

UDS

LIBRO

QUIMICA I

BACHILLERATO TÉCNICO EN ENFERMERIA

PRIMER CUATRIMESTRE

Marco Estratégico de Referencia

ANTECEDENTES HISTORICOS

Nuestra Universidad tiene sus antecedentes de formación en el año de 1979 con el inicio de actividades de la normal de educadoras “Edgar Robledo Santiago”, que en su momento marcó un nuevo rumbo para la educación de Comitán y del estado de Chiapas. Nuestra escuela fue fundada por el Profesor de Primaria Manuel Albores Salazar con la idea de traer Educación a Comitán, ya que esto representaba una forma de apoyar a muchas familias de la región para que siguieran estudiando.

En el año 1984 inicia actividades el CBTiS Moctezuma Ilhuicamina, que fue el primer bachillerato tecnológico particular del estado de Chiapas, manteniendo con esto la visión en grande de traer Educación a nuestro municipio, esta institución fue creada para que la gente que trabajaba por la mañana tuviera la opción de estudiar por la tarde.

La Maestra Martha Ruth Alcázar Mellanes es la madre de los tres integrantes de la familia Albores Alcázar que se fueron integrando poco a poco a la escuela formada por su padre, el Profesor Manuel Albores Salazar; Víctor Manuel Albores Alcázar en septiembre de 1996 como chofer de transporte escolar, Karla Fabiola Albores Alcázar se integró como Profesora en 1998, Martha Patricia Albores Alcázar en el departamento de finanzas en 1999.

En el año 2002, Víctor Manuel Albores Alcázar formó el Grupo Educativo Albores Alcázar S.C. para darle un nuevo rumbo y sentido empresarial al negocio familiar y en el año 2004 funda la Universidad Del Sureste.

La formación de nuestra Universidad se da principalmente porque en Comitán y en toda la región no existía una verdadera oferta Educativa, por lo que se veía urgente la creación de una institución de Educación superior, pero que estuviera a la altura de las exigencias de los jóvenes que tenían intención de seguir estudiando o de los profesionistas para seguir preparándose a través de estudios de posgrado.

Nuestra Universidad inició sus actividades el 18 de agosto del 2004 en las instalaciones de la 4ª avenida oriente sur no. 24, con la licenciatura en Puericultura, contando con dos grupos de cuarenta alumnos cada uno. En el año 2005 nos trasladamos a nuestras propias instalaciones en la carretera Comitán – Tzimol km. 57 donde actualmente se encuentra el campus Comitán y el Corporativo UDS, este último, es el encargado de estandarizar y controlar todos los procesos operativos y Educativos de los diferentes Campus, Sedes y Centros de Enlace Educativo, así como de crear los diferentes planes estratégicos de expansión de la marca a nivel nacional e internacional.

Nuestra Universidad inició sus actividades el 18 de agosto del 2004 en las instalaciones de la 4ª avenida oriente sur no. 24, con la licenciatura en Puericultura, contando con dos grupos de cuarenta alumnos cada uno. En el año 2005 nos trasladamos a nuestras propias instalaciones en la carretera Comitán – Tzimol km. 57 donde actualmente se encuentra el campus Comitán y el corporativo UDS, este último, es el encargado de estandarizar y controlar todos los procesos operativos y educativos de los diferentes campus, así como de crear los diferentes planes estratégicos de expansión de la marca.

MISIÓN

Satisfacer la necesidad de Educación que promueva el espíritu emprendedor, aplicando altos estándares de calidad Académica, que propicien el desarrollo de nuestros alumnos, Profesores, colaboradores y la sociedad, a través de la incorporación de tecnologías en el proceso de enseñanza-aprendizaje.

VISIÓN

Ser la mejor oferta académica en cada región de influencia, y a través de nuestra Plataforma Virtual tener una cobertura Global, con un crecimiento sostenible y las ofertas académicas innovadoras con pertinencia para la sociedad.

VALORES

- Disciplina
- Honestidad
- Equidad
- Libertad

ESCUDO



El escudo de la UDS está constituido por tres líneas curvas que nacen de izquierda a derecha formando los escalones al éxito. En la parte superior está situado un cuadro motivo de la abstracción de la forma de un libro abierto.

ESLOGAN

“Mi Universidad”

ALBORES



Es nuestra mascota, un Jaguar. Su piel es negra y se distingue por ser líder, trabaja en equipo y obtiene lo que desea. El ímpetu, extremo valor y fortaleza son los rasgos que distinguen.

QUÍMICA

Objetivo de la materia:

El alumno examinará las distintas propiedades de la materia y la energía, su transformación, así como los modelos químicos que permiten explicar, analizar, discutir y reflexionar sobre la composición y uso de los materiales que utilizamos en nuestra vida diaria.

De tal manera que los estudiantes conozcan y apliquen los métodos y procedimientos de dichas ciencias para la resolución de problemas cotidianos y para la comprensión racional de su entorno.

UNIDAD I

LA IMPORTANCIA DEL PENSAMIENTO QUÍMICO EN LA SOCIEDAD DEL SIGLO XXI.

I.1. A través de la historia de la humanidad.

I.1.1 La ciencia y su relación con la tecnología, sociedad y ambiente

I.1.2 importancia de la Química para la sociedad del siglo XXI

I.2. Sustancias usadas en la vida diaria.

I.3 Concepto de materia

I.4 Propiedades de la materia.

I.4. La energía y su intervención para cambiar las propiedades de la materia

UNIDAD II ESTRUCTURA Y COMPOSICIÓN DE LA MATERIA

2.1. Clasificación de la materia.

2.1.1 Estados de agregación de la Materia

2.2. Modelación del átomo para entender las propiedades de la materia

2.3 Estructura subatómica y reactividad.

UNIDAD III

ENLACES QUÍMICOS Y TABLA PERIODICA

3.1. Como se forman los compuestos químicos

3.2 Como se unen los compuestos entre sí.

3.3 Leguaje de compuestos químicos. Tabla periódica

3.4 Formación de los compuestos y mezclas.

3.5 Modelo del enlace químicos

3.6 Relación de enlaces y propiedades de la materia

UNIDAD IV

NOMENCLATURA Y OBTENCIÓN DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

4.1. Ecuaciones y reacciones químicas.

4.2. Tipo de reacciones

4.3. Reacciones Reversibles e irreversibles

4.4. Reacciones Exotérmicas y Endotérmicas

- 4.5. Leyes de conservación
- 4.6 Compuestos inorgánicos
- 4.6.1 Compuestos inorgánico nomenclatura
- 4.6.2 Compuestos inorgánicos importancia.

Contenido

UNIDAD I	11
LA IMPORTANCIA DEL PENSAMIENTO QUÍMICO EN LA SOCIEDAD DEL SIGLO XXI	11
1.1. A través de la historia de la humanidad	11
.....	15
1.1.1 La ciencia y su relación con la tecnología, sociedad y ambiente	19
1.1. 2 Importancia de la Química para la sociedad del siglo XXI	21
1.2. Sustancias usadas en la vida diaria	23
1.4 Propiedades de la materia	25
1.5 La energía y su intervención para cambiar las propiedades de la materia	28
UNIDAD II	31
ESTRUCTURA Y COMPOSICIÓN DE LA MATERIA	31
2.1. Clasificación de la materia	31
2.1.1 Estados de agregación de la materia	33
2.2. Modelos del átomo para entender las propiedades de la materia	35
2.3 Estructura subatómica y reactividad	42
UNIDAD III	45
ENLACES QUÍMICOS Y TABLA PERIODICA	45
3.1. Como se forman los compuestos químicos	45
3.2 Como se unen los compuestos entre sí	47
3.3 Leguaje de compuestos químicos. Tabla periódica	49
3.4 Formación de los compuestos y mezclas	62
3.5 Modelo del enlace químicos	65

3.6 Relación de enlaces y propiedades de la materia	69
UNIDAD IV	71
NOMENCLATURA Y OBTENCIÓN DE COMPUESTOS INORGÁNICOS	71
4.1. Ecuaciones y reacciones químicas.....	71
4.2. Tipo de reacciones.....	72
4.3.6. Reacciones Reversibles e irreversibles.....	76
4.4. Reacciones exotérmicas y endotérmicas	77
4.5. Leyes de conservación	78
4.6 Compuestos inorgánicos	79
4.6.1 Compuestos inorgánico nomenclatura	80
4.6.2 Compuestos inorgánicos importancia	88
FUENTES:.....	91
Bibliografía básica.....	91
Videos de apoyo:	91

UNIDAD I

LA IMPORTANCIA DEL PENSAMIENTO QUÍMICO EN LA SOCIEDAD DEL SIGLO XXI.

Concepto

La Química es una ciencia básica de las ciencias naturales, la cual estudia la composición, estructura y propiedades de la materia, así como los cambios que experimenta al realizar reacciones químicas y su relación con la energía.

La Química es una ciencia que se ha desarrollado a lo largo de la historia, tuvo sus inicios desde que el individuo, en su necesidad de defenderse y adaptarse a su medio, descubre el fuego. A partir de ese momento empezó su evolución y gracias a las aportaciones de muchos hombres que se han interesado en su estudio tenemos la Química que hoy conocemos.

1.1. A través de la historia de la humanidad.

Como te podrás dar cuenta, la Química ha evolucionado con el hombre, y lo seguirá haciendo mientras exista una interrogante que lo obligue a indagar, investigar o conocer su entorno.

En nuestro país. desde antes de la conquista, los pobladores del valle de México ya sabían de la existencia y el aprovechamiento de las sales alcalinas, las cuáles eran extraídas de la superficie, de donde concentraban en forma de costras llamadas tequesquite, que utilizaban para condimentar la comida y reblandecerla. También se lo empleó como detergente alcalinizante ligero. La sal común fue muy valorada por los antiguos mexicanos, la falta de ella fue motivo de peleas entre aztecas y tlaxcaltecas. También se conocía el alumbre, el yeso y la calcita con la que fabricaban colorante para recubrimiento de muros.

El barro y el adobe fueron materiales de uso común para la edificación de antiguas construcciones. Los aztecas realizaban una mezcla de cal con arcilla negra para obtener una especie de cemento.

También producían tejidos de henequén obtenidos a partir de las fibras del maguey, realizaban hojas de papel de la corteza del árbol de amatl (papel amate), conocían la fermentación y obtenían pulque.

Los aztecas diferenciaban los siete elementos de los alquimistas como oro, plata, cobre, estaño, mercurio, plomo y hierro.

Cabe destacar el uso de plantas medicinales en el México precortesiano.

Durante la colonia, en 1555 surge la metalurgia al lograr la formación de la amalgama de los metales preciosos con el mercurio, permitiendo su extracción en frío, proceso más barato que la fundición.

En 1849, Leopoldo Río de la Loza publica el primer tratado mexicano de Química. En 1888 se funda el Instituto Médico Nacional, donde se amplió la investigación de plantas medicinales y se analizó la posibilidad de fabricar medicamentos a gran escala.

En 1916 se crea la Escuela Nacional de Química Industrial, que se incorpora a la UNAM en 1917, y 20 años después surge la Escuela Superior de Ingeniería Química e Industrias Extractivas en el Instituto Politécnico Nacional.



Las aportaciones más relevantes del siglo XX en nuestro país es la creación, en 1959, de la píldora anticonceptiva, utilizada por todo el mundo y de la cual aún se realizan investigaciones para la inocuidad de su empleo prolongado.

En 1982, México se encontraba en los primeros lugares en plantas petroquímicas donde destaca el proceso de hidrodesulfuración (eliminación del azufre contaminante de la gasolina y diesel)

Una de las tecnologías más conocidas en el extranjero es las producidas por la compañía Hylsa quien produce Hierro poroso, libre de impurezas metálicas, que es fácil de manejar y transportar).

Además, se creó el proyecto Revolución Verde, que se orienta hacia el mejoramiento de las poblaciones vegetales para obtener mayor resistencia genética a plagas y enfermedades.

Historia De la Química

	<p>Desde hace 400 000 años el hombre conoce el fuego y lo utiliza no sólo para proporcionarles calor, sino también como luz para alumbrarse y protegerse de los animales; fue la base para otras reacciones químicas como la cocción de alimentos y más tarde para fundir metales que le permitían fabricar herramientas y armas. La sucesiva adquisición de conocimientos da lugar para nombrar ciertas épocas de desarrollo de la humanidad, como la edad de piedra, de oro y plata, del cobre, del bronce y del hierro.</p>
	<p>Los chinos manipulaban la cerámica y teñían sus tejidos, trabajaban los metales, fabricaban papel, descubrieron la pólvora y utilizaban un número reducido de transformaciones químicas naturales como la fermentación de la leche y de jugos de frutas como la uva.</p>

	<p>Los egipcios aprendieron a purificar el oro, la plata y otros metales, a teñir el vidrio y a curtir pieles sumergiéndolas en orina añeja, aplicaron cera de abeja y aceites obtenidos de resinas de algunos árboles en el embalsamamiento de sus muertos. Los sacerdotes egipcios fueron los encargados de practicar y desarrollar la Química y muchos cambios de la materia se observaron desde entonces.</p>
	<p>Los pueblos hindús y griego concibieron, desde un punto de vista filosófico, las primeras ideas y conceptos sobre la naturaleza de la materia. Los hindúes admitieron la existencia de cuatro elementos responsables de las cualidades fundamentales de la materia: agua, tierra, viento y fuego. Los griegos sustituyeron el viento por el aire y 500 años a.C., el filósofo griego Leucipo y más tarde su discípulo Demócrito, plantearon los principios de la teoría atómica, uno de los cuales establece que la materia está formada por partículas muy pequeñas a las que llamaron átomos.</p>
	<p>En el siglo IX surgieron los alquimistas, herederos de la filosofía griega y de los conocimientos egipcios. Los primeros fueron los árabes, quienes conocieron las amalgamas, el bórax, el agua regia, el vitriolo, la volatilidad del azufre y la forma de combinarlo con otros metales. Al conquistar Europa, los árabes llevan consigo sus conocimientos en matemáticas y química e infunden un nuevo espíritu investigador logrando que la alquimia alcanzara su época de gloria en el año 1400 d. C.</p> <p>La alquimia se define como la búsqueda impenetrable de la piedra filosofal (una sustancia legendaria capaz de transmutar los metales en oro o de otorgar la inmortalidad). La alquimia aportó a la Química la invención y el desarrollo de gran parte del instrumental de laboratorio.</p> <p>Desde el punto de vista moderno, la alquimia presenta varios problemas, ya que su objetivo no era la ampliación del conocimiento de un modo racional y que condujera a una ciencia, sino que su fin era encontrar materias místicas como la piedra filosofal.</p>



su *Archemia*, en la cual organiza la mayoría de los conocimientos adquiridos por los iatroquímicos y es considerado uno de los primeros libros de Química. Jean Baptiste Van Helmont fue el primero en estudiar los vapores que se producían al arder la madera, que parecían aire pero que no se comportaban como tal. Aplicó a los vapores el nombre de "chaos", que pronunciado con la fonética flamenca se convierte en gas.



En 1689 el alquimista alemán Hennig Brandt descubrió el fósforo a partir de la orina. Para lograrlo destiló una mezcla de orina y arena, que dejaba como producto un material blanco que brillaba en la oscuridad y ardía como una llama brillante.

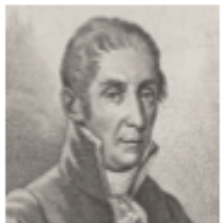
El médico y químico alemán Georg Ernest Stahl formuló la **teoría del flogisto** en 1702, en la cual daba una explicación de la combustión. Stahl suponía que toda sustancia susceptible de sufrir combustión contendría cierta cantidad de flogisto, y el proceso de combustión consistiría básicamente en la pérdida de dicha sustancia.

En 1771, el inglés Joseph Priestley aísla un gas que hace arder con más fuerza la llama de una vela, el oxígeno. Este descubrimiento lo comunicó al químico francés Antoine Lavoisier, quien acabó la equivocada teoría del flogisto explicando el papel del oxígeno en la combustión.



Se considera que el químico inglés Robert Boyle apartó **definitivamente a la Química de la alquimia al mejorar su método experimental**. Actualmente se le reconoce como el primer **químico moderno y uno de los pioneros del método científico**.






En 1662 propuso la *ley de Boyle*. Estableció las bases sobre las que un siglo después Lavoisier y Dalton fundarían sus leyes o principios de la Química actual.



En 1775 el físico italiano Alessandro Volta fue uno de los pioneros en el estudio de la electricidad. Inventó el electróforo, dispositivo con el que podía producir corriente estática. En 1778, interesado por la composición de los gases, descubrió y aisló el gas metano.



Ley de Boyle: describe la relación inversamente proporcional que existe entre la presión y el volumen de un gas, si se mantiene constante la temperatura en un sistema cerrado.

