



ANTOLOGÍA DE QUÍMICA I



SEMESTRE agosto-diciembre 2024

UNIDAD ACADÉMICA: _____

NOMBRE DEL ALUMNO: _____

GRADO Y GRUPO: _____ TURNO: _____

MATERIAL DE TRABAJO PARA REVISIÓN: AGOSTO 2024

ELABORADO POR:

M.C.F. MARINA SAGRARIO RIVAS CORNEJO

I.Q.I. COTIANI AIDE CASTREJÓN MARBAN

M. en E. C. ADRIANA RAMÍREZ HERNÁNDEZ

Avalado y revisado por la Academia Interescolar de Química

CONTENIDO TEMÁTICO:

BLOQUE 1: RELACIONA LAS PROPIEDADES DE LA MATERIA Y LA ENERGÍA CON EL ENTORNO.

1.1. Introducción a la Química.	6
1.1.1. Concepto de Química.	
1.1.2. Aplicaciones de la Química.	
1.1.3. Ramas de la Química.	
1.2. Concepto de materia.	10
1.2.1. Ley de la conservación de la materia.	
1.3. Concepto de energía.	10
1.3.1. Tipos de energía.	
1.3.2. Ley de la conservación de la energía.	
1.3.3. Energías limpias.	
1.4. Fenómenos físicos, químicos y nucleares.	11
1.4.1. Fenómenos físicos.	
1.4.2. Fenómenos químicos.	
1.4.3. Fenómenos nucleares.	
1.5. Propiedades de la materia.	12
1.5.1. Propiedades generales o extensivas.	
1.5.2. Propiedades específicas o intensivas.	
1.6. Clasificación de la materia.	14
1.7. Estados de agregación de la materia.	14
1.7.1. Cambios de estado.	
1.8. Constitución.	16
1.9. Composición.	16
1.10. Métodos de separación de mezclas.	17

BLOQUE 2: RELACIONA LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA CON LOS MATERIALES DE LA VIDA DIARIA.

2.1. Evolución de la Teoría Atómica.	26
2.1.1. Modelo atómico de Leucipo y Demócrito.	
2.1.2. Modelo atómico de Dalton.	
2.1.3. Modelo atómico de Thomson.	
2.2. Radiactividad.	31
2.2.1. Concepto de isótopo.	
2.2.2. Tipos de radiactividad.	

2.2.3. Experimento de Rutherford y su modelo.	
2.2.4. Modelo atómico de Bohr.	
2.3. Cálculo de partículas subatómicas.	37
2.4. Teoría cuántica.	39
2.4.1. Principio de Heisenberg.	
2.4.2. Principio de Dualidad de De Broglie.	
2.5. Números cuánticos.	41
2.5.1. Los cuatro números cuánticos.	
2.6. Configuración electrónica.	44
2.6.1. Principio de Edificación Progresiva o de <i>Aufbau</i> .	
2.6.2. Principio de Exclusión de Pauli.	
2.6.3. Principio de Máxima Multiplicidad o Regla de Hund.	
2.6.4. Configuraciones electrónicas, Kernell y gráfica.	

BLOQUE 3: RECONOCE LAS PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS, EN BASE A SU UBICACIÓN EN LA TABLA PERIÓDICA LARGA.

3.1. Antecedentes a la tabla periódica.	50
3.2. Tabla periódica actual.	52
3.2.1. Generalidades de la tabla periódica.	
3.2.2. Propiedades de los elementos por familias o grupos.	
3.2.3. Propiedades de los elementos por períodos.	
3.2.4. Propiedades de los elementos por clase.	
3.2.5. Peso atómico y número atómico.	
3.2.6. Valencia y número de oxidación.	
3.3. Propiedades periódicas.	61
3.3.1. Electronegatividad.	
3.3.2. Radio atómico.	
3.3.3. Energía de ionización.	
3.3.4. Afinidad electrónica.	
3.4. Concepto de enlace químico.	70
3.4.1. Enlace iónico.	
3.4.2. Enlace covalente polar, no polar y coordinado.	
3.4.3. Enlace metálico.	
3.4.4. Fuerzas de Van Der Waals.	
3.4.5. Puente de hidrógeno.	
3.5. Tipos de moléculas.	76
3.6. Estequiometría.	79
3.6.1. Determinación de pesos moleculares.	
3.6.2. Número de Avogadro y concepto de mol.	

3.6.3. Mol.

3.7. Tipos de reacciones químicas. 85

BLOQUE 4: RELACIONA LOS GRUPOS FUNCIONALES INORGÁNICOS CON LOS COMPUESTOS DE USO DIARIO.

4.1. pH 87

4.2. Fórmula. 89

4.2.1. Óxidos básicos.

4.2.2. Óxidos ácidos o anhídridos.

4.2.3. Hidruros.

4.2.4. Hidrácidos.

4.2.5. Sales sencillas, haloideas o binarias.

4.2.6. Bases o hidróxidos.

4.2.7. Oxiácidos.

4.2.8. Oxisales.

4.3. Balanceo de ecuaciones químicas por tanteo. 106

4.4. Conceptos de oxidación y reducción. 110

4.4.1. Concepto de agente oxidante y agente reductor.

4.4.2. Balanceo de ecuaciones químicas por el método redox.

BLOQUE 1: RELACIONA LAS PROPIEDADES DE LA MATERIA Y LA ENERGÍA CON EL ENTORNO

PROPÓSITO: Relacionar a la materia, en sus distintos estados de agregación, con la energía en sus diferentes manifestaciones para la solución de problemas de la vida actual, utilizando sus propiedades y los métodos físicos de purificación.

1.1 Introducción a la Química

1.1.1. Concepto de Química

Puede definirse como la ciencia que estudia las propiedades, composición y transformación de la materia y la energía, así como las leyes que la rigen.

Evolución de la Química

La historia de la Química es uno de los más admirables capítulos del avance de la inteligencia humana, que nos demuestra la realidad del lento desarrollo del pensamiento en la ciencia y su acelerado crecimiento después de la aplicación de las matemáticas y el método científico en la investigación de la materia y la energía.

Tratando de resumir la evolución histórica de la Química, se han tomado en consideración los hechos más relevantes de los siguientes cinco períodos:

- Antiguo. Desde la aparición del hombre hasta el año 300 D.C.
- De la Alquimia. Del año 300 al 1150
- De la Iatroquímica. Del 1150 a 1650
- Del Flogisto. Del año 1650 a 1775
- De la Química Cuantitativa o Moderna. De 1775 hasta nuestros días.

Período Antiguo

Desde la aparición del hombre hasta el año 300 D.C.

Los Chinos conocían y aplicaban las pinturas, fabricaban el papel, teñían los tejidos, conocían la imprenta, la pólvora, el agriado de la leche, la fermentación de los jugos dulces o azucarados, los cambios que experimenta la arcilla y el de algunos metales al arder, etc.

En la civilización Egipcia nace la palabra Química derivada de Chemia (quemia). Los sacerdotes fueron los encargados de desarrollar la ciencia. Sabían muy bien embalsamar cadáveres, conocían el oro, la plata, el cobre, el vidrio, la fabricación del jabón, etc.

Los hindúes dieron las primeras ideas sobre sustancias elementales y la constitución de la materia. Admitían la existencia de cuatro elementos fundamentales: viento, tierra, agua y fuego. Además, sabían templar el acero.

Los griegos aceptaron los mismos elementos, sustituyendo al viento por el aire. De manera errónea se ha atribuido a Aristóteles la concepción de la materia integrada por estos cuatro elementos.

Período de la Alquimia

Año 300 a 1150, D.C.

A los Árabes se atribuye la introducción de los conocimientos orientales a Europa, antepusieron el prefijo al a la palabra quemia, formando así el vocablo alquemia (alquímica). Este periodo estuvo dominado por el interés de los alquimistas en la transformación de los metales innobles en metales nobles, mediante la piedra filosofal. Los tres elementos que predominaron fueron: mercurio, azufre y sal.

Periodo de la Iatroquímica

Año 1150 a 1650 D.C.

Aunque la alquimia no desaparece del todo, Paracelso inicia una nueva época al tratar de encontrar el elixir para curar todas las enfermedades y así, prolongar la vida. Con él nace la Química Médica al establecer la teoría de que las enfermedades eran causadas por sustancias dañinas acumuladas en el organismo.

Otros hechos principales ocurridos durante este periodo fueron: El descubrimiento del óxido de carbono, la introducción del método experimental, inductivo y deductivo, el manejo del concepto de elemento y el análisis químico.

Periodo del Flogisto

Año 1650 a 1775 D.C.

La teoría que da nombre a esta época es la del flogisto; principio de combustibilidad iniciado por Joaquín Becker y establecido por Ernest Stahl.

Sus postulados eran los siguientes:

- a) Todos los cuerpos pueden arder porque poseen la materia del fuego llamada flogisto:
- b) Cuando una sustancia se quema, deja escapar flogisto en forma de flama.
- c) La rapidez de la combustión de una sustancia, depende de la cantidad de flogisto contenida en ella.

Periodo de la Química Cuantitativa o Moderna

Año 1775 hasta nuestros días

La Química Cuantitativa inicia con Antoine Lavoisier, quien consideró los cambios producidos en la materia como fenómenos factibles de medición (utilizó como instrumento una balanza).

A partir de ese momento, se cuentan los grandes descubrimientos en la Química Moderna. Se explica la combustión destruyendo la falsa idea del flogisto y también se establece la Ley de Conservación de la Materia. Aportaciones que no se limitan a los siglos XVIII y XIX, sino que incluso hoy en día se siguen desarrollando para beneficio de la humanidad.

1.1.2. Aplicaciones de la Química.

La Química sirve a otras ciencias y a la industria. Sus principios han sido aplicados al estudio de disciplinas como: Física, Biología, Agricultura, Ingeniería, Medicina; al igual que ha contribuido en la investigación espacial y la Oceanografía, entre otras muchas especialidades.

Los procesos biológicos son de naturaleza química, por ejemplo: el metabolismo del alimento para dar energía a los organismos vivos. El conocimiento de la estructura molecular de proteínas, hormonas, enzimas y ácidos nucleicos ha servido a los Biólogos en sus estudios sobre la composición, desarrollo y reproducción de las células vivientes.

El papel de la Química en el combate de la creciente carestía de alimentos en el mundo es muy importante. La producción agrícola se beneficia con el uso de fertilizantes químicos, pesticidas y variedades mejoradas de semillas. Los refrigerantes hacen posible en la industria de alimentos congelados, la preservación de grandes cantidades de productos. También por medio de la Química se producen nutrientes sintéticos.

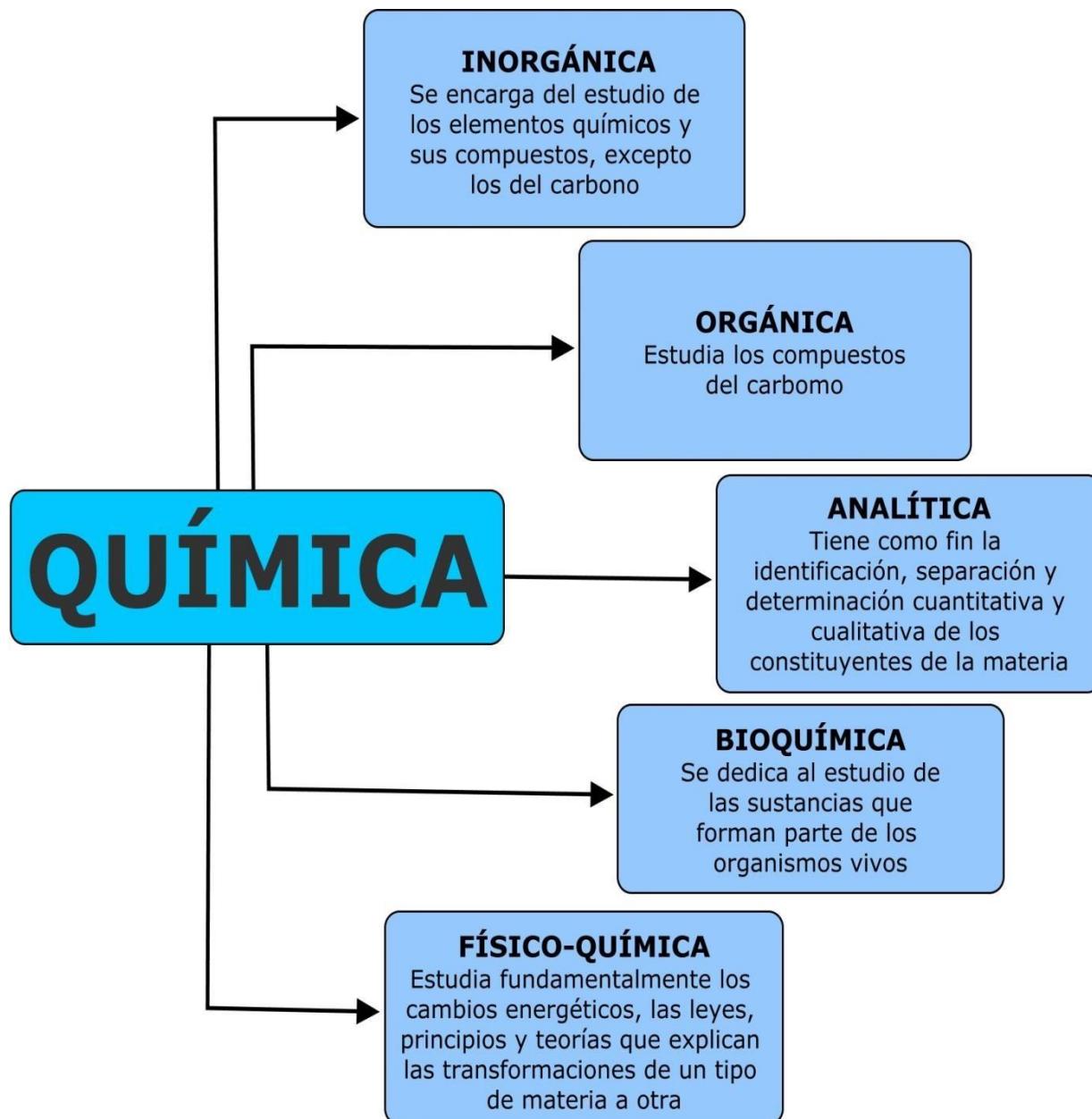
Los avances en la Medicina y la Quimioterapia a través del desarrollo de nuevos fármacos han contribuido a la prolongación de la vida y al alivio del sufrimiento humano en las enfermedades. Más del 90% de los medicamentos de uso actual, se han desarrollado comercialmente durante los últimos 50 años.

Virtualmente toda la industria de los productos químicos, las industrias de plásticos y polímeros, desconocidas hace 60 años, han revolucionado las industrias del empaque y textiles, actualmente se producen materiales de construcción durables y útiles. Energía derivada de los procesos químicos, se emplea para calefacción, alumbrado y transporte. Si miramos en nuestro alrededor es fácil notar cómo es que la mayoría de los objetos de los que estamos rodeados tuvieron que pasar por un proceso químico como: el barnizado de las butacas, las instalaciones, los alimentos que se consumen, los útiles escolares, las medicinas, los combustibles, nuestra propia ropa, vestimenta, etc.



1.1.3. Ramas de la Química

Atendiendo a su extensión y complejidad, el estudio de esta ciencia se ha dividido en las siguientes ramas:



Es importante señalar que debido al desarrollo tan grande de la Química en los últimos dos siglos, ha sido necesario ampliar el número de ramas, entre ellas se puede mencionar: la Electroquímica, la Química Nuclear, la Petroquímica y la Radioquímica entre otras.

Sin duda, el desarrollo de la humanidad en todos sus campos hará necesaria la apertura de otras cada vez más especializadas; no obstante, éstas seguirán conservando su relación con el concepto de Química.

1.2. Concepto de Materia

Materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y se manifiesta en masa, tiempo y energía.

1.2.1. Ley de la conservación de la materia

Este hecho fue observado por el francés Antoine Lavoisier en 1783 y establece: "La materia no se crea ni se destruye solo se transforma". En particular este principio es válido para las reacciones químicas. La cantidad total de las sustancias que reaccionan es igual a la de aquellas que se producen en la reacción.

1.3. Concepto de energía.

Se define como la capacidad para realizar un trabajo o transferir calor. Se realiza trabajo cuando se desplaza una masa a lo largo de una distancia.

1.3.1. Tipos de energía.

Son formas comunes de energía: luz, calor, energía eléctrica, mecánica, química, etc.

La energía se puede convertir de una forma en otra. Por ejemplo, cuando enciendes una linterna la energía química almacenada en las baterías se convierte en energía eléctrica y, finalmente, en luz y un poco de energía calorífica.

Las diversas formas de energía se clasifican como: cinética y potencial.

La energía cinética es energía de movimiento y la potencial es energía almacenada (por posición, condición o composición).

1.3.2. Ley de la conservación de la energía.

Siempre que ocurre una reacción, hay también un cambio de energía, o bien la reacción libera energía o ésta se requiere de manera continua para que la reacción prosiga. Este fenómeno tiene una explicación: *La energía no se crea ni se destruye solo se transforma durante los procesos químicos*, esto se conoce como ley de la conservación de la energía.

1.3.3. Energías limpias.

Las energías limpias son aquellas que son producto de un proceso que no genera contaminación ambiental ni daño ecológico (existen plantas que cubren sólo con uno de los puntos).

Los combustibles fósiles (petróleo, carbón y gas natural) representan una parte sumamente importante de los recursos no renovables y se han utilizado abundantemente como fuente principal de energía en plantas termoeléctricas. Han mantenido un crecimiento en los últimos años de 2 a 3% anual, sin que se provea una disminución de su consumo en los próximos años. Además de las consideraciones que se están efectuando para diseñar nuestro futuro energético con base en la disponibilidad de recursos renovables, se estudian de manera

intensiva los factores ambientales que en la actualidad oscurecen nuestro horizonte ambiental, fundamentalmente el cambio climático global debido a la acumulación de CO₂, producto de la combustión de esos materiales fósiles.

La amenaza del cambio climático probablemente obligue a recortar de manera drástica el consumo de combustibles fósiles en las plantas termoeléctricas mucho antes de que la misma limitación de estos recursos lo haga. Los efectos negativos del cambio climático se pueden observar en el entorno, el territorio que la acción humana ha transformado para el desarrollo de sus actividades económicas y para la reproducción de la vida social, que transcurre la mayor parte del tiempo en las aglomeraciones humanas o ciudades. Las necesidades económicas y sociales de los individuos han transformado la superficie de los suelos debido al cambio periódico en cuanto a sus usos: industrial y habitacional, que a su vez han obstruido el paso natural del agua, las lluvias intensas general inundaciones y riesgos que son un peligro para la vida de los habitantes. La emisión de gases invernadero no sólo tiene consecuencias negativas en el cambio climático, sino en la salud de los habitantes de las urbes, déficit de servicios públicos, como salud y vida.

La población con menos recursos es la más vulnerable a las manifestaciones extremas del clima, como son la intensidad de las lluvias o la sequía.

1.4. Fenómenos Físicos, Químicos y Nucleares.

Fenómeno es la modificación o cambio que experimenta la materia bajo la acción de diferentes formas de la energía.

1.4.1. Fenómenos físicos.

Son las modificaciones o cambios que no alteran la composición de la materia. Estos fenómenos en ocasiones desaparecen al cesar la causa que los origina y en su mayoría son reversibles.

Ejemplos:

- El paso de la corriente eléctrica por un alambre
- La presión de un gas en un cilindro
- La acción de un martillo sobre una pieza de metal
- Electrizar una tela de lana o seda, al frotarla con una barra de ebonita
- El combinar azufre con agua
- El rompimiento de una silla
- El movimiento de los cuerpos.
- Cuando la madera se convierte en viruta

1.4.2. Fenómenos químicos.

Son aquellos que la materia presenta cuando sufre cambios en su composición, es decir, se transforma completamente en una sustancia nueva y diferente. La mayoría de estos fenómenos son irreversibles.

Ejemplos:

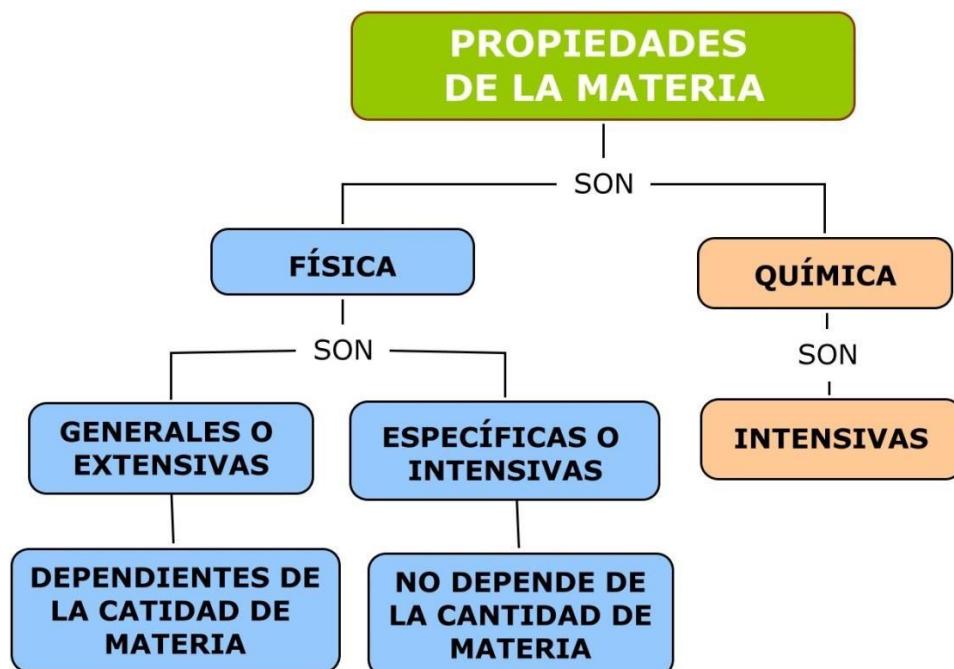
- La combustión de fósforo, papel, gasolina o madera
- La corrosión de los metales
- El revelado de una fotografía
- El tostado de un pan
- La descomposición de materia orgánica
- La explosión de la nitroglicerina, dinamita.
- El horneado de un pastel
- La deshidratación de una sustancia con H_2SO_4

1.4.3. Fenómenos nucleares.

En este tipo de fenómenos, el núcleo del átomo cambia su composición, es decir, se modifica el número de protones y neutrones existentes en el núcleo. La energía desprendida en los cambios nucleares cuando se forman núcleos por unión de dos núcleos más ligeros (fusión nuclear) o cuando se rompen núcleos pesados para formar núcleos más ligeros (fisión nuclear) es muy grande, pues en estos cambios existe transformación de masa en energía.

Aunque la energía liberada por un átomo cuando sufre el cambio nuclear es muy pequeña, puesto que el cambio ocurre en millones de millones de átomos a la vez, la energía liberada es enorme, del orden de los 224 millones de Joules, lo suficiente para hacer hervir casi 100 toneladas de agua. Para imaginar lo anterior, recuerda lo ocurrido en las "explosiones atómicas" sobre las ciudades japonesas de Hiroshima y Nagasaki en la segunda guerra mundial.

1.5. Propiedades de la materia



1.5.1. Propiedades Generales o extensivas

Aquellas que toda la materia tiene por el hecho de ser materia.

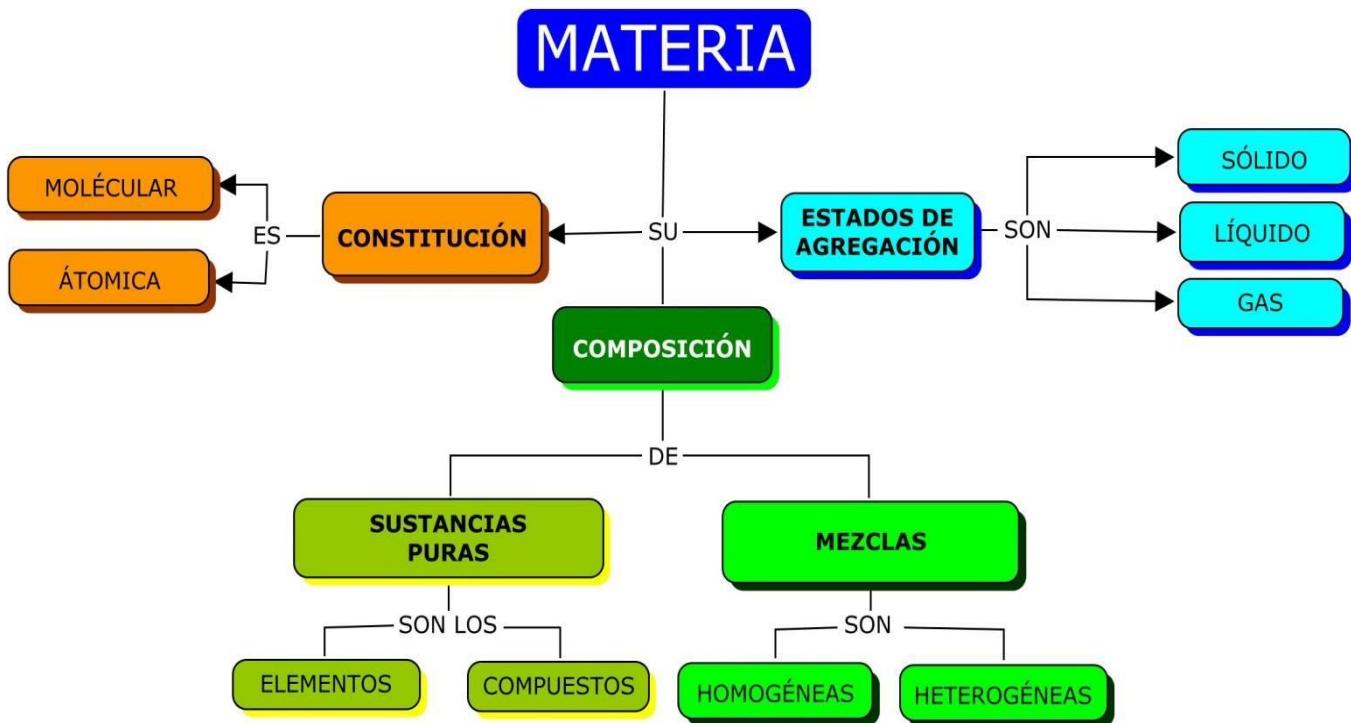
- ✓ **Peso:** fuerza de atracción gravitatoria que ejerce la tierra sobre cualquier cuerpo.
- ✓ **Volumen o extensión:** lugar que todo cuerpo ocupa en el espacio. En él, se consideran tres dimensiones: longitud, ancho, grosor, altura o profundidad.
- ✓ **Masa:** existencia de materia en forma de partículas.
- ✓ **Inercia:** propiedad de los cuerpos al mantener su estado de reposo o movimiento hasta que interviene una fuerza que lo modifique.
- ✓ **Impenetrabilidad:** dos cuerpos no pueden ocupar el mismo lugar en un tiempo determinado.
- ✓ **Porosidad:** son todos los espacios intermoleculares en la materia (poros).
- ✓ **Divisibilidad:** es la fragmentación de la materia.
- ✓ **Elasticidad:** deformación de la materia al aplicar una fuerza y regresar a su estado original cuando la fuerza desaparece.

