

CURSO DE AMBIENTACIÓN A LA VIDA UNIVERSITARIA

Introducción a la Química

| Cuadernillo para Ingresantes |



**Universidad Nacional
de Entre Ríos**

COORDINADOR

Ricardo Azario

Docentes Responsables por Facultad:

Lic. Norma María Kindsvater. Facultad de Bromatología

Ing. Adriana Gieco. Facultad de Ciencias Agropecuarias

Dra. Marisa Montti. Facultad de Ciencias de la Alimentación

Bioq. Ricardo Azario. Facultad de Ciencias de la Salud

Ing. Hugo Barbagelata: Facultad de Ingeniería

ÍNDICE

COORDINADOR	2
ÍNDICE	3
PRESENTACIÓN	5
¿A QUIÉNES ESTÁ DESTINADO ESTE CURSO?	5
OBJETIVOS	6
Objetivo general.....	6
Objetivos específicos	6
MODALIDAD DE LAS CLASES	7
CONTENIDOS DE LOS BLOQUES	7
INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA	8
El método científico	8
PRIMER BLOQUE	11
1- MATERIA Y ENERGIA.....	12
1.1- Transformaciones Físicas y Químicas	13
1.2- Ley de la conservación de Masa-Energía	15
1.3- Sustancias y Mezclas	17
1.4- Métodos de separación de mezclas.	18
1.5- Propiedades Químicas y Físicas	20
1.6- Sistemas Materiales	21
1.7- Mediciones	22
GUÍA DE ESTUDIO.....	25
ACTIVIDAD PRÁCTICA	26
2- ESTRUCTURA ATÓMICA	30
2.1- ¿Qué es un átomo?	30
2.2- Número atómico: Z	32
2.3- Número másico: A	32
2.4- ¿Qué es un isótopo?	33
3- TABLA PERIÓDICA	34
3.1- La Tabla Periódica de elementos	34
GUIA DE ESTUDIO.....	36
ACTIVIDAD PRÁCTICA	36
SEGUNDO BLOQUE	39
4- ENLACE QUÍMICO	40
4.1- Formación de iones	40
4.2- Enlaces químicos	41
GUÍA DE ESTUDIO.....	43

ACTIVIDAD PRÁCTICA	43
5- NOMENCLATURA QUIMICA.....	45
5.1- Número de oxidación.....	47
5.2- Reglas de los estados de oxidación	48
GUÍA DE ESTUDIO.....	49
ACTIVIDAD PRÁCTICA	49
5.3- Introducción a la nomenclatura química.	50
5.4- Las funciones químicas inorgánicas.....	50
5.5- Función Hidruro	58
5.6- Función Hidróxido.....	60
5.7- Función Oxácidos e Hidrácidos.....	61
5.8- Función Sal.....	65
GUÍA DE ESTUDIO.....	70
ACTIVIDAD PRÁCTICA	70
TERCER BLOQUE.....	75
6.1- Reacciones químicas	76
6.2- Estequiometría	78
GUÍA DE ESTUDIO.....	81
ACTIVIDAD PRÁCTICA	82
6.3- SOLUCIONES	85
GUÍA DE ESTUDIO.....	86
ACTIVIDAD PRÁCTICA	87
BIBLIOGRAFÍA	88

PRESENTACIÓN

El presente módulo presenta en su primer parte los objetivos, modalidad de las clases y a continuación se desarrolla cada bloque del programa, los cuales se estructuran de la siguiente manera:

- Parte teórica: desarrollo teórico - práctico de los conceptos.
- Guía de estudio: un conjunto de preguntas orientadas a reunir los conceptos necesarios para entender y poder aplicar los conocimientos desarrollados en ese bloque.
- Actividades prácticas: problemas a resolver en las clases teórico prácticas: aplicaciones de los conceptos adquiridos. El poder resolverlos individualmente implica que han adquirido las habilidades que nos proponemos desarrollar y fortalecer.

¿A QUIÉNES ESTÁ DESTINADO ESTE CURSO?

Este curso está destinado a los ingresante de las carreras Licenciatura en Enfermería, Licenciatura Binacional en Obstetricia, Licenciatura en Instrumentación Quirúrgica, Licenciatura en Kinesiología y fisioterapia, Licenciatura en Salud Ambiental y Técnica Universitaria en Promoción de la Salud, (de la Facultad de Ciencias de la Salud); Licenciatura en Bromatología y Licenciatura en Nutrición (de la Facultad de Bromatología); Bioingeniería y Licenciatura en Bioinformática (de la Facultad de Ingeniería); Ingeniería en Alimentos y Profesorado en Ciencias y Tecnologías (de la Facultad de Ciencias de la Alimentación); e Ingeniería Agronómica (de la Facultad de Ciencias Agropecuarias).



Para complementar el dictado presencial del módulo Introducción a la Química creamos un **espacio virtual** donde encontrarás otros recursos, notas complementarias y un espacio adicional para comunicarte con tus docentes en la siguiente dirección:

<http://www.campus.uner.edu.ar/course/view.php?id=511&topic=0>

OBJETIVOS

Objetivo general

Que el alumno ingresante logre alcanzar las metas de aprendizaje en los niveles adecuados de conocimientos y aptitudes necesarias para facilitarle el estudio superior en la disciplina.

Objetivos conceptuales: que los alumnos ingresantes logren interpretar y manejar conceptos elementales de Química y el lenguaje propio de la disciplina, imprescindibles para la continuidad de los aprendizajes de la misma y de otras asignaturas a las que requiere.

Objetivos procedimentales: proporcionar a los alumnos ingresantes herramientas para la construcción de conocimientos. Desarrollar la capacidad de observación y de abstracción (a partir de observaciones en el mundo macroscópico, entender los fenómenos a escala microscópica como el lenguaje simbólico).

Objetivos actitudinales: lograr una buena predisposición hacia la incorporación de nuevos conocimientos, actitud crítica y compromiso como estudiante en su propia formación profesional.

Objetivos específicos

- Que el alumno ingresante logre un concepto claro aunque general sobre cual es el objeto de estudio en la química. Cuales son las propiedades principales que hacen a la caracterización de los sistemas materiales.
- Que logre una idea sobre los grados de división de la materia, a efectos de poder utilizar números atómicos, masas atómicas y moleculares, como así también la utilización de la tabla periódica.
- Que lleguen a un aprendizaje elemental pero suficiente, para el inicio de sus actividades curriculares, en el lenguaje de la química inorgánica, como ser nomenclatura, unión química y formulación.
- Que adquiera habilidades suficientes para interpretar y resolver problemas relacionados a la estequiometría de las reacciones químicas, es decir, su aspecto cuantitativo en lo que respecta a las masas y moles intervinientes.

MODALIDAD DE LAS CLASES

Clases teóricas: en las mismas se presentará el tema correspondiente a cada bloque. Duración 3 horas por semana.

Clases prácticas (taller): se realizará la discusión de la guía de estudio y resolución de las actividades prácticas. Duración 3 horas por semana.

Actividades no presenciales: se solicitará a los alumnos ingresantes la resolución de la guía de estudio correspondiente a cada bloque, las cuales se discutirán al inicio de cada clase práctica. Con esto se pretende inculcar el estudio gradual de los temas y contribuir a la organización del tiempo.

CONTENIDOS DE LOS BLOQUES

PRIMER BLOQUE: Materia y energía. Estructura atómica. Tabla periódica

Definiciones básicas: Química. Materia. Energía. Ley de conservación de la materia. Masa y peso. Propiedades físicas y químicas de la materia. Sustancias y mezclas. Sustancias simples y compuestas. Clasificación de los sistemas materiales. Unidades. Sistema internacional de unidades (SI). SIMELA. Átomo: partículas subatómicas. Ubicación en el átomo. Cargas. Masa relativa. Modelos atómicos Modelo de Bohr. Número atómico, número másico, número de neutrones. Notación atómica. Distribución de electrones por nivel. Teoría del octeto de Lewis. Elementos químicos: Clasificación. Manejo de la tabla periódica.

SEGUNDO BLOQUE: Uniones Química. Nomenclatura de compuestos inorgánicos

Formación de iones. Uniones químicas: iónica y covalente. Estructura de Lewis. Propiedades de los compuestos con unión iónica y covalente. Electronegatividad. Formación y nomenclatura clásica y IUPAC de compuestos inorgánicos. Función óxidos: básicos, ácidos, anfóteros, peróxidos. Formulación y Nomenclatura. Función hidruros: metálicos y no metálicos. Formulación y Nomenclatura. Función hidróxidos: Formulación y Nomenclatura. Función ácidos: oxoácidos y hidrácidos: Formulación y Nomenclatura. Función sal: Sales neutras (binarias y ternarias), ácidas y mixtas. Formulación y Nomenclatura.

TERCER BLOQUE: Reacciones química. Disoluciones

Ecuaciones químicas: su escritura y balanceo. Estequiometría básica: Masa atómica y molecular relativa. Mol atómico y mol molar. Coeficientes estequiométricos. Cálculos estequiométricos. Disoluciones: solubilidad. Unidades de concentración: %m/m, % m/V y molaridad.

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

Iniciaremos nuestro estudio con una perspectiva muy breve de qué es la química y por qué es útil estudiarla.

La química puede describirse como el estudio de la composición de la materia y los cambios por los que atraviesa.

La química como ciencia comenzó a partir del siglo 17, los chinos, egipcios, griegos y alquimistas contribuyeron a su desarrollo. A partir de los trabajos experimentales de Lavoisier y hasta la actualidad se la considera una ciencia moderna. Erwin Schrödinger desarrolló una ecuación matemática para describir las relaciones de energía que existen para el comportamiento de los electrones; Niel Bohr describió un modelo atómico; Otto Hahn descubrió la fisión Nuclear, Sir Robert Robinson sintetizó numerosos compuestos útiles para la medicina en el tratamiento de varias enfermedades; Rosalind Elsie Franklin desempeñó un importante papel en la determinación de la estructura del ADN, entre otros.

En comparación con otros temas, es común creer que la química es más difícil, al menos en el nivel introductorio. Hay algo de justificación para esta creencia: por un lado, la química tiene un vocabulario muy especializado. Sin embargo, aunque para el lector este curso de química fuera el primero, en realidad está más familiarizado con el tema de lo que piensa. En todas las conversaciones se escuchan términos que tienen relación con la química, aunque no se utilicen en el sentido científico correcto. Algunos ejemplos son “electrónica”, “salto cuántico”, “equilibrio”, “catalizador”, “reacción en cadena” y “masa crítica”. Además, cuando alguien cocina alimento ¡está haciendo química!, y por la experiencia adquirida en la cocina, se sabe que el aceite no se mezcla con el agua, que el agua se evapora cuando hierve, etc.

El método científico

Lo que hace que la ciencia sea diferente de otras actividades intelectuales es la forma en la que adquirimos el conocimiento científico y lo usamos para predecir eventos futuros.

Los antiguos griegos adquirieron el conocimiento por deducción. Partiendo de ciertas premisas o suposiciones básicas, ellos pudieron imaginar qué conclusiones debían seguir. Este es el método lógico que los griegos usaron con tanto éxito en el estudio de la geometría. Sin embargo, el método deductivo no es mejor que la validez de las suposiciones básicas.

En el siglo XVII, la gente comenzó a apreciar la importancia de la experimentación en el descubrimiento de los hechos científicos. Antes que empezar con alguna suposición, los científicos del siglo XVII como Galileo, Francis Bacon, descartes, Boyle, Hooke y Newton, hicieron cuidadosas observaciones de los fenómenos (tales como el movimiento de los

planetas) y formularon leyes naturales para resumirlos. A este método de formulación de una afirmación general o ley natural de una serie de observaciones, se le llama inducción.

Para probar una ley natural un científico diseña una situación controlada, un experimento, para ver si la conclusión deducida de la ley natural concuerda con la experiencia real. Si una ley natural pasa la prueba de repetida experimentación, nuestra confianza en ella aumenta. Si el acuerdo entre el comportamiento predicho y el observado es imperfecto, la ley natural debe modificarse o desecharse. Entonces, juzgamos el éxito de una ley natural, por cuan efectiva es resumir las observaciones y predecir nuevos fenómenos. Sin embargo, nunca podemos aceptar una ley natural como una verdad absoluta. Siempre existe la posibilidad de que alguien diseñe un experimento que la pueda refutar.