	<p>En 1789, el químico francés Antoine Lavoisier publica su tratado elemental de Química donde expresa conceptos tan importantes como la ley de la conservación de la materia. A partir de este momento, con la aplicación del método científico y el uso de la balanza, inicia una época fecunda de descubrimientos.</p>
	<p>En 1803 John Dalton afirma que toda la materia está formada por pequeñas partículas indivisibles denominadas átomos.</p>
	<p>El químico inglés Humphry Davy fue el pionero en el campo de la electrólisis para aislar varios elementos nuevos. Descubre el sodio y el potasio.</p>
	<p>El físico italiano Amedeo Avogadro publicó en 1811 la hipótesis de que los volúmenes iguales de cualquier gas, a la misma temperatura y presión, contenían igual número de moléculas; por lo cual la relación entre los pesos moleculares de dos gases era la misma proporción que la que había entre sus densidades, en iguales condiciones de presión y temperatura.</p>
	<p>Friedrich Wöhler, en 1825 dedujo correctamente que la isomería era la consecuencia de la diferente colocación de los mismos átomos en la estructura molecular. Y descubrió en 1828 cómo se podía sintetizar la urea a partir de cianato de amonio, demostrando que la materia orgánica podía crearse de manera química a partir de reactivos inorgánicos.</p>



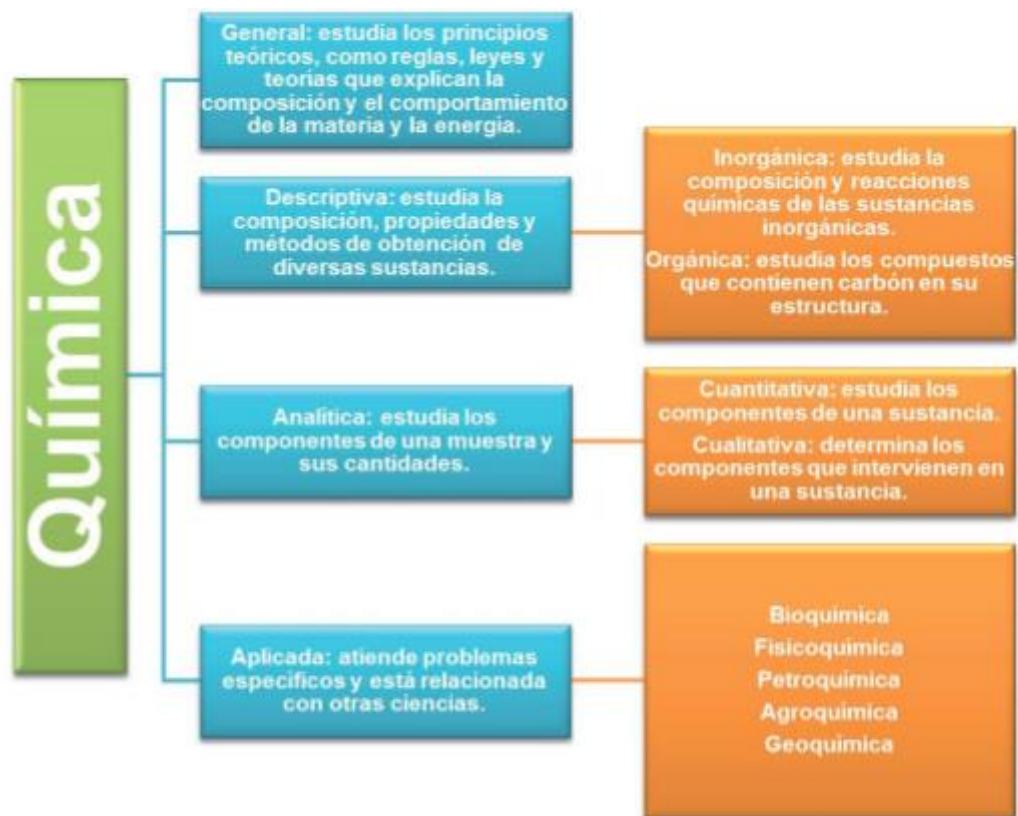
Electrólisis: uso de electricidad en las células donde se producen reacciones de óxido - reducción.

	<p>Un químico sueco, discípulo de Dalton, Jöns Jacob Berzelius, realizó mediciones cuantitativas muy precisas de las sustancias químicas, asegurándose de su pureza. A partir de esto, en 1828 recopiló una tabla de pesos atómicos relativos, donde al oxígeno se le asignaba el 100 e incluía todos los elementos conocidos en la época.</p>
	<p>En 1859, el alemán August Kekulé explicó que los átomos de carbono tetravalentes se unen unos a otros para formar cadenas, que denominó cadena de carbonos o carboesqueleto y con el resto de valencias se pueden unir a otros tipos de átomos.</p>
	<p>En 1869, el químico ruso Dimitri Ivanovich Mendeléyev desarrolla la primera tabla periódica, donde acomoda los 68 elementos conocidos en ese momento, por orden creciente de peso atómico, pero también atendiendo a sus propiedades y acertó al dejar huecos en la tabla para elementos todavía no descubiertos.</p>
	<p>En 1913, el físico danés Niels Bohr publicó en una memoria la teoría de la estructura atómica, hecho que le valió el premio Nobel. Su trabajo giró sobre el modelo nuclear del átomo de Rutherford, en el que el átomo se ve como un núcleo compacto rodeado por un enjambre de electrones más ligeros. Su modelo establece que un átomo emite radiación electromagnética sólo cuando un electrón salta de un nivel cuántico a otro.</p>
	<p>En 1916, el químico estadounidense Gilbert N. Lewis propuso que un enlace químico se forma por la interacción conjunta de dos electrones compartidos.</p>
	<p>En 1927 surge la Química cuántica donde se aplican los enlaces químicos, surge la regla de Madelung para determinar la secuencia de ocupación de los orbitales de un átomo formando su configuración electrónica.</p>

1.1.1 La ciencia y su relación con la tecnología, sociedad y ambiente

Campo de estudio de la Química y su relación con otras ciencias en su entorno

Divisiones de la Química para su estudio



Relación de la Química con otras ciencias

La Química hace más fácil y agradable la vida al facilitarnos productos de construcción, comunicación, transporte y de fabricación de numerosos utensilios.

La Química es una ciencia que estudia la materia, los cambios en su estructura y las leyes o principios que rigen estos cambios, pero también se relaciona íntimamente con otras ciencias como:



Áreas del conocimiento	Relación
Medicina	Elaboración de compuestos para el tratamiento o detección de enfermedades.
Matemáticas	Se apoya en las Matemáticas por la necesidad de la representación numérica de los fenómenos que acontecen en la naturaleza y realizando estadística.
Biología	La Química interviene para conocer los componentes que constituyen a los seres vivos y las reacciones químicas que se producen durante los procesos biológicos.
Ecología	Se relacionan por la necesidad de proteger el medio ambiente, particularmente conectado con los actuales problemas de contaminación.
Física	Estudia los cambios físicos en la naturaleza que tienen que ver con la materia y la energía.
Ingeniería	La Química investiga y produce materiales con propiedades específicas para la construcción o el desarrollo de equipo.
Historia	Proporciona acontecimientos y fechas que son importantes para conocer el desarrollo de esta ciencia a través del tiempo.
Agricultura	Se relaciona debido al empleo y producción de fertilizantes que permiten obtener cosechas con mayores rendimientos.
Geografía	Se relaciona ubicando en forma exacta los lugares donde se encuentran los yacimientos de algunas sustancias.

1.1. 2 Importancia de la Química para la sociedad del siglo XXI

Cuando los químicos se dieron cuenta que podían crear nuevas sustancias químicas, empezaron a buscar aplicaciones. Ya en el siglo XIX, la química era una ciencia de moda en la sociedad pues proporcionaba muchas sustancias (mejoras en la producción de alimentos, tejidos, colorantes, jabones, metales, medicamentos) que facilitaban la vida de las personas.

Actualmente la química beneficia a la sociedad en los siguientes aspectos:

- 1) Nos proporciona una vida más larga.
- 2) La vida es más saludable. Haciendo medicinas y piezas de recambio para nuestro cuerpo.
- 3) Nos suministra agua que podemos beber, usar para nuestra higiene o regar nuestras plantaciones.
- 4) Nos ayuda a tener más y mejores alimentos. El uso de productos químicos (abonos, fertilizantes, protectores de cosechas, entre otros) ha mejorado considerablemente la productividad de nuestros campos de cultivo.
- 5) Cuida de nuestro ganado. Lo que repercute en nuestra alimentación.
- 6) Nos proporciona energía: calor en invierno, frescor en verano, electricidad para la iluminación, nos permite circular en vehículos.
- 7) Hace que nuestras ropas y sus colores sean más resistentes y atractivos; mejora nuestro aspecto con perfumes, productos de higiene y de cosmética; contribuye en la limpieza del hogar y de nuestros utensilios; ayuda a mantener frescos nuestros alimentos; y prácticamente nos proporciona todos los artículos que usamos a diario.
- 8) Nos permite estar a la última en tecnología: el ordenador más potente y ligero; el móvil más ligero; el sistema más moderno de iluminación, el medio de transporte adecuado; el material para batir marcas deportivas; y muchas aplicaciones más.

¿Cuál será el papel de la química en el siglo XXI? Las ciencias, y especialmente la química, tendrán que atender las necesidades de la sociedad futura. Aunque no podemos predecir

el futuro, sabemos los problemas con lo que nuestra sociedad se va a enfrentar en las próximas décadas. Los retos serán en:

1) Energía. Actualmente nuestra sociedad es consumidora en exceso de energía, una consecuencia de nuestro progreso. La energía que consumimos procede principalmente de los combustibles fósiles (petróleo, gas natural y carbón). Los inconvenientes son serie: recursos limitados, no renovables, y contaminantes. Además, desde el punto de vista químico, quemar derivados del petróleo supone que estamos gastando miles de compuestos químicos que suponen las materias primas con las que fabricamos bienes de consumo, principalmente los plásticos y polímeros con múltiple de aplicaciones. El futuro de la energía depende del uso de fuentes renovables (por ejemplo, la solar), que convertiremos en electricidad. La química está desarrollando procesos y materiales con lo que se puede aprovechar más eficientemente la energía solar y almacenar de manera adecuada energía eléctrica (pilas, baterías, supercondensadores, células de combustible, etc.).

2) Medio ambiente. El deterioro medioambiental está estrechamente relacionado con nuestro consumo excesivo de energía. Si conseguimos los objetivos indicados en el apartado anterior, también contribuiremos a resolver el problema medioambiental. Es indudable que parte de la culpa de la alta contaminación ambiental se debe al uso excesivo y no adecuado de sustancias químicas. La química contribuirá implantando procesos industriales que sean medioambientalmente más adecuado (química verde), sustancias químicas menos perjudiciales e investigando métodos para eliminar contaminantes ambientales.

3) Salud. La química seguirá proporcionando compuestos biológicamente activos que se usarán como fármacos. También se desarrollarán biomateriales que servirán para reparar o reemplazar partes de nuestro cuerpo.

4) Alimentos y agua. La química seguirá contribuyendo a que los campos sean más productivos y mejorará la calidad de los alimentos. Un aspecto importante es que tenemos que conseguir métodos de purificación de agua que sean transportables a cualquier lugar del planeta.

5) Materiales tecnológicos. El futuro dependerá de tener instrumentos útiles en nuestro trabajo, ocio y vida cotidiana. Dentro de estos desarrollos tenderemos a la miniaturización

(la nanotecnología es el futuro y la química tiene mucho que aportar) en dispositivos electrónicos, mejores equipamientos deportivos y muchas más aplicaciones.

Para resolver estas necesidades, todas las ciencias y las tecnologías serán necesarias y se plantearán aproximaciones multidisciplinarias; dónde la química seguirá suministrando moléculas para preparar materiales y aportará métodos y conceptos para racionalizar resultados. Por esto, la química seguirá siendo la ciencia central en el siglo XXI.

1.2. Sustancias usadas en la vida diaria.

Las sustancias químicas nos garantizan calor y electricidad; la compra de artículos y prendas de ropa; y el acceso continuo a las telecomunicaciones, los medios de comunicación y la música, donde quiera que estemos. Muchos de los cambios que observamos en el mundo natural que nos rodea se deben en realidad a reacciones químicas, como el cambio de color de las hojas de los árboles y el crecimiento de una flor.

Las sustancias químicas contribuyen enormemente a nuestras economías. Por consiguiente, es fundamental practicar una gestión sensata de las sustancias químicas a lo largo del ciclo de vida de una sustancia química, desde la extracción hasta la eliminación, para evitar riesgos en la salud humana y en el medio ambiente.

Por ejemplo:

Detergentes son productos que contienen una sustancia activa llamada surfactante o material activo en superficie. Los surfactantes reducen la tensión de la superficie del agua para que el agua pueda mezclarse con aceite o grasa. Esta es la razón por la que lavamos las prendas de ropa sucias con detergente: el detergente elimina la suciedad en forma sólida o líquida.

El ingrediente detergente de un champú es capaz de reducir la tensión de la superficie del agua con el objeto de humedecer a fondo el pelo y de este modo permitir su lavado. El champú también descompone la grasa y la elimina del pelo.

En un champú hay otras muchas sustancias también. Están enumeradas en la etiqueta del frasco. Descomponen y eliminan del pelo manchas, suciedad, caspa, sales y aceites. Esto no se consigue solo con agua.

La pasta de dientes está hecha de agua y abrasivos, como el hidróxido de aluminio y el carbonato de calcio. También puede contener edulcorantes, colorantes, refrescantes del aliento, resistencias contra gérmenes y microbios y una sustancia activa llamada fluoruro sódico, que refuerza el esmalte de los dientes y protege contra la caries.

Los tejidos utilizados para la confección de prendas de ropa son a veces acabados mediante procesos químicos para potenciar sus características. Por ejemplo, se utilizan agentes de apresto para reforzar los tejidos y hacer que no se arruguen.

Durante el proceso de fabricación, un tejido puede pasar por una amplia gama de tratamientos químicos y no químicos. Estos tratamientos incluyen la preparación y el tratamiento previo, el tinte, la estampación y el perfeccionamiento de los tejidos. Algunos productos utilizados en los tejidos son sustancias químicas altamente especializadas como los biocidas, los retardantes de la llama, los hidrófugos y los encoladores. Otros son sustancias químicas o mezclas relativamente sencillas como los aceites y las grasas emulsionadas, el almidón, los aceites sulfatados, las ceras y algunos surfactantes.

Se han investigado nanomateriales para otros desarrollos como los tratamientos permanentes basados en nanopartículas y nanoestructuras para conseguir que los tejidos sean más resistentes al agua, a las manchas, a las arrugas, a las bacterias y al moho.

Un perfume es un compuesto oloroso de sustancias químicas aromáticas. Los compuestos de sustancias químicas aromáticas generalmente se evaporan para que el olor llegue a la nariz. Esta es la razón por la que los perfumes se guardan siempre en una botella de cuello estrecho.

Los perfumes pueden estar hechos de sustancias sintéticas o naturales. Los perfumes más naturales son los que proceden de plantas como flores, frutos, raíces, cortezas o maderas. Por ejemplo, el geranio procede de la rosa, la jasmona del jazmín, el cítrico de la naranja y el aceite de safrán del árbol de safrán.

El perfume es una mezcla de aceites esenciales aromáticos o de compuestos aromáticos, fijadores y disolventes que proporcionan un olor agradable al cuerpo humano.

Un ejemplo de **sustancias activas insecticidas** utilizadas en las casas son la permetrina y la tetrametrina. Estas sustancias químicas sintéticas atacan el sistema nervioso de los insectos.

1.3 Concepto de materia

Materia

La materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio. Existen tres estados de la materia: sólido, líquido y gaseoso. Cada estado tiene sus propias características, por ejemplo, el estado sólido tiene una forma y volumen definido. El líquido tiene un volumen definido pero su forma se adapta al recipiente que lo contiene. Mientras que el estado gaseoso no tiene forma ni volumen definido.

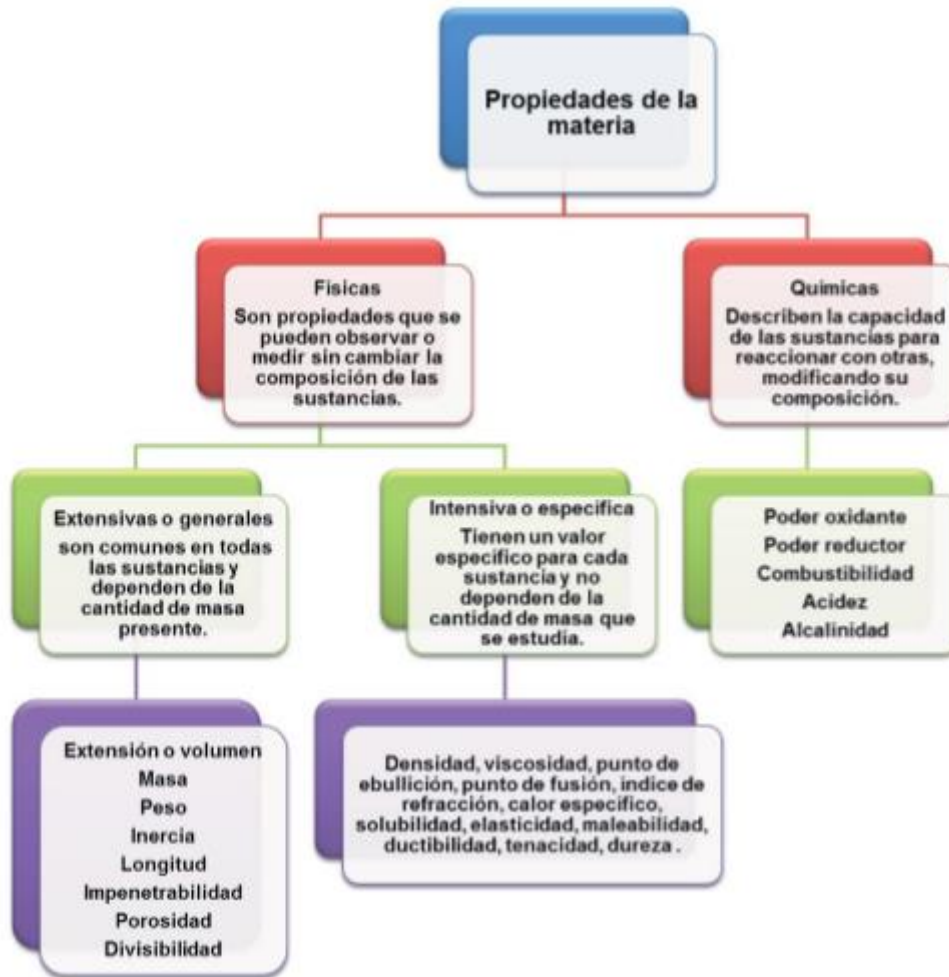
La materia es todo aquello de lo que están hechas las cosas del universo.

La Química es la ciencia que se ocupa de la materia y de los cambios que ésta sufre.

Materia: es todo aquello que tiene masa y que ocupa un lugar en el espacio.

Dentro de sus características principales están poseer masa, ocupar un espacio y que para cambiar requiere la acción de la energía.

1.4 Propiedades de la materia



Algunas propiedades físicas de la materia.

Propiedades extensivas		Propiedades intensivas	
Volumen	Es la capacidad de la materia de ocupar un lugar en el espacio.	Punto de fusión	Temperatura en la que coexisten en equilibrio la fase sólida y la fase líquida de una sustancia.
Peso	Es la fuerza con la que la gravedad atrae un cuerpo a la Tierra.	Punto de ebullición	Temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido iguala la presión atmosférica externa.
Inercia	Es la propiedad por la que un cuerpo se opone a cambiar el estado de movimiento rectilíneo uniforme o de reposo en el que se encuentra.	Densidad	Masa de una sustancia dividida entre su volumen.
Impenetrabilidad	Es la característica que impide que dos cuerpos puedan ocupar el mismo lugar.	Solubilidad	Máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una determinada cantidad de disolvente a una temperatura específica.
Porosidad	Se refiere a la capacidad de la materia de absorber gases o líquidos debido a los espacios entre las partículas que forman la materia.		
Divisibilidad	Capacidad de la materia para fragmentarse.		
Elasticidad	Es la propiedad que le permite a la materia, dentro de cierto límite, deformarse cuando se le aplica una fuerza y recuperar su forma original al dejar de aplicarle dicha fuerza.		