1.5.2. Propiedades específicas o intensivas

Se utilizan para describir a la materia o diferenciarla de otra. Su valor es específico y no dependen de la cantidad de masa en estudio. Éstas son:

- ✓ **Punto de fusión:** temperatura a la cuál una substancia se funde.
- ✓ **Punto de Ebullición:** temperatura a la cuál un líquido hierve.
- ✓ **Acidez:** característica de las substancias de poseer un sabor agrio.
- ✓ **Solubilidad:** es una propiedad que tienen ciertas sustancias de poder disolverse en otras.
- ✓ **Viscosidad:** es la propiedad de los líquidos de circular con dificultad por conductos.
- ✓ **Maleabilidad:** es la capacidad de las substancias para convertirse en láminas.
- ✓ **Tenacidad:** es la resistencia que opone un cuerpo a romperse.
- ✓ **Brillo:** es el aspecto que ofrece la superficie de un mineral al reflejar la luz.
- ✓ **Calor específico:** es una magnitud física que indica la capacidad de un material para *almacenar energía interna* en forma de *calor*.
- ✓ **Conductividad térmica y eléctrica:** es la capacidad que existen en diversos materiales para poder transmitir el calor fácilmente.
- ✓ **Densidad:** es la relación entre la masa de una materia y el volumen que ocupa y mide, en cierto modo, lo concentrada que está la masa de un cuerpo.
- ✓ **Dureza:** es la resistencia que presentan los materiales a ser rayados.
- ✓ **Ductilidad:** es la propiedad que presentan algunos *metales* y *aleaciones* cuando, bajo la acción de una fuerza, pueden deformarse sin romperse permitiendo obtener alambres o hilos.
- ✓ **Fragilidad:** son los materiales que se rompen con facilidad antes de deformarse, como muchos tipos de vidrio o las cerámicas.
- ✓ **Sabor, textura, color, etc.**

1.6. Clasificación de la materia



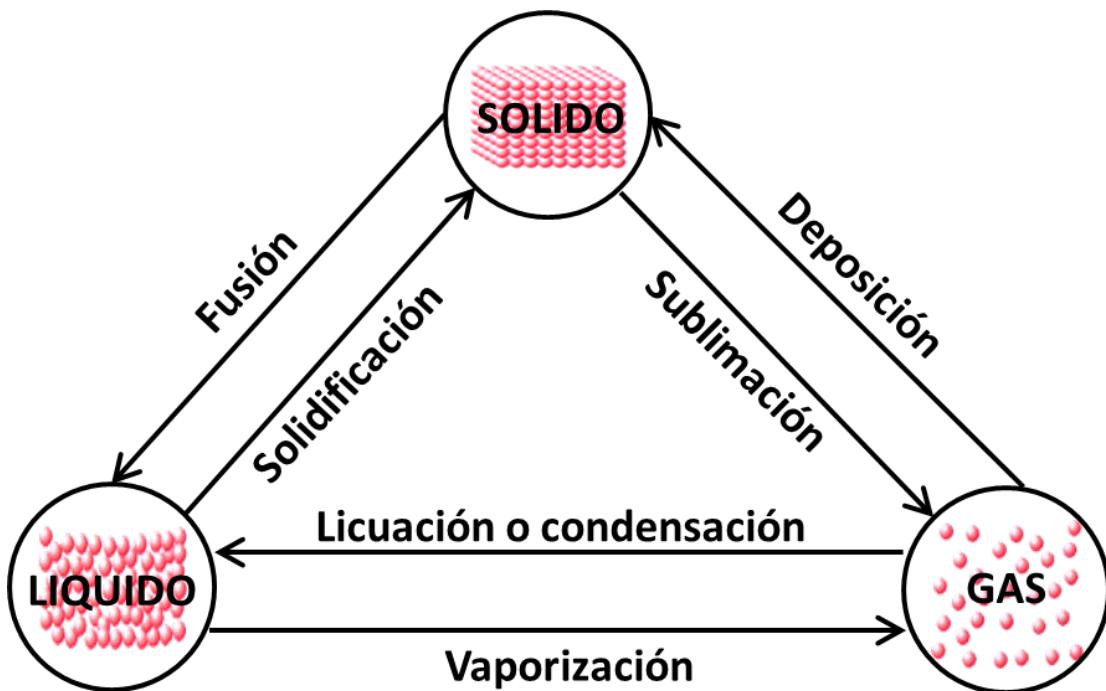
1.7. Estados de agregación de la materia.

La materia existe en tres estados, el sólido, el líquido y el gaseoso.

- Estado sólido.** Se caracteriza por conservar una forma y un volumen fijo, debido a que la cohesión de las moléculas es fuerte y generalmente están ordenadas de manera simétrica, alta densidad, las moléculas presentan movimientos vibratorios
- Estado líquido.** Ocupa un volumen fijo, pero conservan la forma del recipiente. Las fuerzas intermoleculares son menores. Las moléculas se trasladan libremente, pero se encuentran cercanas unas de otras, presentan capilaridad, tensión superficial
- Estado gaseoso.** Las moléculas de un gas están en constante movimiento alejándose unas de otras por repulsión, de modo que no tienen volumen fijo ni forma definida, la fuerza de atracción entre moléculas es menor y se presentan separadas y desordenadas, poca densidad, fácilmente se comprimen, densidad mínima

1.7.1. Cambios de estado.

En nuestro medio ambiente y bajo ciertas condiciones, las sustancias se presentan en uno de los estados de agregación antes mencionados, pero pueden cambiar de uno a otro si las condiciones de presión y temperatura lo hacen también.



CAMBIOS DE ESTADO

Los cambios de estado de las sustancias puras permiten fijar algunas de sus constantes físicas (puntos de fusión, de ebullición, etc.) mismas que definen su identidad.

Los cambios de estado son:

- Fusión.** Es el paso del estado sólido al líquido. La temperatura siempre tiene el mismo valor para una sustancia. Por ejemplo, el punto de fusión del agua siempre será de 0°C y del hierro, 1535°C
- Evaporación.** Cambio que experimenta la materia cuando un líquido pasa al estado gaseoso, por incremento de temperatura. Ejemplos: sustancias como el alcohol, la acetona, la gasolina, etc., que al entrar en contacto con el medio ambiente se evaporan sin que sea necesario un suministro de calor directo.
- Condensación.** Es el paso del estado gaseoso al estado líquido. Ejemplo: El agua del mar cuando se evapora se transforma en nubes y posteriormente se precipita como lluvia.
- Solidificación o congelación.** Es la temperatura a la cual una sustancia pura cambia del estado líquido al estado sólido. Ejemplo: Cuando a un molde se ha vaciado, plástico, acero o cera fundidos, requieren de la solidificación para obtenerlos en la forma deseada.
- Sublimación.** Es la transformación directa de un sólido a gas sin pasar por el estado líquido. Pocas sustancias se conocen con este comportamiento, entre ellas están el yodo, la naftalina y algunas de tipo orgánico. Cuando el gas se convierte en sólido se ha efectuado una sublimación inversa o deposición.
- Licuefacción.** Es el paso del estado gaseoso al estado líquido y debe aplicarse presión para conseguir el cambio. Ejemplos: la obtención del aire líquido o de alguno de sus componentes (oxígeno y nitrógeno), gases que se pueden tener en estado líquido tales como el gas doméstico, el de un encendedor, etc.

1.8. Constitución

Molécula: Expresión mínima de un compuesto o de una sustancia que conserva sus características.

Cuando la sustancia está formada de un par de átomos de un mismo elemento es diatómica (H_2), cuando está formada por tres es triatómica (O_3), y poliatómica cuando hay más de tres átomos (S_8)

Otras sustancias están formadas de moléculas con elementos distintos como por ejemplo: H_2O , HCl , $C_6H_{12}O_6$, $NaOH$

Átomo: Los átomos son las partículas más pequeñas de un elemento que conserva sus propiedades.

1.9. Composición

Elemento: Es el conjunto de átomos que presentan las mismas propiedades, características, tienen un número atómico definido y no puede descomponerse en otros más sencillos por métodos químicos; tienen un lugar en la Tabla Periódica, se considera la sustancia más simple.

Compuesto: Es la unión química de dos o más elementos diferentes que pueden separarse por métodos químicos, los elementos involucrados tienden a perder sus propiedades físicas y químicas, como ejemplo la sal de mesa $NaCl$, que es un compuesto que sirve para condimentar los alimentos y es un sólido blanco, en cambio los elementos de este compuesto por separado tienen las siguientes características: el sodio como elemento es un metal gris brillante muy reactivo y el cloro es un gas, no metal, venenoso y amarillo verdoso.

Mezclas.

Son el resultado de la unión física de dos o más sustancias (elementos o compuestos) en proporciones variables que conservan sus propiedades individuales, pueden separarse por métodos físicos. Las mezclas se clasifican en homogéneas y heterogéneas.

a) Mezclas homogéneas

Combinación de dos o más sustancias solubles entre sí, que presentan una sola fase, sus componentes no se aprecian a simple vista, conocidas como solución o disolución. Constituidas por un soluto y un solvente.

Soluto: Es la sustancia que se va a disolver, está en menor proporción o tiene mayor actividad química.

Solvente: Es la sustancia que disuelve al soluto, también se le denomina disolvente

Las soluciones se pueden presentar en los diferentes estados de agregación de la materia. Por ejemplo: el aire, el agua de mar, las aleaciones, el vino, los plásticos, una salmuera, etc.

b) Mezclas heterogéneas

Es la combinación de dos o más sustancias insolubles entre sí y de composición variable, presentan dos o más fases, sus componentes se pueden distinguir a simple vista.

Por ejemplo: arena, pólvora, una salsa, tierra, una roca, arena con agua, agua con aceite, hierro con azufre etc.

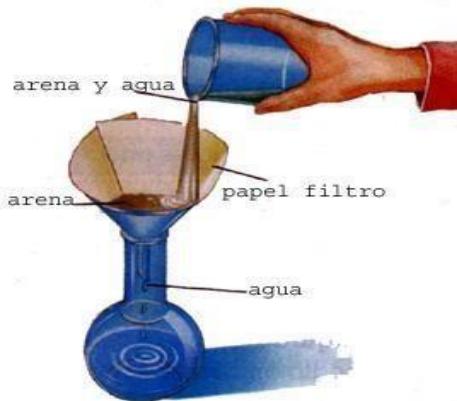
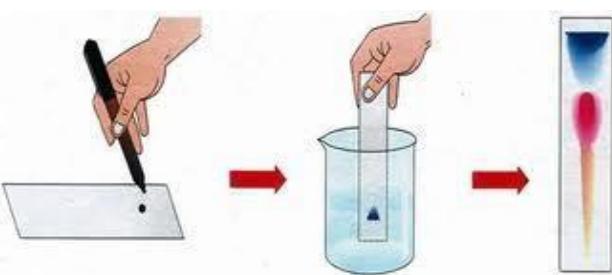


Las mezclas son consideradas como los materiales que con mayor frecuencia trabaja un químico. Una de las tareas más relevantes que realiza, es la separación de las mismas, para lo cual emplea procesos físicos con la finalidad de obtener productos o sustancias puras.

1.10. Métodos de separación de mezclas.

Entre los procesos más comunes para la separación de mezclas se consideran los siguientes:

Decantación		Es un procedimiento que se utiliza para separar mezclas heterogéneas por ejemplo un sólido de grano grueso (arena), insoluble en el agua. En este caso la mezcla se deja reposar para que las partículas sedimenten y se puedan separar de la fase líquida vertiendo solo el líquido en otro recipiente evitando el paso del sólido sedimentado, a este procedimiento se le llama decantación. Otro ejemplo puede ser una mezcla de líquido-líquido (agua-aceite), cuya separación se realiza utilizando un embudo de separación.
--------------------	--	---

Filtración		<p>Es un proceso que se utiliza para separar mezclas sólido-líquido, con el propósito de eliminar contaminantes sólidos de un líquido o bien para recuperar un producto; éste proceso se realiza haciendo pasar la mezcla por un medio poroso (papel filtro, algodón, fibra de vidrio, etc.) en donde las partículas sólidas quedarán retenidas entre las fibras del material filtrante</p>
Evaporación		<p>Este método se emplea principalmente para separar un sólido disuelto en un líquido. Consiste en calentar la mezcla hasta que el líquido se evapore, quedando el sólido en el recipiente; por ejemplo una mezcla integrada por sal de mesa (cloruro de sodio) disuelta en agua. El procedimiento consiste en calentar la mezcla, llegará el momento en que el agua alcance su punto de ebullición evaporándose y quedando en el fondo del recipiente la sal.</p>
Cromatografía	<p>Es una técnica usada en la separación e identificación de los componentes de una mezcla. La base de este método físico es la distribución de los componentes entre dos fases que se conocen como fase móvil y fase estacionaria. Cada componente de la mezcla se distribuye en la fase estacionaria según su interacción con ésta al ser arrastrado por la fase móvil. Existen varias técnicas cromatográficas siendo las más comunes en el laboratorio las siguientes:</p> 	<p>Papel: consiste en tener una fase estacionaria que es un papel filtro y la fase móvil un disolvente o una mezcla de varios, la muestra se aplica con ayuda de un capilar en la parte inferior. El disolvente eluye (sube) y arrastra los componentes de la muestra.</p>

		<p>Capa fina: se diferencia porque la fase estacionaria es una capa de sílica gel depositado sobre una lámina de vidrio o de metal (análoga a la de papel).</p>
		<p>Gases: es una técnica que se puede emplear en el control de verificación vehicular para analizar los gases de combustión, en donde la fase estacionaria es un sólido o líquido depositado en un capilar y la fase móvil es un gas inerte y la muestra se encuentra en fase gaseosa.</p>
		<p>Columna: muestra la fase estacionaria en una substancia adsorbente insoluble que puede ser carbón activado, sílica gel y la fase móvil es un disolvente que por acción de la gravedad arrastra selectivamente a la mezcla separando alguno o algunos de los componentes.</p>
<p>Destilación simple</p>		<p>También es un método que se utiliza generalmente para separar mezclas de líquidos miscibles (soluble uno en el otro) de diferentes puntos de ebullición. Este proceso incluye primero una evaporación y posteriormente una condensación inmediata. Por ejemplo una mezcla de agua-alcohol, al calentar la mezcla por diferencia de punto de ebullición, se separa el alcohol del agua.</p>

Cristalización		Es un método que se emplea para separar un sólido disuelto. El procedimiento consiste en calentar la mezcla y posteriormente se enfriá en un baño de hielo para la formación de cristales, los cuales se separan mediante una filtración.
Tamizado		Proceso destinado para la separación por tamaño de partícula de una mezcla sólida. Se basa en hacer pasar las partículas de menor tamaño a través de una malla depaso definido. Las mallas de los tamices están construidas con materiales metálicos o plásticos. Los tamices se les comunica en movimiento de vaivén o vibración para asegurar una separación correcta.
Sublimación		Método que se utiliza para purificar sólidos volátiles. La presión de vapor elevada de una sustancia sólida permite que sublimé (I_2 y CO_2), cuando se calienta, y se forma cristales de la sustancia purificada cuando el vapor se deposita sobre una superficie más fría del aparato, donde se solidifica.
Magnetismo o imantación		Es un método para separar un mineral con propiedades magnéticas (compuestos de hierro, cobalto y níquel de otro) utilizando un electroimán.

Centrifugación		<p>Consiste en una operación de movimiento rotatorio a gran velocidad, al que se someten las mezclas sólido-líquido para separar sus componentes de los cuales el sólido es insoluble y de grano fino. En este caso la fuerza centrífuga producida por la rotación del recipiente provoca que las partículas sólidas se trasladen a los costados del mismo, obteniendo por un lado el líquido clarificado y por el otro las partículas del sólido.</p>
-----------------------	---	--

AUTOEVALUACIÓN

I. Clasifica las siguientes sustancias, escribiendo en el espacio de la izquierda el estado de agregación en que habitualmente se encuentran.

Refresco	Cemento (polvo)
Aire	Atole
Aceite de cocina	Neblina
Smog	Mercurio
Oxígeno	Fierro (limadura)

II. Anota el estado de agregación en el que se encuentran los objetos y las sustancias:

- a) Loción para después de afeitar. -
- b) Spray para el cabello. -
- c) El hielo contenido en un refresco. -
- d) La salsa cátsup. -
- e) El suavizante para las telas. -
- f) El anticongelante para los automóviles. -
- g) La flama de los calentadores de las estufas. -
- h) El sol. -
- i) La espuma de afeitar. -
- j) La pólvora. -

III. Menciona que método usarías para separar las siguientes mezclas:

- a) Sal en agua _____
- b) Alcohol y agua _____
- c) Aceite y agua _____
- d) Azufre, hierro en limadura _____

e) Arena y agua _____

IV. Escribe en el paréntesis de la derecha una F si el fenómeno es físico y una Q si el fenómeno es químico.

- | | |
|--|-----|
| 1. Coccimiento de los alimentos | () |
| 2. Evaporación del agua | () |
| 3. Sublimación de aromatizante en pastilla | () |
| 4. Quemado de gas en las estufas | () |
| 5. Descomposición de la materia orgánica | () |
| 6. Formación de las capas de nieve | () |
| 7. Germinación de una semilla | () |
| 8. Cambio de color de las hojas | () |
| 9. La explosión de una bomba | () |
| 10. La lluvia | () |

V. Escribe en el espacio de la izquierda una E si la sustancia es un elemento, una C si es un compuesto y una M si es una mezcla.

_____	Fierro	_____	Aceite con sal
_____	Harina de arroz	_____	Chiles en vinagre
_____	Cobre	_____	Miel con limón
_____	Petróleo	_____	Pozole
_____	Carbón	_____	Azúcar

VI. Lee cuidadosamente cada pregunta y circula la respuesta correcta.

1. La ciencia que estudia la composición y propiedades de la materia, los cambios que experimenta y la energía asociada a ellos es la:
a) Física b) Biología c) Química d) La Fisicoquímica
2. La rama de la Química que trata fundamentalmente de los cambios energéticos, las leyes, principios y teorías que explican las transformaciones de una forma de energía a otra:
a) Fisicoquímica b) Bioquímica c) Química Analítica d) Química Orgánica
3. Todo lo que requiere energía para un cambio de estado, de reposo o de movimiento se conoce como:
a) Materia b) Densidad c) Gravedad d) Inercia
4. Es el estado de la materia que se caracteriza por conservar forma y volumen definidos, debido a que la cohesión de las moléculas es fuerte.
a) Líquido b) Sólido c) Plasma d) Homogéneo
5. Como la cohesión no es fuerte, sus moléculas no permanecen en un solo lugar y se deslizan unas sobre otras, tomando la forma del recipiente que la contiene, son características del estado:
a) Líquido b) Sólido c) Coloidal d) Gaseoso

6. La mezcla heterogénea es aquella que:
- a) Sus componentes no se distinguen a simple vista
 - b) Sus componentes se distinguen a simple vista
 - c) Al reaccionar con agua se disuelve
 - d) Al calentarse desprende oxígeno
7. Sustancias puras que no pueden descomponerse en otras más simples, por métodos químicos ordinarios.
- a) Elementos
 - b) Compuestos
 - c) Moléculas
 - d) Electrones
8. Las sustancias puras que pueden descomponerse en otras más simples se llaman:
- a) Elementos
 - b) Átomos
 - c) Electrones
 - d) Compuestos
9. Es el cambio que experimenta el agua al pasar de líquido a sólido, por disminución de la temperatura
- a) Sublimación
 - b) Licuefacción
 - c) Solidificación
 - d) Fusión
10. Es el cambio que experimenta el hielo seco al pasar del estado sólido a gaseoso, por aumento de temperatura.
- a) Sublimación
 - b) Licuefacción
 - c) Solidificación
 - d) Fusión
11. La temperatura a la cual una sustancia pura cambia del estado sólido al estado líquido se llama punto de:
- a) Sublimación
 - b) Solidificación
 - c) Ebullición
 - d) Fusión
12. La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma; es enunciado de:
- a) La Ley de la Conservación de la Energía
 - b) La Ley de la Conservación de la Materia y la Energía
 - c) La Ley de la Conservación del Estado Gaseoso
 - d) La Ley de la Conservación de la Materia.
13. Se realiza un cambio físico durante:
- a) La oxidación de un clavo
 - b) La fusión del hierro.
 - c) La reducción de hierro de Fe^{+3} a Fe^{+2} .
 - d) La reacción del cobre con ácido nítrico.
14. En una lámpara de baterías los cambios de energía que se presentan son:
- a) Eléctrica, calorífica, cinética, lumínica.
 - b) Química, eléctrica, calorífica, lumínica.
 - c) Potencial, calorífica, lumínica.
 - d) Química, cinética, lumínica, calorífica.
15. Es un ejemplo de energía potencial.
- a) Un atleta corriendo.
 - b) El viento de un huracán.
 - c) La luz del sol.
 - d) Una resortera lista para disparar.

16. Son ejemplos de propiedades específicas de la materia:

- a) Masa, peso, volumen, inercia.
- b) Volumen, densidad, punto de fusión, divisibilidad.
- c) Temperatura, densidad, color, punto de fusión.
- d) Solubilidad, masa, longitud, inercia.

17. Es un ejemplo de fenómeno químico:

- a) La caída de un rayo.
- b) La evaporación del agua.
- c) La oxidación de un metal.
- d) La fusión de la cera.

18. Lugar de una casa donde se presenta el mayor número de transformaciones químicas diariamente:

- a) Cocina
- b) Baño
- c) Sala
- d) Jardín

19. Principal fuente de energía con que cuenta un hombre.

- a) El plástico.
- b) El papel.
- c) La madera.
- d) El sol.

20. Es la energía producida por la fuerza del agua.

- a) Mecánica
- b) Eléctrica
- c) Hidráulica
- d) Geodésica

VII. Encuentra los diferentes conceptos relacionados con la Química, en todas las direcciones posibles:

molecula	sustancia
enlace químico	mezcla
atomo	solucion
materia	masa
estados	volumen
líquido	energia
sólido	compuesto
gaseoso	metodos
iones	leyes
cationes	filtración
electrones	destilacion
protones	evaporizacion
núcleo	elementos

o	d	i	u	q	i	l	n	c	o	v	c	u	d	a	w
a	s	a	m	f	g	o	e	s	a	v	t	e	n	t	q
l	y	m	b	n	i	x	o	c	a	t	s	s	d	o	l
m	u	k	a	c	i	e	k	x	o	t	i	y	c	m	e
s	e	f	u	t	s	c	g	u	i	q	m	o	e	o	y
y	e	l	v	a	e	m	a	l	e	k	o	t	n	l	e
h	o	j	g	r	x	r	a	r	b	n	o	j	r	e	s
s	u	s	t	a	n	c	i	a	t	d	e	n	v	u	s
z	f	m	b	y	i	w	d	a	o	l	h	r	u	f	k
s	q	i	o	o	p	n	a	s	j	z	i	g	g	l	e
a	s	z	n	r	m	e	z	c	l	a	j	f	d	i	x
w	e	o	c	i	m	i	u	q	e	c	a	l	n	e	a
g	n	o	i	c	a	z	i	r	o	p	a	v	e	i	v
c	o	m	p	u	e	s	t	o	p	x	h	l	v	t	r
s	i	w	n	a	n	u	c	l	e	o	l	q	o	o	k
a	e	s	t	a	d	o	s	t	j	g	u	o	l	d	s
m	v	z	s	o	t	n	e	m	e	l	e	d	u	i	x
e	l	e	c	t	r	o	n	e	s	f	c	r	m	l	n
e	w	k	r	z	m	o	l	e	c	u	l	a	e	o	s
y	p	r	o	t	o	n	e	s	t	i	h	u	n	s	f

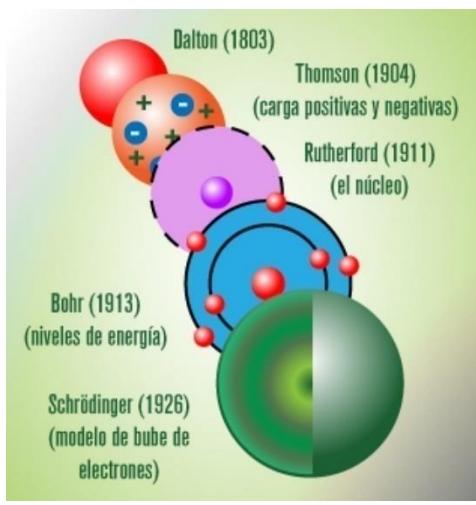
VIII. Indica sobre la línea si la mezcla es homogénea o heterogénea.

- a) Agua con aceite. _____
- b) Vinagre con agua. _____
- c) Arena de mar y agua. _____
- d) Leche con agua. _____
- e) Limadura de hierro y azufre. _____
- f) Alcohol y agua destilada. _____
- g) Refresco con hielo. _____

BLOQUE 2: RELACIONA LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA CON LOS MATERIALES DE LA VIDA DIARIA

PROPÓSITO: Emplear la estructura, partículas subatómicas y características del modelo atómico actual, para deducir las propiedades de los elementos utilizando sus configuraciones electrónicas.

2.1. Evolución de la Teoría Atómica



El mundo que nos rodea se compone de muy diversos materiales, algunos vivos, otros inanimados. Además, la materia cambia con frecuencia de una forma química a otra.

En sus intentos por explicar estas observaciones, los filósofos desde los tiempos más antiguos han especulado acerca de la naturaleza del material fundamental del que está hecho el mundo.

Uno de los primeros filósofos que se atrevió a abordar el tema fue el griego **Tales de Mileto** (640 -546 A. de J.C.). Hizo prolongados viajes a Egipto y se cree que bajo la influencia del imponente Rio Nilo, Tales de Mileto pensó que lo que constituía la materia universal era el agua.

Por su parte **Anaxímenes** (585 - 525 A. de J.C.) consideró el aire como la materia universal. **Heráclito de Éfeso** (540 – 480 A. de J.C.) pensó que el fuego etérico asimilaba el alma, “**todo está hecho de fuego y a él todo regresa**”.

Empédocles de Agrigento (490 – 430 A. de J.C.) filósofo, poeta, físico, médico. Consideraba cuatro elementos: **agua, aire, tierra y fuego** y dos fuerzas divinas, una atractiva y otra repulsiva, algo así como el amor y el odio.

Leucipo (450 – 370 A. de J.C.) inició la famosa escuela atomista. Era un racionalista altamente convencido, escribía “**Nada sucede por casualidad, sino al contrario, todo tiene una causa necesariamente**”. Se cree que fue el primero en considerar que: “**La materia al dividirse en trozos cada vez más pequeños llegaría a una partícula tan pequeña que ya no podría dividirse**”.

Fue en el mismo siglo V cuando **Demócrito de Abdera** (460 – 370 A. de J.C.) propuso que “**La materia está formada de átomos**”. Esta doctrina defiende que la materia se constituye por pequeñas partículas que ya no se pueden dividir, se llama **Atomismo**.

2.1.1 Modelo atómico de Leucipo y Demócrito



Demócrito llamó átomos (lo indivisible) a las partículas que se obtenían de dividir a la materia hasta lograr el menor tamaño posible. Suponía que en el Universo sólo existen átomos y un vacío.

Además supuso que los átomos de cada elemento son diferentes en tamaño y forma y que ésta diferencia les da a los elementos sus distintas propiedades.

Aristóteles ignoró (porque no la consideraba necesaria) la visión del mundo propuesta por **Demócrito**, así la teoría atomística al ser indefendible se hizo impopular.

AUTOEVALUACIÓN

I. Lee cuidadosamente cada pregunta y subraya o complementa la respuesta correcta.

- 1) Los primeros que trataron de explicar la naturaleza de la materia, fueron los:
a) Egipcios c) Griegos
b) Fenicios d) Romanos

2) La materia universal está formada por el agua:
a) Leucipo
b) Demócrito c) Anaximandro
d) Tales de Mileto

3) Pensó que el fuego constituía la materia:
a) Anaximandro c) Tales de Mileto
b) Leucipo d) Heráclito de Éfeso

4) Empédocles de Agrigento consideraba que la materia estaba constituida de: agua, aire
_____ y _____.
5) Pensó que la materia al dividirse indefinidamente debería llegar a alguna partícula que no sufriría división posterior:
a) Anaximandro c) Leucipo
b) Heráclito d) Tales de Mileto

6) La materia está formada de átomos y vacío:
a) Demócrito c) Heráclito
b) Anaximandro d) Tales de Mileto

2.1.2. Modelo atómico de Dalton



John Dalton en 1803 expuso su modelo atómico basado en las leyes ponderales, conservó el término **átomo** para las pequeñas partículas que forman la materia.