Llamamos hipótesis a una explicación tentativa de una ley natural. Puede ser probada por experimentación y si supera esta prueba con frecuencia se le llama una teoría. También podemos usar el término teoría en un sentido más amplio: como un marco de referencia conceptual o modelo (una forma de ver las cosas) que puede usarse para explicar y hacer más predicciones sobre los fenómenos naturales. Algunas veces, se proponen teorías que difieren o que están en conflicto para expresar el mismo fenómeno. Usualmente escogemos la teoría que tiene más éxito en sus predicciones. También, generalmente preferimos la teoría que contiene el menor número de suposiciones, la teoría más simple. Después de cierto tiempo, conforme se acumula nueva evidencia, las teorías científicas sufren modificaciones; y algunas son desechadas.

Como una ilustración, consideremos el desarrollo de la teoría atómica de John Dalton. El modelo de Dalton era que toda la materia está compuesta de diminutas partículas indivisibles llamadas átomos. Basó su teoría en dos leyes naturales de la combinación química. Una fue la ley de conservación de la masa: La masa total permanece sin cambio en una reacción química. La otra fue la ley de composición constante: Las proporciones en que los elementos están combinados en un compuesto son independientes de la fuente del compuesto. Y con su teoría Dalton pudo predecir todavía otra ley de combinación química (la ley de las proporciones múltiples).

La suma de todas las actividades que hemos descrito –observaciones, experimentación y la formulación de leyes, hipótesis y teorías- se llama el método científico. Sin embargo, el seguir simplemente el método científico, no siempre garantiza el éxito. Ocasionalmente alguien tiene que romper con los patrones establecidos del pensamiento para descubrir el secreto de un problema científico (como la teoría cuántica). Y siempre necesitamos estar alertas a observaciones inesperadas. Un número de grandes descubrimientos (como los rayos X, la radioactividad y la penicilina) se hicieron por accidente en el curso de otras investigaciones.

Pero los descubrimientos accidentales usualmente no ocurren por accidente. Como dijo Louis Pasteur (1822-1895): “El azar favorece a la mente preparada”.

PRIMER BLOQUE

En este bloque trataremos los siguientes temas:

Materia y Energía

Nos iniciaremos con los conceptos de materia y energía, continuando con los cambios físicos y químicos de la materia.

Analizaremos distinción entre sustancias puras y mezclas, observando que hay dos tipos de sustancias puras: elementos y compuestos.

Luego consideraremos algunas de las propiedades que usamos para caracterizar, identificar y separar sustancias.

Las unidades de medición empleadas en ciencias son las del sistema métrico, un sistema decimal de medidas.

Estructura Atómica

Iniciaremos nuestra explicación con una breve historia de la idea de que los átomos son los fragmentos más pequeños de la materia, y con la teoría atómica desarrollada por Dalton.

A continuación veremos la teoría moderna de la estructura atómica, así como los conceptos de número atómico, número de masa e isótopo.

Tabla Periódica

La descripción de los átomos nos llevará a la organización de los elementos en una tabla periódica, en cual se ubican de menor a mayor número atómico y se agrupan según su similitud química.

1- MATERIA Y ENERGIA


Todo lo que nos rodea, incluidos nosotros mismos, está formado por materia y energía. El aire, los alimentos, los minerales, el agua, los seres vivos son formas de materia y energía. Por ello, es necesario comenzar a desarrollar algunos conceptos fundamentales de la química relacionados con la materia.

La materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa. Algunos conceptos importantes que usamos cuando nos referimos a la materia son la masa, el peso y el volumen. La masa es una medida de la cantidad de materia que tiene un objeto. El peso está definido por la fuerza que ejerce la gravedad sobre un objeto. El volumen es el espacio ocupado por la masa del objeto.

La energía es la capacidad que tiene la materia de transferir calor o realizar un trabajo. Se mide en julios (J) en el Sistema Internacional de unidades

El calor es la energía que se transfiere entre dos cuerpos como consecuencia de su diferencia de temperatura. Siempre pierde energía el cuerpo más caliente y la gana el más frío.

Se realiza trabajo sobre un cuerpo cuando éste se desplaza bajo la acción de una fuerza que actúa total o parcialmente en la dirección del movimiento.

	
<p>El agua líquida está a mayor temperatura que el hielo cediéndole energía en forma de calor.</p>	<p>El deportista ejerce una fuerza en la dirección en que quiere mover las pesas, utilizando energía en forma de trabajo.</p>

1.1- Transformaciones Físicas y Químicas

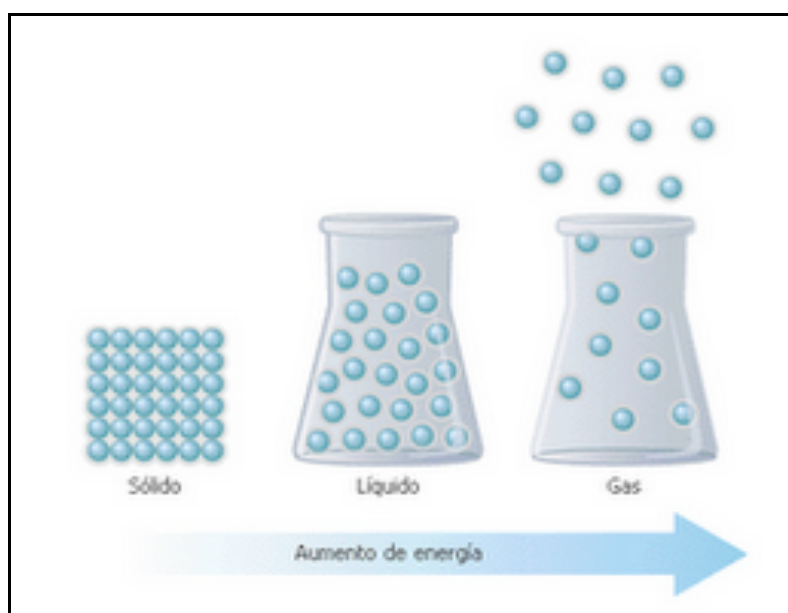
La materia es susceptible a transformaciones físicas y químicas. Por lo tanto, es importante diferenciar estos cambios.

1.1.1- Estados físicos de la materia

La materia se presenta básicamente en tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso. Actualmente se considera un cuarto estado que es el "plasma". Estos estados obedecen fundamentalmente a la energía cinética o energía de movimiento de las moléculas que conforman dicha materia y a la forma de agregación de las mismas.

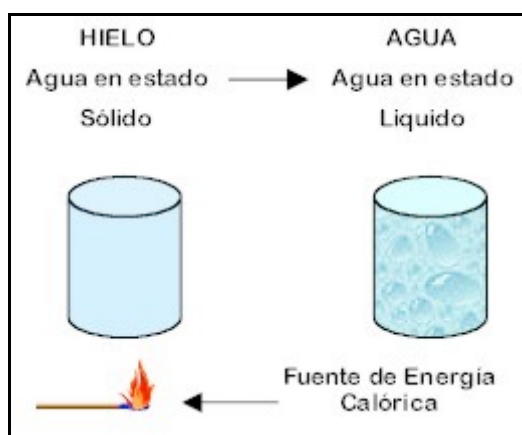
En la siguiente tabla se presentan las características físicas de dichos estados de agregación.

ESTADOS DE AGREGACIÓN	SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
Volumen	Definido	Definido	Indefinido
Forma	Definida	Indefinida	Indefinida
Compresibilidad	Despreciable	Muy poca	Alta
Atracción entre moléculas	Muy fuerte	Media	Casi nula



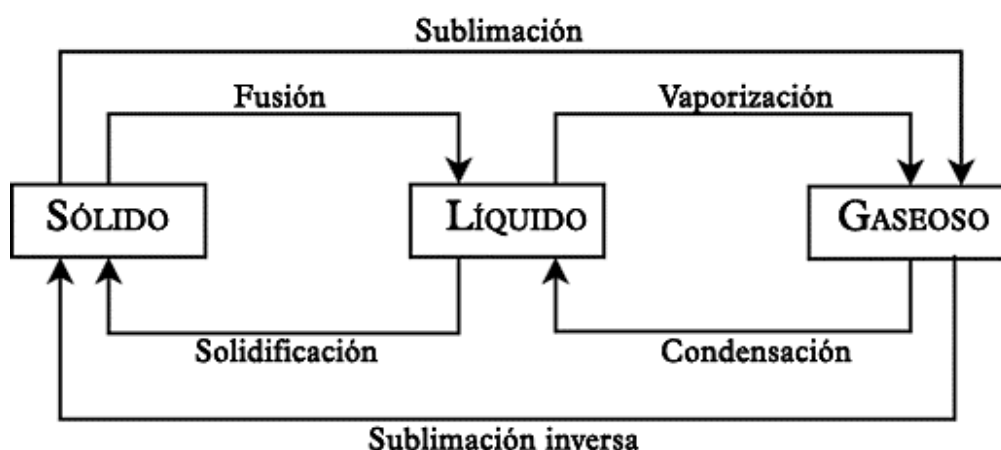
1.1.2- Cambios físicos de la materia:

Son aquellos cambios que no generan la creación de nuevas sustancias, lo que significa que no existen cambios en la composición de la materia, como se ve en la figura siguiente.



1.1.3- Cambios de estado de la materia.

Son las modificaciones que sufre la materia por acción de ciertos factores del ambiente como por ejemplo la temperatura.



Fusión: pasaje del estado sólido al líquido.

Vaporización: pasaje del estado líquido al gaseoso. Cuando se verifica en la superficie libre y a temperatura ambiente se denomina evaporación; en cambio cuando tiene lugar en toda la masa de un líquido y en el punto de ebullición, se llama ebullición

Solidificación: pasaje del estado líquido al sólido.

Condensación: pasaje del estado gaseoso al líquido.

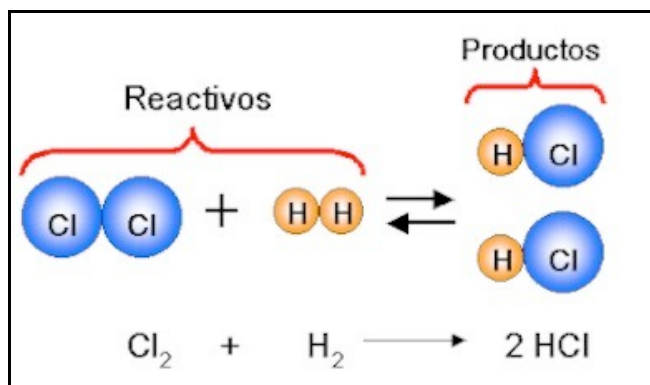
Sublimación: pasaje del estado sólido al gaseoso, sin pasar por el estado líquido.

Sublimación inversa: pasaje del estado gaseoso al sólido, sin atravesar el estado líquido (ejemplos de sublimación y volatilización lo observamos en la naftalina).

Los cambios de estado se producen en todas las sustancias en la naturaleza como por ejemplo en el ciclo del agua, el cual moviliza la mayor masa de materia del planeta.

1.1.4- Cambios químicos de la materia:

Son aquellos cambios en la materia que originan la formación de nuevas sustancias, a través de reacciones químicas.

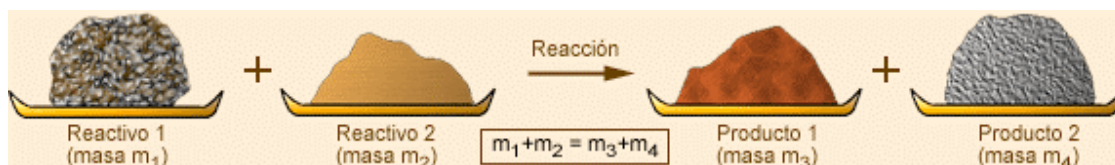


Por ejemplo: Formación de ácido clorhídrico (producto), mediante la reacción de Cloro e Hidrógeno (reactivos).