Las propiedades físicas son características de la materia que pueden ser observadas o medidas sin necesidad de cambiar la naturaleza química de la sustancia. Por ejemplo:

- Masa: corresponde a la cantidad de materia medida en kilogramos (unidad de la masa) por medio de una balanza. Es una propiedad extensiva.
- Volumen: es el espacio ocupado por la materia que se mide en metros cúbicos o litros. Es una propiedad extensiva.
- Divisibilidad: es la propiedad que implica que la materia pueda ser dividida en varias partes.
- Compresibilidad: reducción del volumen de la materia mediante compresión. Por ejemplo: el aire que existe en los neumáticos está comprimido.
- Elasticidad: corresponde al regreso al volumen original de la materia luego de dejar de ser comprimida. Por ejemplo: cuando el aire sale de los neumáticos, regresa a su volumen en la atmósfera.

- Inercia: propiedad de la materia que indica la resistencia al cambio, es decir, que mantiene su estado de reposo o de movimiento a menos que se le aplique una fuerza.
- Propiedades organolépticas: son aquellas características que pueden ser percibidas por los sentidos, como el sabor, el color, el olor, la dureza o la textura.
- Punto de ebullición: es la temperatura a que una sustancia hierve. Es una propiedad intensiva.

Son características de la materia que resultan de transformaciones o reacciones químicas, por lo tanto, la estructura cambia. Por ejemplo:

- Calor de combustión: es la energía liberada cuando un compuesto se quema completamente (combustión).
- Estabilidad química: se refiere a la capacidad de un compuesto de reaccionar con el agua (hidrólisis) o con el aire (oxidación). Por ejemplo: una barra de hierro que se deja en la lluvia o al aire libre se corroe.





1.5 La energía y su intervención para cambiar las propiedades de la materia

La energía juega un papel primordial en la producción de objetos de uso cotidiano, ya que es necesaria para realizar cualquier cambio o transformación de materia, fenómenos como la fotosíntesis, la formación del arcoíris, la cocción de alimentos, el movimiento al caminar, la respiración son ejemplos de la interacción entre la materia y la energía.

Energía: es la capacidad de un objeto para realizar un trabajo.

Cuando la energía interviene en los cambios de la materia se presenta de la manera que la conocemos: luminosa, eléctrica, radiante, química, nuclear, entre otras.

Manifestaciones de la Energía

Tipo de energía	Características	Ejemplo
Mecánica	Potencial: energía almacenada en los cuerpos en virtud de su posición o condición.	
	Cinética: aquella que poseen los cuerpos en movimiento.	
Solar	La energía del Sol se transfiere a la Tierra por ondas electromagnéticas que se denominan energía radiante y es producida en el Sol como resultado de reacciones nucleares.	
Luminosa	Proviene de la luz y es un conjunto de radiaciones electromagnéticas que podemos percibir por nuestro sentido de la vista.	

<p>Química</p>	<p>Se manifiesta a través de las reacciones químicas como el incremento de temperatura cuando reacciona un ácido con una base. No se puede medir directamente como otros tipos, para apreciarla se le convierte en energía térmica.</p>	
<p>Nuclear</p>	<p>Es la energía que se libera del núcleo de un átomo durante la fisión o la fusión de núcleos atómicos.</p>	
<p>Eólica</p>	<p>Energía que resulta de la acción del movimiento del aire.</p>	
<p>Hidráulica</p>	<p>Se origina por el movimiento del agua.</p>	
<p>Calórica o térmica</p>	<p>Resulta del movimiento de las partículas de una sustancia, por lo que proviene de la energía cinética de las partículas.</p>	

Energías no contaminantes

Se llaman energías limpias, alternativas o renovables aquellas que se obtienen de fuentes naturales capaces de generarse o que se consideran inagotables. Entre ellas está la energía solar, biomasa, mareomotriz, hidráulica, geotérmica y eólica.

Solar	Es la energía del Sol captada por celdas fabricadas con silicio y galio o fósforo.
Biomasa	Es el combustible energético que se obtiene al utilizar recursos biológicos como la fermentación. Por ejemplo, la caña de azúcar o de maíz se transforma en etanol para elevar el octanaje de las gasolinas o el estiércol transformado a gas metano como combustible.
Mareomotriz	Utiliza la energía de las mareas para producir electricidad.
Hidráulica	Utiliza la energía cinética y potencial del agua. El agua de lluvia se almacena y la energía se obtiene de la caída del agua desde cierta altura a un nivel inferior ocasionando el movimiento de ruedas o turbinas.
Geotérmica	Se obtiene de los yacimientos naturales de agua caliente, mediante la perforación del suelo y canalizando el vapor por tuberías hacia un sistema de turbinas.
Eólica	Utiliza la fuerza del viento para generar electricidad.

UNIDAD II

ESTRUCTURA Y COMPOSICIÓN DE LA MATERIA

2.1. Clasificación de la materia.

La materia se puede clasificar en base a su composición



Sustancia pura

- Puede ser un elemento o compuesto y cualquier parte de ella posee características similares, definidas y constantes, podríamos decir que una sustancia es pura cuando se encuentra compuesta en su totalidad por ella y no contiene cantidades de otras sustancias, ejemplo sería la sacarosa, el agua, el oro etc.

Elemento	Es una sustancia pura imposible de descomponer mediante métodos químicos ordinarios, en dos o más sustancias por ejemplo: el hidrógeno (H), el oxígeno (O), el cobre (Cu).
Compuesto	Sustancia pura posible de descomponer, mediante métodos químicos ordinarios, en dos o más sustancias. Ejemplos: agua (H ₂ O), sal (NaCl), ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄).

Mezcla

- Está constituida por dos o más sustancias puras, cada una mantiene su identidad y propiedades específicas

Mezcla homogénea	Está formada por dos o más sustancias puras, no se pueden distinguir las fases que la forman, por ejemplo, un refresco, la solución salina, etc.
Mezcla heterogénea	No es uniforme en su composición ni en sus propiedades. Consta de dos o más porciones o fases físicamente distintas. Se pueden distinguir a simple vista, por ejemplo, el agua con el aceite, agua y arena, etc.

2.1.1 Estados de agregación de la materia

Estado de agregación de la materia

Los estados comunes de agregación de la materia son sólidos, líquidos y gases. Existe un cuarto estado, el plasma, y en años recientes el mundo científico dio a conocer un quinto estado llamado condensación de Bose-Einstein.

Los estados de la materia dependen de las condiciones de temperatura y presión a las que se encuentran sometidas las sustancias y de su naturaleza química.

En estado sólido, cada molécula está en un espacio pequeño entre moléculas cercanas, por lo que vibra sin cambiar de lugar debido a su alta fuerza de cohesión, pero si a una sustancia en estado sólido se le aplica calor, sus moléculas la absorben y al aumentar disminuye la fuerza de cohesión y el sólido cambia al estado líquido, si continúa calentándose se reduce la fuerza de cohesión y se produce un cambio de estado de líquido a gaseoso, donde las moléculas se mueven de un lado a otro libremente y a gran velocidad chocando contra las paredes que los contiene, lo que da como resultado la denominada presión del gas.

Si bien los estados sólido, líquido y gaseoso son los más comunes en la Tierra, la mayor parte del Universo está constituido por materia en estado de plasma. El plasma se forma de partículas altamente ionizadas que se mueven a gran velocidad. Un ejemplo de plasma son los relámpagos que observamos cuando hay tormentas.

Sólido



Gaseoso



Líquido



Ejemplo de relámpago.

Estado de la materia	Sólidos	Líquidos	Gases
Forma	Definida.	No poseen forma definida, por lo tanto adoptan la forma del recipiente que los contiene.	No poseen formas definidas, por lo tanto adoptan la forma del recipiente que los contiene.
Volumen	Poseen volumen fijo.	Poseen volumen fijo.	Poseen volumen variable según.
Compresibilidad	Baja compresibilidad.	Compresión limitada.	Alta compresibilidad.
Fuerza entre sus partículas	Muy fuerte.	Media.	Casi nula.
Ejemplo	Azúcar.	Gasolina.	Aire.

2.2. Modelos del átomo para entender las propiedades de la materia

El primero en utilizar el término de Átomo fue Demócrito (filósofo griego, del año 500 a. De C.), porque creía que los elementos estaban formados por pequeñas partículas indivisibles.

De hecho, etimológicamente, la palabra "átomo" significa "indivisible" en griego.

El Modelo Atómico de Bohr:

Modelo Atómico de Bohr

El Modelo Atómico de Bohr (1913) postula que:

1. Los electrones describen órbitas circulares estables alrededor del núcleo del átomo sin radiar energía.

2. Los electrones solo se pueden encontrar en ciertas órbitas (no todas las órbitas están permitidas). La distancia de la órbita al núcleo se determina según el número cuántico n ($n=1, n=2, n=3...$):

Radio de la órbita (en Ångströms) $\rightarrow r = 0,529 \cdot n^2$

3. Los electrones solo emiten o absorben energía en los saltos entre órbitas. En dichos saltos se emite o absorbe un fotón cuya energía es la diferencia de energía entre ambos niveles determinada por la fórmula:

$$E_a - E_b = h \cdot \nu = h \cdot (R_M \cdot [1/n_b^2 - 1/n_a^2])$$

El Modelo Atómico de Bohr explica las insuficiencias del Modelo Atómico de Rutherford sobre la estabilidad de las órbitas del electrón y la existencia de espectros de emisión característicos.

El modelo de Bohr incorpora también la teoría del efecto fotoeléctrico de Einstein.

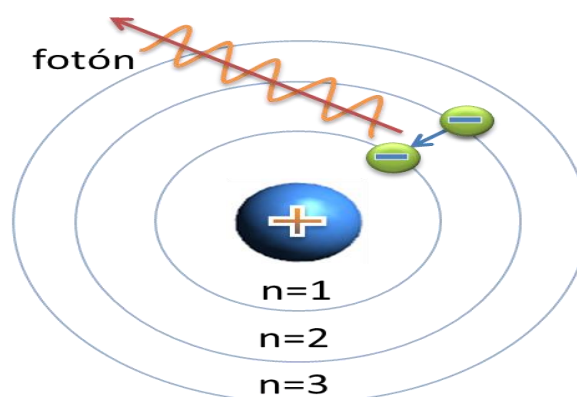
Limitaciones del Modelo Atómico de Bohr:

El Modelo Atómico de Bohr fue sustituido por el Modelo Atómico de Sommerfeld ya que para adaptarlo a los resultados experimentales era necesario incluir otros tres números cuánticos:

l: número cuántico azimutal

m: número cuántico magnético

s: número o cuántico de spin



El Modelo Atómico de Dalton:

El Modelo Atómico de Dalton (1803) es el primer modelo atómico, según el cual se postula que:

La materia está formada por partículas indivisibles, indestructibles y extremadamente pequeñas llamadas átomos

Los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí (igual masa y propiedades)

Los átomos de elementos distintos tienen diferente masa y propiedades

Los compuestos están formados por la unión de átomos en proporciones constantes y simples

Limitaciones del Modelo Atómico de Dalton:

Átomo indivisible de Dalton

Los átomos no son partículas indivisibles ni inalterables, por lo cual este modelo no puede explicar muchas propiedades de los elementos.

El Modelo Atómico de Dalton fue sustituido por el Modelo Atómico de Thomson al descubrir que los átomos no son indivisibles, sino que están formados por partículas de carga positiva y otras de carga negativa.

El Modelo Atómico de Thomson:

El Modelo Atómico de Thomson (1904) postula que:

El átomo está formado por electrones de carga negativa incrustados en una esfera de carga positiva como en un "pudín de pasas".

Dichos electrones están repartidos de manera uniforme en todo el átomo

El átomo es neutro de manera que las cargas negativas de los electrones se compensan con la carga positiva

J. J. Thomson obtuvo las evidencias para este modelo a partir del estudio mediante rayos catódicos en un tubo de vacío que eran desviados al aplicar un campo magnético.

El Modelo de Thomson anulaba el predecesor Modelo Atómico de Dalton ya que este no consideraba la estructura interna del átomo.

Limitaciones del Modelo Atómico de Thomson:

El Modelo Atómico de Thomson fue sustituido por el Modelo Atómico de Rutherford al descubrir que el átomo no es compacto, sino que está prácticamente vacío, concentrándose la carga positiva en un pequeño núcleo alrededor del cual están los electrones.



El Modelo Atómico de Rutherford:

El Modelo Atómico de Rutherford (1911) postula que:

El átomo está formado por dos regiones: una corteza y un núcleo

En la corteza del átomo se encuentran los electrones girando a gran velocidad alrededor del núcleo

El núcleo es una región pequeña que se encuentra en el centro del átomo que posee la carga positiva

El núcleo posee la práctica totalidad de la masa del átomo

Experimento de Rutherford:

Ernest Rutherford obtuvo las evidencias para este modelo a partir de un experimento en el que bombardeó con partículas alfa una fina lámina de oro. Según el comportamiento que experimentaban estos rayos en sus trayectorias al incidir sobre la lámina de oro obtuvo las siguientes conclusiones:

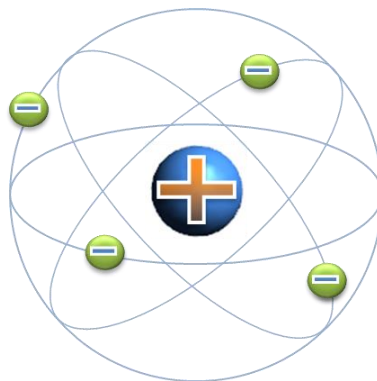
La mayor parte de los rayos atravesaban la lámina lo que le llevó a concluir que la mayor parte del átomo está hueco

Solo una pequeña parte de las partículas sufría desviaciones, por lo que el núcleo debía ser pequeño, del orden de unas 10.000 veces menor que el radio atómico

El Modelo de Rutherford anulaba el predecesor Modelo Atómico de Thomson ya que este no consideraba la separación del átomo entre núcleo y corteza.

Limitaciones del Modelo Atómico de Rutherford:

El Modelo Atómico de Rutherford fue sustituido por el Modelo Atómico de Bohr que daba una explicación a la estabilidad de las órbitas de los electrones y a los espectros de emisión característicos de cada elemento al calentarlos



El Modelo Atómico de Sommerfeld:

El Modelo Atómico de Sommerfeld (1916) postula que:

Dentro de un mismo nivel energético (n) existen subniveles diferentes.

No solo existen órbitas circulares sino también órbitas elípticas determinadas por el número cuántico azimutal (l) que toma valores desde 0 a $n-1$:

$l = 0 \rightarrow$ forma el orbital s

$l = 1 \rightarrow$ forma el orbital p

$l = 2 \rightarrow$ forma el orbital d

$l = 3 \rightarrow$ forma el orbital f

...

Por ejemplo, con 3 niveles de energía ($n=1, 2$ y 3) tenemos las siguientes órbitas posibles:

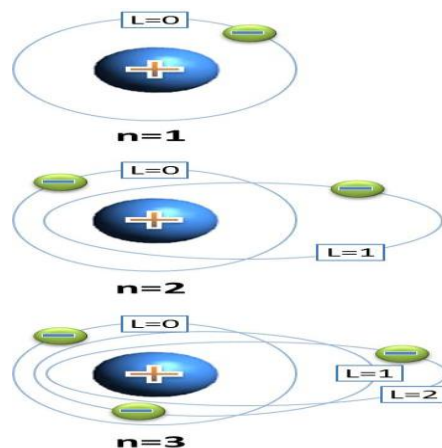
Un orbital s en $n = 1$

Un orbital s y p en $n = 2$

Un orbital s, un orbital p y d en $n = 3$

Adapta el modelo de Bohr a la mecánica relativista ya que los electrones se mueven a velocidades cercanas a las de la luz.

Para Sommerfeld, el electrón es una corriente eléctrica.



El Modelo Atómico de Schrödinger (1924) postula que:

Los electrones son ondas de materia que se distribuyen en el espacio según la función de ondas (ψ):

$$(\delta^2\psi/\delta x^2) + (\delta^2\psi/\delta y^2) + (\delta^2\psi/\delta z^2) + (8\pi^2m/h^2) (E-V) \psi = 0$$

los electrones se distribuyen en orbitales que son regiones del espacio con una alta probabilidad de encontrar un electrón. Dicha probabilidad viene determinada por el cuadrado de la función de ondas (Ψ^2).

Se tienen en cuenta los siguientes números cuánticos:

Número cuántico principal ($n = 1, 2, 3\dots$): indica el nivel energético del electrón y su distancia al núcleo

Número cuántico secundario o Azimutal ($l = 0, 1, 2, n-1$): subniveles energéticos para cada n .

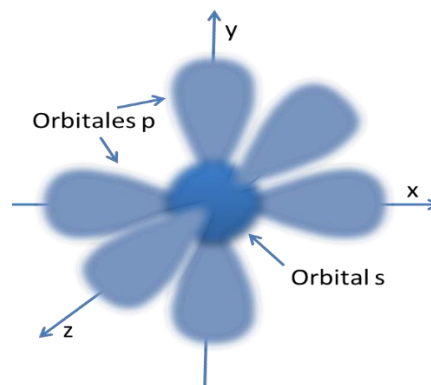
Número cuántico magnético (m): orientación del orbital ante campos magnéticos externos. Valores entre $-l$ y $+l$

Número de espín (s): sentido del giro del electrón. Valores $1/2$ y $-1/2$

Orbitales del modelo atómico de Schrödinger

En un átomo no puede haber electrones con los cuatro números cuánticos iguales

La configuración electrónica del modelo atómico de Schrödinger explica las propiedades periódicas de los átomos y los enlaces que forman.



2.3 Estructura subatómica y reactividad.

Estructura atómica de la materia, es la disposición que presentan los elementos más pequeños que la conforman (átomos, electrones, protones, neutrones, núcleo), y que define las propiedades de cada uno de los materiales.

La pequeñez de los átomos embota la imaginación. Los átomos son tan pequeños que pueden colocarse unos 108, o sea 100 millones de ellos, uno después de otro, en un centímetro lineal. Su radio es del orden de 10^{-8} cm. A su vez, los núcleos tienen dimensiones lineales 10 000 a 100 000 veces más pequeñas. El radio nuclear es de 10^{-12} a 10^{-13} cm. En términos de volumen, los átomos ocupan como 10^{-24} cm³ y los núcleos 10^{-38} cm³.

