electrónica, la energía de ionización, la electronegatividad, el radio atómico, etc.

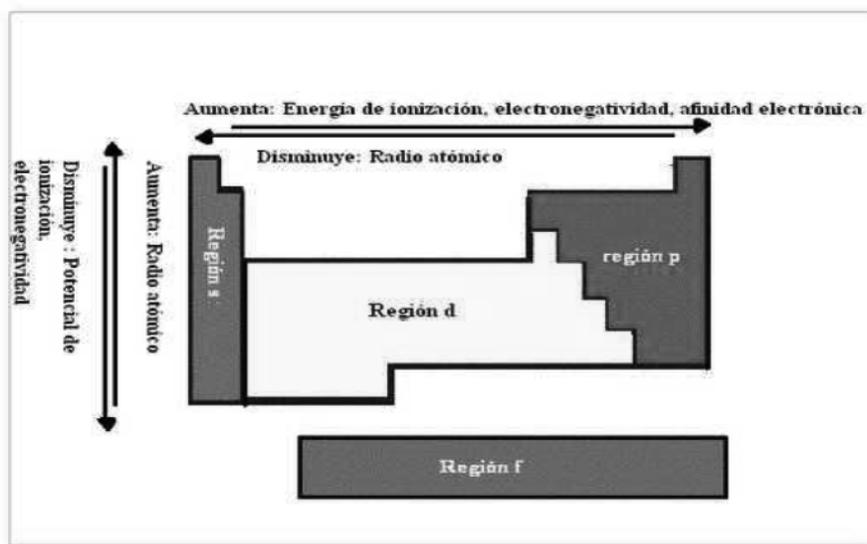


Figura 2.17. Tendencia de las propiedades de los elementos en la tabla periódica.

- ☑ La electronegatividad es la medida de la capacidad de un átomo para atraer a los electrones, cuando forma un enlace químico en una molécula. La electronegatividad de un átomo depende principalmente de su masa atómica y la distancia promedio de los electrones de valencia con respecto al núcleo atómico
- ☑ La energía de ionización o potencial de ionización es la energía necesaria para separar un electrón en su estado fundamental de un átomo, de un elemento en estado gaseoso
- ☑ La afinidad electrónica o electroafinidad se define como la energía liberada cuando un átomo gaseoso neutro captura un electrón y forma un ion mononegativo.