Los enunciados fundamentales de su modelo fueron:

- La materia está constituida de partículas muy pequeñas llamadas átomos.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, principalmente en el peso.
- Los átomos de elementos diferentes son diferentes entre sí.
- Cuando los átomos se combinan lo hacen en proporciones definidas de números enteros.

Con el modelo de **Dalton** se definen los elementos y compuestos.



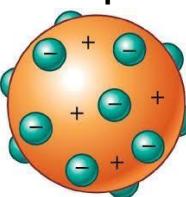
Dalton propuso los primeros símbolos de algunos elementos y compuestos.

La concepción del **átomo de Dalton** como una **bola de billar** sólida se vino abajo mediante estudios de la corriente eléctrica.

2.1.3. Modelo atómico de Thomson.



Para explicar la existencia de partículas negativas en el experimento de rayos catódicos, **Joseph John Thomson** propone un modelo atómico que se puede relacionar con “**Budín de pasas**” o “**Pastel de pasas**”



El modelo atómico de Thomson consiste en una esfera con carga positiva (budín o pastel), en donde los electrones con carga negativa (pasas) se encuentran incrustados. Sin embargo, este modelo sólo explica las propiedades eléctricas de la materia.

Descubrimiento del electrón

Para nuestros fines la estructura del átomo se divide en dos partes:

- 1) La estructura externa: Es la parte que es visible hacia el exterior y que se manifiesta en las reacciones químicas.
- 2) La estructura interna: Es aquella que parece esconderse en los cambios químicos, pero se manifiesta en los cambios nucleares.

Electrón

Primera partícula de la estructura atómica

Históricamente la primera partícula subatómica que se descubrió fue el electrón. Los efectos de su presencia fueron conocidos por los griegos en la electrización de la materia.

Tales de Mileto observó que el ámbar de la resina natural se electrizaba al ser frotada y atraía objetos ligeros. En griego electrón se dice ámbar, de ahí el origen de las palabras electrón y electricidad.

Modelos electrónicos del átomo

El físico **Julius Plücker** en 1858 descubre los rayos catódicos en un tubo de Geissler al vacío sellado con dos electrodos como las lámparas de mercurio y neón actuales.

El físico y químico **William Crookes** construyó un tubo a un vacío mayor (tubo de Crookes o de descarga) para estudiar mejor los fenómenos luminosos.

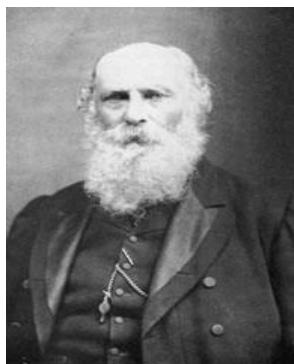
Con la evidencia experimental disponible, en 1876 el físico alemán **Eugen Goldstein** llamó a este flujo rayos catódicos.

Más tarde el físico inglés **Joseph John Thomson** mediante tubos de alto vacío y un campo eléctrico estudia la desviación de los rayos catódicos. Con este experimento Thomson concluye que los rayos catódicos son un flujo de partículas con carga negativa.

En 1911 el físico americano **Robert Andrews Millikan** por medio de su experimento de la gota de aceite midió con gran exactitud la carga eléctrica que podía transportar una partícula (la primera partícula subatómica). Esta carga unitaria es la más pequeña del Universo.



Las partículas de los **rayos catódicos** terminaron llamándose **electrones** y a **J.J. Thomson** se le considera el descubridor de esta primera partícula subatómica.



George Johnstone Stoney físico y matemático irlandés, estudioso de la estructura de la materia, se dedicó a realizar una primera evaluación del número de Avogadro. En 1874 estableció la hipótesis según la cual la electricidad era creada por unos corpúsculos elementales que llamó electrones, cuya carga intentó calcular.

AUTOEVALUACIÓN

I. Lee cuidadosamente cada pregunta. Subraya o complementa la respuesta correcta.

II. Relaciona las columnas en el cuadro siguiente:

- | | | |
|-----|--|-----------------------------------|
| () | Propuso que la electricidad era creada por electrones | a) Eugen Goldstein |
| () | Demostró que los rayos catódicos son un flujo de partículas con carga negativa | b) Robert Millikan |
| () | Estudió los fenómenos luminosos producidos en un tubo de alto vacío | c) Julius Plüker |
| () | Midió con gran exactitud la carga eléctrica que podía transportar una partícula | d) Joseph John Thomson |
| () | En sus investigaciones descubre el tubo de rayos catódicos, en un tubo al vacío sellado con dos electrodos | e) William Crookes |
| () | Les llamó rayos catódicos a la luz que procede del cátodo en el tubo de de Crookes | f) George Johnstone Stoney |

2.2. Radiactividad

En 1896 Antoine **Henry Becquerel** pensó que había relación entre la fluorescencia de los rayos X y la de otros materiales fluorescentes. Envolvió en un papel negro una película fotográfica y le colocó una sal fosforescente de uranio. Para activar la sal la expuso al sol. Observó que el rollo se velaba, y, al repetir el experimento, aunque la película con el cristal de uranio no se expusiera a la luz, de todos modos, se velaba.

Becquerel descubrió la **radiactividad**, propiedad que tienen algunos materiales de emitir radiaciones.



Marie Skłodowska Curie, la primera mujer científica de renombre internacional, la llamó radiactividad al fenómeno descubierto por Becquerel y encontró con ayuda de su esposo Pierre Curie que la radiación también la emitían algunos materiales como el uranio y el torio puros.

2.2.1. Concepto de isótopo.

Los isótopos se detectaron debido a que al fisionarse el uranio o el torio se obtenían docenas de productos de desintegración.

Frederick Soddy sugirió que en un mismo lugar de la Tabla periódica podrían encontrarse más de un tipo de átomos. Debería haber más de una variedad de Uranio (Z o No. atómico = 92) y diferentes variedades de plomo en el número atómico 82, etc.

Soddy denominó a estas variedades atómicas que ocupaban la misma casilla en la Tabla periódica **Isótopos** de la palabra griega que significa “**Mismo lugar**”.

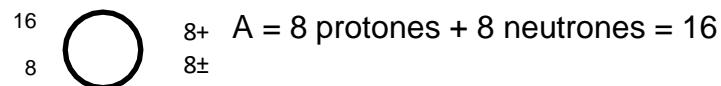
Francis William Aston aplicando un campo magnético a iones de un elemento, confirmó los resultados para otros elementos.

Aston separó iones del mismo elemento con base a sus diferentes masas obteniendo así una imagen de manchas separadas o **Espectro de Masas**. Cada mancha corresponde a un **isótopo**.

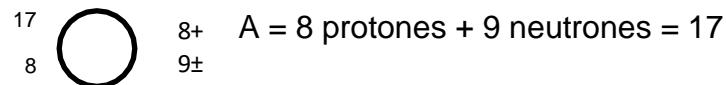
Los **isótopos** son átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones.

En los isótopos, el núcleo se simboliza escribiendo el **No. atómico** con la letra **Z** en la parte inferior izquierda del símbolo y el **No. de masa A** en la parte superior. Por ejemplo:

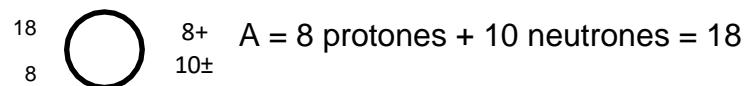
Isótopo: Oxígeno A= 16 (Z = 8)



Isótopo: Oxígeno A= 17 (Z = 8)



Isótopo: Oxígeno A= 18 (Z = 8)



Cuando un isótopo es radiactivo se le llama **Radioisótopo**.

En 1899 **Rutherford** observó que la radiación descubierta no constaba de un solo tipo de rayos.

Al pasar a través de un campo magnético perpendicular unos rayos se desvían en un sentido, otros en el sentido contrario y, en 1900 **Paul Villar** descubrió otros que no eran afectados.

Rutherford los llamó rayos alfa (α), beta (β) y gamma (γ).

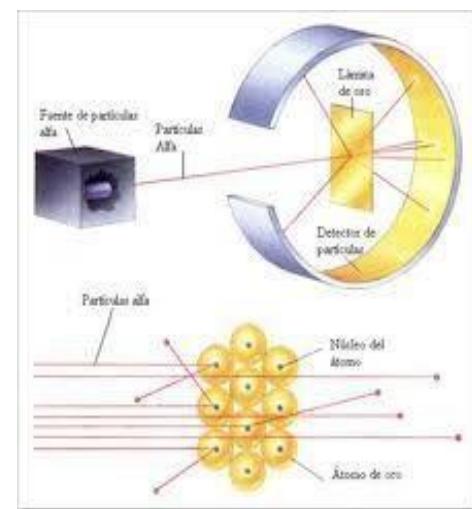
2.2.2. Tipos de radiactividad.

Rayos gamma (γ)	Se afectan por un campo magnético	Su radiación es semejante a la luz
Rayos Beta (β)	Se desvían en el mismo sentido que los rayos catódicos	
Rayos Alfa (α)	Se desvían en sentido contrario que los β	Tienen carga positiva y su masa es cuatro veces la masa de los protones

2.2.3. Experimento de Rutherford y su modelo.



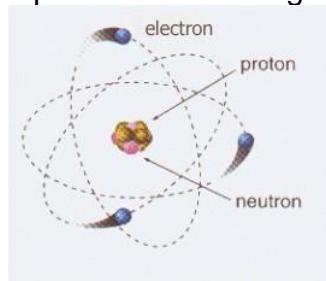
En 1909, **Ernest Rutherford**, en Inglaterra llevó a cabo el primero de una serie de experimentos importantes que revelaron un ordenamiento muy diferente al modelo atómico de Thomson.



El experimento de **Rutherford** se muestra en el siguiente esquema:

El experimento consta de una cámara de protección de plomo que contiene polonio radiactivo, emite un rayo de partículas subatómicas con una

carga positiva a través de un orificio. Actualmente se sabe que las partículas del rayo son agregados que contienen dos protones y dos neutrones llamados partículas alfa. Además, se había colocado una hoja de oro rodeada por una pantalla cubierta con sulfuro de zinc, que brillaba cuando era golpeada por las partículas con carga positiva del rayo.



E. Rutherford con base en su experimento propuso su modelo atómico como:

1. Formado por un pequeño núcleo atómico en donde se encontraba concentrada la mayoría de la materia del átomo.
2. Los electrones giraban alrededor del núcleo de la misma manera que los planetas giran alrededor del Sol (Como un pequeño sistema planetario).
3. La mayor parte del átomo correspondía a espacio vacío.

Sin embargo, el modelo atómico de **Rutherford** tuvo algunas fallas, lo cual encaminó a la búsqueda de otros modelos atómicos para explicar lo que ocurría experimentalmente.

La primera evidencia de la partícula subatómica de carga positiva es el tubo de rayos canales. En 1886 E. **Goldstein usó** un tubo al vacío similar al de los rayos catódicos, pero con el cátodo perforado.

Debido a que se colaban por estos canales se les llamó rayos canales.

Estos rayos por viajar en sentido contrario a los rayos catódicos (de carga negativa) deberían estar compuestos de partículas con carga positiva.

En 1914 Ernest **Rutherford** propuso tomando como referencia las investigaciones de Goldstein que la partícula más pequeña de los rayos positivos, con masa igual al hidrógeno, era la **unidad fundamental de carga positiva**. En 1919 al bombardear nitrógeno con rayos **α**, primera reacción nuclear encontró la evidencia experimental y en 1920 propuso que dicha partícula positiva se llamara **protón**.

Protón en griego significa “**el primero**” **aunque** históricamente fue la segunda partícula subatómica descubierta gracias a **Rutherford**.



El Número atómico

Moseley en 1913, halló que la longitud de onda de los rayos X disminuía regularmente a medida que aumentaba el peso atómico del elemento emisor. A partir de la longitud de onda característica emitida se calculó la “**Carga nuclear de los átomos de cada elemento**”. La magnitud de la carga nuclear se denominó “**Número atómico**”.

AUTOEVALUACIÓN

I. Relaciona las columnas en el cuadro siguiente.

- | | |
|--|----------------------------------|
| () Sugirió que en un mismo lugar de la Tabla periódica podrían encontrarse más de un tipo de átomos | a) Henry Becquerel |
| () Propuso un modelo atómico formado por un pequeño núcleo en donde se encontraba concentrada la mayoría de la materia del átomo | b) Eugen Goldstein |
| () Encontró que a partir de la longitud de onda emitida por un elemento bombardeado con rayos X es posible calcular la carga nuclear del elemento | c) Marie Skłodowska Curie |
| () Descubrió la radiactividad | d) Ernest Rutherford |
| () Descubrió los rayos canales | e) Frederick Soddy |
| () Encontró que algunos materiales como el Urano y el Torio también son radiactivos | f) Henry Moseley |

II. Lee cuidadosamente cada pregunta y subraya o complementa la respuesta correcta.

- 1) Los rayos canales al viajar en sentido contrario a los catódicos están constituidos de partículas de carga: _____
- 2) El protón es la segunda partícula subatómica descubierta por Ernest Rutherford y en griego significa: _____
- 3) Al descubrimiento de Becquerel le llamó radiactividad:
 - a) Marie Curie
 - b) Rutherford
 - c) Thomson
 - d) Pierre Curie
- 4) Descubrió que las radiaciones emitidas por materiales como el uranio son de tres tipos y les llamó rayos alfa, beta y gama:
 - a) Marie Curie
 - b) Rutherford
 - c) Thomson
 - d) Pierre Curie
- 5) El núcleo atómico se descubrió bombardeando una lámina de oro con rayos α , este hecho fue la base del modelo atómico de: _____
- 6) El número que expresa los protones de un núcleo se conoce como:

Descubrimiento del Neutrón



En 1932, el físico **James Chadwick** siguiendo el experimento de fisión de **Rutherford** bombardea con rayos α átomos de berilio y encuentra que éstos emiten una radiación muy penetrante.

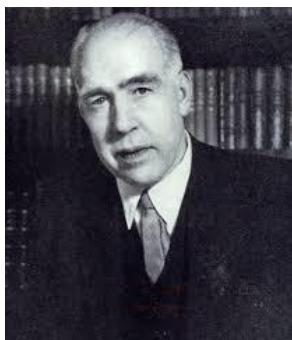
Chadwick replanteó el problema y lo resolvió pensando que esta radiación no está formada por luz de alta energía (rayos γ), sino se constituye con base en una partícula proveniente del interior del átomo, diferente de las dos conocidas.

Esta partícula casi tiene la misma masa del protón, pero no posee carga eléctrica. Ya que es eléctricamente neutra se le llamó **Neutrón**.

Una vez que se conocieron cada una de las partículas subatómicas, se conformó el siguiente cuadro de algunas de sus características en forma resumida.

Características de las partículas subatómicas fundamentales					
Nombre	Símbolo	Carga eléctrica relativa	Masa (u)	Masa (g)	Carga eléctrica (Coulombs)
Protón	P^+	+1	1.00783	1.673×10^{-24}	$+1.602 \times 10^{-19}$
Neutrón	n^0	0	1.00903	1.675×10^{-24}	1.68×10^{-24}
Electrón	e^-	-1	0.00055	0.109×10^{-28}	-1.602×10^{-19}

2.2.4. Modelo atómico de Bohr.

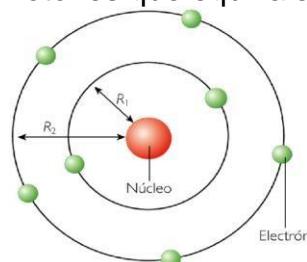


Los problemas objetados por la física clásica al modelo atómico de **Rutherford**, los solucionó en 1913 el físico danés **Niels Bohr**.

En este modelo se propone que:

- ✓ Los electrones giran alrededor del núcleo del átomo con energía constante. (No pierden energía, por eso no caen al núcleo).
- ✓ Las órbitas son circulares y están cuantizadas en energía. Se clasifican en K, L, M, N, etc.
- ✓ Surgen los niveles de energía. (Aparece el primer número cuántico)
- ✓ Los niveles cercanos al núcleo son de menor energía y los lejanos son de mayor energía.
- ✓ Si un electrón absorbe fotones de energía, se puede promover a un nivel de mayor energía (estado excitado).
- ✓ Cuando el electrón regresa a un nivel de menor energía emite fotones que equivalen a la diferencia de energía entre ambos niveles.

Este modelo explica la radiación de algunos elementos al ser calentados, es decir explica satisfactoriamente los espectros de emisión y absorción de cada elemento.



2.3. Cálculo de partículas subatómicas

Número atómico (Z):

Indica la cantidad de protones (cargas positivas) que hay en el núcleo de un átomo y como un átomo es eléctricamente neutro, también indica la cantidad de electrones (cargas negativas) presentes en ese mismo átomo.

Masa atómica (MA o PA):

Indica la suma de las masas de los protones más la masa de los neutrones básicamente pues la masa de los electrones es muy pequeña o prácticamente despreciable.

Número de masa (A):

Es la suma de los protones más los neutrones que se encuentran contenidos en el núcleo de un átomo. Se obtiene redondeando la masa atómica con el siguiente criterio:

Elemento	Masa atómica (MA)	Número de masas (A)
Cloro	35.453	35
Cobre	63.546	64

A partir de .5 hacia arriba se redondea a la siguiente unidad, con 0.4 hacia abajo se queda en esa unidad.

Número de neutrones:

Se obtiene como resultado de restar el número de protones al número de masa:

Número de neutrones = A – número de protones

Número de neutrones = A – Z

Cálculo de las partículas subatómicas:

Ejemplos:

Elemento	Símbolo	Z	MA	A	p+	e-	nº
Plata	Ag	47	107.868	108	47	47	61
Zinc	Zn	30	65.37	65	30	30	35

Ion:

Cuando un átomo neutro pierde o gana uno o más electrones se tiene como resultado un ión, y a este fenómeno de perder o ganar electrones se le ha conocido como ionización.

Un ión es un átomo con carga eléctrica ya sea positiva o negativa, si el átomo pierde electrones queda cargado positivamente y se le conoce como catión (+), pero si gana electrones queda cargado negativamente se le conoce como anión (-).

Ejemplos:

Ión	Anión/catión	Pierde/gana	Z	MA	A	p+	e-	nº
Al ⁺³	Catión	Pierde 3 e-	13	26.981	27	13	10	14
S ⁻²	Anión	Gana 2 e-	16	32.064	32	16	18	16

AUTOEVALUACIÓN

I. Completa las siguientes tablas con la ayuda de tu tabla periódica:

Elemento	Símbolo	Z	MA	A	p+	e-	nº
Calcio							
Litio							
Cobre							
Bromo							
Neón							
Hidrógeno							
Sodio							
Carbono							
Oro							
Vanadio							

Ión	Anión/catión	Pierde/gana	Z	MA	A	p+	e-	nº
Au^{+1}								
F^{-1}								
Cu^{+2}								
N^{-3}								
Cr^{+3}								

	Z	A	MA	p ⁺	e ⁻	nº
${}_{17}\text{Cl}^{35.45}$						
${}_{11}\text{Na}^{22.9}$						
${}_{19}\text{K}^{39.1}$						

ELEMENTO	No. DE ELECTRONES	No. DE PROTONES	No. DE NEUTRONES
$^{75}\text{As}^{-3}$ 33			
$^{59}\text{Ni}^{+3}$ 28			
^7Li 3			
$^{80}\text{Br}^{-1}$ 35			
$^{40}\text{Ca}^{+2}$ 20			

2.4. Teoría cuántica

La teoría cuántica se refiere a las reglas que rigen los cambios de energía de un objeto.

Teoría de Planck

En 1900 **Planck** fue capaz de explicar la radiación que emite un objeto caliente (radiación de un cuerpo negro). Los cambios de energía asociados con la radiación del cuerpo negro *no son continuos*. Propuso que la energía radiante siempre se absorbe o se libera en "paquetes" de un tamaño mínimo, llamado **quantum** o cuantos.

En 1905 **Albert Einstein** postuló que la luz puede consistir en paquetes de onda o pequeñas partículas en movimiento rápido llamados fotones.

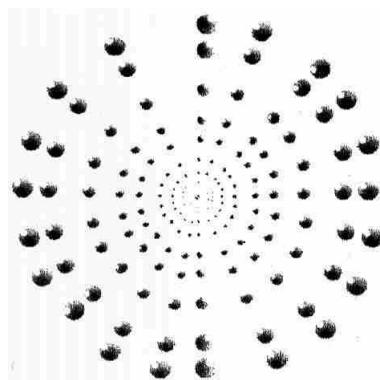
Una de las aplicaciones de la teoría de **Planck** es efecto fotoeléctrico, el cual consiste en hacer incidir un haz de luz sobre una superficie metálica limpia, causando que la superficie emita electrones.

2.4.1. Principio de Heisenberg

En 1927, **Weiner Heisenberg** propuso el principio de incertidumbre, el cual dice: "**Es imposible conocer simultáneamente con exactitud perfecta los dos factores importantes que gobiernan el movimiento de un electrón, su posición y su velocidad**" o dicho de otra manera "**No es posible conocer al mismo tiempo la posición y la velocidad de un electrón**".

Si determinamos de modo experimental su posición exacta en ciertos momentos, su movimiento se perturba en tal grado como consecuencia del experimento, que no será posible encontrarlo; y viceversa, al medir con exactitud la velocidad de un electrón, la imagen de su posición queda borrada.

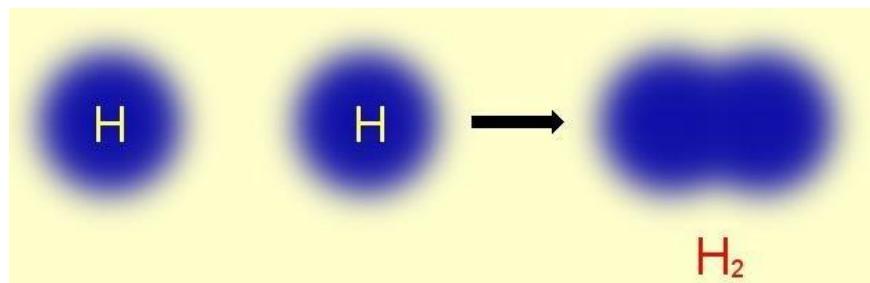
La probabilidad de encontrar un electrón alrededor del núcleo se puede representar en la siguiente manera:



Cómo se observa, es más probable localizar al electrón cerca del núcleo; esta probabilidad decrece a medida que la región se encuentra más alejada del mismo

La representación de la probabilidad se llama **nube de carga o nube electrónica**.

Así, por ejemplo, el átomo de hidrógeno puede representarse de la siguiente forma:



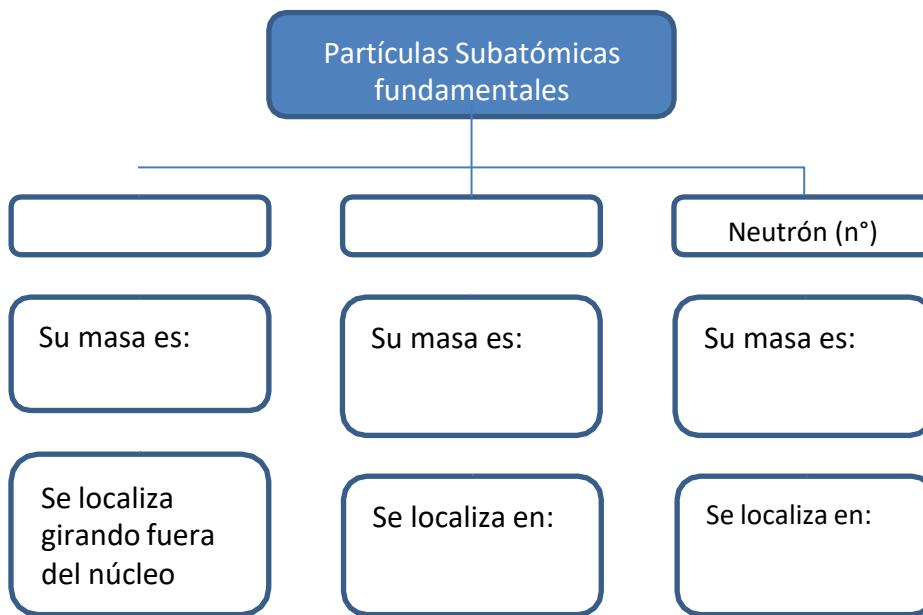
En realidad, el electrón puede estar en cualquier sitio alrededor del núcleo, menos en el núcleo mismo: hay regiones de ese espacio en donde es muy probable encontrarlo y otras en donde es muy poco probable localizarlo. Las regiones del espacio que rodean al núcleo y en donde la probabilidad de encontrar el electrón es mayor, se llaman **orbitales**.

2.4.2. Principio de Dualidad de De Broglie.

En 1922, **Louis Víctor Pierre Raymond De Broglie**, al inicio de sus investigaciones advirtió que ni la teoría cuántica de la luz ni la teoría corpuscular de los electrones eran satisfactorias; en sus investigaciones teóricas sospechaba que el electrón podría no ser considerado como un corpúsculo solamente, sino que una onda podría asociarse con él. Por tal motivo, consideró la posibilidad de que la materia, como en la luz y en la radiación, pudiera pensarse que los corpúsculos se asocian con las ondas.

Asumió que cualquier partícula de materia, tal como el electrón, tiene ondas de materia asociada (partícula y onda).

Completa el siguiente mapa:



Mecánica cuántica

2.5. Números cuánticos.

Erwin Schrödinger basó su modelo en las propuestas de **De Bröglie**, y propuso la ecuación de onda que trata de describir el comportamiento ondulatorio de una partícula; relaciona parámetros ondulatorios (como la amplitud y la longitud de la onda) con las energías total y potencial, con la masa, que es un parámetro corpuscular, es decir dicha ecuación establece la relación entre la energía de un electrón y la distribución de éste en el espacio.

El modelo de mecánica cuántica utiliza cuatro números cuánticos, n , l , m y s , para describir a un orbital.

2.5.1. Los cuatro números cuánticos.

Número cuántico principal, (n). Da una indicación aproximada de la energía de un electrón y de su distancia promedio al núcleo e indica el nivel energético donde se puede encontrar un electrón. Los valores permitidos de n son números enteros positivos de 1, 2, 3, ∞ . Únicamente se llenan hasta el nivel energético 7, en lo que se conoce como estado basal, debido a que en la Tabla Periódica los elementos conocidos solo ocupan 7 períodos.

Número cuántico secundario, Azimutal o de forma (l). Determina el subnivel e indica la forma que posiblemente adquiera la región donde se localice el electrón. Es factible que tenga valores enteros que van desde 0 hasta $n - 1$ para cada valor de n . Este número cuántico define la forma del orbital. El valor de l para un orbital en particular se designa generalmente por las letras s , p , d , f que corresponden a valores de l de 0, 1, 2, y 3, respectivamente, como se resume en la siguiente tabla.