1.2- Ley de la conservación de Masa-Energía

Para concluir esta parte temática, en el momento de ocurrir un cambio físico o químico en una sustancia, ¿existe pérdida de masa y/o energía?

Antoine Laurent Lavoiser (1743 - 1794) y James Prescott Joule (1818 - 1889), dedicaron parte de su trabajo científico en la solución de este problema, llegando a la conclusión de que en las reacciones químicas y en los cambios físicos las masas de las sustancias participantes no se crean ni destruyen, solo se transforman; esta conclusión se conoce con el nombre de Ley de la conservación de la masa.



La suma de los reactivos es igual a la suma de los productos. La masa de los reactivos no se destruyó, estos se combinaron y se transformaron en una nueva sustancia.

Esta manifestación de la materia es muy importante en las transformaciones químicas, ya que siempre existen cambios en clase y cantidad de energía, asociados a los cambios de masa. La energía (E) se define como la capacidad de producir un trabajo, donde trabajo significa mover la masa para vencer una fuerza. Actualmente la energía es considerada como el principio de actividad interna de la masa.

1.2.1- Ley de la conservación de la energía

Establece que "la energía del Universo se mantiene constante de tal manera que no puede ser creada ni destruida y sí cambiar de una forma o clase a otra".

A principios del siglo XX, Albert Einstein (1879-1955) demostró que la masa puede convertirse en energía y viceversa, según la igualdad: $E = m \cdot c^2$, donde:

E = energía (en ergios, julios)

m = masa (en gramos, kg)

c = velocidad de la luz (3×10^{10} cm/s)

1 ergio = $1 \text{ g cm}^2/\text{s}^2$.

La aplicación de las leyes de la conservación tiene lugar en los procesos industriales para calcular las cantidades de materia prima o reactiva y energía que se necesitan para obtener productos. El ahorro de materiales y recursos energéticos hace que los procesos sean más eficientes en todos los aspectos.

En principio, sólo hay dos tipos de energía, la potencial y la cinética. Con la transformación de éstas dos, ocurren otras manifestaciones.

Energía potencial

Es la energía almacenada, en una partícula, debido a su posición dentro de un campo de fuerzas eléctricas magnéticas o gravitacionales.

En un campo de fuerza gravitacional la energía potencial se expresa matemáticamente por la relación: $E_p = m \times D_h$, donde:

E_p = energía potencial (ergios, julios)

m = masa de la partícula (g o kg)

g = aceleración de la gravedad (cm/s^2 o m/s^2)

D_h = diferencia de alturas (cm o m)

Energía cinética

Es la energía que poseen los cuerpos en movimiento o bien la energía debida a una partícula y en virtud de su velocidad. Su expresión matemática: $E_c = m v^2$, donde:

E_c = energía cinética (ergios, julios)

m = masa (g o kg)

v = velocidad (cm/s o m/s)

Si pensamos en una represa que contiene agua almacenada, ésta tiene energía potencial y en el momento en que se abra la compuerta, la energía potencial se transformará en energía cinética conforme el agua va cayendo. Con la energía que ahora posee es capaz de mover una turbina transformándose en energía mecánica; la turbina puede generar electricidad.

Otras manifestaciones energéticas comunes son: energía mecánica, energía solar, energía química, energía eléctrica, energía eólica, energía hidráulica, energía térmica o calorífica, energía atómica o nuclear, entre otras.

1.2.2- La energía en las reacciones químicas

En general, cuando se forma una sustancia estable (que perdura en el tiempo) a partir de sus elementos, se libera energía, normalmente en forma de energía térmica. Por el contrario, para destruir una sustancia estable, se necesitará aportar energía. Según el balance energético, las reacciones se clasifican en:

Reacción endotérmica: es aquella que necesita un aporte de energía para producirse.

Ejemplo: Descomposición del clorato potásico para obtener cloruro potásico y oxígeno.

Reacción exotérmica: es aquella que libera energía térmica mientras se produce.

Ejemplo: Combustión del butano para obtener energía térmica para calentar agua.

1.3- Sustancias y Mezclas

Una sustancia es una forma de materia que tiene una composición definida y propiedades distintivas. Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar por su aspecto, olor, sabor y otras propiedades.

Sustancia pura: es materia que posee una composición fija y propiedades definidas. Puede ser Simple o Compuesta.

- **Sustancia pura simple:** está formada por átomos del mismo elemento. Ejemplos: K, Ca, H_2 , N_2 , O_3 , He, Cl_2 , P_4 , C.

- **Sustancia pura compuesta:** formadas por dos o más átomos de elementos diferentes, en proporciones definida. Es posible de descomponer mediante métodos químicos ordinarios, en dos o más sustancias puras simples. No se pueden descomponer por métodos físicos. Ejemplos: El agua (H_2O), la sal de mesa ($NaCl$), dióxido de carbono (CO_2), el ácido acético ($H_3C-COOH$).

Mezclas: son combinaciones, físicas pero no químicas, de dos o más sustancias puras en las cuales estas mantienen sus propiedades características y se encuentran en diferentes proporciones. Ejemplos: aire, agua de mar, agua y arena, infusión de té o café. Se las puede separar en sus componentes puros a través de métodos físicos.

Se clasifican en:

- **Mezcla homogénea:** sus componentes no son diferenciables, (soluciones o disoluciones).
- **Mezcla heterogénea:** los componentes son observables a simple vista o con algún instrumento (lupa, microscopio).

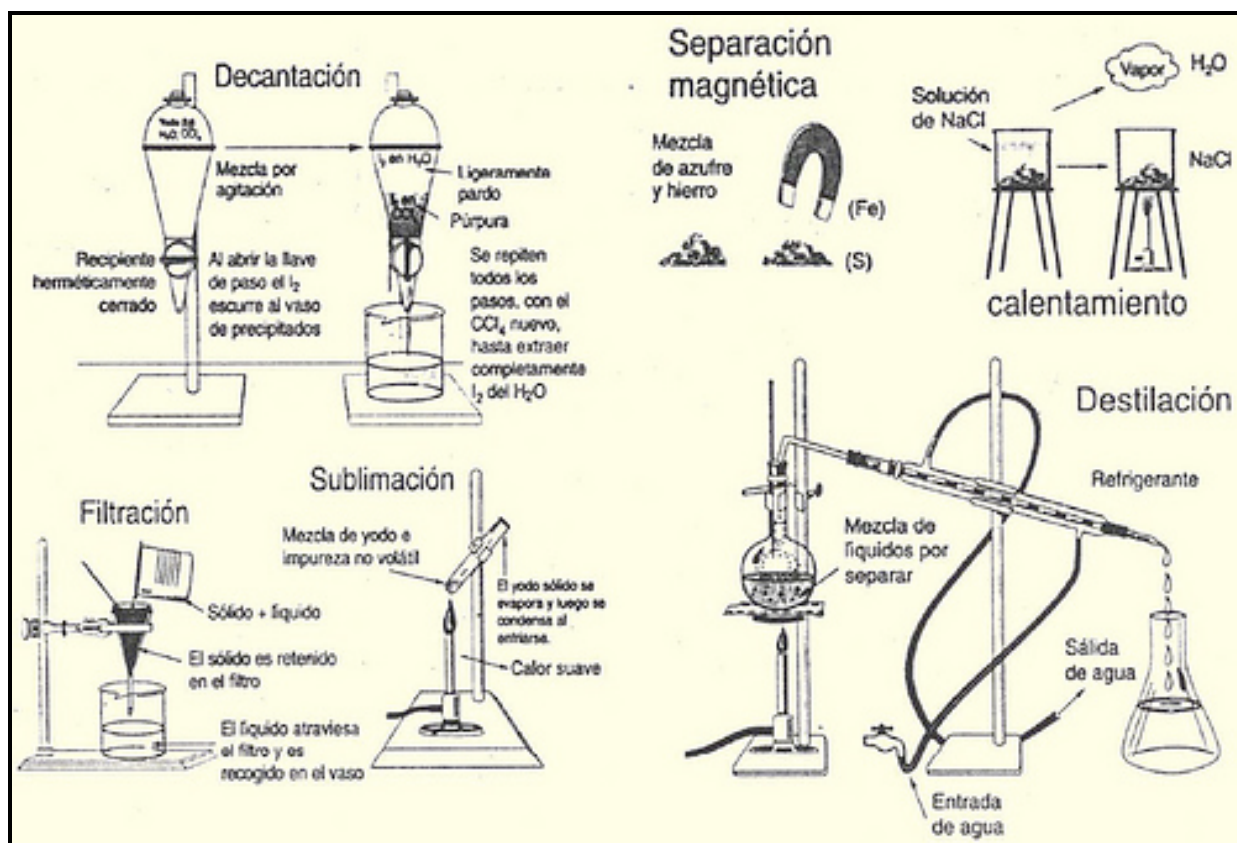
1.4- Métodos de separación de mezclas.

Una mezcla está formada por dos o más sustancias puras. Al tener distintas propiedades características, estas sustancias se pueden separar por un procedimiento físico, sin modificar la naturaleza de cada una de las sustancias que se separan.

Hay muchos procedimientos para separar mezclas, los más frecuentes son:

- **Filtración:** se utiliza para separar sólidos de líquidos, basándose en la diferencia de tamaño entre las partículas.
- **Destilación:** se utiliza para separar líquidos miscibles o bien los componentes de una disolución sólido/líquido, basándose en la diferencia entre sus temperaturas de ebullición. Existen dos tipos de destilación Simple (mayor diferencia en los punto de ebullición) y Fraccionada (menor diferencia en los puntos de ebullición).
- **Cristalización:** se utiliza para separar un sólido disuelto en un líquido, basándose en la distinta volatilidad de las sustancias mezcladas. Un ejemplo es la obtención de sal en las salinas.
- **Centrifugación:** se utiliza también para separar sólidos de líquidos, basándonos en la diferencia de densidad existente entre las sustancias mezcladas. Se utiliza una centrifuga.

- **Cromatografía:** sirve para separar componentes de una mezcla, basándose en la distinta capacidad de adherirse a las superficies de diversos sólidos como papel. Se emplea una fase móvil y una estacionaria.
- **Tamizado:** consiste en separar partículas sólidas de acuerdo a su tamaño. Los coladores reciben el nombre de tamiz y están elaborados en telas metálicas.
- **Decantación:** consiste en separar materiales de distinta densidad. Su fundamento es que el material más denso.
- **Imantación:** se fundamenta en la propiedad de algunos materiales de ser atraídos por un imán.
- **Tría:** se utiliza para separar materiales de diferentes tamaños. Se usa una pinza, se toma el material de mayor tamaño.



1.5- Propiedades Químicas y Físicas

Las sustancias se caracterizan por sus propiedades individuales, las que pueden ser físicas y químicas. Para diferenciar las muestras de diferentes tipos de materia se determinan y comparan sus propiedades químicas y físicas.

1.5.1- Propiedades químicas

Las propiedades químicas son las que exhibe la materia cuando experimenta cambios en su composición. Por ejemplo: el metano gaseoso se quema en presencia de oxígeno gaseoso para formar dióxido de carbono y agua, describe un cambio químico del metano (CH_4), reacción de combustión. Después del cambio, los gases originales, metano y oxígeno, habrán desaparecido y todo lo que quedará será dióxido de carbono (CO_2) y agua.

1.5.2- Propiedades físicas

Las propiedades físicas se observan en ausencia de cualquier cambio en la composición. Se puede medir y observar sin modificar la composición o identidad de la sustancia. El color, la densidad, la dureza, el punto de fusión, el punto de ebullición y la conductividad eléctrica o térmica son propiedades físicas. Algunas propiedades físicas de las sustancias como la temperatura y la presión dependen de las condiciones bajo las que se miden. Por ejemplo, el agua es un sólido (hielo) a bajas temperaturas, pero es líquida a temperaturas más altas y a temperaturas aún mayores, es un gas (vapor). Cuando el agua pasa de un estado a otro, su composición es constante.