En un sólido, los átomos se encuentran en contacto entre sí y fuertemente ligados, de manera que su movimiento relativo es mínimo. Por esta razón los sólidos conservan su forma. En los líquidos, en cambio, aunque los átomos también se hallan en contacto, no están fuertemente ligados entre sí, de modo que fácilmente pueden desplazarse, adoptando el líquido la forma de su recipiente. Los átomos o las moléculas de los gases están alejados unos de otros, chocando frecuentemente entre sí, pero desligados, de manera que pueden ir a cualquier lugar del recipiente que los contiene.

Nuestra imagen del átomo recuerda la de un sistema planetario en el que el núcleo está en el centro y los electrones giran a su alrededor, aunque de hecho no puede decirse, a diferencia de nuestro Sistema Solar

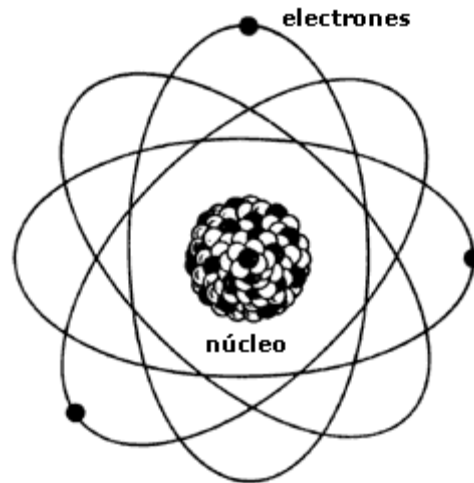


Figura 1. Nuestra imagen del átomo.

El núcleo de cada átomo está formado a su vez por protones y neutrones. Lo podemos imaginar como un racimo de partículas, pues neutrones y protones se encuentran en contacto unos con otros.

Los electrones tienen carga eléctrica negativa (-e), los protones la misma, pero positiva (+e), y los neutrones no tienen carga. Los núcleos son por consiguiente positivos. La fuerza fundamental que mantiene a los electrones unidos a su respectivo núcleo es la eléctrica; sabemos que cargas opuestas se atraen y cargas del mismo signo se repelen.

Los átomos normalmente son eléctricamente neutros, pues el número de electrones orbitales es igual al número de protones en el núcleo. A este número se le denomina número atómico (Z) y distingue a los elementos químicos. Ahora bien, los electrones orbitales se encuentran colocados en capas. La capa más cercana al núcleo es la capa K; le siguen la capa L, la M, la N, etc. Una clasificación de los elementos constituye la tabla periódica, en que a cada elemento se le asocia su correspondiente Z (véase la figura 2). En el cuadro 1 se dan ejemplos de algunos elementos ligeros, incluyendo el número de electrones que corresponde a cada capa; la capa K se llena con 2 electrones, la L con 8, etc. Se conocen más de 100 elementos. Nótese que nombrar el elemento equivale a establecer su número atómico

Si por algún proceso físico un electrón se separa de su átomo correspondiente, se dice que sucede una ionización. El átomo resultante, ahora con una carga neta positiva, se llama ion positivo, o átomo ionizado. La ionización puede tener lugar en cualquiera de las capas

atómicas, denominándose ionización K, L, M, etc. Cuando sucede una ionización de capa interna, como la K, queda un espacio vacante en la capa. El átomo tiene la tendencia entonces a llenar esta vacancia con un electrón de una capa externa. Al suceder esto, hay una emisión de radiación electromagnética (luz visible, rayos ultravioletas, o rayos X), como lo muestra la figura 3.

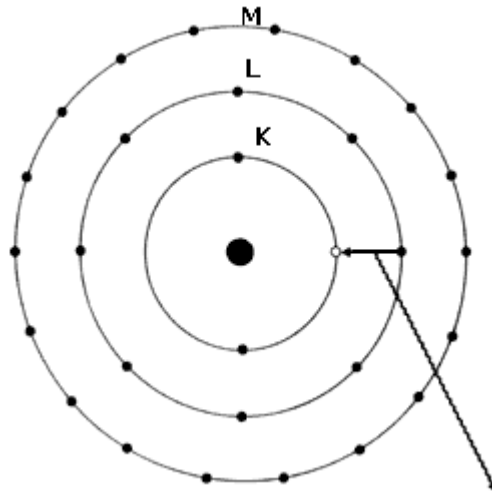


Figura 3. Si sucede una ionización en la capa K, un electrón de la capa L llena la vacancia, emitiéndose un fotón.

En un compuesto químico se unen átomos de diferentes elementos para formar una molécula, de acuerdo con la valencia de cada tipo de átomo. También pueden formarse moléculas de átomos iguales, como en el caso del nitrógeno o del oxígeno, que en su estado natural existen como moléculas diatómicas (dos átomos).

EL NÚCLEO

Como ya se mencionó, el núcleo está en la parte central del átomo, y consiste en protones y neutrones. Cada elemento de un Z determinado puede contener en su núcleo diferente número de neutrones sin que ello afecte su número atómico; por ejemplo, el hidrógeno, el elemento más sencillo, puede tener cero, uno, o dos neutrones. El núcleo del hidrógeno más común sólo consiste en un protón; le sigue el hidrógeno pesado, o deuterio, con un protón y un neutrón; y el tritio, con un protón y dos neutrones. Todos ellos son hidrógeno,

por ser de $Z = 1$, pero las variantes según N , el número de neutrones, se llaman isótopos del hidrógeno. En la Tierra, sólo 15 de cada 100 000 núcleos de hidrógeno son de deuterio. La llamada agua pesada está formada por deuterio en lugar de hidrógeno común. Por otro lado, el tritio, que es radiactivo, sólo se encuentra en ínfima cantidad; lo produce la radiación cósmica.

UNIDAD III

ENLACES QUÍMICOS Y TABLA PERIODICA

3.1. Como se forman los compuestos químicos

Los compuestos químicos se forman por la combinación química de dos o más elementos diferentes unidos entre sí en proporción fija, se pueden separar mediante métodos químicos en sustancias (elementos o compuestos) con una estructura química más sencilla. Tienen propiedades diferentes a las de los elementos que los componen.

A continuación, se presenta un ejemplo, el del Cloruro de sodio:



La relación de los átomos de sodio con respecto a los átomos de cloro es 1 a 1. El Cloruro de sodio es posible separarlo en sus elementos componentes (sodio y cloro), por medio de un método químico llamado **electrólisis**.

Cloruro de sodio (NaCl)



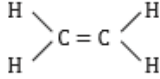

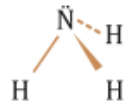
PROPIEDADES FÍSICAS			
	Cloruro de sodio [NaCl]	Sodio [Na]	Cloro [Cl ₂]
Estado de agregación	Sólido	Sólido	Gas
Punto de fusión	801 °C	98 °C	-102 °C
Punto de ebullición	1465 °C	883 °C	-34 °C

Información tomada de: CRC Handbook of Chemistry and Physics. Edición 88th, 2007-2008. Páginas: 4-89, 4-58.

Como nos podemos dar cuenta, las propiedades físicas de los elementos componentes (sodio y cloro) son completamente diferentes a las del compuesto (cloruro de sodio).

Una fórmula es una expresión simbólica de la composición y estructura de una sustancia química.

Cada compuesto químico se designa mediante una fórmula específica, que contiene símbolos de los elementos que la componen, y unos subíndices, que expresan la relación numérica entre los elementos.

Clases de fórmulas		
Nombre	Definición	Ejemplo
Fórmula empírica	Expresa, mediante símbolos y subíndices, los elementos que forman la sustancia química y la relación mínima en que sus átomos o iones están presentes en ella. Se utiliza en compuestos que forman redes cristalinas.	NaCl, SiO ₂
Fórmula molecular	Expresa, mediante símbolos y subíndices, los elementos que forman la sustancia química y el número de átomos de cada elemento que están presentes en una molécula de ésta.	CO ₂ , H ₂ O, H ₂ O ₂ , N ₂ O ₄
Fórmula desarrollada	Es una representación que indica la forma de unión de los átomos que constituyen la sustancia química.	
Fórmula estereoquímica	Representa la disposición de los enlaces de una sustancia en el espacio. ————— Enlace situado en el plano del papel - - - - - Enlace situado por debajo del plano  Enlace situado por encima del plano	

■ Clases de fórmulas

3.2 Como se unen los compuestos entre sí.

Para formar compuestos debemos entender que los elementos pueden unirse a través de los electrones de valencia, hecho que representa un enlace.

Los enlaces químicos se forman mediante interacciones entre los electrones de valencia de los átomos que participan y dependiendo del tipo de enlace químico que los une serán las propiedades que lo formen.

La unión entre los átomos o las moléculas determina algunas de las propiedades físicas y químicas de los materiales y cómo llevan a cabo esta unión.

¿Alguna vez jugaste con un imán? Recordarás que cuando lo acercas a un trozo de hierro éste se pega, pero cuando lo acercas al aluminio se cae. Esto se debe a las fuerzas de

atracción o de repulsión. Lo mismo sucede con las sustancias, algunas tienden a juntarse y otras se separan de acuerdo con sus atracciones eléctricas.

Los elementos químicos se combinan de diversas maneras para constituir un gran número de compuestos inorgánicos y orgánicos. Las propiedades de cada compuesto dependerán del tipo de elemento químico que lo forma, el modo como se enlazan, la forma y geometría de los agregados atómicos.

Los enlaces químicos se forman mediante interacciones entre los electrones de valencia y dependiendo del tipo de enlace químico que los une serán las propiedades que lo formen.

Estos cambios electrónicos que producen las uniones entre átomos y moléculas son de diferente clase y dan lugar a la formación de distintas interacciones, como las interatómicas e intermoleculares.

- **Interatómicas:** que forman a los enlaces químicos como el iónico, el covalente y el metálico.

- a) Enlace iónico: resulta de las interacciones electrostáticas entre iones de cargas opuestas.

- b) Enlace covalente: es el resultado de compartir electrones entre dos átomos.

- c) Enlace metálico: cada átomo está unido a varios átomos vecinos por electrones que son relativamente libres de moverse a través de la estructura tridimensional

- **Intermoleculares:** son atracciones a través de fuerzas llamadas:

- a) Fuerzas de Vander Waals

- b) Puente de hidrógeno

3.3 Leguaje de compuestos químicos. Tabla periódica

Elementos químicos

La tabla periódica, tal como la conocemos hoy, es el producto de una evolución en la que contribuyeron hombres y mujeres de ciencia, que por medio de sus investigaciones lograron integrar y organizar los elementos químicos.

Viajemos en el tiempo para conocer un poco de la historia de la tabla periódica.

En 1790, el francés Antonio Lavoisier recopiló una lista de 23 elementos, algunos de ellos como el oro, la plata, el carbón y el oxígeno.

En 1829, el alemán Johann W. Döbereiner organizó los elementos químicos en grupos de tres, cada triada estaba constituida por elementos con propiedades químicas semejantes, mientras sus propiedades físicas variaban.



Triadas de Döbereiner.

En 1864, el inglés John A. Newlands propuso un nuevo esquema de organización de 56 elementos químicos que conocía. Él observó que una vez que colocaba los elementos en orden creciente de su masa atómica, después de siete elementos, en el octavo se repetían las propiedades del primero. A esta repetición periódica la llamó *ley de las octavas*, por la analogía con la escala musical (siete notas hacen una octava).

1	2	3	4	5	6	7
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca					

En 1869, el ruso Dimitri I. Mendeleiev publicó una tabla de 63 elementos, la cual los organizaba en orden creciente de sus masas atómicas pero, respetando sus semejanzas entre sus propiedades, además dejó lugares vacíos para futuros elementos químicos que se pudieran descubrir.

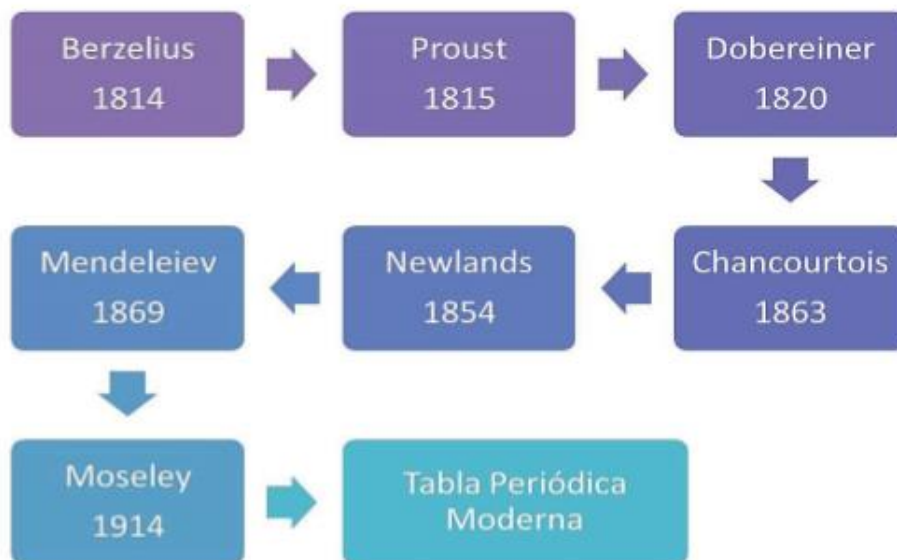
Con el tiempo se percataron que, efectivamente, al descubrir nuevos elementos las masas se podrían determinar con mayor exactitud y por lo que varios elementos ya no estaban en los lugares

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							
2	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe, Co, Ni, Cu
5	(Cu)	Zn			As	Se	Br	
6	Rb	Sr	?Y	Zr	Nb	Mo		Ru, Rh, Pd, Ag
7	(Ag)	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
8	Cs	Ba	?Di	?Ce				
9								
10			?Er	?La	Ta	W		Os, Ir, Pt, Au
11	(Au)	Hg	Tl	Pb	Bi			
12				Th		U		

En 1912, el británico Henry G.J. Moseley, quien a partir de sus investigaciones sobre el protón determinó que le permitió determinar la carga nuclear de los átomos de los elementos, concluyó que existía una repetición periódica de las cargas físicas y químicas de éstos conforme aumentaba su número atómico, por lo tanto, se tomó como base para clasificarlos por su número atómico y no por su masa.

En 1951, el estadounidense Glenn T. Seaborg recibe el Premio Nobel de Química por descubrir los elementos **transuránicos** y sus propiedades, convenciendo con esto a la sociedad científica de ese momento a modificar la tabla periódica y colocar fuera de ella a los elementos muy pesados, que ocupaban un lugar principal en la tabla.

Recorrido histórico de la tabla periódica



Actualmente la tabla cuenta con 118 elementos, de los cuáles son 92 en estado natural y el resto hecho sintéticamente por el hombre.

Los símbolos de los elementos químicos se escriben con una o dos letras como máximo. La primera se escribe con mayúscula y la siguiente en minúscula

La tabla periódica moderna

Elementos químicos y su símbolo respectivo		
H Hidrógeno	S Azufre	Pb Plomo
N Nitrógeno	Mg Magnesio	Ag Plata
C Carbono	Fe Hierro	Au Oro

Actualmente la tabla periódica está diseñada de acuerdo con el número atómico y la configuración electrónica de los elementos químicos. El diseño de esta tabla es una herramienta útil para los químicos y para los estudiantes.

La estructura básica la conforman 18 columnas o grupos y siete filas o periodos, hay tantos periodos como niveles energéticos y cada uno inicia cuando empieza a llenarse un nuevo nivel.

Periodo	Nivel externo	Subniveles	Elementos	Configuración
1	Primero	1s	Hidrógeno (H) Helio (He)	1s ¹ 1s ² Nivel completo

2	Segundo	2s y 2p	Litio (Li) Berilio (Be) Boro (B) Carbono (C) Nitrógeno (N) Oxígeno (O) Flúor (F) Neón (Ne)	1s ² 2s ¹ 1s ² 2s ² 1s ² 2s ² 2p ¹ 1s ² 2s ² 2p ² 1s ² 2s ² 2p ³ 1s ² 2s ² 2p ⁴ 1s ² 2s ² 2p ⁵ 1s ² 2s ² 2p ⁶ nivel completo.
---	---------	---------	---	--

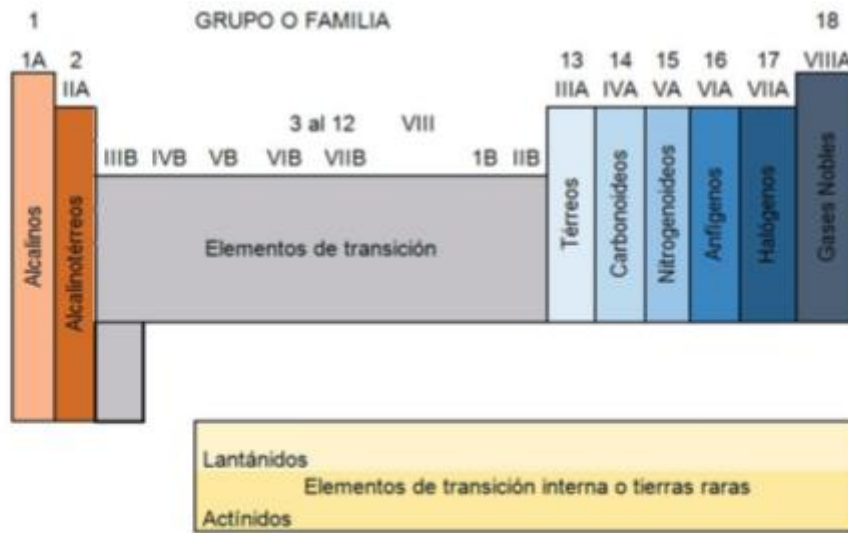
GRUPO O FAMILIA

	1																18
	IA	2						8	9	10		13	14	15	16	17	VIIIA
	II	A										III	IVA	VA	VIA	VIIA	
1																	
2																	
3			IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB				11	12					
4																	
5																	
6																	
7																	

Grupo

Todos los elementos que pertenecen a un grupo tienen la misma valencia, y por ello, tienen características o propiedades similares entre sí, por ejemplo los elementos del grupo IA tienen valencia 1 (un electrón en su último nivel de energía).

A los grupos se les asignan números romanos (numeración europea) y las letras A y B. La letra A indica grupo de elementos representativos (la configuración electrónica termina en general en orbitales *s* o *p*) y la B indica elementos no representativos o de transición (la configuración electrónica termina en orbitales *d* o *f*).