Valor de l	0	1	2	3
Tipo de orbital	s	p	d	f
No. de orbitales	1	3	5	7

Significado de las letras: las cuales se utilizaron para describir ciertos aspectos del espectro, antes del desarrollo de la mecánica cuántica.

s = Sharp (definida)

p = principal (principal)

d = diffuse (difusa)

f = fundamental (fundamental)

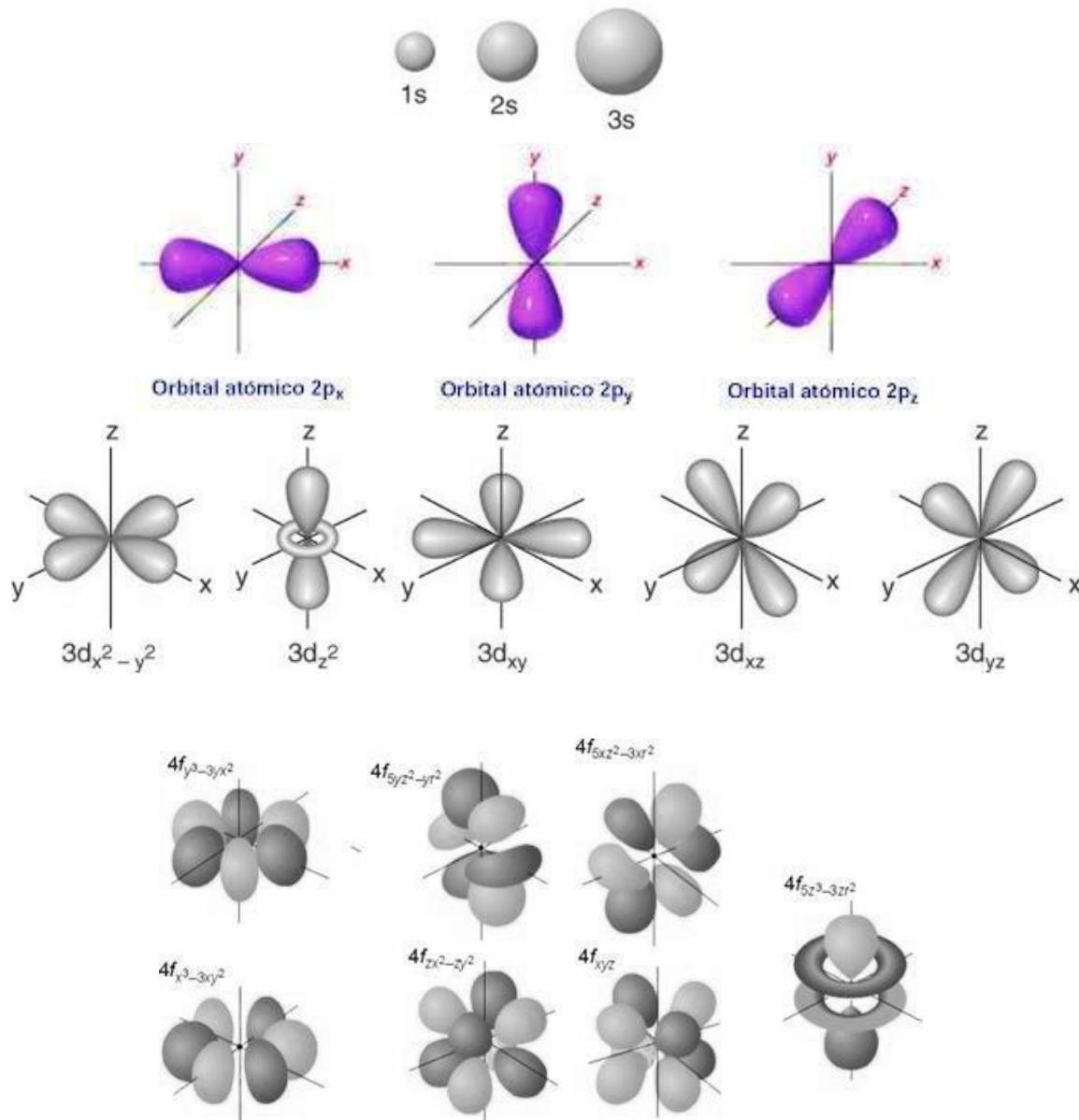
Número cuántico magnético (m_l). Describe las orientaciones probables de los orbitales en el espacio. Puede tener valores enteros entre $-l$ y $+l$, incluyendo cero.

Un grupo de orbitales con el mismo valor de n se denomina capa electrónica. Por ejemplo, todos los orbitales con $n = 3$ se dice que están en la tercera capa. Uno o más orbitales con el mismo conjunto de valores para n y para l se llama subcapa.

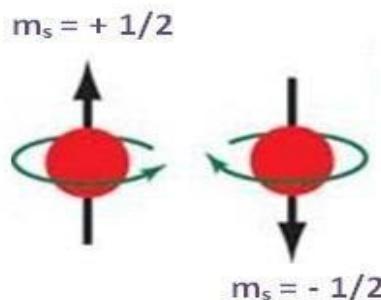
Relaciones entre los valores de n , l , y m para $n = 4$

<i>n</i>	<i>l</i>	Designación de la subcapa	Valores de m cada valor es = 1 orbital	Número de orbitales en la subcapa
1	0	1s	0	1
2	0	2s	0	1
	1	2p	-1, 0, 1	3
3	0	3s	0	1
	1	3p	-1, 0, 1	3
	2	3d	-2, -1, 0, 1, 2	5
4	0	4s	0	1
	1	4p	-1, 0, 1	3
	2	4d	-2, -1, 0, 1, 2	5
	3	4f	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7

Representación de los orbitales



Número cuántico magnético de spin (m_s). Se representa por m_s (el subíndice significa spin). Los valores permitidos únicamente son dos $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$, lo que podemos interpretar como una indicación de las dos direcciones opuestas en las que los electrones pueden girar. Al girar, una carga produce un campo magnético. Las dos direcciones opuestas del spin producen campos magnéticos en dirección opuesta, como se ve en la figura. Estos dos campos magnéticos opuestos hacen que las líneas del espectro se dividan en un par de líneas muy poco espaciadas entre sí.



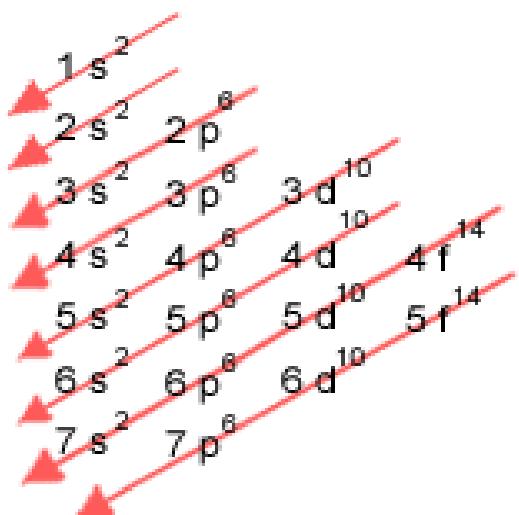
El electrón se comporta como si girara alrededor de un eje que pasara por su centro. Las dos direcciones del spin corresponden a los dos valores posibles para el número cuántico m_s .

2.6. Configuración electrónica.

A la representación de la distribución de los electrones en un átomo se llama **configuración electrónica**. La configuración electrónica más estable, o basal, de un átomo es aquella en la cual los electrones se encuentran en los estados de energía más baja posibles.

Para escribir la configuración electrónica de un átomo, se debe tomar en cuenta su número atómico, además de tomar en cuenta las siguientes reglas:

2.6.1. Principio de Edificación Progresiva o de *Aufbau*.



Los electrones se asignan a los orbitales atómicos en orden creciente de energía; se comienza con el orbital de menor energía posible, o sea el orbital 1s. La secuencia de llenado se deduce aplicando el diagrama, conocido como **regla de las diagonales**.

2.6.2. Principio de Exclusión de Pauli.

Un orbital no puede acomodar más de dos electrones, y un par de electrones en un mismo orbital deben tener espines opuestos

Es decir: **que no puede haber dos electrones en un mismo átomo, que tengan el mismo conjunto de los cuatro números cuánticos n , m_l y m_s** .

Para un electrón dado los valores n , l , m_l y m_s son fijos. Así, por ejemplo, en el átomo de He hay 2 electrones, ambos ocuparán el orbital 1s. Sin embargo, los dos electrones son distintos, sus números cuánticos serán diferentes.

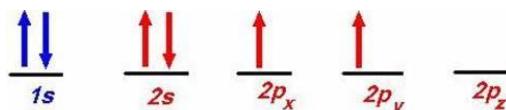
2.6.3. Principio de máxima multiplicidad o Regla de Hund.

Un orbital puede ser ocupado por un par de electrones, sólo después que otros orbitales de igual energía (orbitales degenerados) se han ocupado, al menos por un electrón.

En conclusión, la importancia de conocer la configuración electrónica de un átomo radica en que las propiedades físicas y químicas que presenta el átomo son acordes a la distribución de sus electrones y determina la posición u ordenamientos de los elementos en la tabla periódica.

2.6.4. Configuraciones electrónicas, Kernell y gráfica.

Un diagrama de orbitales o representación gráfica nos indica cómo están colocados los electrones en cada orbital. Ejemplo:



El guión ($\underline{\hspace{1em}}$) representa un orbital atómico, el **1s** indica el tipo de orbital que es, y la flecha indica que sólo hay un electrón en el orbital.

Ejemplo:

La configuración electrónica y la representación gráfica de los siguientes elementos son:

Átomo	Z	Configuración electrónica	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
Li	3	1s ² 2s ¹					
Be	4	1s ² 2s ²					
B	5	1s ² 2s ² 2p ¹					
C	6	1s ² 2s ² 2p ²					
N	7	1s ² 2s ² 2p ³					
O	8	1s ² 2s ² 2p ⁴					
F	9	1s ² 2s ² 2p ⁵					
Ne	10	1s ² 2s ² 2p ⁶					

Los electrones de valencia son aquellos que sobran o faltan en los orbitales 5 y p exteriores para alcanzar una configuración estable de ocho electrones. Esta forma abreviada se llama **estructura de Lewis**.

0 Estructuras de Lewis

- **Estructuras de Lewis para los elementos 1-18 de la tabla periódica**

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
H·							He :
Li·	Be :	B :	C :	N :	O :	F :	Ne :
Na·	Mg :	Al :	Si :	P :	S :	Cl :	Ar :

0-9

J.M.Báñez Sanz Química II

Para elaborar las estructuras de Lewis de los diferentes átomos, debemos conocer su estructura electrónica para determinar cuántos electrones contiene cada uno de sus últimos niveles energéticos (n).

Ejemplo:

^{12}Mg Configuración electrónica $1\text{s}^2, 2\text{s}^2, 2\text{p}^6, 3\text{s}^2$

Si en el último nivel es n=3 con un orbital s, que contiene 2 electrones; ¿Cuál es la estructura de Lewis?

Se da el nombre de ***kernel*** al núcleo atómico y a todos los niveles energéticos completos, exceptuando el nivel que contiene los electrones de valencia, es decir, a los que se encuentran en el nivel exterior. El kernel se representa con el símbolo del elemento y se colocan alrededor de él puntos o cruces que representan a los electrones de valencia.

Para elaborar la configuración electrónica de átomos con un gran número de electrones se emplean los gases raros (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn,), ya que la configuración electrónica de éstos es estable (el último nivel completo con 8 electrones, excepto el helio contiene 2 electrones).

${}_{\text{2}}\text{He}$ 1s^2

${}_{\text{10}}\text{Ne}$ 1s^2 2s^2 2p^6

${}_{\text{18}}\text{Ar}$ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6

${}_{\text{36}}\text{Kr}$ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6

${}_{\text{54}}\text{Xe}$ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6

${}_{\text{86}}\text{Rn}$ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6

Las configuraciones electrónicas anteriores se representan con el símbolo de cada gas raro dentro de un paréntesis rectangular, así, por ejemplo:

$\text{He}]_2$; representa la configuración electrónica del helio

$\text{Ne}]_{10}$; la del neón

$\text{Ar}]_{18}$; la del argón, etc.

Si distribuimos los electrones considerando todos los orbitales quedarían:

$1\text{s}^2, 2\text{s}^2, 2\text{p}^6, 3\text{s}^2, 3\text{p}^6, 4\text{s}^2, 3\text{d}^{10}, 4\text{p}^6, 5\text{s}^2, 4\text{d}^{10}, 5\text{p}^6, 6\text{s}^2, 4\text{f}^{14}, 5\text{d}^{10}, 6\text{p}^6, 7\text{s}^2, 5\text{f}^{14}, 6\text{d}^{10}, 7\text{p}^6$

Apliquemos lo anterior para elaborar la configuración electrónica abreviada de varios átomos.

Ejemplo:

${}_{\text{7}}\text{N}$ Configuración electrónica $1\text{s}^2, 2\text{s}^2, 2\text{p}^3$

Localizamos el gas raro anterior al nitrógeno; es el ${}_{\text{2}}\text{He}$ 1s^2

Entonces:

${}_{\text{7}}\text{N} = \text{He}]_2, 2\text{s}^2, 2\text{p}^3$ (Los electrones que faltan se escriben en la forma acostumbrada)

${}_{\text{38}}\text{Sr}$ Configuración electrónica $1\text{s}^2, 2\text{s}^2, 2\text{p}^6, 3\text{s}^2, 3\text{p}^6, 4\text{s}^2, 3\text{d}^{10}, 4\text{p}^6, 5\text{s}^2$

El gas raro anterior al estroncio es el ${}_{\text{36}}\text{Kr}$

Entonces:

${}_{\text{38}}\text{Sr} = \text{Kr}]_{36}, 5\text{s}^2$

${}_{\text{80}}\text{Hg} = \text{Xe}]_{54}, 6\text{s}^2, 4\text{f}^9, 5\text{d}^{16}$

${}_{\text{24}}\text{Cr} = \text{Ar}]_{18}, 4\text{s}^2, 3\text{d}^4$

AUTOEVALUACIÓN

Configuración electrónica y representación gráfica	Kernell	e- de valencia	Números cuánticos para el electrón diferencial			
			n	l	m	spin
$_{19}K$						
$_{49}In$						
$_{16}S$						
$_{56}Ba$						

II. Subraya la opción que consideres correcta:

BLOQUE 3: RECONOCE LAS PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS, EN BASE A SU UBICACIÓN EN LA TABLA PERIÓDICA LARGA

PROPÓSITO: Reconoce las propiedades de elementos químicos, en base a su ubicación en la Tabla Periódica Larga.

3.1. Antecedentes a la tabla periódica

En el año de 1828 se conocían 55 elementos diferentes y a medida que se iban descubriendo más, los químicos del siglo XIX se vieron en la necesidad de ordenar los nuevos elementos descubiertos. La primera manera, la más natural, fue la de clasificarlos por sus masas atómicas, pero esta categoría no reflejaba las diferencias y similitudes entre los elementos.

Varias clasificaciones fueron adoptadas antes de llegar a la tabla periódica que es utilizada en nuestros días. De manera breve, hagamos un recuento de los intentos más significativos.

Las triadas de Döbereiner

Un primer intento de ordenamiento lo dio Johan Wolfgang Döbereiner, quien, en 1829, descubrió que al acomodar los elementos en grupos de tres usando como criterio algunas propiedades como la masa atómica, el color y reactividad, había un aumento regular en dichas propiedades.

Encontró tres grupos de tres elementos que exhibían claras similitudes entre los elementos agrupados. En estas series, el segundo elemento mostraba peso atómico y propiedades intermedias entre los elementos primero y último.

Calcio
Estroncio
Bario

Azufre
Selenio
Telurio

Cloro
Bromo
Yodo

Esto no representó ninguna utilidad para los químicos ya que esta regularidad se dio en 9 elementos únicamente. El hecho de que la mayoría de ellos no pudieran organizarse de esta manera, llevó a la conclusión de que los hallazgos eran mera coincidencia.

Ley de las Octavas de Newlands

Un nuevo paso importante fue el dado en 1864 por el químico inglés **J. A. R. Newlands**, quien observó que ordenando los elementos según el orden creciente de sus pesos atómicos, el octavo elemento a partir de uno cualquiera podía considerarse como una repetición del primero, lo que le llevó a anunciar su Ley de las octavas: “Ordenando los elementos en orden creciente con respecto a su peso atómico, el octavo elemento tiene propiedades muy parecidas al primero; el noveno al segundo, etc., igual que ocurre con las notas de la escala musical”.

No obstante que la tabla de Newlands mostraba filas horizontales que incluían elementos semejantes; contenía otros elementos totalmente diferentes. Estas contradicciones en su clasificación hicieron que su trabajo fuera rechazado.

Octavas de Newlands

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

Criterios de Meyer

Lothar Meyer, químico alemán, en 1864 proyectó una tabla periódica incompleta y la publicó en un libro; en 1869 la amplió para incluir un total de 56 elementos. Él se percató de que existía cierta periodicidad en el volumen atómico, los elementos similares tienen un volumen atómico semejante en relación con los otros elementos. Los metales alcalinos tienen, por ejemplo, un volumen atómico importante.

Criterios de Mendeleïev

Al mismo tiempo, en 1869, Dimitri Ivanovich Mendeleïev, químico ruso, presentó un artículo en donde hacía la descripción de su tabla periódica, esta tabla fue la primera presentación coherente de las semejanzas de los elementos químicos, puesto que contenía los 63 conocidos hasta entonces y tomaba la masa atómica como criterio de ordenamiento. Su tabla estaba diseñada de manera que hiciera aparecer la periodicidad de los elementos, clasificándolos verticalmente. Las agrupaciones horizontales se suceden representando los elementos de la misma “familia”.

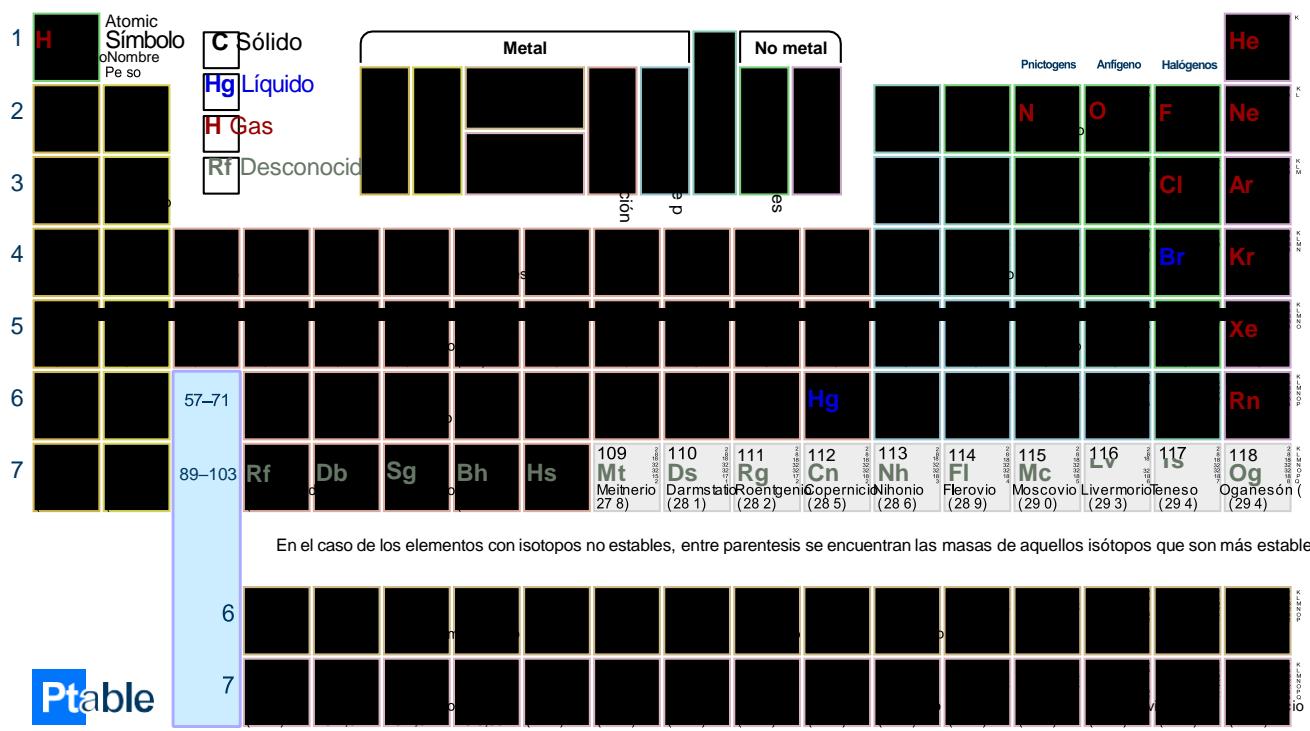
Para poder aplicar la ley que él creía cierta, tuvo que dejar ciertos huecos vacíos, estaba convencido de que un día esos lugares vacíos que correspondían a las masas atómicas 45, 68, 70 y 180, no lo estarían más. Mendeleïev también anticipó las propiedades químicas de tres de los elementos que faltaban a partir de las propiedades de los cuatro elementos vecinos. Entre 1875 y 1886 se descubrieron el galio, el escandio y el germanio, contando con las propiedades previstas.

		Grupos																
		I																
Periodos	1	H		II		III		IV		V		VI		VII		Grupo VIII		
		Li		Be		B		C		N		O		F				
2	Na		Mg		Al		Si		P		S		Cl					
3	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	Fe	Co	Ni	
4	K	Ca		Ga	B													
5	Rb	Sr		In											Ru	Rh	Pd	
6	Ca														Os	Ir	Pt	
7	Fr																	

Criterios de Moseley

Después del descubrimiento del protón, Henry G. J. Moseley, físico británico, estudió y determinó la carga nuclear de los átomos de los elementos y concluyó que los elementos se debían ordenar con base en sus *números atómicos crecientes*.

El resultado del trabajo de Moseley: los elementos ordenados progresivamente por su peso atómico aumentan de manera constante de elemento a elemento en un orden creciente al que llamo número atómico.



Moseley enunció la ley periódica, la cual señala que las propiedades de los elementos son función de sus números atómicos. Las propiedades periódicas de los elementos son: valencia, carácter metálico, radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

3.2. Tabla periódica actual.

3.2.1. Generalidades de la tabla periódica.

La tabla periódica moderna deriva de los trabajos Meyer-Mendeleiev, Werner y Moseley.

La tabla periódica está dividida en 7 renglones llamados **períodos** o series y 18 columnas verticales llamadas **grupos** o familias.

Los **períodos** indican el número de niveles energéticos que tiene un átomo. Los períodos se refieren con números arábigos que van del uno al siete.

Debido a la existencia de los **períodos** que contiene más de ocho elementos, la tabla actual suele denominarse también, como tabla de periodos largos.

Al primer periodo lo constituyen únicamente dos elementos: el hidrógeno (número atómico uno) y el helio (número atómico dos). Estos elementos tienen una configuración electrónica $1s^1$ y $1s^2$, respectivamente.

El segundo periodo ocho elementos, comenzando a la izquierda con el litio (3) y terminando con el gas noble llamado neón (10). Los elementos de este periodo presentan una configuración electrónica que va desde $2s^1$, $2p^0$, hasta llegar a $2s^2$, $2p^6$.

El tercer periodo también está formado por ocho elementos, comenzando con el sodio (11) y terminando con el argón (18). Estos elementos presentan una configuración electrónica que varía de $3s^1$, $3p^0$, a $3s^2$, $3p^6$.

El cuarto periodo abarca dieciocho elementos, empezando por el potasio (19), con una configuración electrónica (Ar) $4s^1$, y terminando con el Kriptón (36), con una configuración (Ar) $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$.

El quinto periodo también cuenta con dieciocho elementos, que comprenden del rubidio (37) al xenón (54). Las configuraciones para los elementos de este periodo van desde (Kr) $5s^1$, hasta (Kr) $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^6$.

Los lantánidos y actínidos poseen subniveles f parcialmente ocupados. Tienen propiedades tan similares que resulta difícil separarlos químicamente, aunque los métodos más nuevos han permitido bajar los costos de purificación. Estos metales, a diferencia de los metales de transición, son blandos y maleables, se emplean en piedras de encendedores de cigarrillos, lámparas de arco de carbono, laceres, agentes colorantes para el vidrio y compuestos que producen el intenso color rojo que se requiere para los cinescopios de televisión.

Los **grupos** (también llamados familias) o columnas verticales, se dividen en grupos A y B. Los elementos pertenecientes a los grupos A, se denominan elementos representativos y los pertenecientes a los grupos B, elementos de transición. Los grupos se designan con números romanos, que van de I al VIII. **Actualmente se numeran del 1 al 18.**

De acuerdo con la clasificación anterior los grupos “A” indican el número de electrones de valencia de un átomo, los de último nivel energético. El número del grupo es igual al número de electrones de valencia. Por ejemplo: los elementos del grupo I-A tienen $1e^-$ de valencia; los del grupo II-A tienen $2e^-$ en el último nivel y así sucesivamente.

Los grupos B se intercalan en la parte central de la tabla periódica, exactamente entre los grupos II-A y III-A, a partir del periodo 4. En los grupos “B” la valencia es variable ya que son elementos de transición.

Los electrones del último nivel energético determinan la **valencia** del elemento (capacidad que tiene dicho elemento para combinarse con otro u otros elementos).

Los electrones que se encuentran en el último nivel energético, determinan el grupo al que pertenece (A o B), también el bloque en que se encuentra en la tabla periódica (s, p, d y f).

La representación actual de los elementos fue propuesta por Berzelius el cual sugirió que cada elemento tuviera un símbolo válido tanto para representar un elemento como para

representar un átomo del elemento y que este símbolo estaba dado por la inicial del nombre latino del elemento. Más adelante debido a la cantidad de elementos que se tenían se usó la primera letra o la primera y segunda del nombre del elemento en latín.

La primera letra mayúscula y la segunda minúscula. Si existen dos o más elementos que tengan la misma inicial, se utilizará para diferenciarlos la primera letra mayúscula para el elemento que fue descubierto primero o para el que sea más importante, para el otro elemento se usará la segunda o tercera letra minúscula.

Ejemplo:

Nitrógeno	N	Carbono	C
Níquel	Ni	Calcio	Ca
Niobio	Nb	Cadmio	Cd

Californio Cf

1																			2						
	H																		He						
1.00797																			4.0026						
3	4																		5	6	7	8	9	10	
Li	Be																		B	C	N	O	F	Ne	
6.939	9.0122																		10.811	12.01115	14.0067	15.9994	18.9984	20.183	
11	12																		13	14	15	16	17	18	
Na	Mg																		Al	Si	P	S	Cl	Ar	
22.9898	24.312																		26.9815	28.086	30.9738	32.064	35.453	39.948	
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36								
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr								
39.102	40.08	44.956	47.90	50.942	51.996	54.9381	55.847	58.9332	58.71	63.54	65.37	69.72	72.59	74.9216	78.96	79.909	83.80								
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54								
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe								
85.47	87.62	88.905	91.22	92.906	95.94	99	101.07	102.905	106.40	107.868	112.40	114.82	118.69	121.75	127.60	126.9044	131.30								
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86								
Cs	Ba	*La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn								
132.905	137.34	138.91	178.49	180.94	183.85	186.21	190.20	192.20	195.09	196.967	200.59	204.37	207.19	208.96	209	210	222								
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118								
Fr	Ra	**Ac	Rf	Ha	Sg	Bh	Hs	Mt	Mv	Pl	Da	Tf	Eo	Me	Nc	El	On								
223	226	227	261	262	263	262	265	266	269	269	264	272	276	279	282	286	288								

*	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71				
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
140.12	140.907	144.24	147	150.35	151.96	157.25	158.924	162.50	164.93	167.26	168.934	173.04	174.97					
**	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103				
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					
232.038	231	238.03	237	242	243	248	249	249	254	253	256	259	260					

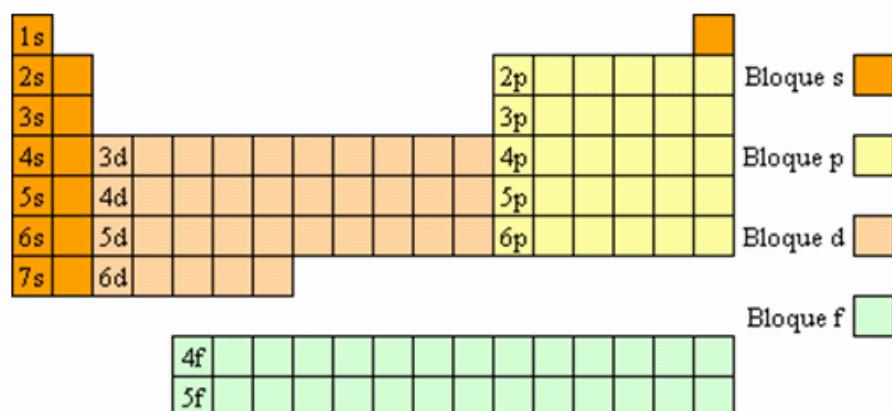
BLOQUES: *s, p, d* y *f*

Un elemento está situado en la tabla periódica dependiendo de su número atómico y del tipo de subnivel en el que se encuentre colocado su último electrón, llamado éste electrón **diferencial**, el cual es el último electrón de un elemento que entra en una configuración electrónica y que permite diferenciarlo del que le antecede y del que le sucede.