1.5.3- Propiedades extensivas e intensivas

Las propiedades de la materia se pueden clasificar también en propiedades extensivas o intensivas. Las propiedades extensivas dependen de la cantidad de materia. El volumen y la masa de una muestra son propiedades extensivas porque dependen de la cantidad de materia contenida en una muestra estudiada. Las propiedades intensivas no dependen de la cantidad de materia. Por ejemplo, el color y el punto de fusión son los mismos para una muestra pequeña que para una más grande.

Ejemplo de propiedades extensivas: masa, volumen, longitud, energía potencial, calor, etc.

Ejemplos de propiedades intensivas: temperatura, punto de fusión, punto de ebullición, calor específico, densidad, concentración, color, brillo, dureza, etc.

1.5.4- Densidad

La densidad es el cociente entre la masa de un objeto o material y su volumen.

$$\text{densidad}(d) = \frac{\text{masa}(m)}{\text{volumen}(V)}$$

La masa de un litro de agua a 4 °C es 1 kg. La densidad del agua bajo estas condiciones es $1000 \text{ g}/1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ g}/\text{cm}^3$.

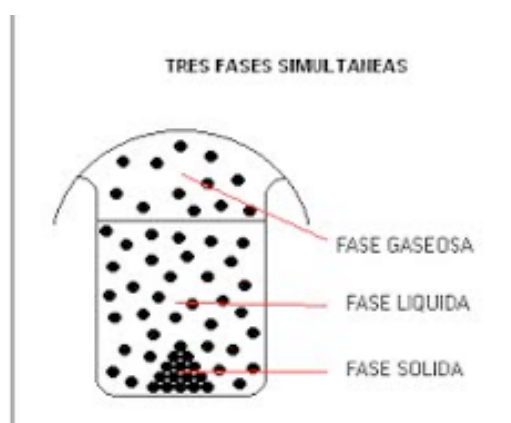
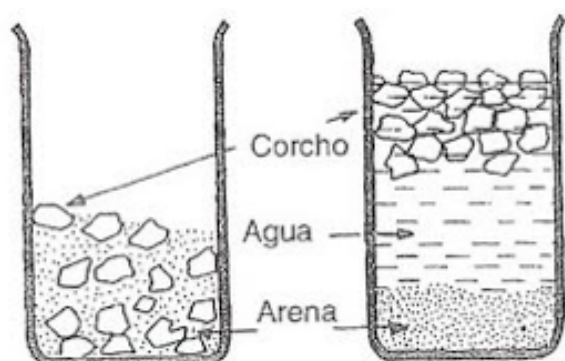
1.6- Sistemas Materiales

El sistema material es la porción de materia que se selecciona para analizarla o estudiarla experimentalmente. Las propiedades de un sistema material pueden clasificarse según la relación con la materia en intensivas y extensivas. Por su parte los sistemas materiales se pueden clasificar en Sistema Homogéneos y Sistema Heterogéneos.

Un sistema material puede estar formado por uno o más componentes. Si tenemos una mezcla el sistema puede ser homogéneo o heterogéneo. Si es un sistema homogéneo sus propiedades intensivas son idénticas en toda su masa. Ejemplo: alcohol etílico al 70%, solución fisiológica, etc. En el sistema heterogéneo las propiedades intensivas no son idénticas en toda su masa. Ejemplos: sal y arena, agua y aceite, agua y hielo etc. Cada una de estas porciones está limitada por superficies de separación definidas que constituyen un verdadero sistema homogéneo y se denomina fase.

Los sistemas homogéneos y heterogéneos se distinguen en que el primero contiene una sola fase y el segundo está integrado por dos o más fases. Siempre que exista más de una fase, debe haber una superficie de separación entre ellas, interfase.

Una sustancia en diferentes estados de agregación constituye un sistema heterogéneo, por ejemplo, agua y hielo forman un sistema con un solo componente (agua) y dos fases (sólida y líquida)



1.7- Mediciones

En ciencias usamos las medidas para comprender el mundo que nos rodea. Los científicos miden las cantidades de los materiales que conforman todo en nuestro universo. Al aprender acerca de la medición se desarrollan habilidades para resolver problemas y trabajar con números en química. Existen diferentes instrumentos para medir las propiedades de una sustancia, por ejemplo con la cinta métrica se mide longitud, con bureta, pipeta y matraz aforado se miden volúmenes, con la balanza se mide la masa y el termómetro para determinar la temperatura. Una cantidad medida se escribe como un número y una unidad apropiada. Se compone de tres partes:

- La cantidad numérica
- La unidad
- El nombre de la sustancia

Ejemplo:

75 mg de
glucosa

- Cantidad numérica: 75
- Unidad: mg
- Nombre de la sustancia: glucosa

1.7.1- Unidades métricas y Sistema Internacional (SI)

El sistema métrico es usado por científicos y profesionales en todo el mundo. Desde 1960, se reemplazó el sistema métrico por el llamado Sistema Internacional de Unidades (SI) para unificar y tener el mismo lenguaje de unidades en todo el mundo. Este sistema se basa en el sistema decimal.

En química las mediciones frecuentemente utilizadas son el tiempo, la masa, el volumen, la densidad y la temperatura.

1.7.2- Unidades de medición

MEDICIÓN	SISTEMA INTERNACIONAL	SISTEMA MÉTRICO
Longitud	Metro (m)	Metro (m)
Volumen	Metro cúbico (m ³)	Litro (L)
Masa	Kilogramo (kg)	Gramo (g)
Temperatura	Kelvin (K)	Grados centígrados o Celsius
Tiempo	Segundo(s)	Segundo (s)
Cantidad de	Mol	mol

Para expresar cantidades mayores o menores que las unidades básicas se utilizan prefijos. Por ejemplo: mili significa 1/1000 ó 0,001 veces la unidad básica. En la tabla siguiente se muestran los prefijos de uso más frecuente.

Prefijos usados en el sistema internacional

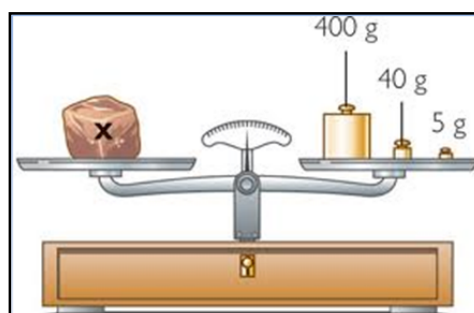
PREFIJO	SÍMBOLO	VALOR
Mega	M	10 ⁶
Kilo	K	10 ³
Hecto	h	10 ²
Deca	da	10
Deci	d	10 ⁻¹
Centi	c	10 ⁻²
Mili	m	10 ⁻³
Micro	u	10 ⁻⁶
Nano	N	10 ⁻⁹
Pico	p	10 ⁻¹²

1.7.3- Masa

El proceso de medición de la masa se denomina pesada.

La unidad SI fundamental de masa es el Kilogramo (Kg), pero en química, es más conveniente usar una unidad más pequeña, el gramo (g):

$$1\text{kg} = 1000\text{ g} = 1 \cdot 10^3\text{g}.$$



1.7.4- Volumen

La unidad SI de longitud es el metro (m) y la unidad de volumen derivada del SI es el metro cúbico (m³). En química es frecuente trabajar con volúmenes pequeños, como centímetro cúbico (cm³) y el decímetro cúbico (dm³).

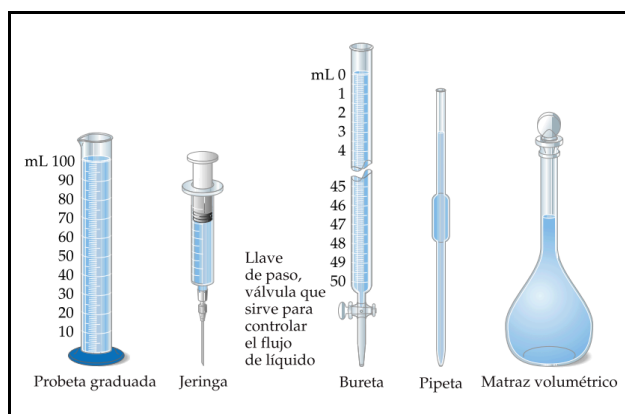
$$1\text{cm}^3 = (1 \times 10^{-2}\text{ m})^3 = 1 \cdot 10^{-6}\text{ m}^3. \quad 1\text{dm}^3 = (1 \times 10^{-1}\text{ m})^3 = 1 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3.$$

Otra unidad de volumen es el litro (L). Un litro se define como el volumen que ocupa un decímetro cúbico. El volumen de un litro es igual a 1000 mililitros (mL) o 1000 cm³.

$$1\text{ L} = 1000\text{ mL} = 1\text{ dm}^3.$$

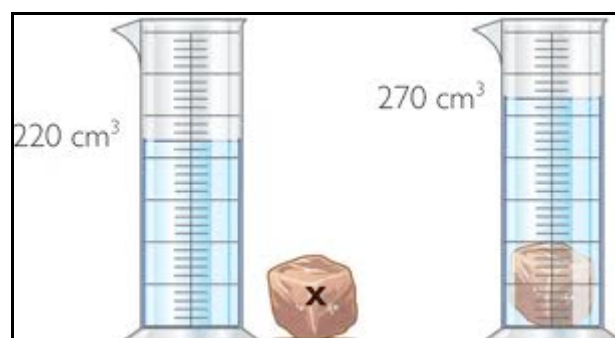
Un mililitro es igual a un centímetro cúbico: 1mL = 1 cm³.

Instrumentos más comunes de laboratorio para medir volumen: probeta, bureta, pipeta, matraz



1.7.5- Densidad (m/V)

La unidad derivada del SI para la densidad es kilogramo por metro cúbico (Kg/m^3). En las aplicaciones químicas se utiliza la unidad gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) y su equivalencia (g/ml) para soluciones líquidas y sólidas, en el caso particular de los gases se utiliza la unidad g/L .



1.7.6- Temperatura

El **kelvin** (K) es la unidad fundamental SI de la temperatura, es la escala absoluta. El término temperatura absoluta (0K) es la temperatura teórica más baja que puede obtenerse. A menudo es necesario, en química, convertir grados Celsius ($^{\circ}\text{C}$) a kelvin, para esto se utiliza la siguiente ecuación: $\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$.

Datos experimentales demostraron que el cero absoluto en la escala kelvin equivale al valor de $-273,15^{\circ}\text{C}$ en la escala Celsius.