Alcalinos
H Li Na K Rb Cs Fr

Grupo 1 A o familia de los metales alcalinos. Entre ellos no está considerado el hidrógeno que es un no metal. Los elementos de este grupo son brillantes y muy **reactivos** químicamente. Su reacción con el agua es muy violenta por su elevada reactividad con la naturaleza, no se encuentran en estado elemental, sólo combinados en forma de sales.



Reactivo:
sustancia que sufre una reacción química y se transforma en otra nueva.

Alcalinotérreos
Be Mg Sr Ba Ra

Grupo II A o familia de los metales alcalinotérreos. Se llaman alcalinos porque al reaccionar forman hidróxidos o álcalis y térreos por su aspecto de tierra. Los metales de este grupo son maleables y dúctiles. Conducen bien la electricidad y cuando se calientan arden fácilmente en el aire. Se les puede encontrar como sulfatos y carbonatos.

Térreos

B Al Ga In Tl

Grupo III A o familia del boro- aluminio o térreos. Son metales muy activos, con excepción del boro que tienen propiedades de un semimetal o metaloide. El aluminio es el metal más abundante en la corteza terrestre. Generalmente se encuentran como óxidos.

Carbonoideos

C Si Ge Sn Pb

Grupo IV A o familia de los carbonoideos. El carbono es un no metal, le siguen 2 metaloides como el silicio y el germanio y metales como el estaño y el plomo. El carbono es el elemento más importante de la naturaleza debido a que da origen a las biomoléculas que son el sustento de la vida. El silicio es muy abundante en la corteza terrestre.

Nitrogenoideos

N P As Sb Bi

Grupo V A o familia de los nitrogenoideos. El nitrógeno es un elemento esencial de las proteínas de todos los animales y plantas, constituye el 78% en volumen de la atmósfera y se encuentra formando sales. Los tres primeros elementos de este grupo son no metales.

Anfígenos

S Se Te Po

Grupo VI A o familia de los anfígenos. Todos los elementos de esta familia son no metales excepto el polonio, se le encuentra en la naturaleza en forma libre. También se les llama calcógenos que significa formados por cenizas. En esta familia se encuentra el oxígeno que es muy importante para la vida.

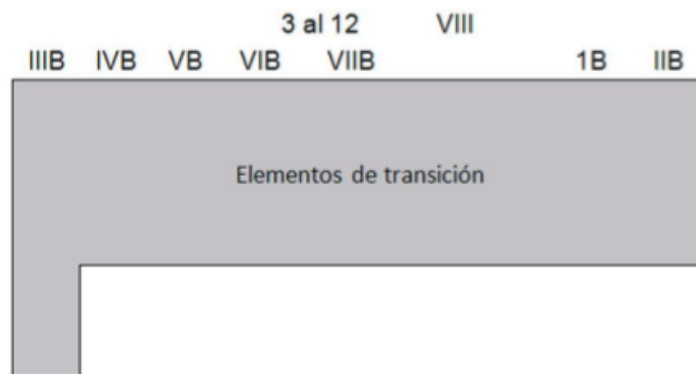
Halógenos
F Cl Br I At

Grupo VII A familia de los halógenos. Son los elementos no metálicos con mayor actividad química. En la naturaleza no se encuentran en forma libre. Halógeno significa formadores de sal. Son los no metales más reactivos, capaces de reaccionar con todos los metales y no metales, incluso entre sí formando moléculas diatómicas. El astato es el más pesado y radioactivo, es carcinógeno.

Gases Nobles
He Ne Ar Kr Xe Rn

Grupo VIII A familia de los gases nobles. Se encuentran al final de cada periodo. Son incoloros, diamagnéticos, no reactivos o inertes debido a su configuración electrónica estable.

Los grupos del IB al VIII B están formados por elementos metálicos, tienen la característica común de que sus átomos contienen órbitas internas incompletas.



Elementos radioactivos. Se dividen en dos series, los lantánidos y los actínidos, reciben el nombre de tierras raras o elementos de transición interna, son difíciles de separar y aun cuando se encuentran en la naturaleza son relativamente poco comunes.

De los actínidos sólo existen en la naturaleza tres de ellos (torio, protactinio y uranio), los demás son sintéticos.

Lantánidos	Elementos de transición interna o tierras raras
Actínidos	

Los grupos también se clasifican en:

• Elementos representativos	• Elementos de los grupos A
• Elementos de transición	• Todos los elementos de los grupos B
• Elementos de transición interna	• Se encuentran debajo de la tabla periódica y forman la serie de los lantánidos o actínidos
• Gases nobles	• Elementos del grupo VIII A o grupo 0

Periodo

Los elementos en un mismo periodo tienen el mismo nivel de energía pero diferentes propiedades químicas. Es importante notar que el último elemento químico de cada periodo es un gas noble. El número de niveles energéticos que tiene un átomo determina el periodo al cual pertenece. Cada nivel está dividido en distintos subniveles que, conforme aumenta su número atómico, se van llenando en este orden. Debe notarse que los periodos tienen diferente longitud. Así, el primer periodo contiene dos elementos (hidrógeno y helio), en tanto que el segundo periodo tiene 8 elementos y el cuarto 18. Además esta longitud está en relación directa con el número de electrones que caben en las diferentes capas de Bohr y el número de electrones que se pueden describir con un valor dado del número cuántico.

Los periodos sexto y séptimo están recortados, aparecen separados en la parte inferior, esto con la finalidad de no tener una tabla demasiado larga.

Los periodos sexto y séptimo están recortados, aparecen separados en la parte inferior, esto con la finalidad de no tener una tabla demasiado larga.

Núm. de Periodo	Núm. de elementos	Núm. de nivel de energía principal que se llena de electrones	Gas noble que tiene el nivel completo
1	2	Subnivel 1s con 2 electrones	He, 1s ²
2	8	Subniveles 1s, 2s y 2p	Ne, 2p ⁶
3	8	Subnivel 1s, 2s, 2p, 3s, 3p	Ar, 3p ⁶
4	18	Subniveles 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s y 4p	Kr, 4p ⁶
5	18	Subnivel 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 5s y 5p	Xe, 5p ⁶
6	32	Subnivel 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 5s, 5p, 5d, 4f, 6s y 6p	Rn, 6p ⁶
7	32	Subniveles, 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 4f, 5s, 5p, 5d, 5f, 6s, 6p, 6d, 7s y 7p	On, 7p ⁶

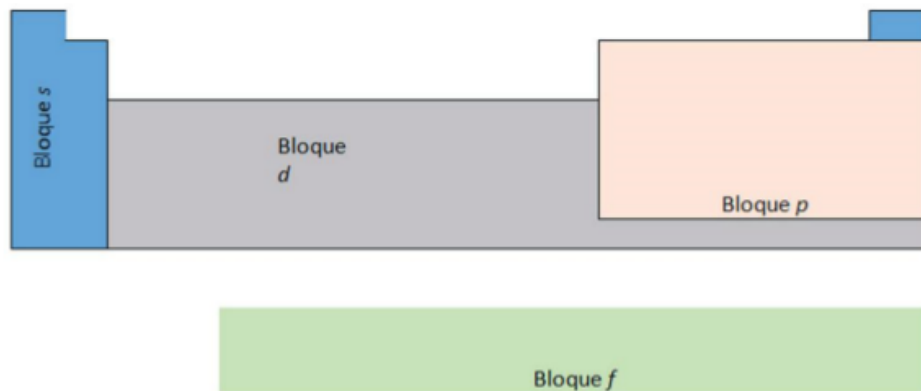
Bloque

El desarrollo de las configuraciones electrónicas de los elementos da como resultado una tabla periódica donde la localización de los elementos químicos se presenta por regiones o bloques *s*, *p*, *d* y *f*, también llamadas clases.

Los dos primeros grupos de elementos representativos IA y IIA se conocen como bloque *s*, debido a que su configuración electrónica del estado fundamental termina en *s*.

Los grupos representativos del IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA y VIII A integran el bloque *p*. Los metales de transición forman el bloque *d* representados por IB, IIB, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB y VIIIB.

En el caso de los lantánidos y actínidos, que son metales de transición interna, forman el bloque *f*.



Propiedades periódicas y su variación en la tabla periódica

Las propiedades periódicas son muy importantes, ya que nos permiten predecir el comportamiento químico de los elementos.

Dentro de estas propiedades encontramos:

- El tamaño de los átomos.
- La afinidad electrónica.
- La energía de ionización.
- Electronegatividad.

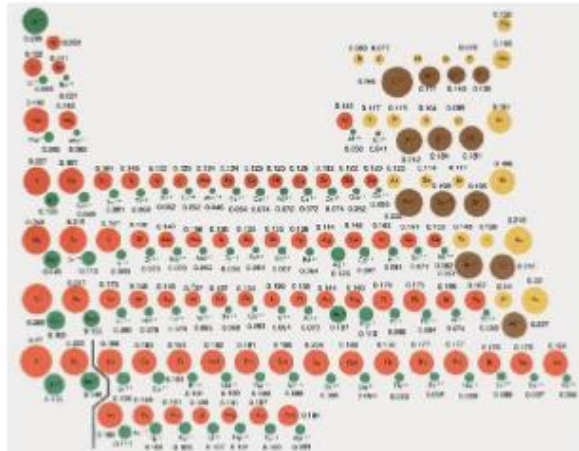
Tamaño de los átomos

El tamaño de los átomos se precisa con su radio atómico.

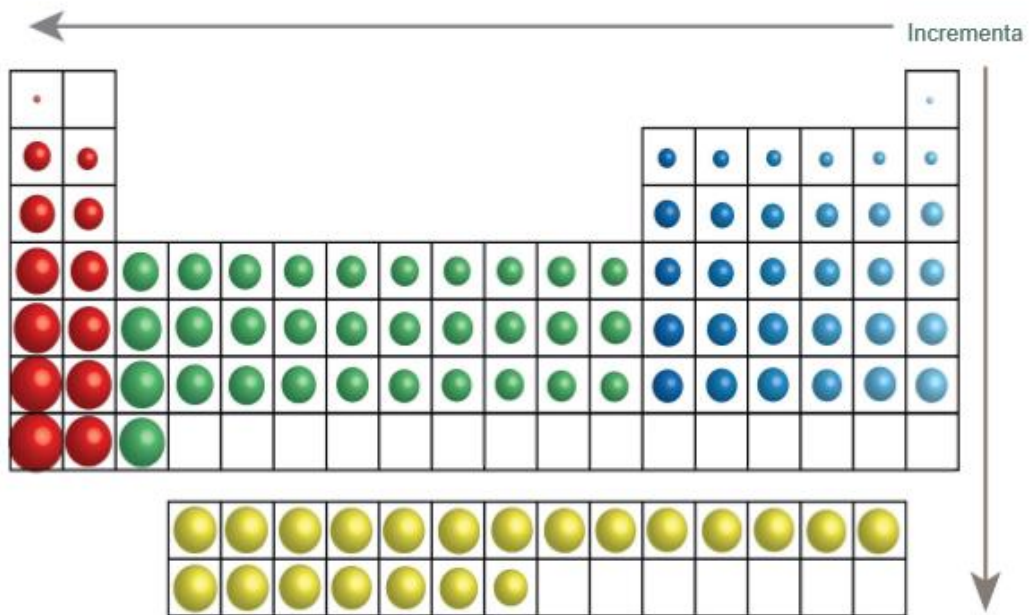
El radio atómico se define como la distancia que existe desde el centro del núcleo de un átomo hasta el último nivel de energía principal en donde existen electrones.

Las unidades de la longitud del radio atómico suelen expresarse en angstroms ($1\text{\AA} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$) o en picómetros ($1\text{pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$).

Los radios atómicos aumentan de arriba abajo en un grupo, porque al incrementarse las capas electrónicas también aumenta la distancia al núcleo. En los periodos decrece de izquierda a derecha, debido a que el núcleo va aumentando de carga para un mismo periodo, por lo que los electrones son más fuertemente atraídos hacia el núcleo. El radio atómico aumenta al añadir un nuevo nivel de energía.



Tamaño de los átomos en la tabla periódica

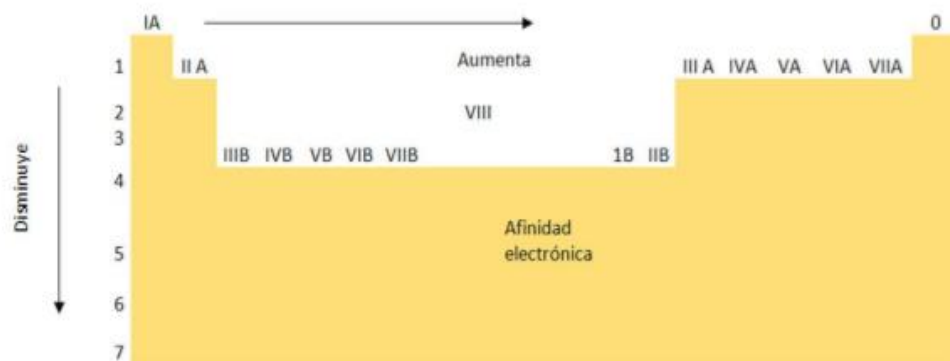


Ubicación de los átomos en la tabla periódica

Afinidad electrónica

La afinidad electrónica es la tendencia que tienen los átomos a ganar electrones, convirtiéndose en iones negativos o aniones.

Los elementos pueden tener tendencia a ganar o a perder electrones. Los metales forman fácilmente iones positivos, los halógenos forman iones negativos y presentan mayor afinidad electrónica respecto de los elementos del grupo IA.



Energía de ionización

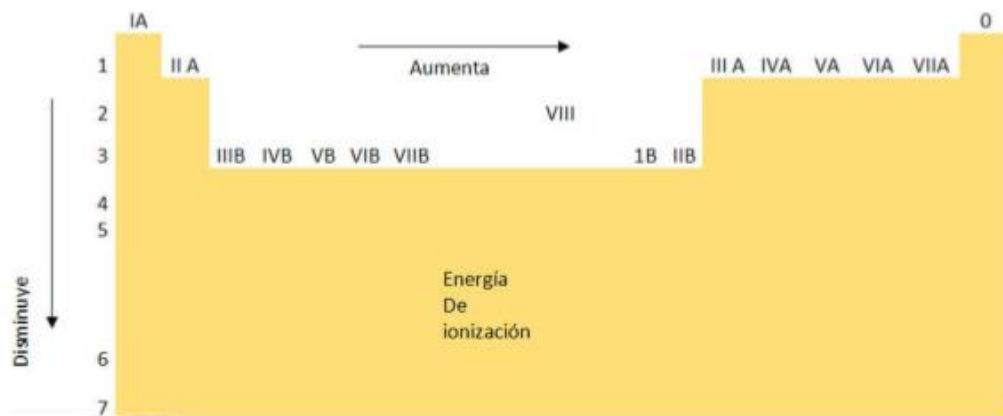
La energía de ionización se define como la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo neutro, convirtiéndolo en ion positivo o catión. La magnitud de la energía de ionización es una medida del esfuerzo necesario para que un átomo libere un electrón y forme un ion positivo, o de cuan fuertemente está atraído un electrón por el núcleo en el átomo. A mayor energía de ionización es más fácil quitar el electrón.

En los elementos de una misma familia o grupo la energía de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico, es decir, de arriba abajo.

En los alcalinos, por ejemplo, el elemento de mayor potencial es el litio y el de menor es el francio. Esto se debe a que el último electrón se sitúa en orbitales cada vez más alejados del núcleo y, a su vez, los electrones de las capas interiores ejercen un efecto de apantallamiento de la atracción nuclear sobre los electrones periféricos.

En los elementos de un mismo periodo, el potencial de ionización crece a medida que aumenta un número atómico, es decir de izquierda a derecha. Esto se debe a que el último electrón de los elementos de un periodo está situado en el mismo nivel energético, mientras que la carga del núcleo aumenta, por lo que será mayor la fuerza de atracción, y a su vez, el número de capas interiores no varía y el efecto pantalla no aumenta.

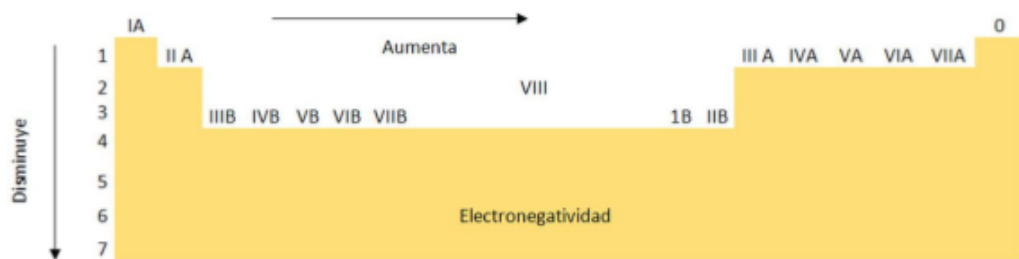
La energía de ionización más elevada corresponde a los gases nobles, ya que su configuración electrónica es la más estable, y por lo tanto habrá que proporcionarle más energía para arrancar un electrón.



Electronegatividad

La electronegatividad es la capacidad que tienen los átomos de atraer con mayor fuerza el par de electrones compartidos. Esta propiedad es muy importante porque nos permite explicar la naturaleza de los enlaces químicos.

La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en cada periodo y disminuye de arriba a abajo en cada grupo. Los metales de la extrema izquierda tienen bajos valores de electronegatividad en comparación con los altos valores que poseen los no metales ubicados a la derecha de la tabla.



3.4 Formación de los compuestos y mezclas.

"Un compuesto químico es una sustancia formada por moléculas todas iguales, que solo se pueden separar en otras más simples por reacciones químicas".

Las propiedades físicas de un compuesto dependen principalmente del tipo de enlaces que mantienen unidos a los átomos de una molécula. Estos enlaces pueden ser: enlace covalente, enlace iónico o metálico.