Por el número de elementos conocidos actualmente, sólo se han ocupado orbitales de los subniveles *s*, *p*, *d* y *f*. Debido a esto, los elementos se dividen en cuatro conjuntos o bloques: elementos del bloque *s*, los del bloque *p*, los del *d* y aquellos que integran el bloque *f*. Los elementos que forman el bloque *s* y *p* se llaman **elementos representativos**, constituyen las familias A y tienen colocado su electrón diferencial en orbital de un subnivel *s* o *p*. Por ejemplo: ${}_3\text{Li}$ 1s², 2s¹; ${}_7\text{N}$ 1s², 2s², 2p³.

El conjunto de elementos con electrón diferencial situado en el subnivel *d* forma los grupos o familias B y se denominan **elementos de transición**. Ejemplo: ${}_{21}\text{Sc}$ 1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁶, 4s², 3d¹.

Los elementos del bloque *f* tienen su electrón diferencial colocado en un orbital de subnivel *f* y reciben el nombre de **tierras raras o de transición interna**. Ejemplo: ${}_{58}\text{Pr}$ 1s², 2s², 2p⁶, 3s², 3p⁶, 4s², 3d¹⁰, 4p⁶, 5s², 4d¹⁰, 5p⁶, 6s², 4f³.



3.2.2. Propiedades de los elementos por familias o grupos.

3.2.3. Propiedades de los elementos por períodos.

3.2.4. Propiedades de los elementos por clase.

De acuerdo con el comportamiento común que presentan entre sí algunos elementos, se clasifican en *metales*, *no metales* y *semi-metales o metaloides*.

METALES

Los **metales** tienen como principales características el conducir con facilidad el calor y la electricidad; son dúctiles y maleables, tienen brillo metálico, la mayoría son sólidos, a excepción del mercurio, galio, cesio y francio, presentan tendencia a ser electropositivos y al reaccionar con el oxígeno forman óxidos.

Los metales alcalinos y/o ligeros (a excepción de H y He). Debido a su gran actividad química, no se encuentran libres en la naturaleza sino formando sales; pierden con facilidad sus electrones y, por lo tanto, se oxidan fácilmente y son buenos reductores, tienden a formar iones positivos. Se les puede obtener por electrólisis. Presentan alta tendencia a unirse por electrovalencia.

NO METALES

Los **no metales** se caracterizan por no conducir la electricidad (a excepción del carbono, bajo la forma de grafito), no tienen brillo metálico, son quebradizos; no presentan ductibilidad ni maleabilidad, al reaccionar con el oxígeno forman anhídridos. En general tienen a ganar electrones.

Los no metales de los grupos III, V, VI y VII (exceptuando al hidrógeno y el helio) presentan una configuración electrónica ns^2 , np^{1-6} , ubicándose en el bloque "p". Los no metales que se encuentran en la tabla más próximos a los gases nobles presentan mayor tendencia a ganar electrones; son buenos oxidantes; tienden a ser ion negativo; al unirse entre ellos lo hacen por enlaces covalentes y con los metales por enlaces iónicos. No se encuentran libres en la naturaleza sino bajo la forma de compuestos.

SEMIMETALES O METALOIDES

De acuerdo con las propiedades que manifiestan tanto los metales como los no metales, no hay una clara diferenciación entre ellos, pues algunos no metales (silicio y arsénico) y algunos metales (germanio y antimonio) conducen la electricidad en menor grado que los metales, pero mucho más que los no metales, por lo cual se les llama semi-metales (se usan en la fabricación de semiconductores).

Los metales comprendidos en los grupos III A al VI A de la tabla periódica (Al, Ga, In, Tl, Ge, Sn, Pb, Sb, Po) corresponden también a los llamados elementos representativos, presentan una configuración ns^2 , np^{1-4} . Por sus propiedades físicas se les denominan **metales técnicos de bajo punto de fusión**; por lo tanto, son fáciles de manejar, maleables y dúctiles.

Sin embargo, cuando se unen entre ellos resultan aleaciones muy resistentes y dura como el bronce y el latón de aluminio.

Los **elementos de transición** están ubicados en los grupos "B" de la tabla periódica (del III-B al II-B), con una configuración electrónica ns^2 . Como se puede apreciar, el electrón diferencial se encuentra en el orbital "d", originando propiedades muy características para estos metales, como su gran variedad de estados de oxidación, la coloración de sus sales, sus propiedades paramagnéticas y catalíticas.

También se caracterizan por ser los átomos centrales en moléculas que juegan un papel importante en los sistemas vivos: tal es el caso del hierro en la hemoglobina, del cobalto en la

vitamina B₁₂, del cobre en la hemoglobina (transportadora de oxígeno en los peces), etc. Se unen entre sí por enlace metálico.

Los metales de transición, de acuerdo con sus propiedades y aplicaciones, los podemos clasificar en tres grandes grupos:

- a) Los metales nobles se encuentran ubicados abajo del níquel en los periodos 4, 5 y 6 (Ni, Ru, Rh, Pd, Ag, Os, Ir, Pt, Au). Son poco reactivos químicamente; por lo que se encuentran libres en la naturaleza y se pueden obtener mediante simples tratamientos físicos. Son buenos conductores del calor y la electricidad; muy dúctiles y maleables. Por ser resistentes a los reactivos químicos se emplean en joyería y en el recubrimiento de piezas expuestas a sustancias corrosivas.
- b) Los metales técnicos de alto punto de fusión se encuentran a la izquierda de los metales nobles, en los periodos 4, 5, 6 y 7. Son muy duros y resistentes a fuerzas y deformaciones mecánicas; tienen alto punto de fusión, por lo cual se usan en la elaboración de maquinaria y concretamente en la industria del acero (agregando manganeso, cromo, vanadio, se consiguen aceros muy resistentes, inoxidables, etc.). Estos metales se combinan con el oxígeno y el azufre, produciendo compuestos muy estables.
- c) Los metales técnicos de bajo punto de fusión (zinc, cobre, cadmio y mercurio) son llamados así porque se funden a bajas temperaturas; son bastante maleables y dúctiles. Al reaccionar con el azufre forman compuestos muy estables bajo la forma de sulfuros.

Los elementos de transición interna se encuentran en el sexto y séptimo periodos de la tabla ns₂ n-1d₁₀f, llamándose también lantánidos y actínidos. Ambos conjuntos son conocidos también con el nombre de tierras raras; sin embargo, a pesar del nombre son relativamente abundantes en la naturaleza, aunque muy dispersos en el medio.

En la tabla cuántica están colocados en el bloque "f", porque su electrón diferencial entra en el orbital "f".

Presentan irregularidades electrónicas en el penúltimo y antepenúltimo nivel de energía y propiedades paramagnéticas. Sus sales presentan coloración y el estado de oxidación más común es (+3).

3.2.5. Peso atómico y número atómico.

Peso atómico (PA ó MA).

Los átomos son muy pequeños. El diámetro de un átomo va de 1 a 5 angstroms (A). Si colocamos lado a lado átomos con un diámetro de 1 A, necesitaríamos 10 000 000 para que ocuparan un milímetro de longitud.

La masa atómica o peso atómico (MA ó PA) es igual a la suma de las masas de los protones y los neutrones que están en el núcleo. Se representa con una letra A y es la cantidad de materia que contiene un átomo.

Por tratarse de cantidades infinitamente pequeñas, este parámetro se estima en unidades relativas, denominada unidades de masa atómica (uma). Se basa en un valor arbitrario de exactamente 12 unidades de masa atómica para el ^{12}C . Por lo tanto, una unidad de masa atómica en la escala de masa atómica es igual a 1/12 de la masa de un átomo de carbono. Un átomo con el doble de peso del átomo de ^{12}C tiene una masa atómica de 24 unidades de masa atómica.

Ejemplos: No. de masa

^1H	MA = 1.00797 = 1
^{26}Fe	MA = 55.847 = 56
^{79}Au	MA = 196.996 = 197

El Z determina el número de protones o de electrones en un átomo neutro.

Ejemplo:	$^{23}_{11}\text{Na}$
	A = 23
	Z = 11
	$^+\text{p} = 11$
	$^-\text{e} = 11$
	$\text{n} = 12$

Número atómico (Z).

Se representa por la letra Z y se define como el total de cargas positivas que tiene un átomo en el núcleo.

El **número atómico** es igual a la cantidad de protones que están en el núcleo. Se indica con un subíndice que procede al símbolo del elemento:

Ejemplo:	^2He
	Subíndice = Z
	Indica Z = 2

El **número de masa “A”** es igual a la suma de protones y neutrones

Ejemplo: ^{198}Pt Z=78 A=198 tiene 78 p^+ , 78 e^- y 120 n^0

78

3.2.6. Valencia y número de oxidación.

La Valencia es la capacidad que tiene un átomo de un elemento para combinarse con los átomos de otros elementos y formar compuestos.

El número de oxidación es un número, positivo o negativo, que nos indica el número de electrones que gana, pierde o comparte un átomo con otro átomo o átomos al combinarse.

Para asignar el número de oxidación de un elemento se siguen las siguientes reglas:

1. La suma de todos los números de oxidación de una molécula o compuesto es igual a cero.
2. El número de oxidación de todos los elementos libres es cero.
3. El hidrógeno trabaja con número de oxidación +1, excepto en los hidruros donde cambia a -1.
4. El oxígeno trabaja con número de oxidación -2, excepto cuando forma peróxidos cambiando a -1.
5. El de los iones es igual a la carga del ión.
6. Los metales trabajan principalmente con número de oxidación positivo.
7. Los no metales trabajan principalmente con número de oxidación negativo.

Determinación de los números de oxidación:

Los números de oxidación se determinan dependiendo del tipo de compuesto, pues los compuestos químicos pueden clasificarse según el número de elementos que los forman, como son: binarios, ternarios y polinarios.

- A) **Compuestos binarios.** Son aquellos que están formados por dos elementos químicos diferentes como el Al_2O_3 . Para determinar sus números de oxidación la suma de los números de oxidación positivos debe ser igual a la suma de los negativos para tener una sustancia eléctricamente neutra. Ejemplo:

Compuesto: Al_2O_3

	Al_2	O_3
Número de oxidación:	+3	-2
Número de átomos:	2	3
Total de cargas:	+6	-6

El +3 corresponde al número de oxidación del aluminio y al multiplicarlo por los 2 átomos de éste da +6 que corresponde al número total de cargas positivas.

El -2 del oxígeno es el número de oxidación más común de este elemento. Este se multiplica por 3 átomos de oxígeno y se obtiene -6 que corresponde al número total de cargas negativas.

Se comprueba que se ha procedido correctamente si la suma de las cargas totales es igual a cero.

- B) **Compuestos ternarios.** Son aquellos que están formados por tres elementos químicos diferentes, como el H_2SO_4 . Para determinar sus números de oxidación se siguen los siguientes pasos:

1. Se determina el número de oxidación negativo de lado derecho en la fórmula molecular.
2. Se determina el número de oxidación positivo del elemento del lado izquierdo.

3. El número de oxidación del elemento central se obtiene restando los números anteriores que multiplicados por el número de átomos nos lleve la carga a cero.

Ejemplo: H_2SO_4

	H_2	S	O_4
Número de oxidación:	+1	+6	-2
Número de átomos:	2	1	4
Total de cargas:	+2	+6	-8

- C) **Compuestos polinarios.** Son aquellos que están formados por cuatro o más elementos químicos diferentes, como el NaHCO_3 . Para determinar sus números de oxidación se siguen los mismos pasos que en los compuestos ternarios, sólo que ahora con dos elementos centrales.

VALENCIAS DE LOS ELEMENTOS MÁS COMUNES DEL SISTEMA PERIÓDICO METALES

VALENCIA 1	VALENCIA 2	VALENCIA 3			
Litio Sodio Potasio Rubidio Cesio Francio Plata	Li Na K Rb Cs Fr Ag	Berilio Magnesio Calcio Estroncio Zinc Cadmio Bario Radio	Be Mg Ca Sr Zn Cd Ba Ra	Aluminio Al	
VALENCIAS 1, 2	VALENCIAS 1, 3	VALENCIAS 2, 3			
Cobre Mercurio	Cu Hg	Oro Talio	Au Tl	Níquel Cobalto Hierro	Ni Co Fe
VALENCIAS 2, 4	VALENCIAS 2, 3, 6	VALENCIAS 2, 3, 4, 6, 7			
Platino Plomo Estaño Paladio	Pt Pb Sn Pd	Cromo	Cr	Manganoso	Mn
VALENCIAS 3,5					
Bismuto Antimonio	Bi Sb				

NO METALES

VALENCIA -1	VALENCIAS +/- 1, 3, 5, 7	VALENCIA -2
Flúor F	Cloro Cl Bromo Br Yodo I	Oxígeno O
VALENCIAS +/- 2, 4, 6	VALENCIAS 2, +/- 3, 4, 5	VALENCIAS +/- 3, 5
Azufre S Selenio Se Teluro Te	Nitrógeno N	Fósforo P Arsénico As Antimonio Sb
VALENCIAS +/- 2, 4	VALENCIA +/- 4	VALENCIA +/- 3
Carbono C	Silicio Si	Boro B

HIDRÓGENO

VALENCIA +/-1
Hidrógeno H

3.3. Propiedades periódicas

La Tabla periódica es muy útil para correlacionar determinadas propiedades a escala atómica. Se denominan propiedades periódicas aquellas que siguen una tendencia definida por la misma estructura de la tabla de Mendeleiev es decir, que varían más o menos continuamente a lo largo de un periodo y de un grupo.

La mayoría de las propiedades de los elementos varían de manera regular en ciertas direcciones en la tabla periódica. Estas variaciones se explican en función de la variación de la estructura electrónica de los átomos. Se consideran, a continuación, la variación de las siguientes propiedades: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

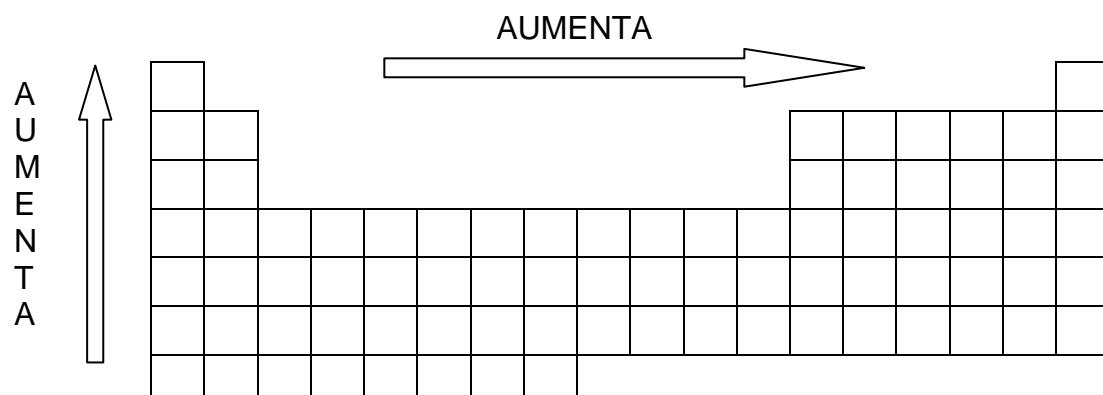
3.3.1. Electronegatividad

A la capacidad de un átomo para atraer electrones de valencia de otro átomo que se encuentra cercano, a fin de formar un enlace covalente, se le llama **electronegatividad**.

Linus Pauling, determinó los valores de electronegatividad para algunos elementos de la tabla periódica, asignándole al flúor un valor arbitrario de 4.0 y de 0.7 para el cesio y francio. La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba.

En la tabla se puede observar lo siguiente:

- Los valores de electronegatividad crecen de izquierda a derecha (por ejemplo, en el último periodo el Cs tiene 0.7 y el At 2.2) y de abajo hacia arriba (en la familia 17: At 2.2, F 4.0).
- Los no metales tienen valores de electronegatividad mayores que los metales.

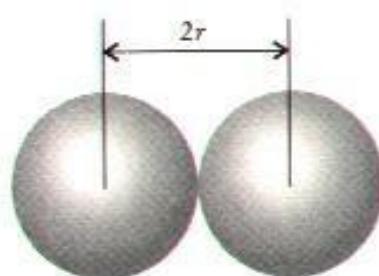


ELECTRONEGATIVIDAD

2.1 H 1																			He 2
1.0 Li 3	1.5 Be 4																		
0.9 Na 11	1.2 Mg 12																		
0.8 K 19	1.0 Ca 20	1.3 Sc 21	1.5 Ti 22	1.6 V 23	1.6 Cr 24	1.5 Mn 25	1.8 Fe 26	1.9 Co 27	1.8 Ni 28	1.9 Cu 29	1.6 Zn 30	1.6 Ga 31	1.8 Ge 32	2.0 As 33	2.4 Se 34	2.8 Br 35	3.0 Kr 26		
0.8 Rb 37	1.0 Sr 38	1.2 Y 39	1.4 Zr 40	1.6 Nb 41	1.8 Mo 42	1.9 Tc 43	2.2 Ru 44	2.2 Rh 45	2.2 Pd 46	1.9 Ag 47	1.7 Cd 48	1.7 In 49	1.8 Sn 50	1.9 Sb 51	2.1 Te 52	2.5 I 53	2.6 Xe 54		
0.7 Cs 55	0.9 Ba 56	1.2 Lu 71	1.5 Hf 72	1.5 Ta 73	1.7 W 74	1.9 Re 75	2.2 Os 76	2.2 Ir 77	2.2 Pt 78	2.4 Au 79	1.9 Hg 80	1.8 Tl 81	1.8 Pb 82	1.9 Bi 83	2.0 Po 84	2.2 At 85	2.4 Rn 86		
0.7 Fr 87	0.9 Ra 88	Lw 103																	

3.3.2. Radio atómico

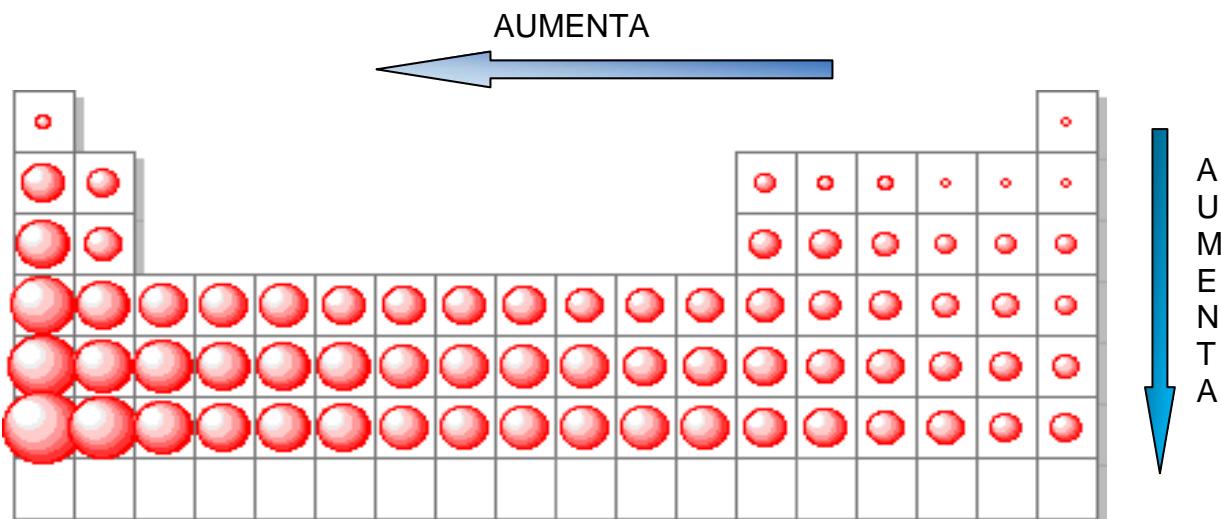
La fuerza con la que el núcleo atómico es capaz de atraer hacia sí a los electrones más externos determina el tamaño de los átomos. El radio atómico se define como la mitad de la distancia entre los núcleos de los átomos en una molécula diatómica. El radio atómico es la mitad de la distancia internuclear entre dos átomos enlazados.



“A MAYOR RADIO ATÓMICO MENOR CARGA NUCLEAR Y A MENOR RADIO ATÓMICO MAYOR ATRACCIÓN”.

El radio atómico aumenta al incrementarse el número atómico en un grupo de la tabla periódica y aumenta al disminuir el número atómico en un periodo.

El radio atómico aumenta de arriba hacia abajo y de derecha a izquierda.

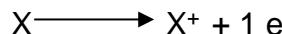


0.32 H 1	RADIO ATÓMICO En Ångström (Å) = 1 x 10⁻¹⁰ m														0.31 He 2	
1.23 Li 3	0.89 Be 4														0.82 B 5	
1.54 Na 11	1.36 Mg 12														0.77 C 6	
2.03 K 19	1.74 Ca 20	1.44 Sc 21	1.32 Ti 22	1.22 V 23	1.19 Cr 24	1.17 Mn 25	1.17 Fe 26	1.16 Co 27	1.15 Ni 28	1.17 Cu 29	1.25 Zn 30	1.26 Ga 31	1.22 Ge 32	1.20 As 33	1.17 Se 34	1.14 Br 35
2.16 Rb 37	1.91 Sr 38	1.62 Y 39	1.46 Zr 40	1.34 Nb 41	1.30 Mo 42	1.27 Tc 43	1.25 Ru 44	1.25 Rh 45	1.28 Pd 46	1.34 Ag 47	1.48 Cd 48	1.44 In 49	1.40 Sn 50	1.40 Sb 51	1.36 Te 52	1.33 I 53
2.36 Cs 55	1.98 Ba 56	1.56 Lu 71	1.44 Hf 72	1.34 Ta 73	1.30 W 74	1.28 Re 75	1.26 Os 76	1.27 Ir 77	1.30 Pt 78	1.34 Au 79	1.49 Hg 80	1.48 Tl 81	1.48 Pb 82	1.47 Bi 83	1.46 Po 84	1.40 At 85
2.20 Fr 87	2.20 Ra 88	Lw 103														Rn 86

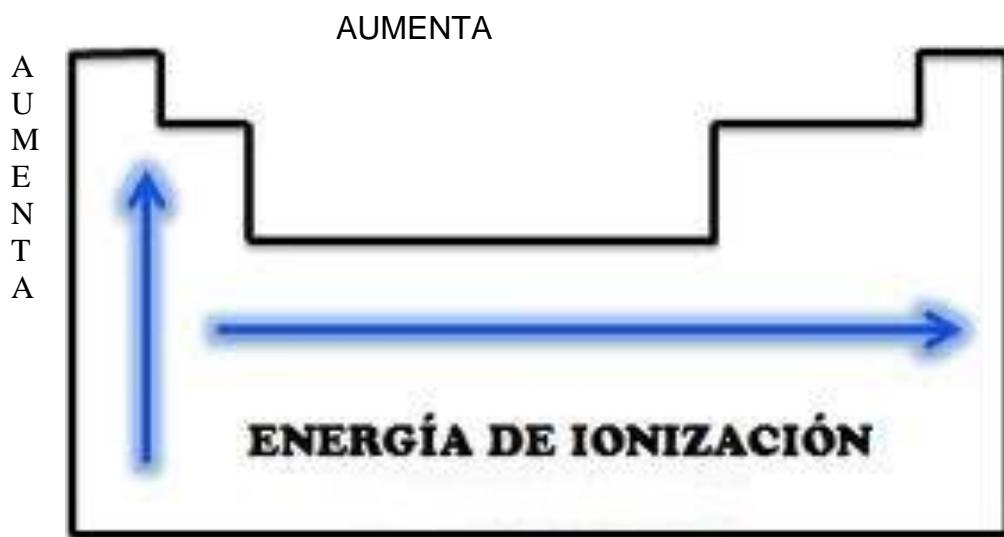
3.3.3. Energía de ionización

Se define como la energía necesaria que hay que suministrarle a un átomo (neutro) en estado gaseoso para arrancarle un electrón, se representa por una *I*.

Es una propiedad de átomos aislados. Es una medida de hasta qué punto es difícil arrancar un e- de un átomo y análogamente pueden definirse la segunda energía de ionización, tercera, etc.



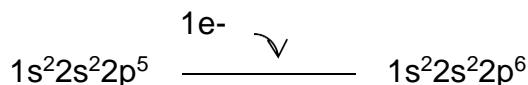
La energía de ionización aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba como se observa en la siguiente tabla:



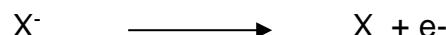
PRIMERA ENERGÍA DE IONIZACIÓN																		En Kcal / mol						
314 H 1																		567 He 2						
124 Li 3	215 Be 4																	191 B 5	260 C 6	235 N 7	314 O 8	402 F 9	494 Ne 10	
119 Na 11	176 Mg 12																	138 Al 13	188 Si 14	242 P 15	239 S 16	239 Cl 17	363 Ar 18	
100 K 19	141 Ca 20	151 Sc 21	157 Ti 22	155 V 23	156 Cr 24	171 Mn 25	181 Fe 26	181 Co 27	176 Ni 28	178 Cu 29	217 Zn 30	138 Ga 31	182 Ge 32	220 As 33	225 Se 34	243 Br 35	323 Kr 26							
96 Rb 37	131 Sr 38	147 Y 39	158 Zr 40	123 Nb 41	164 Mo 42	168 Tc 43	170 Ru 44	172 Rh 45	191 Pd 46	175 Ag 47	207 Cd 48	133 In 49	169 Sn 50	199 Sb 51	208 Te 52	241 I 53	280 Xe 54							
90 Cs 55	120 Ba 56	125 Lu 71	161 Hf 72	182 Ta 73	184 W 74	182 Re 75	201 Os 76	210 Ir 77	208 Pt 78	213 Au 79	241 Hg 80	141 Tl 81	171 Pb 82	138 Bi 83	196 Po 84	248 Rn 86								
Fr 87	2.20 Ra 88	Lw 103																						

3.3.4. Afinidad electrónica

También es una propiedad de átomos aislados. Esta propiedad se define como la energía que se libera cuando un átomo gaseoso capta un electrón, entre mayor energía se libere, mayor será la afinidad electrónica.

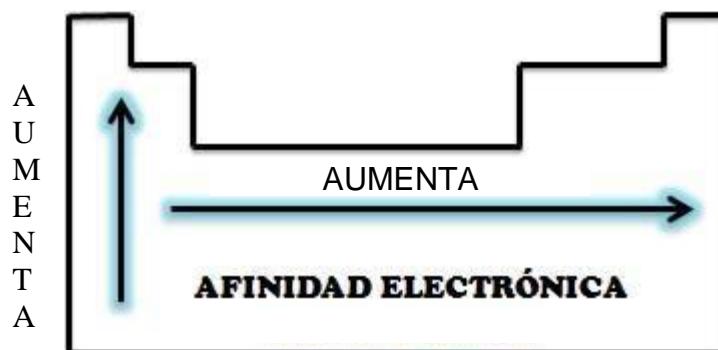


Cantidad de energía que se desprende o absorbe por la adición de un electrón al átomo neutro gaseoso de un elemento, para producir un ión negativo.



Los átomos más pequeños tienen la propiedad de captar más fácilmente el electrón mientras que a los más grandes les resulta más difícil.

La afinidad electrónica aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba.



AUTODEVALUACIÓN

I. Escribe dentro del paréntesis la letra que corresponda a la respuesta correcta:

() Ordenó a los elementos conocidos en su época en grupos de tres y les llamó a estos arreglos “triadas”.

- a) Newlands b) Mendeleiev c) Döbereiner d) Werner

() Ordenó a los elementos de acuerdo con el aumento progresivo de su masa atómica, dejando espacios y prediciendo propiedades para los elementos que aún no se descubrían.

- a) Werner b) Mendeleiev c) Moseley d) Cavendish

() Se le atribuye el acomodo de los elementos en la tabla periódica larga que actualmente conocemos.