GUÍA DE ESTUDIO

- a) ¿Qué estudia la química dentro de las ciencias naturales?
- b) ¿Qué significa que la química es una ciencia experimental?
- c) ¿Qué es materia? ¿Qué es energía?
- d) Definir energía cinética y potencial.
- e) ¿Cuándo una propiedad es extensiva y cuando es intensiva?
- f) Definir densidad.
- g) Nombrar los estados de agregación de la materia y mencionar tres propiedades generales para cada uno.
- h) ¿Qué caracteriza a una transformación física?
- i) Hacer un esquema relacionando los estados de agregación de la materia a través de los procesos correspondientes y especificar el nombre de dichos procesos.
- j) ¿Cuándo una transformación de la materia es de naturaleza química?
- k) ¿Qué es una sustancia pura? ¿y una mezcla?
- l) ¿Qué es un sistema material?
- m) Definir un sistema homogéneo y un sistema heterogéneo.
- n) Indicar los métodos para separar fases de un sistema heterogéneo.
- o) Indicar los métodos para separar componentes de una fase.
- p) Indicar las unidades de masa, volumen y temperatura en el sistema internacional



ACTIVIDAD PRÁCTICA

- 1.- Basándose en las modificaciones que sufren los siguientes sistemas, clasifique los cambios como físicos o químicos.
 - a) Oxidación de un clavo
 - b) Prensado de las uvas para extraer su jugo.
 - c) Fermentación del jugo de uva para producir vino.
 - d) Soplado de una burbuja de jabón.
- 2.- Explicar porque una sustancia es prácticamente imposible de comprimir si está en el estado sólido mientras es muy compresible si está en estado gaseoso.
- 3.- Indique cual de siguientes sistemas es homogéneo y en los sistemas heterogéneos indicar número de fases y componentes:
 - a) Aire atmosférico
 - b) Agua destilada
 - c) Agua y aceite
 - d) Agua salada diluida
 - e) Soda
- 4.- Un sistema formado por trozos de cobre, una solución de cloruro de potasio en agua, etanol y dos cubos de hielo.
 - a) ¿Cuántas y cuáles son las fases?
 - b) ¿Cuáles son sus componentes?
 - c) ¿Qué métodos de separación utilizaría?
- 5.- A un cierto volumen de agua se le agrega una sal y cierta masa de la sal queda depositada en el fondo del recipiente. Mencione cuántas fases posee el sistema.
- 6.- Una mezcla heterogénea consta de agua con azúcar disuelta y trozos de hielo. Indicar las fases y los componentes y métodos de separación. Clasificar los sistemas en soluciones y en sustancias:
 - a) Cobre
 - b) Alcohol
 - c) Aire
 - d) Oxígeno
 - e) Agua de mar

7.- Se tiene un sistema material formado por cinco sustancias A (20g), B (20g), C (10g), D (10 g) y E (60 g) que presentan las siguientes características:

A: sustancia sólida soluble en agua, insoluble en solvente orgánico

B: sustancia sólida insoluble en agua, soluble en solvente orgánico

C: sustancia sólida insoluble en agua y en un solvente orgánico

D: líquido inmiscible en agua, miscible en un solvente orgánico, disuelve a B

E: agua

a) ¿Qué tipo de sistema material es el estudiado?

b) ¿Cuántas fases presenta?

c) ¿Cuántos componentes lo constituyen?

d) Realice un esquema de un posible procedimiento a seguir para separar los componentes del sistema.

8.- Dadas las siguientes afirmaciones, mencione cuál es verdadera o falsa.

a) Hay sistemas heterogéneos formados por un solo componente.

b) Un sistema heterogéneo está formado por una sola fase.

c) Una mezcla formada por cloruro de potasio y agua (la sal disuelta totalmente) es un sistema homogéneo.

d) Un sistema de dos componentes líquidos debe ser homogéneo.

9.- ¿Qué propiedades del cloro son físicas o químicas?

a) Su densidad

b) Reacciona con el hidrógeno

c) Reacciona con el sodio

d) Su punto de ebullición

10.- Para cada uno de los siguientes procesos, indicar si corresponden a cambios químicos o físicos.

a) Obtención de limaduras de hierro a partir de un lingote de este metal

b) La leche se pone agria si se deja en una habitación caliente

c) El nitrógeno se congela a $-210\text{ }^{\circ}\text{C}$

d) El hidrógeno reacciona con oxígeno para generar agua

- 11.- Indicar que sustancia son elementos o moléculas pero no compuestos. Además, cuáles son molécula y compuestos.
- a) CO_2 (dióxido de carbono)
 - b) CH_4 (metano)
 - c) P_4 .
 - d) HCl (ácido clorhídrico)
 - e) F_2 .
- 12.- Indica el nombre de la unidad e identificar la misma como una unidad del SI, una unidad del sistema métrico, ambas o ninguna.
- a) 245 K
 - b) 45,8 kg
 - c) 0,48 L
 - d) $4,2 \text{ m}^3$
 - e) 45 s.
- 13.- Una muestra de 44,65 g de cobre tiene un volumen de 5 cm^3 . ¿Cuál es la densidad del cobre?
- 14.- Si la densidad de la leche es 1,04 g/mL. ¿Cuántos gramos de leche hay en una taza de leche (250 mL)?
- 15.- 16. Una tableta de aspirina contiene 0,33 g de aspirina. Un paciente artrítico de 70,2 kg de peso toma dos tabletas de aspirinas diarias.
- a) ¿Qué cantidad de aspirina, expresada en miligramos, hay en las dos tabletas?
 - b) ¿Cuál es la dosis de aspirina expresada en miligramos por kilo de peso?
 - c) Con esta dosis diaria de tabletas de aspirina, ¿cuántos días tardaría en consumir 45,36 g de aspirina?
- 16.- Señalar para cada ítems, ¿cuál de las dos cantidades es mayor?
- a) 10 g ó 3500 mg
 - b) 90 cm^3 ó $1,9 \cdot 10^2 \text{ cm}^3$.
 - c) 9 ng ó $3 \cdot 10^{-9} \text{ mg}$
 - d) 380 K ó $40 \text{ }^\circ\text{C}$

- 17.- Transcribir el contenido de una etiqueta de lavandina e identificar propiedades físicas y químicas y datos que permitan establecer su fórmula química y su concentración.
- 18.- En un laboratorio se realizó la siguiente experiencia con el objetivo de determinar la densidad de un metal a 25 °C: se pesó una probeta que tenía agua hasta la marca de 19,65 mL y la masa fue de 39,75 g. Luego se sumergió en ella un trozo del metal y el nivel de agua en la probeta se elevó hasta 20,37 mL y la masa de la probeta más el metal fue 41,00 g. Con estos datos experimentales calcular la densidad del metal a la temperatura de la experiencia, expresar el resultado en kg/dm^3 .
- 19.- Indicar cuáles de los siguientes sistemas son homogéneos y cuales heterogéneos a simple vista. Para los sistemas homogéneos especificar si se trata de sustancias puras o soluciones:
- a) Agua corriente
 - b) Oro
 - c) Aire filtrado y seco
 - d) Agua y aceite

2- ESTRUCTURA ATÓMICA

Desde hace mucho tiempo el hombre ha estudiado la naturaleza de la materia. Los primeros principios modernos acerca de la estructura de la materia empezaron a surgir a finales del siglo XVIII y principios del siglo XIX con la teoría atómica de Dalton. Actualmente se conoce que la materia está formada por átomos, moléculas e iones.

2.1- ¿Qué es un átomo?

Con base en la teoría de Dalton, un átomo puede definirse como la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química. El átomo es una partícula muy pequeña e indivisible. Sin embargo, a través de una serie de investigaciones se demostró que los átomos poseen una estructura interna, es decir que están formados por partículas más pequeñas llamadas partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones.

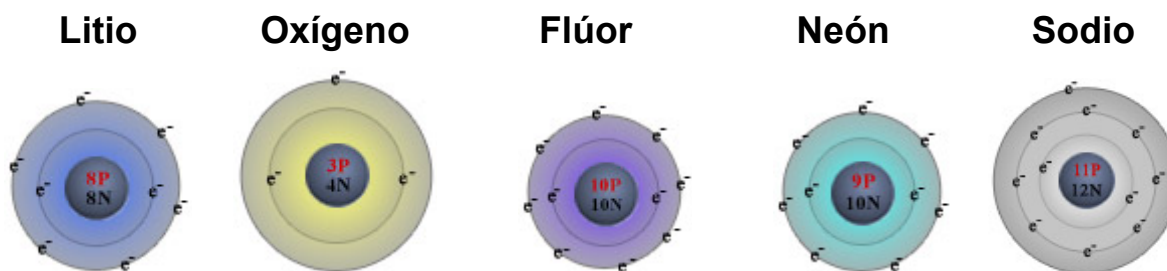
En 1910 Rutherford propuso la estructura del átomo como un pequeño sistema solar con el núcleo cargado positivamente siempre en el centro y con los electrones, de carga negativa, girando alrededor del núcleo. Las partículas cargadas positivamente en el núcleo del átomo fueron denominadas protones. Los protones contienen un número igual de cargas, pero de signo opuesto a la de los electrones.

En 1932, James Chadwick descubrió un tercer tipo de partícula subatómica a la que llamó neutrón. Los neutrones ayudan a reducir la repulsión entre los protones y estabilizan el núcleo atómico. Los neutrones siempre residen en el núcleo de los átomos y son aproximadamente del mismo tamaño que los protones. Sin embargo, los neutrones no tienen una carga eléctrica, son eléctricamente neutros.

Tabla con las masas y cargas de las partículas subatómicas.

Partícula	Masa (g)	Carga		Ubicación en el átomo
		En Coulombs	Carga unitaria	
Electrón	$9,1095 \times 10^{-28}$	$1,6022 \times 10^{-19}$	-1	Extranuclear
Protón	$1,67252 \times 10^{-24}$	$1,6022 \times 10^{-19}$	+1	Núcleo
Neutrón	$1,67495 \times 10^{-24}$	0	0	Núcleo

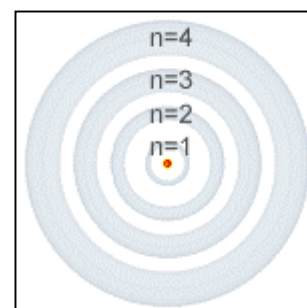
Luego de las experiencias acumuladas a través de los siglos se ha llegado a la conclusión de que en el átomo se encuentran dos zonas bien definidas: una central llamada núcleo atómico compuesto por protones y neutrones y una externa llamada zona extranuclear donde se encuentran localizados los electrones.



Una característica importante del átomo es su masa atómica. La masa de un átomo está principalmente determinada por el número total de protones y de neutrones del átomo. Mientras que los protones y los neutrones son más o menos del mismo tamaño, el electrón es 1.840 veces más pequeño que estos dos (ver tabla). Es así que la masa del electrón es despreciable al determinar la masa del átomo. Los átomos en estado fundamental contienen igual número de protones y de electrones, las cargas negativas y positivas se neutralizan, son eléctricamente neutros.

En cuanto a los electrones podemos afirmar que se encuentran en la zona denominada extranuclear atraídos por el núcleo, ocupando determinados niveles de energía y no formando una nube electrónica alrededor de éste. Se puede imaginar a los niveles de energía de los electrones como círculos concéntricos alrededor del núcleo. Los electrones ocupan los niveles de energía más bajo posibles, que se encuentran más cerca al núcleo. Estos niveles están limitados en cuanto al número de electrones que cada uno puede contener.

Por lo tanto, los electrones estarán ubicados alrededor del núcleo en determinados niveles o capas. Estos niveles se enumeran, a medida que nos alejamos del núcleo, dando al más cercano el valor 1, al inmediato superior el 2, al siguiente el 3, etc.



La teoría del átomo de Bohr postula que los electrones no están localizados arbitrariamente alrededor del núcleo del átomo, sino que ellos se ubican en niveles de energía. A medida que los niveles más internos se llenan, electrones adicionales se ubican en niveles más distantes.

El nivel de energía se lo designa como número cuántico principal "n" y es el que nos indica en que nivel se encuentran los electrones respecto del núcleo, o sea que a números cuánticos n cada vez mayores estaremos cada vez más alejados del núcleo. El número máximo de electrones que puede contener cada nivel de energía es $2 \cdot n^2$.

La distribución de electrones por nivel de energía es la siguiente:

NIVEL (n)	Nº MÁXIMO DE e ⁻
1	2
2	8
3	18
4	32

Si tenemos en cuenta que los electrones son atraídos por el núcleo, debido a que las cargas son de diferente signo, a medida que nos alejamos la fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones va decreciendo.

A su vez, cada nivel energético posee sus electrones distribuidos en orbitales. Un orbital es la región del espacio alrededor del núcleo donde es más probable encontrar los electrones, o sea el sistema será más estable cuando los electrones se encuentren en esas regiones.

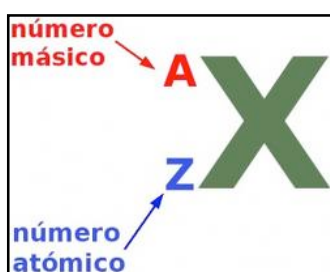
2.2- Número atómico: Z

En química, el número atómico es el número entero positivo que es igual al número total de protones en un núcleo del átomo. Se suele representar con la letra Z. Es característico de cada elemento químico y representa una propiedad fundamental del átomo: su carga nuclear.

En un átomo eléctricamente neutro (sin carga eléctrica neta) el número de protones ha de ser igual al de electrones. De este modo, el número atómico también indica el número de electrones y define la configuración electrónica de los átomos.