Una mezcla es la asociación de dos o más sustancias, no puede ser representada por una fórmula química (Hawley, 2009, p.907), ya que cada una de ellas conserva sus propiedades químicas (Dingrado, 2003). Si consideramos que el 70% de la materia sustancial que nos rodea son mezclas (Cervantes, 2011), entonces podemos afirmar que las sustancias tienden a mezclarse naturalmente y no es fácil encontrarlas puras. Las mezclas se dan entre las diferentes combinaciones posibles de los estados o fases: sólido, líquido y gas, como puedes observar en la siguiente tabla:

Estados de las sustancias en la mezcla	Ejemplo
Gas-gas	Aire (mezcla de gases, principalmente de nitrógeno, oxígeno y argón)
Gas-líquido	Niebla (Mezcla de aire con vapor de agua)
Gas-sólido	Humo (mezcla de aire con partículas sólidas producto de una combustión incompleta)
Líquido-gas	Bebidas gaseosas (dióxido de carbono disuelto en agua)
Líquido-líquido	Vinagre (contiene ácido acético en agua)
Líquido-sólido	Agua del mar (contiene sales disueltas en el agua, principalmente cloruro de sodio con un 77%)
Sólido-gas	Maíz palomero (vapor de agua disuelto en almidón)
Sólido-líquido	Amalgama dental (mercurio disuelto en plata)
Sólido-sólido	Latón (disolución de cinc en cobre)

Las sustancias se pueden asociar en función de las fuerzas que las mantienen unidas físicamente, a estas fuerzas las llamaremos fuerzas intermoleculares (no confundirlas con los enlaces químicos, pues no tienen la energía suficiente para mantener la unión). Por ejemplo, para las sustancias A y B existirán fuerzas intermoleculares entre moléculas iguales A-A y B-B, y en caso de que se asocien tendremos fuerzas intermoleculares A-B para moléculas desiguales.

Si las fuerzas intermoleculares entre A-B son mayores, menores o aproximadamente iguales a las de A-A y B-B, se producirá una **mezcla homogénea**.

En el caso de que las fuerzas intermoleculares A-B sean mucho menores a las de A-A y B-B, se producirá una **mezcla heterogénea**. Por tanto, podemos clasificar a las mezclas en **homogéneas y heterogéneas**.

La relación entre los componentes que constituyen las mezclas es variable, es decir, no siguen la **ley de las proporciones fijas** o ley de Proust. Por ejemplo, de acuerdo con la legislación española una mermelada que es una mezcla de agua, fruta y azúcar, debe contener un mínimo de 30% de fruta ya limpia, y si llega a contener un 50% se le considera de calidad “extra”, es decir, que la calidad depende de la proporción de sus componentes en la mezcla.

Otras cuestiones importantes de las mezclas son:

Cuando hacemos una mezcla, la energía interacciona con la materia sustancial para asociar dos o más sustancias sin que se altere su identidad como componentes individuales. Sin embargo, la mezcla como un todo tiene propiedades físicas que difieren de los materiales que la componen. Por ejemplo, el grafito del lápiz no es puro, normalmente se mezcla con un poco de barro o arcilla para hacerlo más o menos duro, siendo los lápices del 2 ½ los que tienen más grafito y por eso se consideran suaves pues permiten trazar líneas más negras (García, 1996, p.144).



Mermelada de naranja.

Si las mezclas presentan heterogeneidad y si son sólidas, sus constituyentes pueden apreciarse fácilmente.

Las mezclas pueden ser gases, líquidos, sólidos, o una combinación de estos (gas-gas, gas-líquido, gas-sólido, líquido-gas, líquido-líquido, líquido-sólido, sólido-gas, sólido-líquido y sólido-sólido), esto lo puedes observar en la siguiente tabla (que ya se había presentado con anterioridad).



Una ensalada es una mezcla heterogénea de vegetales

3.5 Modelo del enlace químicos

Un enlace iónico se forma cuando se transfiere uno o más electrones de valencia de un átomo a otro (del menos electronegativo al más electronegativo), creando así iones positivos y negativos. Este enlace se forma comúnmente cuando la diferencia de electronegatividades entre los dos átomos participantes es mayor de 1.6.

Un enlace iónico se forma cuando los electrones se transfieren completamente de un átomo a otro. Durante este proceso, un átomo pierde electrones y otro los gana, formándose iones. Este fenómeno se presenta entre átomos con diferencias de electronegatividad muy alta (superior o igual a 1.7), el átomo más electronegativo atrae con mayor intensidad los electrones logrando “arrancar” el electrón del elemento menos electronegativo.

Analicemos el caso del fluoruro de potasio (KF); la electronegatividad del átomo de potasio (0.8) es menor que la del flúor (4.0), por lo que el flúor atrae el electrón de valencia del potasio. Al determinar la diferencia de electronegatividades: $4.0 - 0.8 = 3.2$, se obtiene un valor que se encuentra en el intervalo para enlaces iónicos. Debido a lo anterior se generan las especies iónicas K^+ y F^- para formar una red iónica.

Un enlace covalente coordinado se forma, cuando uno solo de los átomos contribuye con los dos electrones para formar el enlace, como en el caso del NH_4^+ .

Cuando los átomos del enlace covalente tienen electronegatividades distintas, los electrones compartidos estarán más próximos al elemento de mayor electronegatividad, provocando un reparto desigual de electrones, formando lo que se denomina un **dipolo eléctrico**: una carga parcial negativa δ^- sobre el átomo más electronegativo y una carga parcial positiva δ^+ sobre el átomo menos electronegativo. A este tipo de enlace se le llama **covalente polar**.

Por ejemplo, entre Cl-H, el átomo de cloro (Cl) al ser más electronegativo (3 Pauling) atrae más densidad electrónica que el átomo de hidrógeno (H) (2.1 Pauling), lo cual genera una diferencia de electronegatividad de 0.9. Cuando esto ocurre la nube electrónica se modifica y se forman polos parciales (el cloro δ^- y el hidrógeno δ^+).

En términos generales **en un enlace covalente polar el rango de la diferencia de electronegatividad es de 0.5 a 1.6.**

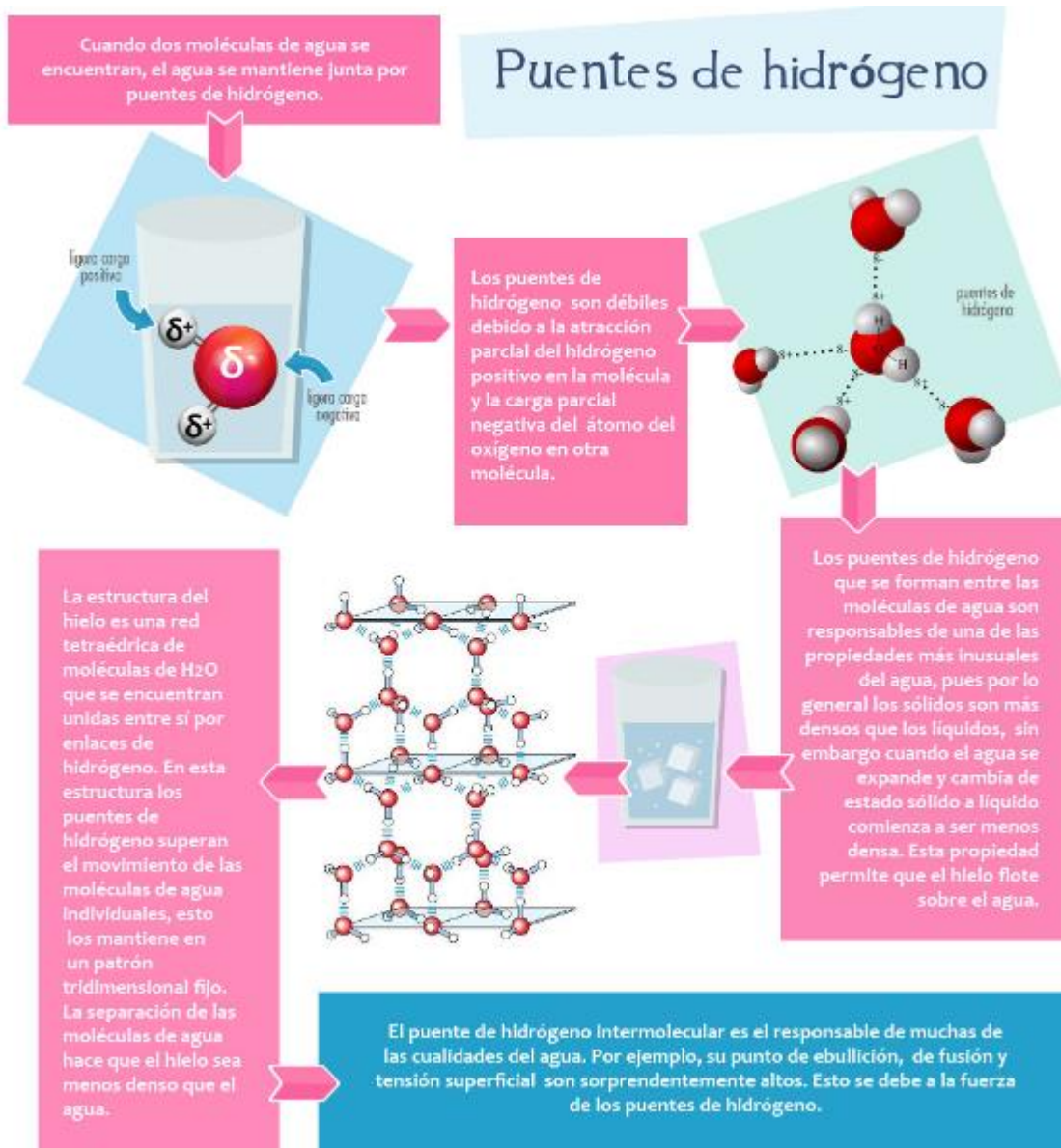
Algunas propiedades como el **punto de fusión y ebullición** de los compuestos covalentes, pueden ser explicados con base a las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a

las **moléculas**, estas fuerzas son débiles, por lo que, en general, se requiere suministrar menor energía para que las sustancias cambien de **estado de agregación**. Es decir, las fuerzas que unen a los **átomos** (enlaces atómicos) como los covalentes, son mayores que las fuerzas que unen **moléculas** (enlaces intermoleculares).

Las moléculas de los compuestos covalentes se pueden mantener unidas entre sí a través de interacciones de carácter electrostático que se conocen de forma genérica como "**fuerzas intermoleculares**". Estas fuerzas se clasifican en dos tipos básicos: enlaces por puente de hidrógeno y **fuerzas de Van der Waals**.

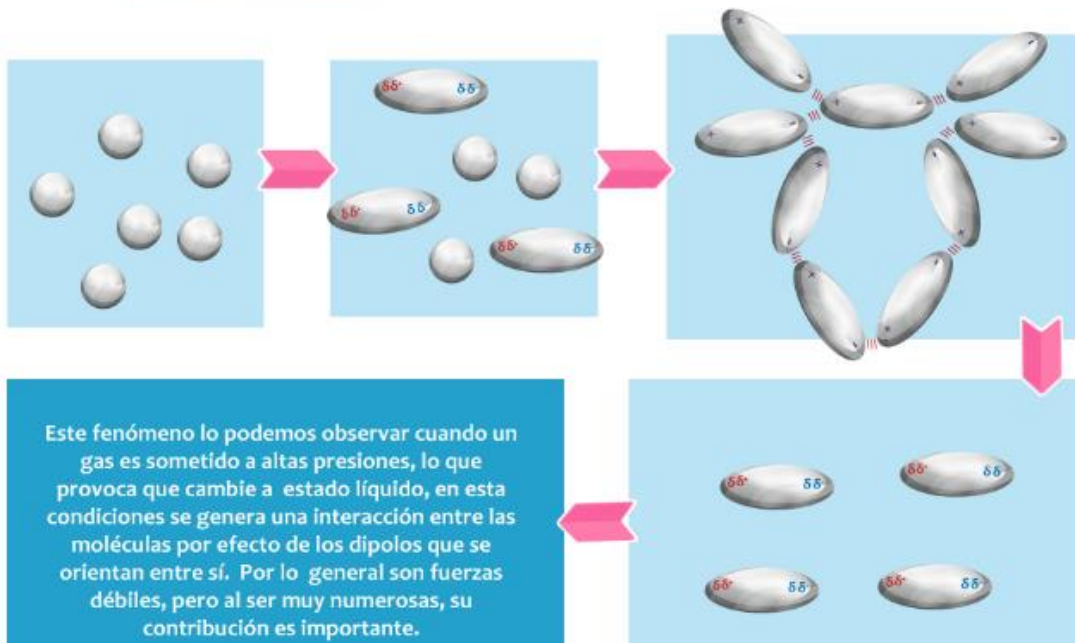
Los compuestos covalentes HF, H₂O y NH₃ tienen su punto de ebullición más alto de lo que se esperaría para compuestos con hidrógeno y elementos de las mismas familias; esto se puede explicar por sus fuerzas de atracción intermolecular que son muy intensas debido a la presencia de los puentes de hidrógeno.

El puente de hidrogeno también se presenta en otras moléculas por ejemplo en las proteínas y los ácidos nucleicos. Observa cómo se representa el puente de hidrógeno en las moléculas de agua en estado líquido y en estado sólido.



Las **fuerzas de Van der Waals** son atracciones débiles que mantienen unidas a moléculas eléctricamente neutras; sin embargo, en algún momento estas moléculas presentan lo que se denomina un **dipolo inducido**, es decir, la molécula adquiere una carga parcialmente positiva y otra parcialmente negativa, de manera momentánea, provocando que se atraigan entre sí por el efecto electrostático generado por la atracción del polo positivo de una molécula con el polo negativo de otra.

Fuerzas de Van der Waals



3.6 Relación de enlaces y propiedades de la materia

Los compuestos iónicos tienen como propiedad más representativa su capacidad para conducir la corriente eléctrica cuando se encuentran en solución. En estado sólido no son conductores de la electricidad, ya que los iones solamente vibran en sus posiciones de equilibrio.

Los compuestos iónicos presentan generalmente puntos de fusión y ebullición superiores a 500 °C. Esta propiedad es consecuencia de la gran cantidad de energía calórica que se debe suministrar para contrarrestar la intensidad de las fuerzas de atracción interiónicas.

Usualmente los compuestos iónicos son quebradizos y cristalinos y están formados por un sinnúmero de iones positivos y negativos, es decir, no existen las moléculas en las sustancias iónicas sólidas.

Las sustancias iónicas son solubles en agua y en otros disolventes polares.

Los enlaces covalentes se forman cuando los átomos que se combinan comparten uno o más pares de electrones, de tal manera que ambos átomos completan su octeto adquiriendo la configuración de un gas noble. Los compuestos covalentes dan origen a moléculas. Una molécula es un conglomerado de electrones que se comportan como una sola unidad. Los enlaces covalentes se pueden dividir en no polares, polares y coordinados.

Propiedades

Son compuestos formados por moléculas perfectamente diferenciables. Los átomos de estas moléculas están unidos por enlaces covalentes fuertes, pero las fuerzas entre las moléculas son débiles. Como resultado, las moléculas se pueden separar fácilmente y debido a ello suelen ser gases, líquidos o sólidos que subliman.

Los compuestos con enlace covalente presentan un punto de fusión y de ebullición relativamente bajos. En general no funden a temperaturas superiores a 300 °C o no hierven a más de 600°C. Asimismo, se caracterizan por no conducir la corriente eléctrica.

Algunos átomos se unen entre sí por enlaces covalentes formando grandes estructuras en forma de redes cristalinas.

Debido a la fuerza de estas atracciones suelen ser sólidos de punto de fusión y ebullición muy elevados. El SiO₂ funde a 1700 °C y su punto de ebullición es de 2200 °C, en tanto que el diamante tiene un punto de fusión de 3500°C y de ebullición de 4200 °C. Estos, en general, tampoco conducen la corriente eléctrica.

UNIDAD IV

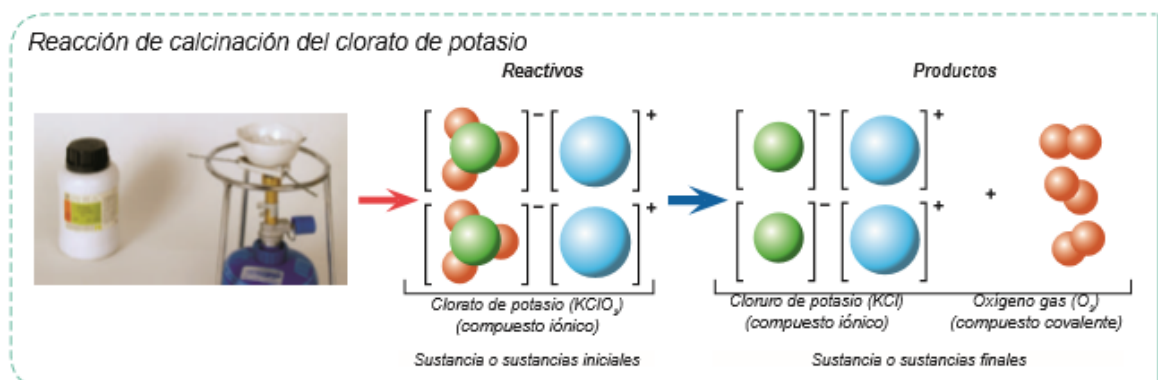
NOMENCLATURA Y OBTENCIÓN DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

4.1. Ecuaciones y reacciones químicas.

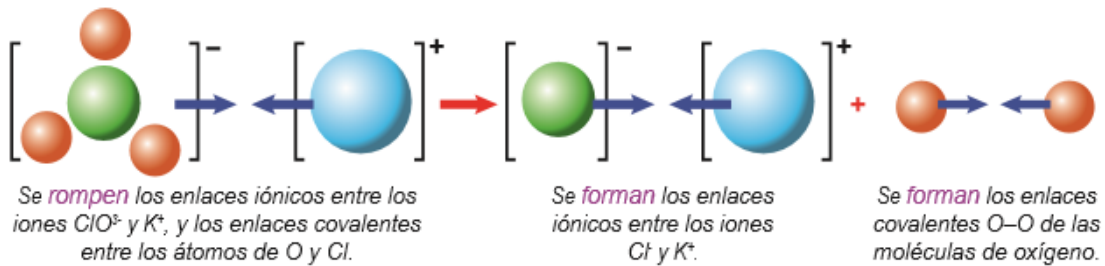
Muchas sustancias químicas pueden combinarse para dar lugar a otras sustancias de distinta naturaleza. A estos fenómenos los denominamos transformaciones o reacciones químicas.

Una reacción química es un proceso en el que una o varias sustancias se transforman en otra u otras, distintas de las iniciales.

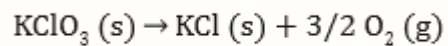
A las sustancias que inician la reacción química las denominamos reactivos y las sustancias finales que se obtienen son los productos.