- a) Werner b) Moseley c) Meyer d) Mendeleiev

() Observó que al ordenar a los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos, el octavo elemento a partir del primero podía considerarse como una repetición del primero.

- a) Newlands b) Mendeleiev c) Meyer d) Werner

II. Escribe sobre la línea la respuesta correcta a cada uno de los siguientes enunciados:

El periodo largo que tiene más elementos es el... _____

La configuración electrónica externa de un elemento del grupo IIA es _____

¿Qué elementos llenan gradualmente sus orbitales nd? _____

Bloque en que se conoce a los elementos como tierras raras _____

A los elementos que constituyen los bloques s y p se les conoce como _____

III. Relaciona las columnas colocando dentro del paréntesis el número que corresponda a la respuesta correcta.

- | | | |
|--------------|-------------|--------------------------------|
| () Bario | () Bromo | 1. Metal de transición |
| () Vanadio | () Plata | 2. Metal de transición interna |
| () Azufre | () Berilio | 3. Metaloide |
| () Neón | () Cobre | 4. No metal |
| () Plutonio | () Silicio | 5. Metal alcalino |
| () Rubidio | () Argón | 6. Metal alcalinotérreo |
| () Germanio | () Francio | 7. Gas noble |

IV. Indica en qué grupo y periodo de la tabla periódica se encuentran los siguientes elementos:

	Período	Grupo
Fe	_____	_____
S	_____	_____
Mo	_____	_____

V. Indica en los siguientes compuestos cuáles son binarios, ternarios o polinarios.

CaH ₂	LiAlH ₄	HMnO ₄	NH ₄ OH
Al ₂ (CO ₃) ₃	NaHSO ₃	(NH ₄) ₂ SO ₄	SnO ₂
BaO	MgCO ₃	AlH ₃	H ₃ PIO ₂

VI. Relaciona las columnas escribiendo dentro del paréntesis la letra de la respuesta correcta.

- | | |
|---|------------------------------|
| 1. () Se encuentran ubicados en los bloques s y p de la tabla periódica. | a) Halógenos |
| 2. () La carga de estos elementos en los compuestos iónicos es de 2 ⁺ . | b) Fósforo |
| 3. () Se encuentra ubicado en el grupo IA. | c) Silicio |
| 4. () Pertenece al grupo III A y es el único elemento metaloide del grupo. | d) Gases nobles |
| 5. () Se caracteriza por su metaloide, ocupa el segundo lugar en abundancia en la corteza terrestre y se emplea principalmente en la fabricación de chips para computadoras y en semiconductores. | e) Potasio |
| 6. () Elementos que se caracterizan por tener ocho electrones en su capa de valencia. | f) Metales Alcalinotérreos |
| 7. () Elemento necesario para la combustión, se combina con la mayoría de los elementos y es esencial para la vida. | g) Elementos representativos |
| 8. () Los elementos de este grupo tienden a completar su octeto por ganancia de un electrón. | h) Yodo |
| 9. () Elemento del grupo VII A que presenta el fenómeno de sublimación. | i) Boro |
| 10. () Es un elemento muy reactivo que se inflama espontáneamente al contacto con el aire, se emplea principalmente en la fabricación de cerillos, plaguicidas y es un elemento fundamental en las células animales y vegetales. | j) Oxígeno |

VII. Determina el número de oxidación de cada uno de los elementos que conforman a los siguientes compuestos.

COMPUESTO	ELEMENTOS		
Na ₂ SO ₄	Na: <input type="text"/>	S: <input type="text"/>	O: <input type="text"/>
LiNO ₃	Li: <input type="text"/>	N: <input type="text"/>	O: <input type="text"/>
AlPO ₄	Al: <input type="text"/>	P: <input type="text"/>	O: <input type="text"/>
Mg(ClO ₃) ₂	Mg: <input type="text"/>	Cl: <input type="text"/>	O: <input type="text"/>
H ₂ CO ₃	H: <input type="text"/>	C: <input type="text"/>	O: <input type="text"/>

VIII. En las siguientes preguntas, contesta si el valor de la propiedad periódica aumenta o disminuye.

¿Cómo varía en un período de izquierda a derecha la electronegatividad? _____

¿Cómo varía en un grupo de arriba hacia abajo el radio atómico? _____

¿Cómo varía en un grupo de abajo hacia arriba la afinidad electrónica? _____

¿Cómo varía en un periodo de derecha a izquierda el potencial de ionización?

IX. Completa el siguiente ejercicio, anotando lo que se te pide para cada elemento.

Nombre	Electrones de la capa externa o de valencia	Familia
Be	_____	_____
B	_____	_____
C	_____	_____

X. De la siguiente configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, contesta lo que se te pide.

1. ¿Cuántos niveles de energía tiene este átomo? _____
 2. ¿En qué periodo se encuentra ubicado en la tabla periódica? _____
 3. ¿A qué grupo pertenece en la tabla periódica? _____
 4. ¿Cuál es su número atómico? _____
 5. ¿Su radio atómico es mayor o menor que el del Cl ¹⁷? _____
 6. ¿De qué elemento se trata? _____

XI. Selecciona la opción que consideres correcta y colócala dentro del paréntesis.

() Las propiedades de los elementos en función periódica de sus pesos atómicos fueron dados a conocer por:

() Los elementos más electronegativos son:

() Son elementos no metálicos:

() La ley de las octavas fue formulada por:

() Es la distancia comprendida entre el centro del núcleo y el nivel externo de un átomo:

- a) Electronegatividad
 - b) Afinidad electrónica
 - c) Radio atómico
 - d) Energía de ionización

() Se define como la energía liberada cuando un átomo gaseoso recibe un electrón para formar un ión negativo gaseoso.

- a) Electronegatividad
 - b) Afinidad electrónica
 - c) Radio atómico
 - d) Energía de ionización

() La configuración electrónica $1s^2, 2s^2, 2p^3$, corresponde a un elemento que se encuentra en la:

- a) Familia IA, periodo 2.
 - b) Familia IIIA, periodo 2.
 - c) Familia VA, periodo 2.
 - d) Familia VA, periodo 3.

() Los elementos que pertenecen a la misma familia de la tabla periódica presentan el mismo número de:

- a) Electrones.
b) Niveles ocupados por los electrones.
c) Electrones en el último nivel.
d) Protones.

() Si tenemos un elemento que pertenece al grupo IIA y al periodo 3 debe tener la siguiente configuración electrónica:

- a) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1, 3p^1$ c) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$
 b) $1s^2, 2s^2, 2p^5, 3s^2$ d) $1s^2, 2s^1, 2p^5, 3s^2$

() Familia de elementos de la tabla periódica que se caracteriza por ser donadores de un par de electrones:

() Conjunto de elementos que presentan a su electrón diferencial en el mismo subnivel de energía, se conoce con el nombre de:

XII. Encuentra en la sopa de letras a los siguientes elementos químicos:

CIRCONIO
COBALTO
COBRE
CROMO
ESCANDIO
ESTRONCIO
GALIO
HIERRO
MANGANESO
RUBIDIO
SELENIO
TITANIO

J	U	I	A	V	X	O	I	N	E	L	E	S	B
D	Y	K	A	U	X	N	G	B	C	U	E	D	S
J	G	N	F	E	Z	C	C	E	D	D	R	Q	V
L	A	S	X	P	J	O	M	O	F	M	B	M	M
Q	Z	Z	Y	S	B	K	S	G	Y	C	O	U	E
Z	E	C	H	A	D	E	W	W	I	U	C	W	T
A	U	U	L	E	N	C	J	R	X	V	I	L	I
S	H	T	Y	A	R	G	C	W	T	W	F	E	T
A	O	J	G	O	U	O	R	R	E	I	H	X	A
E	W	N	M	R	N	O	I	D	I	B	U	R	N
L	A	O	W	I	P	Q	M	N	Q	K	P	M	I
M	S	W	O	O	I	C	N	O	R	T	S	E	O
V	P	B	X	B	U	F	O	I	L	A	G	M	F
T	O	I	D	N	A	C	S	E	H	J	K	X	R

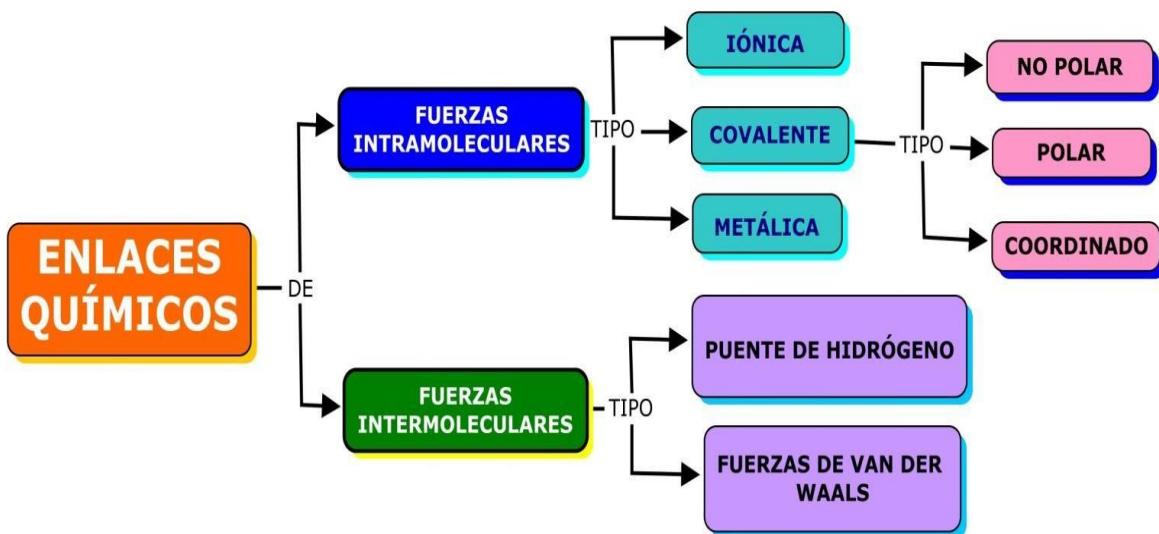
3.4. Concepto de enlace químico.

El enlace químico es la fuerza que mantiene unidos a dos átomos o iones de carga opuesta. Al unirse los átomos, la materia sufre una transformación; de igual manera, si rompemos esta unión estamos realizando un cambio en la estructura de la materia.

Por lo tanto, en toda transformación que sufre la materia existe formación o ruptura de enlaces químicos.

Actualmente gracias a la ayuda de la Difracción de Rayos X, se han estudiado las moléculas y se han podido determinar sus formas geométricas, igualmente su estructura tridimensional, así como la existencia de fuerzas de interacción molecular, como los puentes de hidrógeno y las fuerzas de Van der Waals.

CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES QUÍMICOS



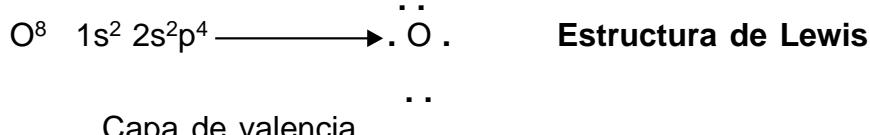
Estructura de Lewis

Gilbert Lewis (estadounidense), estudiando la regla del octeto en 1923, llegó a la conclusión de que no era necesario que existiera la transferencia de electrón para que un átomo completara con 8 electrones su capa de valencia, ya que también podía lograrse compartiendo los electrones de enlace.

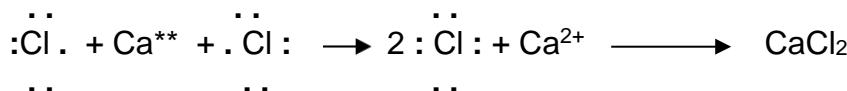
El modelo de Lewis representa al núcleo por el símbolo del elemento, alrededor de este una serie de símbolos ya sea puntos (.), (*), (+), etc., que indican los electrones que se encuentran en los subniveles ns y np de la capa de valencia, cuya cantidad coincide con el número del grupo A, al cual pertenece el elemento en la tabla periódica. Los puntos en pares representan electrones pareados los puntos solos son electrones no pareados.

Ejemplo:

El **oxígeno** se localiza en el grupo VI A y tiene 6 electrones en su capa externa.



Mediante estructuras de Lewis, se puede representar la transferencia de electrones de un átomo a otro al combinarse.

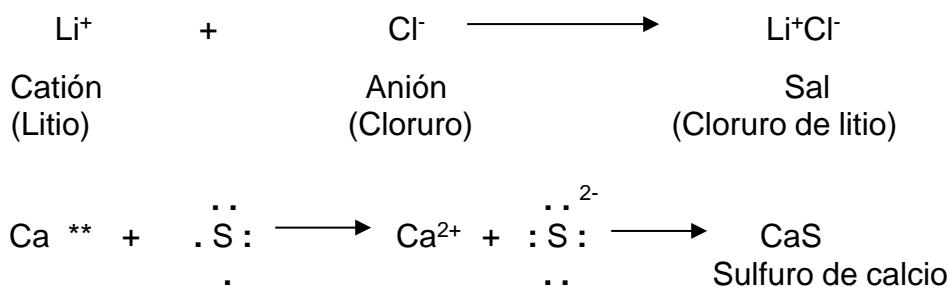


El **modelo de Lewis** funciona bien para los primeros 20 elementos, los restantes de los grupos A de la tabla periódica, ya que en los elementos de transición y transición interna los electrones de su capa de valencia se encuentran en los subniveles nd y nf respectivamente.

3.4.1. Enlace iónico.

El enlace iónico o electrovalente se origina por la transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro. Cuando los átomos ganan o pierden electrones. La pérdida de electrones da como resultado la formación de iones positivos y los iones negativos son el resultado de la ganancia de electrones. Un enlace iónico se debe a la fuerza de atracción entre los iones positivos y negativos, llamándose cationes a los iones positivos, ya que son atraídos hacia el cátodo y aniones a los iones negativos porque se desplazan hacia el ánodo.

Ejemplo:



Los compuestos iónicos se forman al reaccionar átomos de elementos menos electronegativos; por ejemplo: los del grupo IA, IIA, algunos elementos del IIIA, con elementos más electronegativos, como los de los grupos VIA y VIIA. Los compuestos iónicos son sólidos a temperatura ambiente y adoptan una forma geométrica regular y en solución o fundidos son buenos conductores de la electricidad.

Transferencia de electrones entre átomos metálicos y no metálicos

Casi los elementos conocidos como **metales** tienen pocos electrones (1,2 ó 3) en su último nivel de energía y, por lo tanto, tienden a perderlos. Por el contrario, la mayoría de los **no metales** tienen muchos electrones en su último nivel (5,6 ó 7), por lo tanto, tienden a ganar electrones.

3.4.2. Enlace covalente polar, no polar y coordinado.

Enlace Covalente es la unión entre 2 átomos que comparten pares de electrones de enlace.

El enlace **covalente** puede ser **Polar, No Polar o Coordinado**. La forma en que se puede predecir la formación de un enlace covalente no polar o polar es mediante la diferencia de electronegatividades entre los 2 átomos que se unen; en el caso de la covalencia coordinada uno de los 2 átomos aporta el par de electrones del enlace.

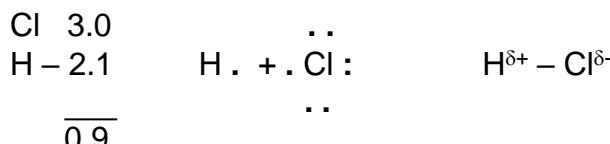
Son solubles en agua cuando tienen un marcado carácter polar, el cual a medida que decrece se traduce en insolubilidad.

Enlace Covalente Polar:

Cuando un elemento es más electronegativo que otro, se forma una nube electrónica que se desplaza hacia el elemento donde existe mayor electronegatividad. Originando cargas parciales. Comparten pares de electrones entre los átomos que reaccionan y forman compuestos.

La diferencia de electronegatividades es mayor que 0, pero menor que 1.7

Ejemplo: El ácido clorhídrico HCl, donde el hidrógeno comparte su único electrón con el cloro y este a su vez comparte uno de sus 7 electrones con el hidrógeno.

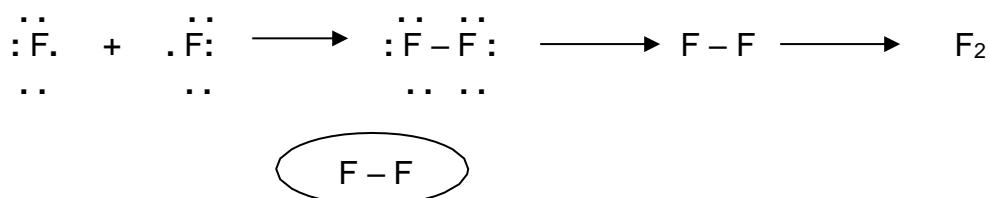


La aparición de cargas parciales (δ^+ y δ^-) en la formación de un enlace covalente origina la presencia en la molécula de un dipolo.

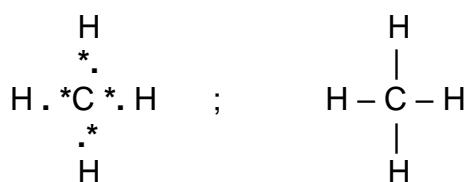
Enlace Covalente No Polar:

Cuando la diferencia de electronegatividades es cero, la nube electrónica del enlace está perfectamente distribuida alrededor de los 2 núcleos de los átomos que se unen, está unión pueden ser átomos del mismo elemento, o bien, cuando se forman moléculas simétricas o cuando las electronegatividades de 2 diferentes elementos son iguales.

Ejemplo: Una molécula de Flúor F_2



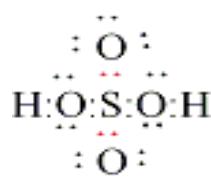
Una molécula de Metano CH_4 es simétrica y no polar



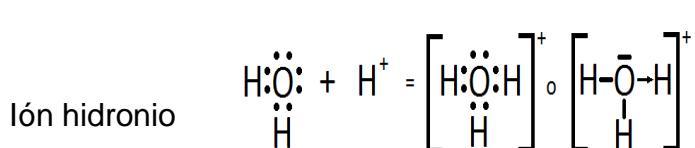
Enlace Covalente Coordinado:

Entre los átomos unidos se comparte un par de electrones, pero los 2 electrones del enlace provienen de uno solo de los átomos. Hay una coordinación entre los dos átomos para que ambos puedan cumplir con la regla del octeto. Cuando en una molécula hay un enlace covalente coordinado puede indicarse con el símbolo $\xrightarrow{\hspace{1cm}}$ que va dirigido del átomo que aporta el par de electrones hacia el que los recibe.

Ejemplo: Ácido Sulfúrico
(H₂SO₄)



TABLA



PERIÓDICA DE

ELECTRONEGATIVIDADES

La electronegatividad se incrementa

PERIÓDICA DE																				
I		II		III		IV		V		VI		VII		VIIIB		IB		IIB		
IA		IIIA		IIIB		IVB		VB		VIB		VIIB		VIIIB		IB		IIB		
1																			2	He
	H 2.1																			
3		Li 1.0	Be 1.5																10	Ne
2																				
11		Na 0.9	Mg 1.2																18	Ar
3																				
ELEMENTOS DE TRANSICIÓN																				
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36			
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.3	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr		
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.2	Nb 1.8	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe		
6	Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn		

3.4.3. Enlace metálico.

El enlace metálico se debe al movimiento de los electrones de la capa de valencia en una banda energética formada por el traslapamiento de subniveles. Y consiste en iones positivos rodeados de una nube o mar de electrones deslocalizados.

Fuerzas intermoleculares

Existen tipos de fuerzas que, aunque no son verdaderos enlaces, interactúan entre una y otra molécula produciendo una fuerza de atracción entre ellas conocidas como fuerzas intermoleculares y son: Puente de Hidrógeno y las fuerzas de Van der Waals.

3.4.4. Fuerzas de Van Der Waals.

Son fuerzas de naturaleza puramente electrostáticas. Se producen como consecuencia de la atracción entre centros de carga eléctrica opuesta, muy próximos entre sí. Y se definen como una atracción bipolar temporal entre moléculas con enlaces covalentes explicado por la movilidad de los electrones.

Ejemplo: Este fenómeno se presenta en la licuación o solidificación de los gases, entre los lípidos de las membranas celulares.

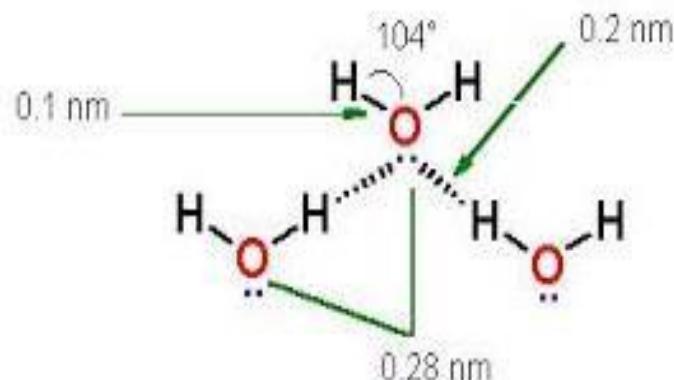
En los compuestos covalentes, las fuerzas de atracción intermoleculares son débiles, excepto en algunos sólidos macromoleculares, como el cuarzo (SiO_2) y el diamante. Debido a ello, los compuestos covalentes en general son líquidos o gases o bien sólidos que subliman con facilidad, con puntos de fusión y ebullición relativamente bajos. Otra característica importante de su falta de conductividad eléctrica.

3.4.5. Puente de hidrógeno.

Se presenta en compuestos que contienen enlaces covalentes entre el hidrógeno y un átomo muy electronegativo, como flúor ($\text{H} - \text{F}$), oxígeno ($\text{H} - \text{O}$) o nitrógeno ($\text{H} - \text{N}$), originando una atracción dipolo \longleftrightarrow dipolo muy fuerte.

Este tipo de enlace se presenta cuando el átomo de hidrógeno se encuentra parcialmente positiva (δ^+) de una molécula es atraída por un centro de carga parcial negativo (δ^-) de otra molécula.

Ejemplo: Puente de Hidrógeno entre la molécula de agua.



3.5. Tipos de moléculas

Las moléculas se clasifican en polares y no polares:

Polares. Es polar aquella *molécula* en la que la distribución de las *cargas eléctricas* no es simétrica respecto a un centro. Las moléculas polares se disuelven fácilmente en disolventes polares y no lo hacen sin embargo en disolventes no polares. El disolvente polar por excelencia es el agua, así que las sustancias polares son hidrosolubles o hidrófilas

No polares. Una sustancia es no polar cuando sus moléculas no se reordenan ante la presencia de un campo eléctrico.

AUTOEVALUACIÓN

I. Con la ayuda de la tabla periódica de electronegatividades, ordena los elementos de cada uno de los siguientes conjuntos en orden creciente de electronegatividad.

Elementos	Electronegatividad		
Na, Al, P	_____	_____	_____
N, S, Cl	_____	_____	_____
C, O, N	_____	_____	_____
Mg, S, F	_____	_____	_____
Se, As, Br	_____	_____	_____

II. Indica con una X dentro del paréntesis las parejas de elementos que formen enlaces covalentes polares.

- | | |
|---------------------|---------------------|
| 1. () P – Cl | 4. () C – Cl |
| 2. () Br – Br | 5. () Hg – Cl |
| 3. () H – F | |

III. Indica con una X sobre la línea si se trata de una molécula polar o no polar.

Molécula	Polar	No Polar
H ₂ O	_____	_____
HCl	_____	_____
O ₂	_____	_____
H ₂ S	_____	_____
N ₂	_____	_____

IV. Completa el siguiente cuadro escribiendo el tipo de enlace formado en cada pareja de elementos.

Elementos	Tipo de enlace
Potasio y cloro	
Carbono e hidrógeno	
Cloro y cloro	
Berilio y oxígeno	
Hidrógeno y azufre	

V. Indica si el enlace entre los elementos de los siguientes compuestos es iónico o covalente.

Compuesto	Enlace iónico	Enlace covalente
MgCl_2		
H_2O		
Br_2		
HF		

VI. Relaciona las columnas escribiendo dentro del paréntesis la letra de la respuesta correcta.

- | | |
|--|---------------------------|
| 1. () Tipo de enlace donde la atracción es electrostática. | a) Covalente no polar |
| 2. () Fuerza que mantiene unidos a dos átomos o iones de carga opuesta en un compuesto. | b) Electrones de valencia |
| 3. () Los átomos unidos por este enlace comparten el par electrónico. | c) Puente de hidrógeno |
| 4. () Este tipo de enlace supone el movimiento de los electrones en niveles energéticos traslapados. | d) Metálico |
| 5. () Son los responsables de los enlaces químicos. | e) Covalente coordinado |
| 6. () Tipo de enlace donde los átomos son iguales o de la misma naturaleza. | f) Enlace químico |
| 7. () Es el enlace donde uno de los dos átomos aporta el par de electrones de unión. | g) Covalente |
| 8. () Enlace que se presenta en las moléculas que tienen enlaces H – F, H – O o H – N. | h) Van Der Waals |

VII. Circula la respuesta correcta.

- 1.- ¿Cuál de los siguientes iones no tiene estructura electrónica de gas noble?
- | | | | |
|------------------|---------------------|---------------------|---------------------|
| a) Cl^- | b) Mn^{2+} | c) Se^{2-} | d) As^{3-} |
|------------------|---------------------|---------------------|---------------------|

VIII. Escribe dentro del paréntesis una V si la afirmación es verdadera o una F si es falsa.

1. () Al combinarse el sodio y el cloro forman enlaces covalentes.
 2. () La molécula del agua es polar.
 3. () Los electrones en la capa externa de un átomo se llaman electrones de valencia.

4. () Cuando un átomo aporta el par de electrones, el enlace es covalente coordinado.
5. () La electronegatividad del oxígeno es menor que la del carbono.

3.6. Estequiometría

Es la rama de la química que se encarga del estudio de las cantidades de reactivos y productos (en masa, moles, número de moléculas y volumen) en una reacción química.

Antes de pasar a ver las reacciones químicas analizaremos diferentes cálculos y unidades que podemos obtener a partir de la fórmula de un compuesto.

3.6.1. Determinación de pesos moleculares

El peso molecular de un compuesto es igual a la suma de los pesos atómicos de los elementos que forman una molécula y se expresa en **uma**.

Ejemplos:

O_2 peso atómico del oxígeno 16 uma

El subíndice 2 indica que son dos átomos de oxígeno, los que forman una molécula

Peso molecular de O_2 = **32 uma**

H_2O Peso atómico de hidrógeno 1 uma

Peso atómico del oxígeno 16 uma

El peso atómico del hidrógeno debe multiplicarse por 2 (subíndice) y se le suma el peso atómico del oxígeno

Peso molecular del H_2O = **18 uma**

CO_2 peso atómico del carbono 12 uma

Peso atómico del oxígeno 16 uma

Al peso molecular del carbono (12 uma) se le suman dos veces (subíndice 2) el peso atómico de oxígeno ($2 \times 16 = 32$).