2.3- Número másico: A

Es un número entero igual a la suma del número de protones y neutrones presentes en el núcleo del átomo. Su valor es aproximadamente igual a la masa atómica y se lo representa con la letra A. Entonces tenemos: $A = p^+ + n^0$.



La manera de representar estos números para un elemento X es:

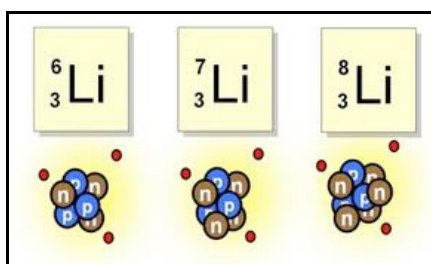
Donde el número másico (A) se ubica a la izquierda arriba mientras que el número atómico (Z) a la izquierda abajo.

Si tomamos al elemento sodio como ejemplo tendremos que el átomo de sodio posee en su núcleo 11 protones y 12 neutrones que son los que determinarán la masa atómica, rodeados por 11 electrones, la carga neta de un átomo es cero.



2.4- ¿Qué es un isótopo?

Son los átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico (Z) pero diferente número másico (A). Sus propiedades físicas y químicas son similares.



Vemos el ejemplo del litio donde se presentan isótopos con $Z = 3$ y diferente

$A = 6, 7$ y 8 . La diferencia está en el número de neutrones presente en el núcleo.

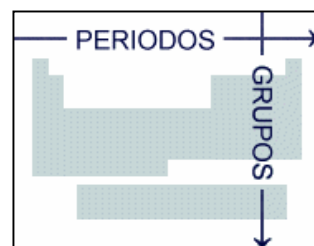
3- TABLA PERIÓDICA

3.1- La Tabla Periódica de elementos

La tabla moderna de los elementos se basa en las observaciones de Mendeleiev, está organizada por el número atómico (Z). A medida que se va de izquierda a derecha en una fila de la tabla periódica, las propiedades de los elementos cambian gradualmente. Al final de cada hilera, ocurre un cambio drástico en las propiedades químicas y el próximo elemento de acuerdo al número atómico es similar (químicamente hablando) al primer elemento en hilera que le precede. De esta manera empieza una nueva hilera en la tabla.

Por ejemplo, el oxígeno (O), el flúor (F) y el neón (Ne) ($Z = 8, 9$ y 10 , respectivamente) son todos gases estables, no-metales a temperatura ambiente. Sin embargo el sodio (${}_{11}\text{Na}$), es un metal plateado sólido a temperatura ambiente, tal como el litio (${}_{3}\text{Li}$). Por consiguiente, el sodio empieza una nueva hilera en la tabla periódica y se ubica justo debajo del litio, resaltando de esta manera sus similitudes químicas.

Las filas en la tabla periódica se denominan períodos. A medida que se va de izquierda a derecha en cierto período, las propiedades químicas de los elementos cambian paulatinamente. Las columnas en la tabla periódica se denominan grupos. Los elementos en cierto grupo de la tabla periódica comparten muchas propiedades químicas y físicas similares.



Todos los átomos de un determinado elemento químico tienen el mismo número atómico, Z , es decir, átomos con el mismo número de protones. Cada elemento tiene un nombre y un símbolo característico. Los símbolos químicos son abreviaturas de una o dos letras de su nombre, normalmente en inglés. La primera letra del símbolo (pero nunca la segunda) es mayúscula, por ejemplo: carbono (C), oxígeno (O), azufre (S), cloro (Cl), neón (Ne), bario (Ba), etc. Algunos elementos conocidos desde la antigüedad tienen símbolos basados en sus nombres en latín, tales como Fe para el hierro (ferrum) y Pb para el plomo (plumbum). El elemento sodio tiene el símbolo Na, basado en el nombre en latín natrium. El potasio tiene el símbolo K, basado en el nombre en latín kalium.

Los elementos se dividen en tres categorías: metales, no metales y metaloides. Un metal es un buen conductor del calor y la electricidad; mientras que un no metal generalmente es mal conductor del calor y la electricidad. Un metaloide presenta propiedades intermedias entre los metales y los no metales. En la Tabla periódica se aprecia que la mayoría de los elementos que se conocen son metales; solo 17 elementos son no metales y 8 son metaloides. A lo largo de

cualquier periodo, las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian en forma gradual de metálicas a no metálicas, de izquierda a derecha.

Los no metales se localizan en la parte derecha de la tabla. Las dos filas de metales de transición interna se localizan abajo del cuerpo principal de la tabla periódica.

En general, se hace referencia a los elementos en forma colectiva, mediante su número de grupo en la tabla periódica (grupo I_A, grupo II_A, y así sucesivamente). Sin embargo, por conveniencia, algunos grupos de elementos tienen nombres especiales, los elementos del grupo I_A (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr) se llaman metales alcalinos, y los elementos del grupo II_A (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra) reciben el nombre de metales alcalinotérreos. Los elementos del grupo VII_A (F, Cl Br, I y At) se conocen como halógenos (formadores de sales).

Los elementos del grupo 1A al 7A se denominan Representativos. Los elementos del grupo IB al VIII B se denominan Metales de Transición.

Los elementos He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn es el grupo de los gases nobles o gases raros.

Elementos representativos										Gases nobles								
Elementos de transición																		
1	2											13	14	15	16	17	18	
H	He											B	C	N	O	F	Ne	
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub							
		Elementos de transición interna																
		La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu																
		Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr																

GUIA DE ESTUDIO

- a) Definir átomo.
- b) ¿Cómo está constituido el átomo (partículas subatómicas y su distribución)?
- c) ¿La masa del protón y neutrón es similar a la del electrón?
- d) ¿Qué es un orbital atómico?
- e) ¿Qué es el número másico? ¿y el número atómico?
- f) ¿Cuándo dos átomos son isótopos?
- g) Dar el concepto de elemento químico.
- h) ¿Cómo se representan los elementos químicos?
- i) ¿En que está basado el orden que tienen los elementos en la tabla periódica?
- j) Indicar qué es un periodo y que es un grupo.
- k) Indicar como varía a través de un período el carácter metálico de los elementos



ACTIVIDAD PRÁCTICA

- 1.- En cada ítem, identificar la partícula subatómica que tenga la característica mencionada:
 - a) no tiene carga:.....
 - b) se ubica fuera del núcleo:.....
 - c) tiene una masa aproximadamente igual a la de un neutrón.....
 - d) tiene la masa más pequeña.....
- 2.- Calcular el número másico de un átomo usando la siguiente información:
 - a) 5 protones y 6 neutrones
 - b) número atómico 48 y 64 neutrones
 - c) 20 electrones y 20 protones
- 3.- Para cada par de elementos: Ar y K; Ca y Sr; K y Cl, indicar cuál presenta:
 - a) mayor masa atómica
 - b) menor número atómico.
 - c) mayor número de electrones.

- 4.- Indica el período y grupo de cada uno de los siguientes elementos e identifícalos como representativo o de transición:
- a) iodo
 - b) manganeso
 - c) bario
 - d) plata
- 5.- El número de electrones que contiene cada átomo en estado fundamental de un elemento es:
- a) Mayor que el número de protones.
 - b) No hay una regla de aplicación general.
 - c) Menor que el número de protones.
 - d) Igual al número de protones.
- 6.- El estroncio es un elemento que da color rojo brillante a los fuegos artificiales.
- a) ¿En qué grupo se encuentra?
 - b) ¿Cuál es el nombre de esta familia química?
 - c) Para el mismo grupo, ¿qué elemento está en el período 3?
 - d) ¿Qué metal alcalino, halógeno y gas noble están en el mismo período que el Sr?
- 7.- Indica si cada uno de los siguientes elementos es un metal, no metal o metaloide.
- a) Carbono
 - b) Arsénico
 - c) Aluminio
 - d) Oxígeno
 - e) Cloro
- 8.- De los elementos Mg, Ca, Br, Kr, cuál:
- a) es un gas noble
 - b) es un no metal.
 - c) se encuentra en el grupo 2, período 4.
 - d) alcalino terreo
- 9.- Para los siguientes elementos escriba el número de protones, electrones y neutrones.



10.- Indique el número atómico y número másico para cada uno de los siguientes átomos:

- a) Átomo de plomo que cuenta en su núcleo con 125 neutrones y 82 electrones
- b) Átomo de calcio posee 20 neutrones y 20 electrones
- c) Átomo neutro que posee 56 electrones y el número de neutrones excede en 25 al número de protones de su núcleo.

11.- Indica cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y justifica:

- a) La mayor parte de los elementos está formada por una mezcla de isótopos que existen en la naturaleza.
- b) Los isótopos de un mismo elemento tienen idénticas propiedades químicas.
- c) Los isótopos de un elemento tienen un número idéntico de neutrones en su núcleo.
- d) La masa y la carga positiva de un átomo se encuentran concentradas en el núcleo.
- e) Todos los átomos de un elemento en su estado natural tienen que poseer el mismo número de neutrones.

12.- Cierta elemento que no reacciona con el oxígeno tiene en los núcleos de sus átomos más protones que los del azufre y menos que el calcio. ¿Cuál es el símbolo del elemento, cuál su número atómico y a qué grupo pertenece?

13.- Completar el siguiente cuadro:

ELEMENTO	Z	P+	E-	N°	A
Aluminio	13				27
Carbono		6		6	
Flúor				10	19
Fósforo	15			16	
Iodo			53		127

SEGUNDO BLOQUE

En este bloque trataremos los siguientes temas:

Enlace Químico

Comenzaremos con la formación de iones cuando los átomos ganan o pierden electrones.

Iniciaremos con una breve explicación de los tipos de enlaces químicos: iónicos y covalentes.

Nomenclatura Química

Iniciaremos con las funciones químicas inorgánicas binarias (óxidos e hidruros) y las ternarias (hidróxidos, ácidos y sales).

Estudiaremos la forma en que se da nombre a las sustancias, es decir, su nomenclatura.

4- ENLACE QUÍMICO

4.1- Formación de iones

Cuando el número de electrones cambia en un átomo, la carga eléctrica también cambia. Si un átomo gana electrones, adquiere cargas negativas y, de esta manera, se convierte en un anión. Si un átomo pierde electrones, adquiere cargas positivas y se convierte en catión. En cualquier caso, la magnitud (+1, +2, -1, -2, etc.) de la carga eléctrica corresponderá al número de electrones adquiridos o perdidos.

Los átomos que contienen cargas eléctricas son denominados iones (independientemente que ellos sean positivos o negativos), si la carga es positiva se los denomina cationes y si es negativa se los denomina aniones.

Ejemplos catión: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$. $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$.

Ejemplos de anión: $\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$. $\text{S} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$.

El desarrollo de la tabla periódica y el concepto de configuración electrónica dieron a los químicos los fundamentos para entender cómo se forman las moléculas y los compuestos. La explicación propuesta por Lewis es que los átomos se combinan para completar sus últimos niveles de energía con una cantidad de 8 electrones (regla del octeto) de tal forma que adquiere una configuración muy estable. La estabilidad máxima se logra cuando un átomo es isoelectrónico (igual número de electrones) con un gas noble. Cuando se estudian los enlaces químicos se consideran los electrones de valencia, que están ubicados en el último nivel de energía ocupado.

Un símbolo de puntos de Lewis: consta del símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia.

En los elementos representativos (grupo A) el número de grupo coincide con el número de electrones de valencia, con excepción del helio. En el caso de los elementos de transición al tener niveles incompletos es difícil representar sus electrones de valencia por puntos de Lewis.