Para que los reactivos se transformen, deben romperse los enlaces que unen sus átomos. Después, estos átomos se reagrupan de modo distinto para formar nuevos enlaces y dar lugar a los productos. Observa lo que ocurre en la reacción:



La ecuación química que permite representar la reacción de descomposición del clorato de potasio es:



- Una ecuación química consta de dos miembros, separados por una flecha (\rightarrow) que indica el sentido de la transformación.
- En el primer miembro escribimos las fórmulas químicas de los reactivos y, en el segundo miembro, las fórmulas químicas de los productos.
- Si hay varios reactivos o varios productos, separamos unos y otros por medio del signo más (+).

Una ecuación química es una representación escrita que proporciona información acerca de lo que ha ocurrido en las reacciones químicas.

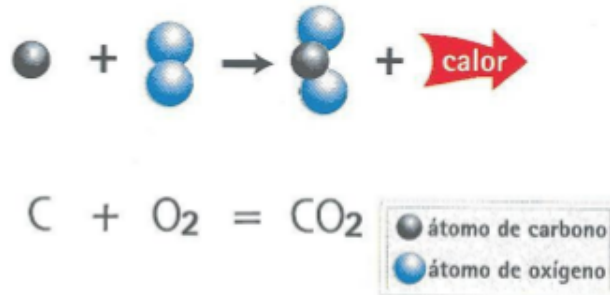
4.2. Tipo de reacciones

La cantidad y variedad de sustancias químicas que existen es enorme, así como su diferente capacidad para reaccionar. Para clasificar las reacciones químicas podemos atender a los mecanismos de intercambio que se producen. Así distinguimos los siguientes tipos:

Tipos de reacciones químicas

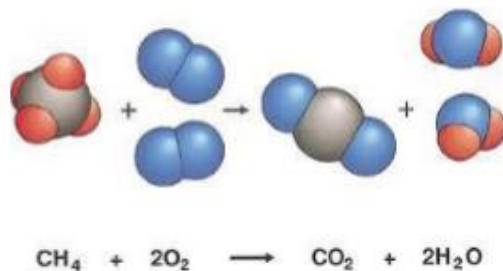
Una reacción química es un proceso por medio del cual una o más sustancias se combinan y se transforman para formar nuevas y diferentes sustancias.

Para que se realice dicha transformación, se requiere de una o más sustancias iniciales llamadas reactivos y la formación de otra u otras llamadas *productos*. Por ejemplo, cuando un pedazo de carbón se quema, las sustancias iniciales o reactivos son el carbono y el oxígeno del aire, y entre las sustancias finales o productos, encontramos al dióxido de carbono. Para que se produzca la reacción química, se requiere que los reactivos se encuentren en condiciones que favorezcan dicha reacción; si el carbón está húmedo o hay poco oxígeno, la reacción no se efectuará.



Las reacciones químicas pueden representarse mediante los modelos moleculares, dibujando los átomos como si fueran esferas y construyendo así las moléculas de las sustancias que intervienen en una reacción.

Utilizando los modelos moleculares entenderemos mejor la conservación de la materia en las reacciones químicas, puesto que el número de esferas de cada clase debe ser el mismo en las sustancias iniciales y en las finales, es decir, tanto en los reactivos como en los productos.



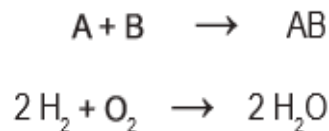
Las reacciones químicas, se pueden clasificar en:

- Reacciones de combinación o de síntesis**
- Reacciones de descomposición o de análisis**
- Reacciones de sustitución simple o desplazamiento sencillo**
- Reacciones por doble sustitución, desplazamiento doble o de metátesis**

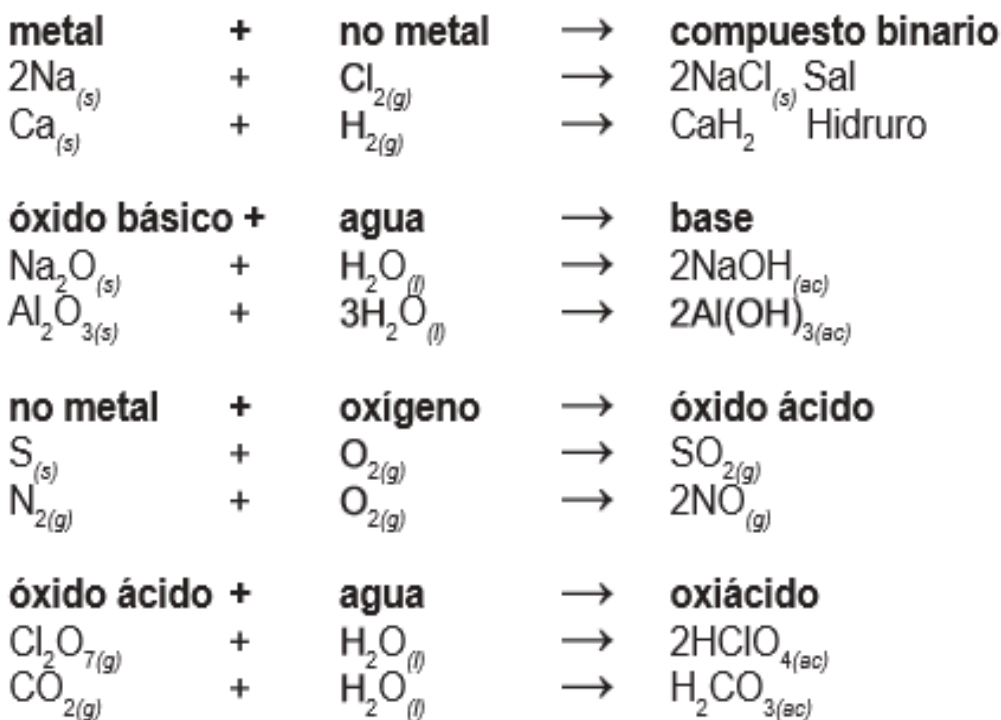
Síntesis o adición

Son aquellas donde dos o más sustancias (elementos o compuestos) se combinan para formar un producto.

Un esquema sencillo de este tipo de reacciones y una ecuación química ejemplo serían:



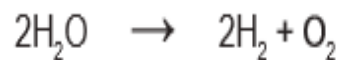
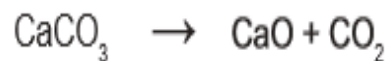
Ejemplos de reacciones de combinación o síntesis.



Descomposición o análisis

Se observa que se puede producir una reacción química a partir de una sustancia, es decir, una sustancia única da lugar a otras diferentes.

Un esquema sencillo de este tipo de reacciones y algún ejemplo serían:



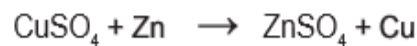
Otros ejemplos que se presentan por descomposición térmica o electrolítica de algunos compuestos que contienen oxígeno son los siguientes:

óxidos metálicos		metal	+	oxígeno
$2\text{HgO}_{(s)}$	Δ \rightarrow	$2\text{Hg}_{(l)}$	+	$\text{O}_{2(g)}$
carbonatos		óxido	+	dióxido de carbono
$\text{CdCO}_{3(s)}$	Δ \rightarrow	$\text{CdO}_{(s)}$	+	$\text{CO}_{2(g)}$
cloratos		cloruros	+	oxígeno
$2\text{KClO}_{3(s)}$	Δ \rightarrow	$2\text{KCl}_{(s)}$	+	$3\text{O}_{2(g)}$

Sustitución o desplazamiento simple

Son aquellas donde reaccionan un elemento y un compuesto, y el elemento con mayor reactividad química sustituye a otro elemento del compuesto.

Algunos ejemplos de reacciones de sustitución serían los siguientes:



En este tipo de reacciones A es el elemento que desplaza o sustituye, y puede ser un metal o un no metal.

Para saber si ocurrirá una reacción por desplazamiento, consideremos la reactividad química de los metales y los halógenos.

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Cd, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au

Disminuye la reactividad



El hidrógeno es un no metal, pero se incluye por el grado de reactividad.

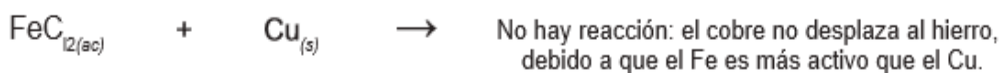
F, Cl, Br, I

Disminuye la reactividad



Ejemplos
compuesto +

elemento más activo



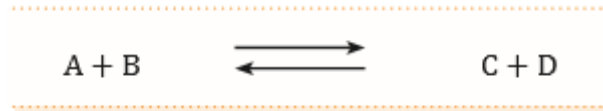
4.3.6. Reacciones Reversibles e irreversibles

Muchas de las reacciones químicas con las que nos encontramos cotidianamente ocurren solamente en una dirección. Por ejemplo, cuando quemamos un combustible, este se convierte en dióxido de carbono y vapor de agua. Pero sería imposible convertir nuevamente estos gases en el combustible original y oxígeno.

A las reacciones que ocurren solamente en una dirección las denominamos reacciones irreversibles. Sin embargo, algunas reacciones pueden ocurrir en ambas direcciones; es decir, no solo los reactivos se pueden convertir en productos, sino que estos últimos

pueden descomponerse en las sustancias originales; a estas reacciones las denominamos reacciones reversibles. Un caso de esto es el sulfato de cobre (II), un sólido gris blanco pálido que cuando se hidrata, forma un compuesto azul. Si se calienta este sólido, podremos observar el cambio de color contrario: de azul a blanco; es decir, se vuelve a formar la sal original.

Estas reacciones se presentan con una doble flecha.



4.4. Reacciones exotérmicas y endotérmicas

En toda reacción, la ruptura de unos enlaces y la formación de otros nuevos lleva consigo el intercambio de energía entre las sustancias que intervienen y el medio en que estas se hallan.

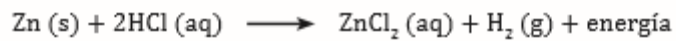
- La ruptura de los enlaces de los reactivos requiere consumo de energía.
- La formación de nuevos enlaces en los productos libera energía.

Según sea el resultado del balance entre estos dos procesos, las reacciones pueden clasificarse en endotérmicas y exotérmicas.

Reacciones endotérmicas: Son aquellas en las que la energía que se consume en la ruptura de los enlaces es mayor que la que se libera en la formación de los productos. En estas reacciones se produce absorción de energía. Por ejemplo, la descomposición electrolítica del agua necesita el aporte de 285,8 kJ por cada mol de agua.



Reacciones exotérmicas: Son reacciones en las que la energía consumida en la ruptura de los enlaces es menor que la liberada en la formación de los productos. Tienen lugar, por tanto, con desprendimiento de energía en forma de luz y/o calor. Un caso de reacción exotérmica es la reacción del cinc con el ácido clorhídrico, en la que por cada mol de cinc que reacciona se desprenden 150,3 kJ.



4.5. Leyes de conservación

La **Ley de conservación** de la materia establece que la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma; de manera análoga, la **Ley de conservación de la energía** establece que la energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

Esto significa que, en todos los fenómenos del universo, la cantidad de energía y de materia existentes antes y después de dicho fenómeno son las mismas, aunque sus formas hayan cambiado. En las reacciones químicas las sustancias se transforman en otras, pero en estos cambios no se crean o se destruyen átomos, únicamente se reorganizan.

Lo mismo ocurre con la energía, pues si en una reacción química, al romperse enlaces en una molécula se libera energía, esta queda en el medio que rodea a la molécula y puede ser captada por otras moléculas. De la misma manera, cuando agregamos energía (por ejemplo, calentando) para que ocurra una reacción química y se formen nuevos enlaces químicos, las moléculas absorberán energía y parte de ella quedará atrapada en los nuevos enlaces químicos formados y el resto se devolverá al medio en forma de calor.

En conclusión, la cantidad total de materia y de energía en el universo permanecen constantes, aunque de manera permanente se mueven y cambian de formas.

4.6 Compuestos inorgánicos

Los compuestos inorgánicos son aquellos formados por cualquier combinación de elementos químicos, excluyendo a los compuestos orgánicos. Sin embargo, existen muchos compuestos que no encajan estrictamente en esta clasificación. Un ejemplo es el dióxido de carbono (CO_2), un compuesto inorgánico típico pero que contiene carbono.

De la misma forma que todos los elementos conocidos tienen un nombre, un símbolo y un número atómico que los caracteriza, los compuestos químicos tienen una fórmula química y a veces varias formas de nombrarlos, por eso es importante su sistematización.

El número de los compuestos inorgánicos conocidos es pequeño comparado con el de los compuestos orgánicos.

Reactivos o reactantes	(cambio químico)	Productos
Metal + O_2	→	Oxido básico
No Metal + O_2	→	Oxido ácido
Oxido básico + H_2O	→	Hidróxido
Oxido ácido + H_2O	→	Oxácido
No metal + H_2	→	Hidruro no metálico
Metal + H_2	→	Hidruro metálico
Hidróxido + Oxácido	→	Oxosal + H_2O
Hidróxido + Hidrácido	→	Hidrosal + H_2O

Éstos están formados por distintos elementos y no existe un componente principal como en el caso de los orgánicos, se podría decir que en su formación participan casi la totalidad de los elementos conocidos, a excepción de los gases inertes o nobles.

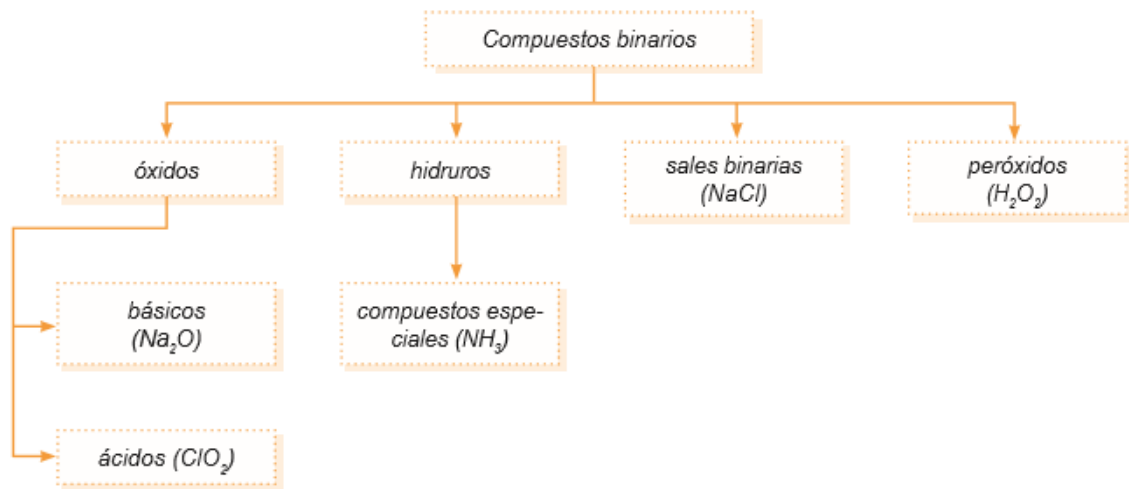
Funciones químicas inorgánicas			
Función química		Estructura molecular	Fórmula general
Óxidos	Óxidos metálicos	Metal + oxígeno	MO
	Óxidos no metálicos o anhídridos	No metal + oxígeno	XO
Hidróxidos		Metal + radical OH	MOH
Hidruros		Metal + hidrógeno	MH
Ácidos	Hidrácidos	Hidrógeno + no metal	HX
	Oxiácidos	Hidrógeno + no metal + oxígeno	HXO
Sales	Sales binarias	Metal + no metal	MX
	Oxisales	Metal + no metal + oxígeno	MXO
M: metal X: no metal H: hidrógeno O: oxígeno			

4.6.1 Compuestos inorgánico nomenclatura

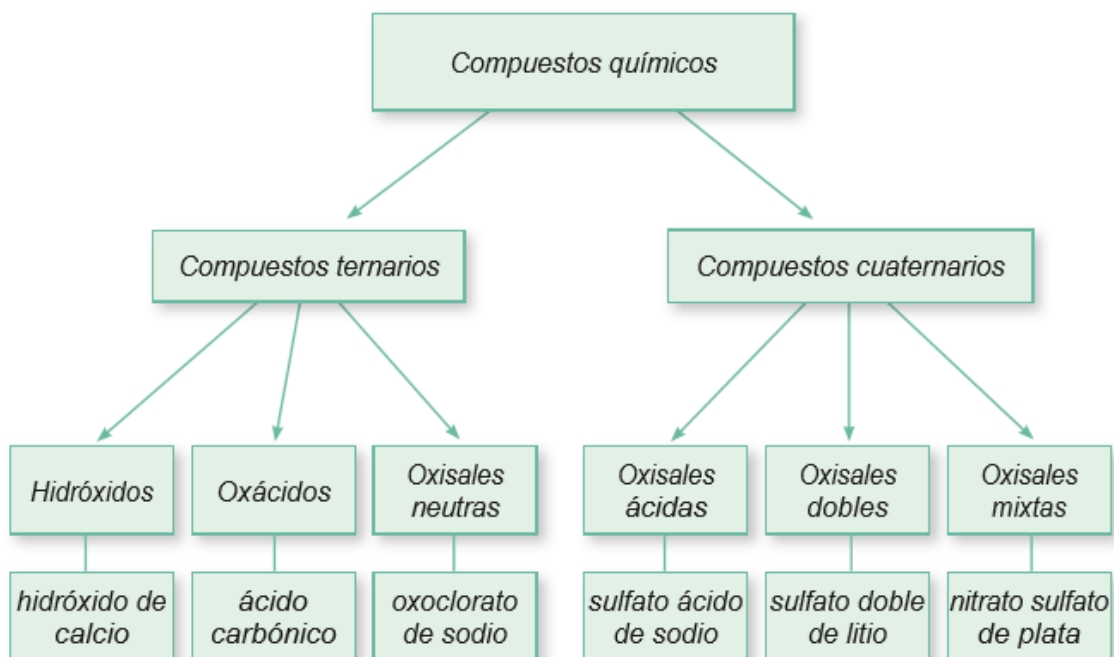
Clasificación de los compuestos químicos inorgánicos. Los compuestos inorgánicos se pueden clasificar según el número de átomos diferentes que forman el compuesto en:

- Binarios (2 átomos distintos),
- Ternarios (3 átomos distintos),
- Cuaternarios (4 átomos distintos).

La unión de solamente dos átomos de dos elementos forma un compuesto binario. Puede haber distintos tipos de compuestos binarios dependiendo de la reacción que ocurra.