Peso molecular del CO_2 = **44 uma**

Calcula el peso molecular de los siguientes compuestos;

H_2SO_4 =

Na_3AsO_3 =

$Fe (NO_3)_3$ =

Para este último compuesto recuerda que el subíndice fuera del paréntesis afecta a los elementos que se encuentran dentro de él, por lo que el subíndice de afuera multiplica a todos los de adentro:

Peso atómico		
Así tenemos 1 átomo de Fe	_____	x 1 = _____
3 átomos de N	_____	x 3 = _____
9 átomos de O	_____	x 9 = _____

Peso molecular:

Au₂(SO₃)₃ sulfito de oro (III)

166 átomos

_____ Átomos de oro _____ X _____ = _____
_____ Átomos de azufre _____ X _____ = _____
_____ Átomos de oxígeno _____ X _____ = _____

Peso molecular: _____

Pb₃ (PO₄)₄ fosfato de plomo (IV)

Peso atómico		
_____	Átomos de plomo	_____ X _____ = _____
_____	Átomos de fósforo	_____ X _____ = _____
_____	Átomos de oxígeno	_____ X _____ = _____

Peso molecular:

3.6.2. Número de Avogadro y concepto de mol

Examinemos las unidades químicas:

Átomo gramo

Es el peso atómico de un elemento expresado en gramos

Por ejemplo

Átomo gramo de oxígeno (peso atómico 16 umas) = **16 gramos**
Átomo gramo de sodio (peso atómico 23 umas) = **23 gramos**
Átomo gramo de carbono (peso atómico 12 umas) = **12 gramos**

Calcula los átomos gramos de los siguientes elementos:

	Peso atómico	Átomo gramo
Azufre	_____uma	_____gramos
Oro	_____uma	_____gramos
Mercurio	_____uma	_____gramos
Arsénico	_____uma	_____gramos
Estaño	_____uma	_____gramos

Molécula gramo

Es el peso molecular de un compuesto expresado en gramos

Por ejemplo

Molécula gramo de NaCl (peso atómico de Na =23) +
(peso atómico de Cl =35.45) =
Molécula gramo de NaCl = **58.45 gramos**

Molécula gramo de K₃PO₄ (peso atómico de K=39) +
(peso atómico de P=31) +
(peso atómico de O=16) =
Molécula gramo de K₃PO₄ = **212 gramos**

Calcula la **molécula gramo** de:



3.6.3. Mol

Es una unidad de cantidad de partículas.

El número de partículas que constituyen una MOL se conoce como **NÚMERO DE AVOGADRO** y tiene un valor de 6.023×10^{23}

Una **Mol** de átomos de carbono es el número de átomos de carbono contenidos en un átomo gramo de carbono o sea 12 gramos y es igual a 6.023×10^{23} átomos de carbono.

Una **Mol** de moléculas de HCl es el número de moléculas contenidas en una molécula gramo de HCl o sea n 36.45 gramos y es igual a 6.023×10^{23} moléculas de HCl.

Un **Mol de H₂O** contiene 6.023×10^{23} moléculas de H₂O y pesa **18 gramos**

Un **Mol de CO₂** contiene 6.023×10^{23} moléculas de CO₂ y pesa **44** gramos

Un **Mol de azufre** contiene 6.023×10^{23} átomos de azufre y pesa 32 gramos

Cálculos con unidades químicas

1.- Si se quiere saber el número de moles de un compuesto en determinados gramos, se resuelve mediante el uso de una regla de tres.

Ejemplo

¿Cuál es el número de moles contenidos en 100 gramos de CO_2 ?

1 mol de CO_2 peso 44 gramos
X mol de CO_2 pesa 100 gramos

$$\text{Número de moles} = \frac{1 \text{ mol de CO}_2 \times 100 \text{ gramos de CO}_2}{44 \text{ gramos de CO}_2} = 2.27 \text{ mol de CO}_2$$

2.- Para conocer la masa en gramos contenida en un número determinado de moles, se plantea una regla de tres.

Ejemplo

¿Cuál es la masa en gramos contenida en 0.8 moles de Na_2CO_3 ?

Peso molecular de Na_2CO_3 = 106 uma

$$1 \text{ mol} = 106 \text{ gramos}$$

$$0.8 \text{ mol} = X \text{ gramos}$$

$$\text{Masa en gramos} = \frac{106 \text{ gramos} \times 0.8 \text{ mol}}{1 \text{ mol de Na}_2\text{CO}_3} = 84.8 \text{ gramos de Na}_2\text{CO}_3$$

3.- Para conocer el número de átomos o moléculas contenidos en determinada cantidad de sustancia, se resuelve mediante el planteamiento de:

Ejemplo

¿Cuántas moléculas están contenidas en 0.18 mol de NaOH?

1 mol de NaOH contiene 6.023×10^{23} moléculas

0.18 mol de NaOH contendrán x moléculas de NaOH

$$\text{Número de moléculas de NaOH} = \frac{(6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas})(0.18 \text{ mol})}{1 \text{ mol de NaOH}}$$

Número de moléculas de NaOH = 1.084×10^{23} moléculas de NaOH

Si la cantidad de sustancia está en gramos, se procederá primero a sacar el número de moles y posteriormente el número de partículas.

Ejemplo

¿Cuántas moléculas están contenidas en 10 gramos de NaOH?

Peso molecular de NaOH=40 umas

40 gramos de NaOH = 1 mol de NaOH

10 gramos de NaOH = X mol de NaOH

$$\text{moles de NaOH} = \frac{(10 \text{ gramos de NaOH}) (1 \text{ mol de NaOH})}{40 \text{ gramos de NaOH}} = 0.25 \text{ mol de NaOH}$$

1 mol de NaOH contiene 6.023×10^{23} moléculas

0.25 mol de NaOH contendrán X moléculas de NaOH

$$\text{No. de moléculas} = \frac{(6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas})(0.25 \text{ moles de NaOH})}{1 \text{ mol de NaOH}}$$

No. de moléculas = 1.506×10^{23} moléculas de NaOH

4.- Para saber cuántos moles, número de partículas o gramos, se plantea así:

Ejemplo

¿Cuántos moles están contenidos en 9.03×10^{23} moléculas de SO₂?

1 mol de SO₂ contiene 6.023×10^{23} moléculas de SO₂

X moles de SO₂ contienen 9.03×10^{23} moléculas de SO₂

$$\text{Número de moles} = \frac{9.03 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times 1 \text{ mol de SO}_2}{6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas}}$$

Número de moles = **1.499 moles de SO₂**

Si el dato se quiere en gramos, entonces:

Peso molecular de SO₂ = 64 una

1 mol de SO₂ = 64 gramos de SO₂

1.499 mol = X gramos de SO₂

$$\text{Gramos de SO}_2 = \frac{(64 \text{ gramos de SO}_2)(1.499 \text{ mol de SO}_2)}{1 \text{ mol de SO}_2} = \mathbf{95.936 \text{ gramos de SO}_2}$$

AUTOEVALUACIÓN

Resuelve los siguientes ejercicios usando unidades químicas

a) Calcula el número de moles contenida en:

400 gramos de Ca(OH)₂

50 gramos de H₂SO₄

150 gramos de NaNO₃

b) Calcula el número de moléculas a partir de los resultados anteriores

c) ¿Cuál es la masa en gramos de 1.5 moles de:

NaClO

CCl₄

AgNO₃

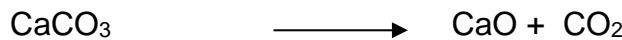
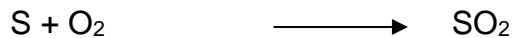
3.7. Tipos de reacciones químicas

Sabemos que en la naturaleza ocurren dos tipos de cambios o fenómenos; los físicos donde la materia solo cambia de aspecto y los químicos donde las sustancias se transforman en otras. A estos cambios químicos los conocemos también como reacciones químicas.

Para su estudio las reacciones químicas se representan mediante una ecuación química, donde las sustancias iniciales o reaccionantes se escriben a la izquierda y a la derecha se escriben los productos de la reacción, estas sustancias se separan mediante una flecha que indica además el sentido de la reacción.



Cuando tenemos varios reaccionantes o productos, se separan por un signo +, así;

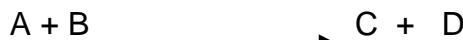


Las reacciones químicas se clasifican en:

- A) Reacciones de síntesis
- B) Reacciones de análisis o descomposición
- C) Reacciones de sustitución o desplazamiento simple
- D) Reacciones de doble sustitución o doble desplazamiento

- **Reacciones de síntesis**

Consiste en la unión de dos o más sustancias sencillas para formar una más compleja. De manera general quedará expresada por la ecuación química:

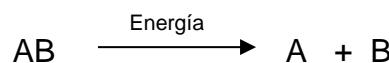


Ejemplo



- **Reacciones de análisis o descomposición**

Una sustancia compleja se divide en dos o más sustancias sencillas mediante la aplicación de energía. Esta reacción se puede representar de manera general así:



Ejemplo

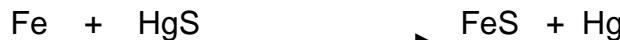


- **Reacciones de sustitución o desplazamiento simple**

Los átomos de un elemento desplazan en un compuesto a los átomos de otro elemento. La forma general de representarla sería:



Ejemplo

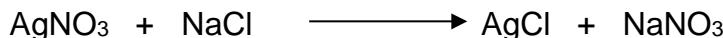


- **Reacciones de doble sustitución o doble desplazamiento o metátesis**

Consisten en el intercambio entre los iones presentes en una reacción química, la forma de representarla es:

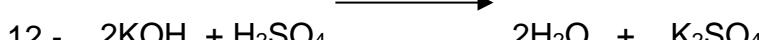
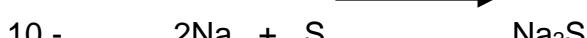


Ejemplo



AUTOEVALUACIÓN

I. Indica el tipo de reacción de cada ejemplo:



BLOQUE 4: RELACIONA LOS GRUPOS FUNCIONALES INORGÁNICOS CON LOS COMPUESTOS DE USO DIARIO

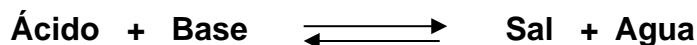
PROPSITO: Relaciona los grupos funcionales inorgánicos con los compuestos de uso cotidiano.

4.1. pH

La acidez y la basicidad son dos comportamientos contrarios de diversas sustancias, al inicio de su estudio no se tenía una definición clara de estos conceptos. Sin embargo, desde hace siglos, los químicos definieron los ácidos y las bases según las propiedades de sus disoluciones acuosas así:

ÁCIDOS	BASES O ÁLKALIS
<ul style="list-style-type: none"> • Sustancias de sabor agrio. • Solubles en agua. • Conducen la electricidad en soluciones acuosas. • Corrosivos con el metal y la piel. • Colorean de rojo el papel tornasol. • Reaccionan con las bases para formar una sal más agua. 	<ul style="list-style-type: none"> • Tienen un sabor amargo. • Con sensación resbalosa al tacto. • Solubles en agua. • Conducen la electricidad en soluciones acuosas. • Propiedades cáusticas en la piel. • Colorean de azul el papel tornasol. • Reaccionan con los ácidos para formar una sal más agua.

Un ácido, al reaccionar con una base, o viceversa, se neutraliza y se obtiene como resultado una sal y agua.



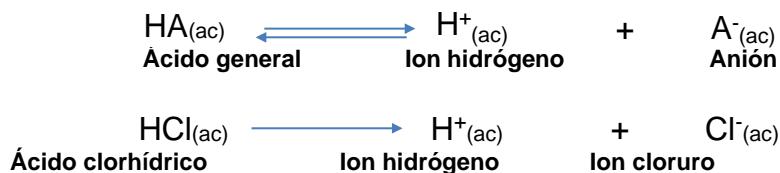
Los ácidos, las bases y las sales se encuentran en la mayoría de las sustancias que interactúan con nosotros. Estas sustancias, al disolverse con agua, forman parte de los compuestos clave para los sistemas biológicos. Por ejemplo, en nuestro estómago es muy importante el jugo gástrico que contiene ácido clorhídrico o cuando realizamos ejercicio físico por un determinado tiempo, duelen los músculos por el ácido láctico que se acumula en ellos. Por otro lado, la sosa o hidróxido de sodio que se utiliza para fabricar los jabones y el electrólito de las baterías de los automóviles contiene ácido sulfúrico.

Teoría de Arrhenius:

Svante Arrhenius, químico sueco, postuló que:

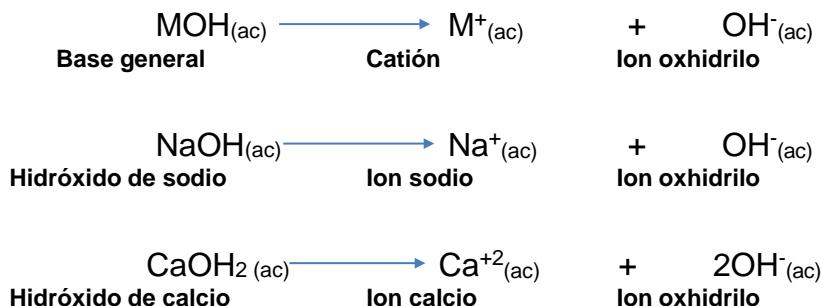
- Un ácido es una sustancia que en solución acuosa produce iones (H^+).
- Una base o álcali es una sustancia que en solución acuosa produce iones (OH^-).

Ejemplos de ácidos de Arrhenius:





Ejemplos de bases de Arrhenius:



Esta teoría está restringida en el sentido de que el concepto se limita al disolvente agua. Sin embargo, muchas reacciones químicas de naturaleza similar pueden llevarse a cabo en disolventes no acuosos y en reacciones sin disolventes.

Teoría de Bronsted-Lowry

La definición de Brønsted-Lowry para un ácido y una base sostienen que:

- Un ácido es cualquier especie química que puede donar un protón (iones hidrógeno H^+), es decir, un átomo de hidrógeno sin su electrón.
 - Una base, es una especie capaz de aceptar un protón (iones hidrógeno H^+).
 - Una reacción ácido-base será aquella en la que el ácido transfiere un protón a una base.

Teoría de Lewis

Gilbert N. Lewis, químico norteamericano, formuló el siguiente planteamiento para un ácido y una base:

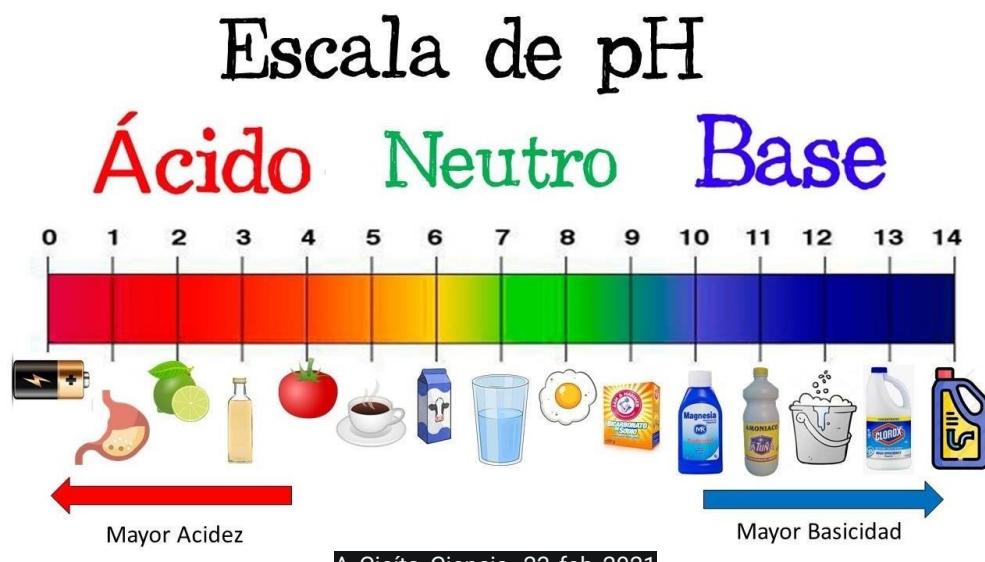
- Un ácido es un ión o molécula *aceptor* de un par de electrones.
 - Una base es un ión o molécula *donante* de un par de electrones.

Potencial de Hidrógeno (pH) y su escala:

La concentración molar de los iones hidronio (H^+) en una disolución acuosa generalmente es muy pequeña, por tanto, por conveniencia se expresa en términos del pH, el cual se define como:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

La escala de pH se usa para clasificar soluciones en términos de su acidez o alcalinidad (qué tan ácidos o básicas son). Puesto que la escala está basada en valores de pH, es logarítmica, lo que significa que un cambio en una unidad de pH corresponde a un cambio diez veces mayor en la concentración de iones H^+ . A menudo se dice que la escala de pH va de 0 a 14 y la mayoría de las soluciones entran en este rango, sin embargo, es posible encontrar soluciones con pH menor a 0 o mayor a 14. Cualquier valor menor a 7.0 es ácido y cualquier valor mayor a 7.0 es básico o alcalino, como se muestra en la siguiente figura:



4.2. Fórmula

Es la representación de los elementos que forman un compuesto o molécula.

Función química. Es un conjunto de compuestos que tienen propiedades muy parecidas en virtud a que sus moléculas, contienen uno o más átomos iguales.

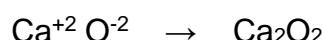
Escritura de fórmulas químicas. Para escribir la fórmula de un compuesto químico debemos conocer, o se nos tiene que proporcionar, la carga de los cationes y de los aniones. En las fórmulas, la suma total de cargas positivas debe ser igual a la suma total de cargas negativas; es decir, el compuesto debe ser eléctricamente neutro.

Cuando la carga del ión positivo no es igual a la carga del ión negativo, se utilizan subíndices para balancear las cargas positivas con las cargas negativas. Para escribir las fórmulas químicas la IUPAC considera a las sustancias compuestas de dos partes: una positiva y una negativa; en la fórmula la parte positiva se escribe primero, pero en el nombre se menciona después; en tanto que la parte negativa se escribe después, pero en el nombre se menciona primero.

Para escribir la fórmula de un compuesto se utilizan las siguientes reglas:

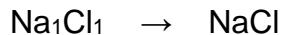
1. Escribe el símbolo químico del catión y luego del anión. Ejemplo: $\text{Ca}^{+2} \text{O}^{-2}$

Se cruzan los números de las cargas, sin signo, colocándolos como subíndices.

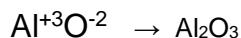


2. En caso de que los subíndices sean iguales, como en el ejemplo, no se escriben. Por lo cual la fórmula se escribirá: CaO

3. Así, si los subíndices tienen un valor de 1, estos no se escriben. Ejemplo:



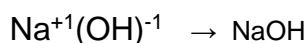
4. En caso de que los subíndices sean distintos, se escribirán. Ejemplo:



5. Cuando los subíndices sean divisibles entre el mismo número, estos se reducirán. Ejemplo:



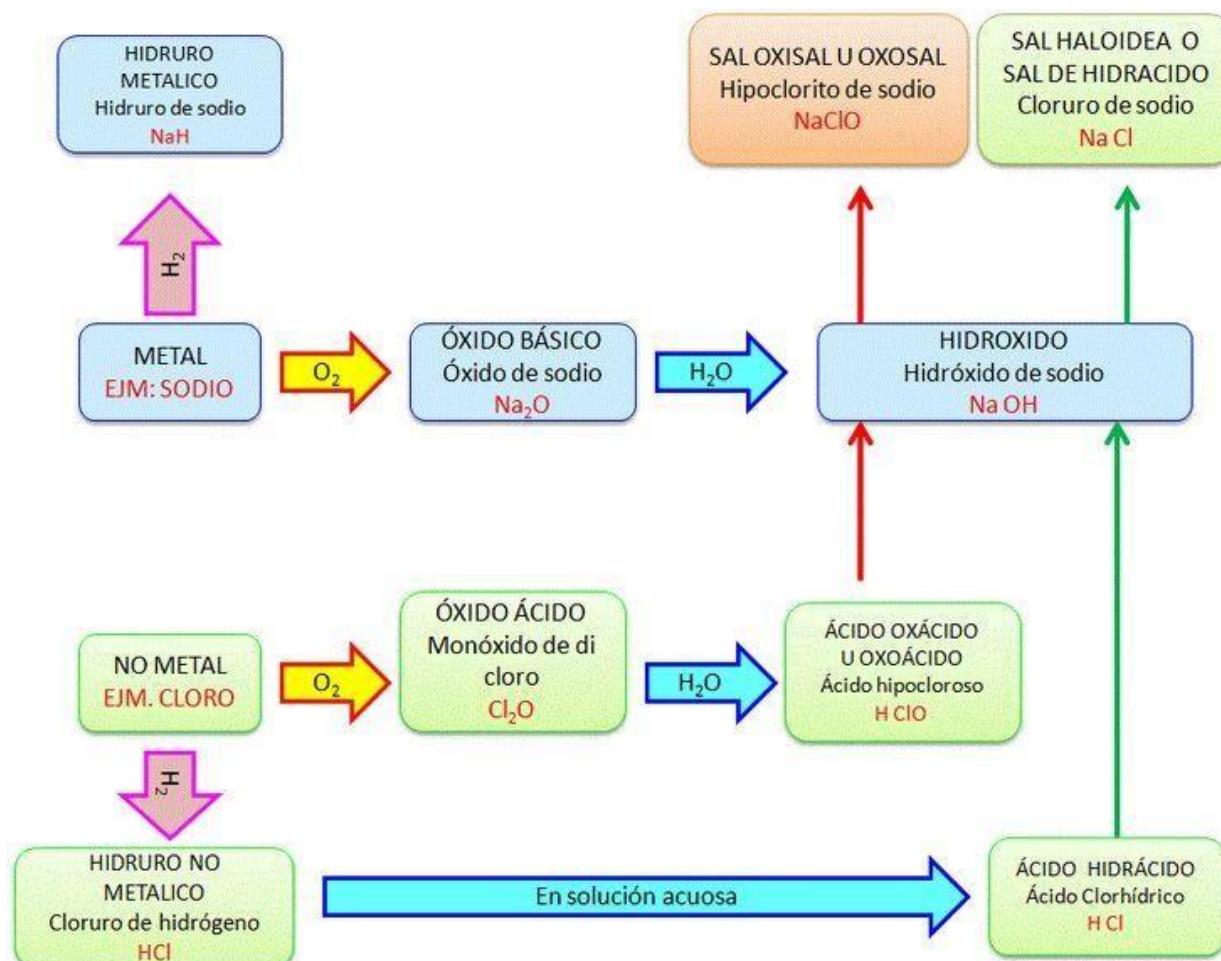
6. Por otro lado, si los iones poseen paréntesis, y los subíndices tienen un valor de 1, tampoco se escriben y se eliminan los paréntesis. Ejemplo:



Clasificación de los compuestos inorgánicos:

La escritura de las fórmulas y los nombres de cada uno de los compuestos dependen de los **números de oxidación** de los elementos que los conforman.

Con la finalidad de facilitar la comprensión del lenguaje químico de los compuestos inorgánicos, se han clasificado en los siguientes grupos:



Realizado por Prof. Elena F. Olaya Quijaité

Nomenclatura.

Para nombrar los compuestos químicos inorgánicos se siguen las normas de la IUPAC (unión internacional de química pura y aplicada). Se aceptan tres tipos de nomenclaturas para los compuestos inorgánicos: la sistemática, la nomenclatura de stock y la nomenclatura tradicional.

NOMENCLATURA STOCK

En esta nomenclatura se indica el número de oxidación del elemento (catión) entre paréntesis y en número romano. Cuando el elemento ubicado al lado izquierdo de la fórmula tiene un único número de oxidación o su valor es 1, éste no se coloca; cuando el elemento tiene más de un número de oxidación, éste se indica al final, en números romanos escritos entre paréntesis:

$Fe(OH)_2$ Hidróxido de Fierro (II)
 $Fe(OH)_3$ Hidróxido de Fierro (III)

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA ó IUPAC

Esta nomenclatura tiene la característica de emplear prefijos griegos, indicándonos el número de átomos de un compuesto: mono- un átomo; di ó bi – dos átomos, tri – tres átomos, tetra - cuatro, penta - cinco, hexa – seis y hepta – siete átomos; y de igual forma para el elemento que constituye el anhídrido. En ocasiones se suele omitir el prefijo mono-, entendiéndose que sólo existe un átomo.

NOMENCLATURA TRADICIONAL ó FUNCIONAL

Este sistema asignó los primeros nombres a los compuestos, y utiliza prefijos y sufijos o terminaciones y nombres de familias. El criterio para su aplicación es el número de oxidación.

Para aquellos elementos que solamente presentan **un estado de oxidación**, se utilizan dos criterios, en el primero se menciona el grupo al cual pertenece el compuesto seguido de la palabra *de* y por último el nombre del elemento, en el segundo se menciona el grupo al cual pertenece el compuesto seguido del nombre del elemento con la terminación “ico”.

Ejemplos:

Na^{+1} de sodio o sódico Mg^{2+} de magnesio o magnésico Al^{3+} de aluminio o alumínico

Los elementos que presentan **dos estados de oxidación** se nombrarán de acuerdo a lo siguiente:

Si la valencia numéricamente es la menor se dará la terminación “**oso**”

Si la valencia numéricamente es la mayor llevará la terminación “**ico**”

Fe^{2+} Ferroso Fe^{3+} Férrico Cu^{+} Cuproso Cu^{2+} Cúprico

Pb^{2+} Plumboso Pb^{4+} Plúmbico Au^{1+} Auroso Au^{3+} Áurico

Aquellos elementos con **tres o más estados de oxidación** posibles se nombrarán de acuerdo con el siguiente cuadro, considerando el valor numérico.

		orden del número oxidación del átomo central, si puede presentar....			
prefijo	sufijo	cuatro	tres	dos	uno
per-	-ico	más alto			
	-ico	segundo	más alto	más alto	
	-oso	tercero	intermedio	más bajo	
hipo-	-oso	más bajo	más bajo		

4.2.1. Óxidos Básicos

Los óxidos básicos son compuestos binarios formados por la combinación de un metal y el oxígeno. Su fórmula general es:



Donde M es un metal y X número de oxidación del metal (el 2 corresponde al número de oxidación del oxígeno).

LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS SE INTERCAMBIAN ENTRE ELLOS Y SE PONEN COMO SUBÍNDICES. (Si el número de oxidación es par se simplifica).

Los óxidos metálicos se nombran de la siguiente forma: Se escribe la palabra óxido, seguida del nombre del metal que lo forma; y de acuerdo a la nomenclatura que se desea se asigna la terminación correspondiente.

Número(s) de oxidación	Valor del número de oxidación del cation	Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
1	+2	$\text{Ca}_2\text{O}_2 = \text{CaO}$	Óxido de calcio	Óxido de calcio Óxido cálcico	Óxido de calcio
2	+2	$\text{Fe}_2\text{O}_2 = \text{FeO}$	Óxido de hierro (II)	Óxido ferroso	Óxido de hierro
	+3	Fe_2O_3	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico	Trióxido de dihierro
3	+2	$\text{Cr}_2\text{O}_2 = \text{CrO}$	Óxido de cromo (II)	Óxido hipocromoso	Óxido de cromo
	+3	Cr_2O_3	Óxido de cromo (III)	Óxido cromoso	Trióxido de dicromo
	+6	$\text{Cr}_2\text{O}_6 = \text{CrO}_3$	Óxido de cromo (IV)	Óxido crómico	Trióxido de cromo

Los peróxidos se caracterizan por llevar el grupo PEROXO (- O – O -) también representado O₂2-.

Los podemos considerar como óxidos con más oxígeno del que corresponde por el número de oxidación de este elemento.

Valencia	Fórmula	Nomenclatura
1	H_2O_2	Peróxido de hidrógeno = Agua oxigenada
1	Na_2O_2	Peróxido de sodio
2	$\text{Ca}_2\text{O}_4 = \text{CaO}_2$	Peróxido de calcio
2	$\text{Ba}_2\text{O}_4 = \text{BaO}_2$	Peróxido de bario

4.2.2. Óxidos ácidos o anhídridos

Los óxidos ácidos o anhídridos son compuestos binarios formados por un no metal y oxígeno. Su fórmula general es:



Donde NM es un no metal y la X la valencia del no metal (el 2 corresponde a la valencia del oxígeno).

LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS SE INTERCAMBIAN ENTRE ELLOS Y SE PONEN COMO SUBÍNDICES. (Si el número de oxidación es par se simplifica).

De igual forma que con los óxidos metálicos se escribe la palabra óxido o anhídrido según se trate de la nomenclatura stock o tradicional seguida del nombre del no metal con la terminación que le corresponda.