Elemento	Electrones de Valencia	Estructuras de Lewis
Mg	2	$\text{Mg} \cdot \cdot$ $\cdot \cdot \text{Mg}$
Cl	7	$\cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot$ Cl
Al	3	$\cdot \cdot \cdot \text{Al}$ $\cdot \cdot \cdot \text{Al}$
O	6	$\cdot \cdot \cdot \cdot \cdot \cdot$ O

4.2- Enlaces químicos

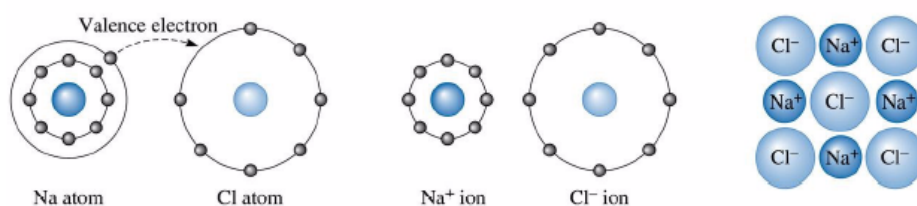
Analicemos el siguiente ejemplo: cuando nos sentamos a comer, podemos ver sobre la mesa dos sustancias cristalinas blancas: sal de mesa y azúcar granulada. A pesar de su aspecto tan similar, la sal y el azúcar son muy diferentes en su composición química. La sal de mesa es cloruro de sodio, NaCl, que se compone de iones sodio, Na^{+1} , y de *iones* cloruro, Cl^{-1} .

El azúcar granulado no contiene iones sino *moléculas* de sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, en las que los átomos están enlazados por fuertes *enlaces covalentes* entre los átomos de cada molécula. El NaCl se disuelve en agua separándose en iones en la solución, mientras que una solución acuosa de sacarosa contiene moléculas de sacarosa.

4.2.1- Enlace iónico: Metal – No Metal

En este enlace hay una transferencia de electrones desde el metal al no metal, quedando el primero con carga positiva por perder el electrón y el segundo por ganar el electrón queda con carga negativa.

Por ejemplo un átomo de cloro al aceptar 1 e⁻ del sodio queda con carga negativa, forma el anión cloruro Cl^{-} , mientras que el sodio queda con un electrón menos y forma el catión Na^{+} (carga positiva). Los iones cargados de manera opuesta se atraen entre ellos a través de fuerzas electrostáticas que son la base del enlace iónico, en el ejemplo anterior la sustancia resultante es el cloruro de sodio ClNa (sal común). Miremos la reacción del sodio con el cloro. En su estado atómico, el sodio tiene un electrón de valencia y el cloro siete.



El cloro, con siete electrones de valencia, necesita un electrón adicional para completar su último nivel con ocho electrones. El átomo de sodio al perder un electrón queda con 8 electrones. Esta característica, es decir la tendencia de perder electrones cuando entran en reacción química es común a todos los metales. El número de electrones que los átomos de metal perderán (y la carga que ellos adquirirán) es igual al número de electrones de valencia.

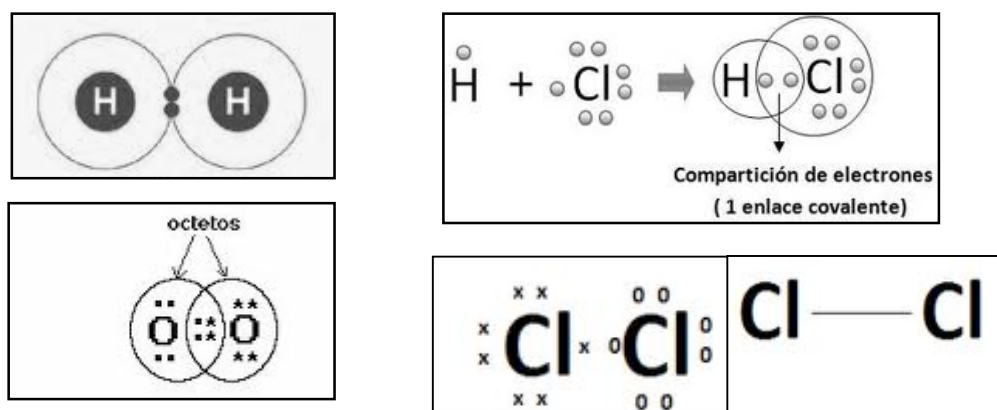
Los no metales tienden a ganar electrones (o compartirlos) para completar el octeto. Para todos los no metales, excepto el hidrógeno y el helio, el último nivel de energía se completa con ocho electrones. El hidrógeno y el helio sólo tienen electrones en su primer nivel. El hidrógeno, con un electrón de valencia, ganará un electrón cuando forma un ión negativo. Sin

embargo, el hidrógeno y otros elementos de la tabla periódica denominados metaloides, pueden efectivamente formar ya sea iones positivos o negativos correspondientes al número de electrones de valencia que tengan. Por consiguiente, el hidrógeno formará un +1 ión cuando pierde su electrón y un -1 cuando gana un electrón.

4.2.2- Enlace covalente. No Metal – No Metal

Al contrario de los enlaces iónicos en los cuales ocurre una transferencia completa de electrones, el enlace covalente ocurre cuando dos (o más) elementos comparten electrones. Esto ocurre comúnmente cuando dos no metales se enlazan. Ya que ninguno de los elementos que participan en el enlace querrá ganar electrones, estos elementos compartirán electrones para rodearse de 8 electrones de valencia.

Un buen ejemplo de un enlace covalente es el que ocurre entre dos átomos de hidrógeno. Los átomos de hidrógeno (H) tienen un electrón de valencia en su primera capa. Puesto que la capacidad máxima de esta capa es de dos electrones, cada átomo de hidrógeno "querrá" tomar un segundo electrón. En un esfuerzo por conseguir un segundo electrón, el átomo de hidrógeno reaccionará con átomos H vecinos para formar el compuesto H₂. Lo mismo ocurre con el oxígeno, solo que tiene un enlace doble, con 2 enlaces covalentes.



4.2.3- ¿Qué es la electronegatividad?

El hecho de que los átomos acepten o cedan electrones es una característica de cada elemento. Esta característica ó tendencia a tomar (ó ceder) electrones se mide con una variable denominada electronegatividad, que se la define como la capacidad que posee un átomo de un determinado elemento, de atraer electrones que comparte con otro átomo diferente.

Los valores de electronegatividades los asignó L. Pauling quien estableció una escala adimensional, que lleva su nombre, y que tiene en cuenta para cada elemento un conjunto de energías de enlace promedios. La citada escala varía desde 0,7 a 4,0, valores que se encuentran indicados en la Tabla Periódica.

El valor más alto de electronegatividad es 4, y corresponde al elemento Flúor (F); en tanto que el valor 0,7 corresponde al elemento menos electronegativo (ó más electropositivo) que es el Francio (Fr).

Teniendo en cuenta que una combinación química es el resultado de interacciones electrónicas de los átomos intervinientes, donde se puede producir la transferencia total o parcial de electrones de un átomo a otro, se puede realizar una clasificación de los compuestos en iónicos y covalentes.

- **Enlace iónico:** entre elementos cuyo valor de electronegatividad es muy diferente.
- **Enlace covalente:** entre elementos cuyo valor de electronegatividad es similar.

GUÍA DE ESTUDIO

- ¿Cuándo se establece una unión iónica entre dos elementos? ¿en qué consiste?
- Describir el enlace covalente.
- ¿Qué son los compuestos iónicos?
- Definir los enlaces en función de los valores de electronegatividad



ACTIVIDAD PRÁCTICA

1.- ¿Cuántos protones y electrones hay en los siguientes iones e indicar si es catión o anión?

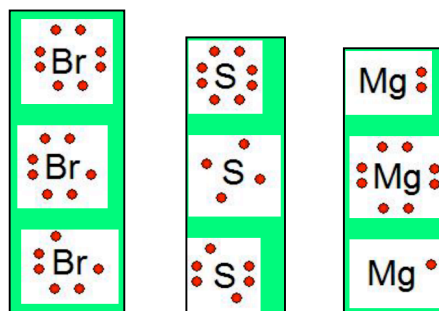
- | | |
|-------------|--------------|
| a) O^{2-} | d) Ca^{2+} |
| b) K^+ | e) N^{3-} |
| c) Br^- | f) Al^{3+} |

2.- Determinar los tipos de enlaces, si lo hubiera, de acuerdo a los átomos siguientes:

TIPO DE ÁTOMO		TIPO DE ENLACE MÁS PROBABLE
Cloro	Cloro	
Flúor	Argón	
Nitrógeno	Oxígeno	
Cloro	Hierro	
Sodio	Azufre	

Completar con: covalente, iónico, metálico, sin enlace.

3.- Indicar cuál de las 3 representaciones de Lewis correcta para el bromo, azufre y magnesio.



- 4.- Representar, utilizando símbolos de Lewis, los electrones de valencia para los elementos Na, Ca, K, Al, Mg, Cl, O, N, H. ¿Qué sustancias simples, en la naturaleza, son diatómicas?
- 5.- Representar los puntos de Lewis de los siguientes compuestos: Na_2O ; N_2O_3 , CO_2 , H_2S , BaO , Al_2O_3 y NH_3 . ¿Qué tipo de enlace se establece en cada caso?
- 6.- Indicar el carácter predominante de los enlaces en los siguientes compuestos y clasificarlos en moleculares o iónicos según corresponda:
- | | |
|---------------------------------------|-----------------------------------|
| a) NH_3 (amoníaco) | d) I_2 (yodo) |
| b) CO_2 (dióxido de carbono) | e) CaO (óxido de calcio) |
| c) KCl (cloruro de sodio) | f) CH_4 (metano) |

5- NOMENCLATURA QUIMICA

Este trabajo pretende ser un aporte para el alumno ingresante con el fin de que pueda entender y aprender el lenguaje de la química, cuya expresión son las fórmulas químicas.

El aspecto referido a las prácticas se orientará esencialmente a la formulación e identificación de compuestos químicos inorgánicos, y, eventualmente a la realización de cálculos simples con el propósito de afianzar y reconocer las unidades y el orden de las magnitudes químicas.

Lavoisier propuso que el nombre de un compuesto debía describir su composición y es esta norma la que se aplica en los sistemas de nomenclatura química

Para iniciar el estudio de la nomenclatura química, nombrar compuestos químicos, es necesario, primero, distinguir entre compuestos inorgánicos y orgánicos.

Los compuestos orgánicos contienen carbono, comúnmente combinado con elementos como hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, fósforo y azufre. El resto de los compuestos se clasifica como compuestos inorgánicos. Sin embargo, algunos compuestos que poseen carbono en su estructura como el monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO₂), los que contienen el grupo cianuro (CN⁻) y los grupos carbonatos (CO₃²⁻) se consideran por conveniencia compuestos inorgánicos.

Un compuesto, como ya sabemos, es una sustancia pura constituida por dos o más *elementos combinados* en proporciones definidas. De acuerdo a la teoría atómica de Dalton, significa que los elementos están unidos en relación de números enteros, nunca en fracciones. A dicha unión de átomos se denomina molécula y se representa por medio de una fórmula química.

En una fórmula química por lo tanto solo presentará los símbolos de los elementos y la cantidad de átomos que la componen, escribiendo la cantidad de dicho elemento mediante un subíndice a su lado derecho. Por ejemplo el amoníaco, su fórmula química es NH₃, indica que contiene 1 átomo de Nitrógeno y 3 átomos de hidrógeno, otro ejemplo común es la azúcar (sacarosa) cuya fórmula es C₁₂H₂₂O₁₁, nos indica que esta formada por 12 carbonos, 22 hidrógenos y 11 oxígenos.

Cuando las moléculas son más elaboradas especialmente se pueden emplear paréntesis, pero para determinar la cantidad de átomos se consideran, al igual que en matemática, como el producto de su multiplicación, por ejemplo:

Al₂(SO₄)₃ = 2 átomos de Al + 3x (1 átomo de S) + 3x (4 átomos de O) = Total = 2 átomo de Al + 3 átomos de S + 12 átomos de O = 17

Los elementos más usados en química son:

Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo
Aluminio	Al	Cobalto	Co	Nitrógeno	N
Antimonio	Sb	Cobre	Cu	Niquel	Ni
Argón	Ar	Flúor	F	Oro	Au
Arsénico	As	Fósforo	P	Oxígeno	O
Azufre	S	Estroncio	Sr	Plata	Ag
Bario	Ba	Estaño	Sn	Platino	Pt
Boro	B	Helio	He	Plomo	Pb
Bromo	Br	Hidrógeno	H	Potasio	K
Bismuto	Bi	Hierro	Fe	Sodio	Na
Cadmio	Cd	Litio	Li	Silicio	Si
Calcio	Ca	Magnesio	Mg	Tinanio	Ti
Carbono	C	Manganeso	Mn	Uranio	U
Cloro	Cl	Mercurio	Hg	Yodo	I
Cromo	Cr	Neón	Ne	Zinc	Zn

¿Cómo se mide esa capacidad de combinación entre elementos?