Como su nombre lo indica un compuesto ternario va a estar formado por tres elementos. Mientras que un compuesto cuaternario estará constituido por cuatro elementos. Pueden existir tres tipos de compuestos ternarios y tres tipos de compuestos cuaternarios



Binarios

Óxidos. Los óxidos son combinaciones de oxígeno y otro elemento, cuyas combinaciones estables se presentan en los tres estados de la materia a temperatura ambiente. Debido a esta enorme variedad, se trata de compuestos muy comunes, divisibles en dos tipos de óxidos: metálicos y no metálicos.

Óxidos metálicos. Fruto de la unión de un átomo de oxígeno y de un elemento metálico, se trata de óxidos básicos que al reaccionar con agua forman hidróxidos. Por eso se les denomina óxidos o anhídridos básicos.

Óxidos no metálicos. Fruto de la unión de un átomo de oxígeno y un elemento no metálico, se trata de óxidos ácidos que al reaccionar con el agua forman oxácidos. Por eso se les denomina óxidos o anhídridos ácidos.

Los óxidos básicos son:

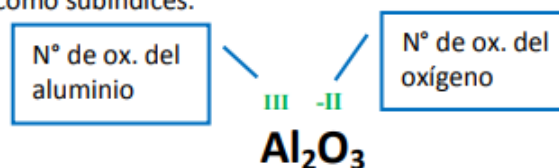
Son combinaciones binarias de un **metal** con el **oxígeno**, en las que el oxígeno emplea el número de oxidación **-2**.

Se obtienen de acuerdo a la siguiente ecuación general:



Fórmula química:

Queda determinada por el **metal** y el **oxígeno**, cuyas valencias o números de oxidación se intercambian y se anotan como subíndices.



Nomenclatura

- Tradicional: El nombre genérico es óxido y el específico el del metal precedido de -oso si es de menor valencia o -ico si es de mayor valencia. Ejemplo: FeO óxido ferroso; Fe₂O₃ óxido férrico.

- Sistemática: Nombra a los compuestos utilizando prefijos numéricos griegos (mono, di, tri, etc.) que indican la atomidicidad de los elementos en cada molécula.
- Stock: Se nombra a los compuestos escribiendo al final con números romanos (I, II, III, etc.) la valencia atómica del elemento

Sales. Compuestos químicos producto, típicamente, de la unión entre un ácido y una base (neutralización), es decir, formados por aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos).

Su estructura suele ser cristalina, son solubles en agua y son buenas conductoras de la electricidad.

La mayoría de las combinaciones binarias de un metal con un no metal son sales. Así tenemos, por ejemplo, el cloruro de sodio y el sulfuro de potasio.

Nomenclatura

- Tradicional: El nombre del no metal con la terminación uro, seguido del nombre del metal. Si tiene más de una valencia oso para el menor e ico para el mayor. Ejemplo: bromuro cobaltoso, yoduro tálico.
- Stock: El nombre del no metal terminado en uro más el nombre del metal, y en paréntesis la valencia en números romanos. Ejemplo: bromuro de cobalto (II), yoduro de talio (II).
- Sistemática: Utilizando los prefijos momo- di- tetra- etc., seguido del nombre del no metal con la terminación uro y el nombre del metal. ej. Dibromuro de monocobalto, diyoduro de monotalio.

Hidruro

Son las combinaciones binarias del hidrógeno con metales. En ellas, el hidrógeno actúa con número de oxidación -1 y la mayoría de los metales actúa siempre con un único número de oxidación.

NaH: hidruro de sodio BaH₂: hidruro de bario PbH₄: hidruro de plomo (IV) CuH: hidruro de cobre (I)

Hay compuestos especiales que el hidrógeno forma con las familias IIIA y IVA.

Peróxidos

Se definen como un superóxido, ya que contiene mayor cantidad de oxígeno que los óxidos básicos. Formación: Se forman por la reacción de los óxidos de la primera y segunda familia de los metales con el oxígeno.

Ejemplo: Para formar el peróxido de cadmio se hace reaccionar el óxido de cadmio con el oxígeno y obtenemos el peróxido de cadmio.

El nombre genérico es la palabra peróxido y el específico el nombre del metal del cual proviene. Peróxido de cadmio

$\text{CdO} + \text{O} \text{-----} \text{CdO}_2$ H_2O_2 : peróxido de hidrógeno

ZnO_2 : peróxido de cinc

Cu_2O_2 : peróxido de cobre (I)

Terciarios

Hidróxido

Los hidróxidos están formados por un ion metálico y el grupo OH^- , ion hidróxido, que actúa como si fuera un elemento con número de oxidación -I. Los hidróxidos también se denominan bases y, a efectos de formulación, se comportan como compuestos binarios.

Óxido básico + Agua -----Hidróxido

Formulación: Para formular a los hidróxidos escribimos en primer lugar el metal y, a continuación, el ion hidróxido o hidroxilo, después se intercambian las valencias.

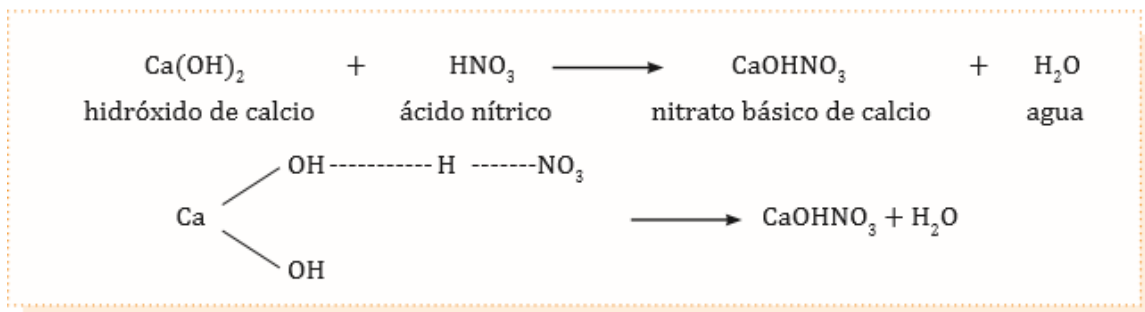
Nomenclatura

- Tradicional: Al nombre hidróxido seguido del nombre del metal, si el metal es de valencia variable, la terminación -oso para la menor e -ico para la mayor. Ejemplo: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ hidróxido de calcio, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ hidróxido ferroso.

Hidróxidos Para nombrar los hidróxidos se antepone la expresión hidróxido de... al nombre del metal

Sales oxisales básicas

Aquí utilizamos los iones poliatómicos.



Formulación: El símbolo del metal seguido del grupo hidroxilo y después el ion poliatómico.

Nomenclatura

- **Tradicional:** Nitrato básico de calcio
- **Stock:** Hidróxi trioxonitrato de calcio
- **Sistemática:** Hidroxi nitrato de calcio

Oxoácidos

Las combinaciones binarias del hidrógeno con halógenos y calcógenos son ácidos (excepto el agua, H₂O). Otros compuestos con propiedades ácidas, caracterizados por contener oxígeno en la molécula, son los oxoácidos.

Estos responden a la siguiente fórmula general:

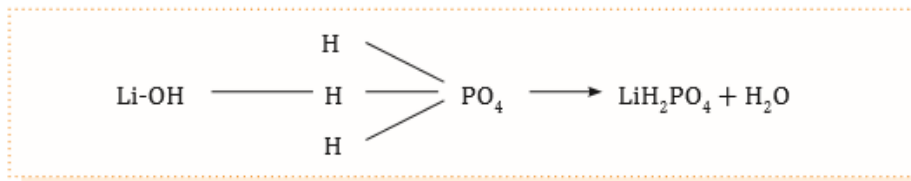
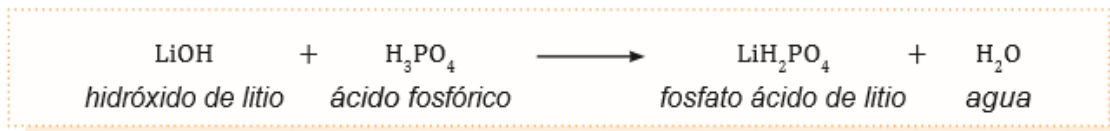
H = hidrógeno con número de oxidación +1 HaXbOc X = elemento no metálico o metálico, con número de oxidación positivo O = oxígeno con número de oxidación -2

Se clasifican y se nombran según el número de oxidación del átomo central. En los oxoácidos más comunes, el átomo central es un no metal con subíndice 1.

Nomenclatura sistemática funcional de oxoácidos	
Nomenclatura	Formulación
<p style="text-align: center;"> $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ </p> <p>Hay 2 átomos de fósforo. Hay 7 átomos de oxígeno.</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 10px 0;"> <p>Calculamos el estado de oxidación del fósforo: $4 \cdot (+1) + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0; 4 + 2x - 14 = 0; 2x = 10; x = 5$</p> </div> <p style="text-align: center;"> $\text{ácido heptaoxidodifosfórico (V)}$ </p> <p style="text-align: center;"> <small>7 átomos de oxígeno 2 átomos de fósforo</small> número de oxidación del fósforo </p>	<p style="text-align: center;"> $\text{ácido tetraoxomangánico (VII)}$ </p> <p style="text-align: center;"> <small>4 átomos de oxígeno 1 átomo de manganeso</small> Número de oxidación del manganeso </p> <p style="text-align: center;"> HMnO_4 </p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 10px 0;"> <p>Calculamos el número de átomos de hidrógeno: $x \cdot (+1) + 1 \cdot (+7) + 4 \cdot (-2) = 0; x + 7 - 8 = 0; x = 1$</p> </div>

Oxisales ácidas

Son semejantes a las ácidas halógenas, pero, en este caso, empleamos iones poliatómicos provenientes del oxoácido, los hidrógenos libres pasan a formar parte de la sal.



Como podemos observar los dos hidrógenos pasan a formar parte de la sal y se ha eliminado una molécula de agua.

Como podemos observar los dos hidrógenos pasan a formar parte de la sal y se ha eliminado una molécula de agua.

Formulación:

Primero anotamos el símbolo del metal, seguido del hidrógeno y posteriormente el ion poliatómico.

Nomenclatura

- Tradicional: Fosfato ácido de litio
- Stock: Dihidrógenofosfato de litio (I)
- Sistemática: Dihidrógeno monofosfato de litio

Aplicaciones:

Se usan en la medicina, industria alimenticia y en la fabricación de productos de limpieza



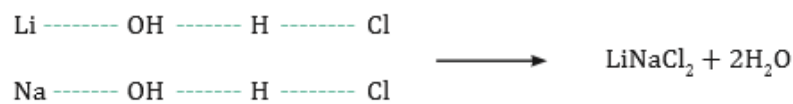
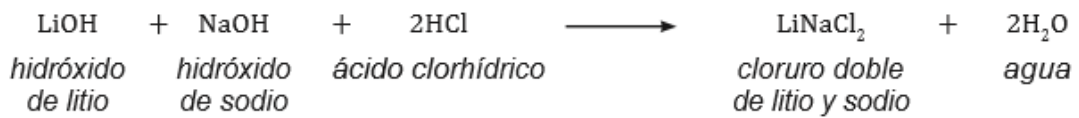
<https://goo.gl/4V0wNa>

■ Sulfato ácido de sodio

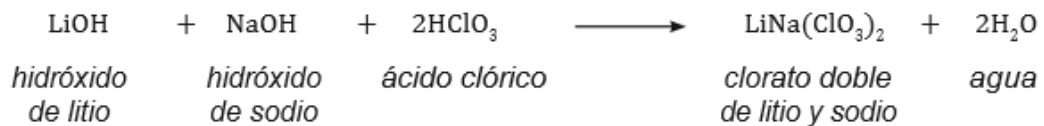
Sales dobles

Son compuestos que resultan de la sustitución total de los hidrógenos del ácido por dos metales diferentes, también estas sales pueden ser halógenas y oxisales.

Sal halógena doble



Oxísal doble



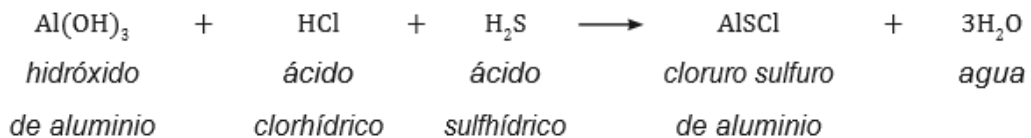
Formulación: Escribimos primero los símbolos de los metales seguido del símbolo del no metal o del ión poliatómico.

Nomenclatura: Utilizamos los nombres en la forma tradicional.

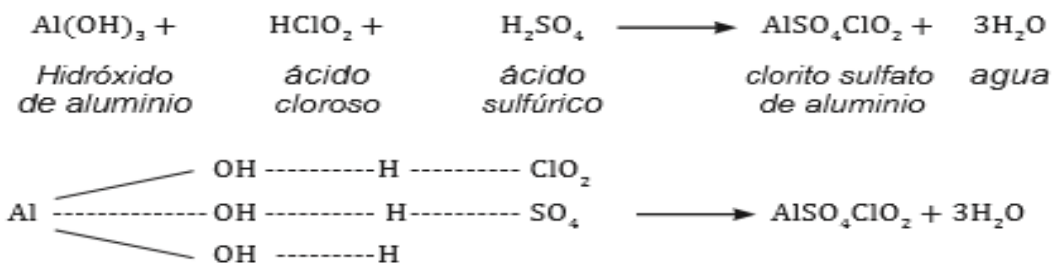
Sales mixtas

Resultan de la reacción de dos ácidos con un hidróxido.

Sal halógena mixta



Oxisal mixta



Formulación: Escribimos primero el símbolo del metal seguido de los símbolos de los ácidos

Nomenclatura: Utilizamos los nombres en la forma tradicional.

4.6.2 Compuestos inorgánicos importancia y aplicación

La química inorgánica ha tenido un desarrollo dinámico a lo largo de las últimas décadas en las que se han implementado nuevas tecnologías para la transformación y uso de nuevos materiales.

Así que ésta ciencia a logrado emplear en diferentes ámbitos materiales que permiten tener una vida más cómoda aun con las respectivas consecuencias de uso.

Los compuestos inorgánicos se utilizan como catalizadores, pigmentos, revestimientos, surfactantes, medicamentos, combustibles y otros. A menudo tienen altos puntos de fusión y propiedades específicas de alta o baja conductividad eléctrica, lo que los hace útiles para fines específicos.

Por ejemplo:

El amoníaco es una fuente de nitrógeno en los fertilizantes y es uno de los principales productos químicos inorgánicos utilizados en la producción de nylon, fibras, plásticos, poliuretanos (utilizados en revestimientos, adhesivos y espumas resistentes a los productos químicos), hidracina (utilizada en los combustibles para reactores y cohetes) y explosivos.

El cloro se utiliza en la fabricación de cloruro de polivinilo (utilizado para tuberías, prendas de vestir, muebles, etc.), productos agroquímicos (por ejemplo, fertilizantes, insecticidas o tratamiento del suelo) y productos farmacéuticos, así como productos químicos para el tratamiento y la esterilización del agua.

El dióxido de titanio es el óxido natural del titanio, que se utiliza como pigmento de polvo blanco en pinturas, revestimientos, plásticos, papel, tintas, fibras, alimentos y cosméticos. El dióxido de titanio también tiene buenas propiedades de resistencia a la luz ultravioleta.

Las fibras son materiales que son filamentos continuos o piezas alargadas discretas, similares a los largos de un hilo. Hay muchos tipos diferentes de fibras, incluyendo la fibra textil, fibras naturales y fibras sintéticas o hechas por el hombre como la celulosa, minerales, polímeros y microfibras.

Las fibras pueden ser hiladas en filamentos, cuerdas o sogas; usadas como un componente de material compuesto; o enmarañadas en hojas para hacer productos como el papel. Las fibras se utilizan a menudo en la fabricación de otros materiales. Los materiales de ingeniería más fuertes se fabrican generalmente como fibras, por ejemplo, la fibra de carbono y el polietileno de peso molecular ultra alto. Las fibras sintéticas pueden producirse a menudo

de forma barata y en grandes cantidades en comparación con las fibras naturales, pero las fibras naturales tienen algunas aplicaciones beneficiosas, especialmente para la ropa.

El material plástico es cualquiera de una amplia gama de sólidos orgánicos sintéticos o semisintéticos utilizados en la fabricación de productos industriales. Los plásticos son típicamente polímeros de alta masa molecular y pueden contener otras sustancias para mejorar el rendimiento y/o reducir los costos de producción. Los monómeros de los plásticos son compuestos orgánicos naturales o sintéticos.

La química y la ciencia de los materiales permiten la producción de electrónica inorgánica con capas e interfaces altamente ordenadas que los materiales orgánicos y poliméricos no pueden proporcionar.

Un circuito integrado o circuito integrado monolítico (también conocido como CI, chip o microchip) es un circuito electrónico fabricado por la deposición (o difusión) de oligoelementos en la superficie de un fino sustrato de material semiconductor. Se depositan materiales adicionales y se crean patrones para formar interconexiones entre los dispositivos semiconductores.

Los circuitos integrados se utilizan prácticamente en todos los equipos electrónicos actuales y han revolucionado la sociedad. Las computadoras, los teléfonos celulares y otros aparatos digitales son ahora partes inextricables de la estructura de las sociedades modernas, lo cual es posible gracias al bajo costo de producción de los circuitos integrados.

También se están desarrollando circuitos integrados para aplicaciones sensoriales en implantes médicos y otros dispositivos bioelectrónicos. Estos entornos requieren estrategias especiales de sellado para evitar la corrosión o la biodegradación de los materiales semiconductores expuestos.

FUENTES:

Bibliografía básica

- Atkins: Química General. Omega 1992.
- Chang: Principios Esenciales de Química General. 4ª edición McGraw-Hill 2006.
- Herring; Harwood; Petrucci, Química General, PRENTICE HALL 8º edición, 2003 54 PET química.
- Masterton, C. N. Hurley: Química Principios y Reacciones. 4ª edición Thomson Ed, 2003.

FUENTES ALTERNATIVAS:

- Fernández, J. A. Fidalgo: 1000 Problemas de Química General. Everest, 2006.
- López Cancio: Problemas de Química. Prentice Hall, 2001.
- Quiñoá, R. Riguera, J. M. Vila: Nomenclatura y formulación de los compuestos inorgánicos. McGraw Hill, 2006
- Willis: Resolución de problemas de Química General. Reverté, 1995.

Videos de apoyo:

- Academia internet. 2017. Estructura del átomo
<https://youtu.be/8uvlulhFX9I>
- Berdugo Mtz. 2021. Tabla periódica
<https://youtu.be/tgTNI33UVWc>
- Química Clan. 2021. Química desde 0
<https://youtu.be/2jyxYUQXKBO>