Número(s) de oxidación	Valor del número de oxidación del catión	Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
1	+1	Cl_2O	Óxido de cloro (I)	Anhídrido hipocloroso	Monóxido de dicloro
2	+2	$\text{C}_2\text{O}_2 = \text{CO}$	Óxido de carbono (II)	Anhídrido carbonoso	Monóxido de carbono
	+4	$\text{C}_2\text{O}_4 = \text{CO}_2$	Óxido de carbono (IV)	Anhídrido carbónico	Dióxido de carbono
3	+2	$\text{Se}_2\text{O}_2 = \text{SeO}$	Óxido de selenio (II)	Anhídrido hiposelenioso	Óxido de selenio
	+4	$\text{Se}_2\text{O}_4 = \text{SeO}_2$	Óxido de selenio (IV)	Anhídrido selenioso	Dióxido de selenio
	+6	$\text{Se}_2\text{O}_6 = \text{SeO}_3$	Óxido de selenio (VI)	Anhídrido selénico	Trióxido de selenio

AUTOEVALUACIÓN

Indica el nombre de cada compuesto:

Número de oxidación	Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
+2	NO			
+3	N ₂ O ₃			
+4	NO ₂			
+5	N ₂ O ₅			

Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
Cl ₂ O			
I ₂ O ₇			
As ₂ O ₅			
CaO			
Fe ₂ O ₃			
PbO ₂			
Al ₂ O ₃			
N ₂ O ₅			
Au ₂ O			
TeO ₂			

4.2.3. Hidruros

Los hidruros son compuestos binarios formados por un metal e hidrógeno. Su fórmula general es:

MH_x

Donde M es un metal y la X el número de oxidación del metal.

EN LOS HIDRUROS EL HIDRÓGENO SIEMPRE TIENE NÚMERO DE OXIDACIÓN -1.

Para nombrar a estos compuestos se escribe la palabra hidruro, seguida del nombre del metal con la terminación correspondiente de acuerdo con la nomenclatura de que se trate.

Número(s) de oxidación	Valor del número de oxidación del catión	Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
1	+1	NaH	Hidruro de sodio	Hidruro de sodio o Hidruro sódico	Hidruro de sodio
2	+2	CuH	Hidruro de cobre	Hidruro cuproso	Hidruro de cobre
	+3	CuH ₂	Hidruro de cobre (II)	Hidruro cúprico	Dihidruro de cobre
3	+2	VH ₂	Hidruro de vanadio (II)	Hidruro hipovanadioso	Dihidruro de vanadio
	+3	VH ₃	Hidruro de vanadio (III)	Hidruro vanadioso	Trihidruro de vanadio
	+5	VH ₅	Hidruro de vanadio (V)	Hidruro vanádico	Pentahidruro de vanadio

AUTOEVALUACIÓN

Completa la siguiente tabla:

Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
			Trihidruro de arsénico
LiH			
	Hidruro de plomo (II)		
		Hidruro de plata	
AuH ₃			
		Hidruro niquelico	
	Hidruro de calcio		

4.2.4. Hidrácidos

Los hidrácidos son compuestos binarios formados por un no metal e hidrógeno. Los no metales que forman estos ácidos son los siguientes:

Flúor, cloro, yodo y bromo, todos ellos funcionan con número de oxidación – 1.

Azufre, selenio y telurio que funcionan con número de oxidación – 2.

Su fórmula general es:



Donde NM es el no metal y la X el número de oxidación del no metal. (El hidrógeno funciona con número de oxidación +1).

Hay no metales como el nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono, silicio y boro que forman compuestos con el hidrógeno y que reciben nombres especiales.

Nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y el boro funcionan con número de oxidación +3 mientras que el carbono y el silicio lo hacen con número de oxidación +4.

Número de oxidación	Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura IUPAC
+3	NH_3	Amoniaco	Trihidruro de nitrógeno

Valor del número de oxidación del anión	Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
-1	HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno
-1	HI	Yoduro de hidrógeno	Ácido yodhídrico	Yoduro de hidrógeno
-2	H_2S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de dihidrógeno
-2	H_2Se	Selenuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico	Selenuro de dihidrógeno

AUTOEVALUACIÓN

Completa la siguiente tabla:

Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
HF			
HCl			
HBr			
HI			
H ₂ S			
H ₂ Te			
H ₂ Se			

4.2.5. Sales Sencillas, Haloideas o Binarias

Las sales binarias se obtienen sustituyendo los hidrógenos del hidrácido correspondiente por un metal.

Se nombran con la raíz del no metal terminado en –uro seguido de la preposición “de” del nombre del metal. Si el metal tiene más de un estado de oxidación se indica al final, en números romanos escrito entre paréntesis.

El número de hidrógenos que se le quitan al ácido se le pone como subíndice al metal.

Su fórmula general es:



Donde **x** corresponde al número de iones metálicos que forman el compuesto.

Donde **y** corresponde al número de iones no metálicos.

Número(s) de oxidación	Valor del número de oxidación del catión	Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
1	+1	Ag ₂ S	Sulfuro de plata	Sulfuro de plata Sulfuro argéntico	Sulfuro de plata
2	+1	CuCl	Cloruro de cobre	Cloruro cuproso	Cloruro de cobre
	+2	CuCl ₂	Cloruro de cobre (II)	Cloruro cúprico	Dicloruro de cobre
3 o más	+2	MnI ₂	Yoduro de manganeso	Yoduro	Diyoduro de

		(II)	hipomanganoso	manganoso
+3	MnI ₃	Yoduro de manganoso (III)	Yoduro manganoso	Triyoduro de manganoso
+6	MnI ₆	Yoduro de manganoso (VI)	Yoduro mangánico	Hexayoduro de manganoso
+7	MnI ₇	Yoduro de manganoso (VII)	Yoduro permangánico	Heptayoduro de manganoso

AUTOEVALUACIÓN

Completa la siguiente tabla:

Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
CaF ₂	Fluoruro de calcio		
FeCl ₂		Cloruro ferroso	
			Bromuro de cadmio
	Yoduro de cromo (II)		
Pt ₂ S ₄ = PtS ₂			
Al ₂ Se ₃			
		Sulfuro ferroso	
			Yoduro de potasio
		Yoduro mercúrico	
ZnSe			

4.2.6. Bases o Hidróxidos

Son compuestos que se forman por la unión de un elemento metálico y el radical oxhidrilo o hidroxilo (-OH). Este radical actúa como si fuera un solo elemento y tiene como número de oxidación -1, que resulta de la diferencia entre el del oxígeno (-2) y el del hidrógeno (+1). Los metales tienen números de oxidación positivos. Su fórmula general se representa:

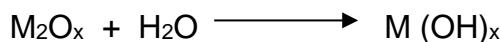


Donde M es un metal y la X el número de oxidación del metal.

En la fórmula de estos compuestos, el número de iones OH⁻ coincide con el número de oxidación del catión metálico, para que la suma total de las cargas sea cero. Cuando hay

más de un ion hidróxilo, éstos se colocan entre paréntesis, indicando que el subíndice se refiere a todo el ión, pero cuando sólo es un ión no se colocan los paréntesis.

Este grupo de compuestos se forman por la combinación de un óxido metálico con agua. Su reacción general es:



Se pueden nombrar mediante las nomenclaturas ya conocidas:

Número(s) de oxidación	Valor del número de oxidación del catión	Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
1	+1	NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio Hidróxido sódico	Hidróxido de sodio
2	+2	Fe(OH) ₂	Hidróxido de hierro (II)	Hidróxido ferroso	Dihidróxido de hierro
	+3	Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III)	Hidróxido férrico	Trihidróxido de hierro
3	+2	Cr(OH) ₂	Hidróxido de hierro (II)	Hidróxido hipocromoso	Dihidróxido de cromo
	+3	Cr(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III)	Hidróxido cromoso	Trihidróxido de cromo
	+6	Cr(OH) ₆	Hidróxido de hierro (VI)	Hidróxido crómico	Hexahidróxido de cromo

AUTOEVALUACIÓN

Completa la siguiente tabla:

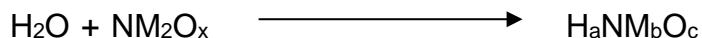
Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
Ca(OH) ₂	Dihidróxido de calcio		
Au(OH)			Hidróxido de oro
Sn(OH) ₂		Hidróxido estañoso	
Sn(OH) ₄			
		Hidróxido mercúrico	
	Dihidróxido de cadmio		

Al(OH) ₃			Trihidróxido de aluminio
K(OH)			
	Hidróxido cobaltoso		
Ag(OH)			

4.2.7. Oxiácidos

Los oxiácidos son compuestos ternarios formados por un no metal, oxígeno e hidrógeno. Se obtienen a partir del óxido ácido o anhídrido correspondiente sumándole una molécula de agua (H₂O).

Su reacción general es:



Donde H es el hidrógeno, NM el no metal y O el oxígeno

De acuerdo con la nomenclatura tradicional, primero se menciona la palabra ácido seguida del nombre del no metal y su terminación se ajusta a las reglas ya conocidas:

Número de oxidación	Fórmula	Nomenclatura tradicional
2	SO + H ₂ O = H ₂ SO ₂	Ácido hiposulfuroso
3	Cl ₂ O ₃ + H ₂ O = H ₂ Cl ₂ O ₄ = HClO ₂	Ácido cloroso
4	S ₂ O + H ₂ O = H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso
5	Cl ₂ O ₅ + H ₂ O = H ₂ Cl ₂ O ₆ = HClO ₃	Ácido clórico
6	SO ₃ + H ₂ O = H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico
7	Cl ₂ O ₇ + H ₂ O = H ₂ Cl ₂ O ₈ = HClO ₄	Ácido perclórico

El nitrógeno sólo forma ácidos oxácidos con los números de oxidación +3 y +5.

En la nomenclatura sistemática o IUPAC, primero se nombra al oxígeno con el prefijo que indica el número de átomos presentes, después el no metal con la terminación “ato” y por último el hidrógeno. Si se utiliza la nomenclatura Stock, se coloca el número de oxidación entre paréntesis con número romano tanto al no metal como al metal.

Valor del número de oxidación del no metal	Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
+6	H_2SO_4	Sulfato (VI) de hidrógeno	Ácido sulfúrico	Tetraoxosulfato de dihidrógeno
+4	H_2CO_3	Carbonato (IV) de hidrógeno	Ácido carbónico	Trioxocarbonato de dihidrógeno
+7	HClO_4	Clorato (VII) de hidrógeno	Ácido perclórico	Tetraoxoclorato de hidrógeno
+5	HNO_3	Nitrato (V) de hidrógeno	Ácido nítrico	Trioxonitrato de hidrógeno

Hay algunos metales que también forman ácidos como el cromo y el manganeso:

Valor del número de oxidación del metal	Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
+6	H_2CrO_4	Cromato (VI) de hidrógeno	Ácido crómico	Tetraoxocromato de dihidrógeno
+6	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Dicromato (VI) de hidrógeno	Ácido dicrómico	Heptaoxodicromato de dihidrógeno
+6	H_2MnO_4	Manganato (VI) de hidrógeno	Ácido mangánico	Tetraoxomanganato de dihidrógeno
+7	HMnO_4	Manganato (VII) de hidrógeno	Ácido permangánico	Tetraoxomanganato de hidrógeno

AUTOEVALUACIÓN

Completa la siguiente tabla:

Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
H_3PO_4			
HNO_2			
H_2CO_2			
H_3PO_3			
HIO			
HFO_4			

4.2.8. Oxisales

Las oxisales son compuestos ternarios formados por un metal, un no metal y oxígeno.

Se obtienen a partir de los ácidos oxiácidos sustituyendo los hidrógenos de éstos por un metal. Su fórmula general es:



Donde **M** es el metal, **x** corresponde al número de iones metálicos, **NM** es el anión derivado del ácido o no metal y la **y** corresponde al número de iones, **O** es el oxígeno y la **z** es el número de átomos del oxígeno.

Utilizando la nomenclatura tradicional primero se anota el nombre del no metal con la terminación de acuerdo con su número de oxidación, seguida de la preposición de y por último el nombre del metal con la terminación adecuada al número de oxidación.

Prefijos y sufijos utilizados en los ácidos		Prefijos y sufijos utilizados en las sales	
HIPO-	-OSO	HIPO-	-ITO
	-OSO		-ITO
	-ICO		-ATO
PER-	-ICO	PER-	-ATO

Con la nomenclatura sistemática o IUPAC y Stock se utilizan las reglas ya conocidas.

Ejemplo:

Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
NaMnO ₄	Manganato (VII) de sodio	Permanganato de sodio Permanganato sódico	Tetraoxomanganato de sodio
LiClO ₄	Clorato (VII) de litio	Perclorato de litio Perclorato lítico	Tetraoxoclorato de litio
CaCO ₃	Carbonato (IV) de calcio	Carbonato de calcio	Trioxocarbonato de calcio
Rb ₂ CrO ₄	Cromato (VI) de rubidio	Cromato de rubidio	Tetraoxocromato de dirubidio
Pb ₂ (SO ₃) ₄ = Pb(SO ₃) ₂	Sulfato (IV) de plomo (II)	Sulfito plumboso	Bis(trioxosulfato de plomo
Ca(ClO) ₂	Clorato de calcio	Hipoclorito de calcio	Bis(monooxoclorato)de calcio
Al ₂ (SO ₄) ₃	Sulfato (VI) de aluminio	Sulfato de aluminio	Tris(tetraoxosulfato) de dialuminio

AUTOEVALUACIÓN

Completa la siguiente tabla:

Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura sistemática
Ag ₂ Cr ₂ O ₇			
Au ₂ MnO ₄			
Sn(BrO ₃) ₄			
Ba(NO ₃) ₂			
Na ₂ SO ₄			

Completa la siguiente tabla:

Fórmula	Nombre
	Clorato de potasio
	Hipobromito de calcio
	Bromato de estaño (IV)
	Perclorato de mercurio (II)
	Sulfato de calcio
	Hiposelenito de cobre (II)
	Telurito de cobre (I)
	Carbonato de sodio
	Silicato de potasio

AUTOEVALUACIÓN

I. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
Oxido de bario		Hidróxido de aluminio	
Oxido de sodio		Amoniaco	
Oxido de plata		Peróxido de bario	
Oxido de aluminio		Hidruro de calcio	
Oxido de níquel (III)		Peróxido de sodio	
Oxido de cloro (VII)		Óxido de estroncio	
Oxido de bario		Cloruro de sodio	
Oxido de sodio		Fluoruro de calcio	
Oxido de plata		Yoduro de plomo (II)	
Oxido de aluminio		Bromuro de potasio	
Oxido de níquel (III)		Sulfuro de bario	
Oxido de cloro (VII)		Tricloruro de arsénico	
Hidruro de litio		Peróxido de litio	
Cloruro de cobalto (III)		Sulfuro de hierro (II)	
Hidruro de plata		Bromuro de cobalto(II)	
Hidruro de magnesio		Hidróxido de potasio	
Hidróxido de calcio		Sulfato de calcio	
Hidróxido de hierro (III)		Cloruro de cobalto (III)	

II. Escribe el nombre de los siguientes compuestos:

FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE
BaO		Li ₂ O	
Na ₂ O		FeS	
SO ₂		HNO ₃	
CaO		H ₂ CO ₃	
Ag ₂ O		HClO ₄	
NiO		H ₃ PO ₄	
Cl ₂ O ₇		HIO	
LiH		H ₂ S	
CaO		MgH ₂	
AgH		H ₂ SiO ₃	
HBr		Ca(OH) ₂	
H ₂ S		Fe(OH) ₃	
NH ₃		HNO ₂	
HCl		Al(OH) ₃	
BaO		KOH	
CaH ₂		CaSO ₄	
Na ₂ O ₂		Al ₂ (SiO ₃) ₃	
Cs ₂ O		CoCl ₂	
PbI ₂		LiNO ₂	
KBr		Na ₂ CO ₃	

BaS		Ca ₃ (PO ₄) ₂	
AlCl ₃		KHCO ₃	
Al ₂ S ₃			

4.3. Balanceo de ecuaciones químicas por tanteo

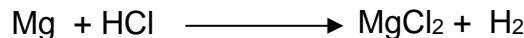
Para que una ecuación química está correctamente escrita debe cumplir La Ley de la Conservación de la Masa de Lavoisier, es decir el número de átomos en los reaccionantes debe ser igual en los productos; a esto se le conoce que la ecuación está balanceada.

Uno de los métodos para balancear ecuaciones químicas sencillas es por **tanteo**.

Este método consiste en ensayar diferentes coeficientes (siempre el más pequeño posible) que se coloca a la izquierda de la fórmula y afecta a todo el compuesto.

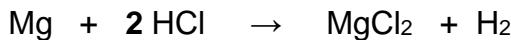
Nota: Los subíndices de las fórmulas no pueden ser alterados.

Ejemplo:



Nos damos cuenta que hay un átomo de Mg como reaccionante, mismo que aparece como producto, pero hay un átomo de Hidrógeno y uno de Cloro como reaccionantes y como productos aparecen dos átomos de cada elemento, por lo cual para balancearlos requerimos un coeficiente de **dos** al HCl, quedando la ecuación química balanceada.

Ejemplo:



Ejemplo:



Notamos que los átomos de aluminio y oxígeno están sin balancear en la ecuación y observamos que el oxígeno aparece en pareja en el primer término de la ecuación, mientras que en el segundo término aparecen tres átomos, por lo cual es necesario llevar este último a pares; lo que se logra con un coeficiente de **dos** para el compuesto Al₂O₃.



Con esto notarás que en el segundo término de la ecuación tenemos un total de cuatro átomos de aluminio que podemos balancear al poner un coeficiente de **cuatro** al aluminio que aparece en el primer término de la ecuación.



Finalmente, el número de átomos de oxígeno en el segundo término de la ecuación es de seis y los balanceamos poniendo un coeficiente de **tres** en el oxígeno que aparece en el primer término de la ecuación.



Para comprobar que la ecuación quedó balanceada contaremos los átomos participantes como reaccionantes y productos:

REACTIVOS	ELEMENTO	PRODUCTOS
4	Al	2(2)= 4
3(2)= 6	O	2(3)= 6

AUTOEVALUACIÓN

I. Balancea por el método de tanteo las siguientes reacciones químicas:

Reacción sin balancear	Reacción balanceada
$\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$	
$\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$	
$\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$	
$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{NaCl}$	
$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	

II. Balancea las siguientes ecuaciones químicas y contesta lo que se te pregunta:



Tipo de reacción: _____

La flecha \uparrow indica _____ y el Δ representa _____



Tipo de reacción: _____

La flecha \downarrow indica _____

La función química del HNO_3 es: _____



Tipo de reacción: _____

El compuesto que tiene el grupo funcional OH, pertenece a la función: _____



Tipo de reacción: _____

¿El gas producido es un combustible o un carburente? _____



Tipo de reacción: _____

El gas que inicia la reacción, pertenece a la función: _____



Tipo de reacción: _____

El símbolo (ac) indica: _____



Tipo de reacción: _____

Los coeficientes de la ecuación representan: _____

La reacción entre hidróxidos y ácidos, como esta, se le conocen como: _____



Tipo de reacción: _____

El indican los subíndices: _____



Tipo de reacción: _____

El compuesto que se precipita se llama: _____



Tipo de reacción: _____

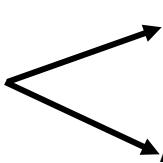
El compuesto que se libera es el: _____

4.4. Conceptos de oxidación y reducción

Oxidación:

La oxidación tiene lugar cuando una especie química pierde electrones y en forma simultánea, aumenta su número de oxidación. Por ejemplo, el calcio metálico (con número de oxidación cero), se puede convertir en el ion calcio (con carga de $2+$) por la pérdida de dos electrones, según el esquema simbólico siguiente:

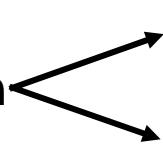


Oxidación  Pérdida de electrones
Aumento del número de oxidación

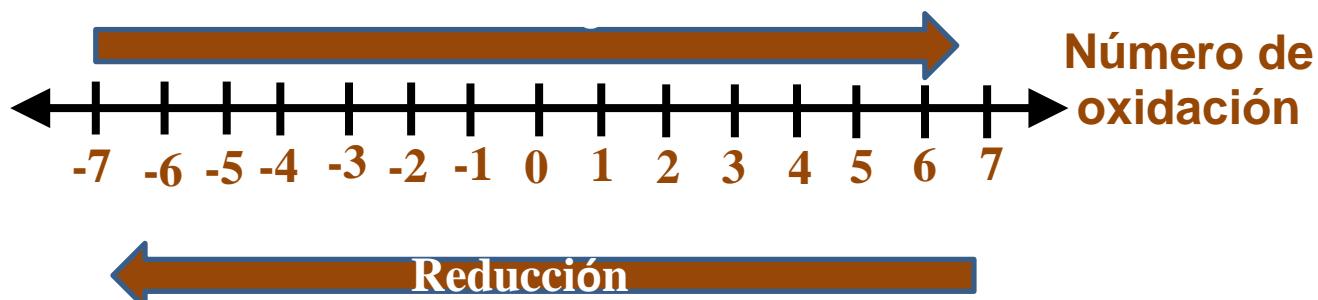
Reducción:

La reducción ocurre cuando una especie química gana electrones y al mismo tiempo disminuye su número de oxidación. Por ejemplo, el cloro atómico (con número de oxidación cero) se convierte en el ion cloruro (con número de oxidación y carga de $1-$) por ganancia de un electrón, según el esquema simbólico siguiente:



Reducción  Ganancia de electrones
Reducción del número de oxidación

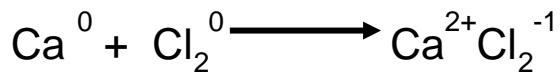
Otra forma de explicarlo es a través de la recta numérica



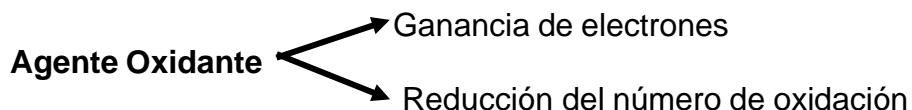
4.4.1. Concepto de agente oxidante y agente reductor

Agente oxidante:

Es la especie química que un proceso redox acepta electrones y, por tanto, se reduce en dicho proceso. Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio:

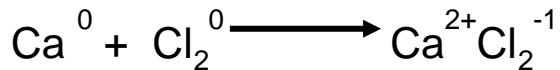


El cloro es el agente oxidante puesto que, gana electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 1-.

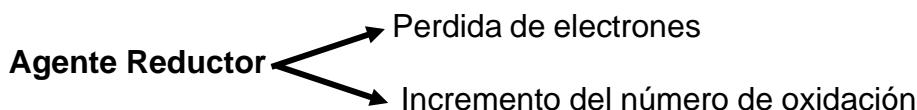


Agente reductor:

Es la especie química que un proceso redox cede electrones y, por tanto, se oxida en dicho proceso (Aumenta su número de oxidación). Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio:



El calcio es el agente reductor puesto que pierde electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 2+



4.4.2. Balanceo de ecuaciones químicas por el método redox

El método de óxido-reducción (redox) para balancear ecuaciones se aplica cuando algunos elementos cambian su número de oxidación al pasar de reactivos a productos. Se basa, además, en que si un elemento gana electrones es porque simultáneamente otro los ha perdido en igual número al reaccionar químicamente.

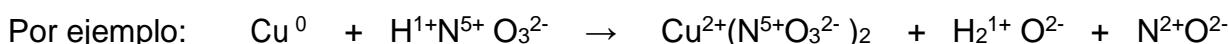
Para balancear una reacción redox se siguen los siguientes pasos:

1. Ch los números de oxidación de los reactivos y los productos.
2. Identificar las especies oxidante y reductora.
3. Escribir las semirreacciones y balancear átomos y cargas.
4. Sustituir coeficientes de la ecuación iónica en la ecuación general.
5. Balancear si es necesario por el método del tanteo.

Ejemplo:

Paso 1. Asignar el número de oxidación de todos los elementos presentes en la reacción y reconocer los elementos que se oxidan y reducen.

Nota: Todo elemento libre tiene número de oxidación cero.



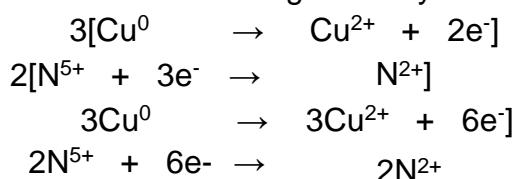
Paso 2. Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción con los electrones de intercambio.



Paso 3. Balancear el número de átomos en ambos lados de las semirreacciones. En este caso están balanceados:

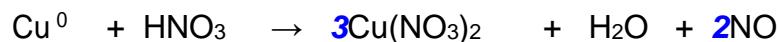


Paso 4. Igualar el número de electrones ganados y cedidos:

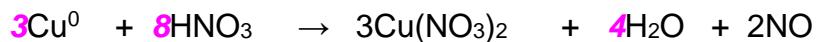


Nota: El número de electrones ganados debe ser igual al número de electrones cedidos.

Paso 4. Colocar los coeficientes encontrados en la ecuación original donde se verificó el cambio del número de oxidación:

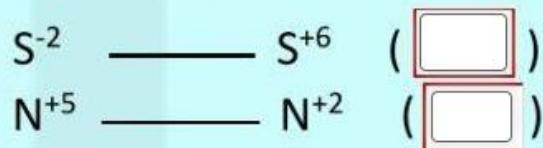
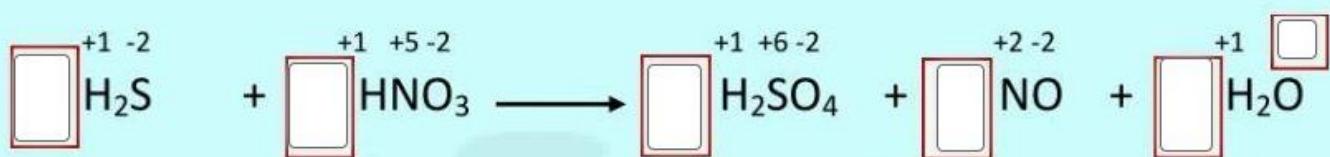


Paso 5. Completar el balanceo ajustando el número de átomos en ambos lados de la reacción:



AUTEOVALUACIÓN

I. Balancea por el método redox las siguientes reacciones químicas:



Reacción sin balancear	Reacción balanceada
$\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	
$\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$	
$\text{P}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$	
$\text{Al} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 + \text{H}_2$	

BIBLIOGRAFÍA

Brown, Lemay, Bursten; Química La ciencia Central; Ed. Prentice Hall; 5a edición.

Nahón Vázquez David; Química; Editorial Esfinge; 1^a edición.

Solís Correa Hugo E.; Nomenclatura Química; Ed. Mc. Graw Hill.

Barajas, G. C; Química Inorgánica; Mac Graw Hill; México; 2002.

Brown T. L.; Química. La ciencia Central; México; Ed Pearson Education.

Strozak. V. S.; Química. Conceptos y aplicaciones; México; Mc Graw Hill.

Recio del Bosque; Química Inorgánica; México; McGraw Hill.

Enciclopedia SPIN; Tomo 3; Bogota Colombia.

Chopin, Jaffe, Summerlin, Jackson; Química; Publicaciones Cultural; 1974..

Espriella,A., Del átomo a las moléculas, sin editorial, México,2002.

Phillips, J., Química, conceptos y aplicaciones, Ed. McGraw Hill, México, 2002.

Burns, Ralph A.; Química; Ed. Pearson Prentice Hall; México; 4a. Edición; 2003.

Garritz y Chamizo; Tú y la Química; Ed. Prentice Hall; México: 1^a. Edición; 2001.

Guayasamín Guerrero Guido; Química una versión moderna; Ed. Limusa; 2^a. Edición.

Beristain Bonilla B. y Landa Barrera M.; Química I; Ed. Nueva Imagen; 1^a. Edición.

Seese y Daub; Química; Ed. Prentice Hall; 1989.

Smoot, Prince, Smith; Química; Ed. Merrill Co.; 1988.

Cisneros Montes de Oca E.; Química II; SEP DGETI SEIT; 1^a. Edición; 1996.

Colegio de Bachilleres de Edo. de Morelos; Apuntes de Química I; 2001.

COMISIÓN DE EVALUACIÓN Y SEGUIMIENTO CURRICULAR



Por una Humanidad Culta
Universidad Autónoma del Estado de Morelos