Con el concepto de valencia, cuya definición es la capacidad de combinación de un elemento respecto del hidrógeno, al que se toma como unidad. La analizaremos con los siguientes ejemplos:

- En el caso del fluoruro de hidrógeno, HF, el átomo de flúor que está combinado con un átomo de H, luego el F en este compuesto es monovalente, es decir tiene valencia uno.
- En el caso del agua, H₂O, el oxígeno está combinado con dos átomos de H; luego el O es bivalente en este compuesto.
- En el amoníaco, NH₃, el nitrógeno está combinado con 3 átomos de H; entonces el N es trivalente en este compuesto.
- Otro ejemplo es el metano, CH₄, donde el C está combinado con 4 átomos de H; por lo tanto es tetravalente.

5.1- Número de oxidación

La pregunta que nos hacemos es:

¿Por qué algunas sustancias se componen de iones y otras de moléculas?

Las claves para contestar esta pregunta se encuentran en las estructuras electrónicas de los átomos en cuestión, y en la naturaleza de las fuerzas de uniones químicas entre los átomos de los compuestos.

Para dar la importancia del carácter electrónico del enlace entre átomos, así como la naturaleza eléctrica del mismo, es decir la participación de electrones, se utiliza la expresión "Estado de Oxidación" o "Número de Oxidación" de los átomos.

Se dice entonces que el átomo que ha ganado o perdido electrones adquiere un estado de oxidación, que se designa con un número precedido del signo (+) ó (-).

Cuando el átomo cede electrones, el número de oxidación va precedido por el signo (+). Cuando el átomo acepta electrones, su número de oxidación va precedido por el signo (-).

Cuando la ganancia o pérdida de electrones es total, no hay inconvenientes en asignar el estado de oxidación pues coincide con las cargas positivas o negativas logradas por cada átomo ó grupo de átomos (iones).

Pero en el caso que haya compartición de electrones pueden ocurrir dos casos:

a) que los átomos sean iguales, y por consiguiente la tendencia a tomar los electrones es igual para cada átomo, y en este caso se asigna un estado de oxidación igual a cero para cada átomo.

b) que los átomos sean distintos, y en este caso habrá distinta tendencia a tomar o atraer los átomos, es decir diferente electronegatividad, y en estos casos se asigna convencionalmente la, o las, *cargas negativas al mas electronegativo de los átomos* y las positivas al otro. Ejemplo:

La diferencia entre valencia y estado o número de oxidación se observa con facilidad en los compuestos orgánicos en los que el Carbono es tetravalente (valencia 4), pero en cambio sus estados de oxidación varían desde +4 a -4, pasando por cero, e incluye valores fraccionarios.

Cuadro comparativo entre Valencia y Estados de Oxidación:

SUSTANCIA	VALENCIA		NUMERO DE OXIDACION	
H ₂ O	H:1	O:2	H: + 1	O: - 2
HF	H:1	F:1	H: + 1	F: - 1
NH ₃	H:1	N:3	H: + 1	N: - 3

CO ₂	C:4	O:2	C: + 4	O: - 2
CH ₄	C: 4	H:1	H: + 1	C: - 4

En algunos casos muy particulares, como por ejemplo el compuesto SCNK, se deben asignar estados de oxidación a los tres primeros elementos dentro de valores razonables (contemplando las normas enunciadas), y recordando que la suma total de los estados de oxidación en el compuesto neutro debe ser igual a 0. Ejemplo: S(-2); C(+4); N(-3) y K(+1).

En consecuencia, al asignar el valor negativo al estado de oxidación del elemento más electronegativo, (como por ejemplo -1 al Flúor en su combinación en el HF) se considera la ganancia total del electrón por el F y la cesión total por el H, que adquiere por lo tanto el estado de oxidación +1. Esto no ocurre en realidad, puesto que se comparten los electrones, resultando entonces así el carácter convencional de los estados de oxidación y sobre esta base los mismos se determinan respetando las normas ó reglas que se indican a continuación las que tendrás que tener siempre presente:

5.2- Reglas de los estados de oxidación

- 1) En los compuestos hidrogenados el estado de oxidación del H es +1; con excepción de los hidruros alcalinos y alcalinos-térreos (p.ej. HNa, HLi, H₂Ca) con estado de oxidación del H -1.
- 2) En los compuestos oxigenados el estado de oxidación del O es -2. La excepción se da en los peróxidos (p.ej. H₂O₂, O₂Na₂) en los que es -1. En el caso de los superóxidos presenta número de oxidación con -1/2 (ej. KO₂).
- 3) El estado de oxidación de los elementos al estado fundamental es cero. Ej.: Al, Fe, etc. Igualmente si se trata de moléculas formadas por átomos iguales (Cl₂, S₈, P₄, O₂) por cuanto no hay diferencia de tendencia a obtener electrones, es decir los átomos tienen igual electronegatividad y su estado de oxidación es igual a cero.
- 4) En los enlaces entre átomos de Carbono, en los compuestos orgánicos, corresponden estados de oxidación cero, por tener igual tendencia a tomar electrones. Ejemplo: H₃C---CH₃; H₃C---CH₂---CH₃.
- 5) En todos los haluros (grupo VII_A), ionizables o no, el estado de oxidación del halógeno es -1. Ej: Cl⁻; F⁻ ; Br⁻ ; I⁻. Asimismo, en los sulfuros el estado de oxidación del azufre es -2. Ejemplo: S⁻²; SFe.
- 6) El estado de oxidación de los metales alcalinos es +1 y el de los alcalino-térreos es +2. Ejemplo: Na, Li, K con +1; y Ca, Ba, Sr y Mg con +2.
- 7) En un compuesto neutro, es decir sin cargas eléctricas, la suma de los estados de oxidación es cero. Ejemplo: HNO₃, se suma: +1 +5 + (-2) x 3 = 0.
- 8) En un ión, la suma de los estados de oxidación es igual a la carga de dicho ión. Ejemplo: (ClO₃⁻¹). Si se suma: + 5 + (-2) x 3 = -1.

Si tenemos una fórmula y conocemos las reglas para asignar número de oxidación podremos averiguar los números de oxidación de cada elemento que interviene.

GUÍA DE ESTUDIO

- a) ¿Qué son los números o estados de oxidación de un elemento?
- b) Indicar las pautas para calcular el número de oxidación



ACTIVIDAD PRÁCTICA

1. Identificar los siguientes elementos químicos, con sus respectivos símbolos

Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo	Elemento	Símbolo
Carbono		Sodio		Flúor		Cobre	
Hierro		Cloro		Azufre		Plata	
Cinc		Calcio		Fósforo		Nitrógeno	

2. Indicar el/los estados de oxidación más usados de los siguientes elementos y nombrarlos

Fe	Ba	Zn	Cu	Ni
Na	Cl	H	K	Al
Ca	P	O	Au	Ag

3. Indicar cuántos átomos componen las siguientes moléculas

Oxígeno	Hierro	Hidrógeno	Cobre
Potasio	Azufre	Flúor	Carbono
Cloro	Calcio	Nitrógeno	Bromo

4. ¿Cuáles serán los números de oxidación de los átomos en cada uno de los siguientes compuestos?

	Cl₂	SO₃	HLi	Cu(OH)₂	N₂O₅
N° oxidación					

5. Calcular los números de oxidación a los átomos presentes en los siguientes iones:

- | | |
|---|---|
| a) Anión cloroso (ClO ₂ ⁻) | c) Anión sulfato (SO ₄ ²⁻) |
| b) Anión nitrito (NO ₂ ⁻) | d) Cation amonio (NH ₄ ⁺) |

6. La fórmula del arseniato de potasio es K₃AsO₄ y la del dicromato de potasio es K₂Cr₂O₇. Calcular el número de oxidación de cada elemento.

5.3- Introducción a la nomenclatura química.

El nombre que se le da a una sustancia química debe permitir identificarla sin ambigüedades. Cuando se designan los elementos que aparecen en la Tabla Periódica (algo más de 100) no hay problemas, pero sus combinaciones originan varios millones de compuestos diferentes (entre orgánicos e inorgánicos).

Desde su constitución como ciencia (siglo XVII), la química ha tratado de desarrollar una forma racional de denominar los compuestos químicos, lo que se llama nomenclatura.

Los compuestos químicos se clasifican y ordenan de acuerdo a la función química que tengan, o sea las características de su estructura que denotan comportamientos químicos.

Aún hoy no se ha hallado un sistema de nomenclatura que haya logrado total consenso, por eso se verá que para un mismo compuesto pueden existir varias formas de designarlo. Existe una entidad, la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) que recomienda normas para modernizar y uniformar nomenclatura.

De las varias formas de nomenclatura coexistentes, utilizaremos:

Nomenclatura tradicional

Nomenclatura moderna:

- Atomicidad o estequiométrica
- Numeral de Stock o IUPAC.

"La imposibilidad de aislar la nomenclatura de la ciencia y la ciencia de la nomenclatura, se debe a que toda ciencia física se forma necesariamente de tres cosas: la serie de hechos que constituyen la ciencia, las ideas que los evocan y las palabras que los expresan" Antoine Laurent de Lavoisier (1789)

Para los efectos de nombrar la gran variedad de compuestos químicos inorgánicos, es necesario agruparlos en categorías de compuestos. Una de ellas los clasifica de acuerdo al número de elementos que forman el compuesto, distinguiéndose así los compuestos binarios y los compuestos ternarios.

5.4- Las funciones químicas inorgánicas.

Las funciones químicas son aquellas que se identifican como estructuras o disposiciones atómicas particulares que están presentes en los compuestos, a los que caracterizan por las propiedades o comportamientos semejantes que manifiestan.

En la química inorgánica veremos las siguientes funciones:

5.4.1- Función Óxido

Los óxidos son compuestos formados por *oxígeno* y otro elemento químico. Si este elemento es un *no_metal*, el óxido formado es un óxido ácido, por el contrario, si es un *metal*, constituye un óxido básico

Al ser el oxígeno un elemento muy abundante y reactivo, en la naturaleza existen un elevado número de óxidos. Ejemplos de algunos

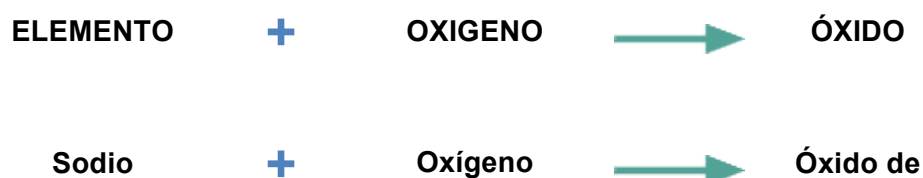
El número de oxidación que se asigna al oxígeno en los óxidos es -2 , con excepción del compuesto que forma con el flúor donde es $+2$, porque este es el más electronegativo. En condiciones especiales se forman los peróxidos, como el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), conocido como agua oxigenada, en los cuales el oxígeno presenta el número de oxidación -1 .

Entre estos compuestos se encuentran el dióxido de carbono gas muy conocido por liberarse durante la respiración de los seres vivos y por ser uno de los productos que se desprende de las combustiones. Otros óxidos conocidos son el dióxido de azufre y el dióxido de silicio (principal componente de la arena), los óxidos del nitrógeno que se eliminan durante la marcha de los automotores provocan “smog” y causan afecciones respiratorias.

Los óxidos básicos son muy abundantes en la naturaleza, ejemplos de ellos son: la cal viva utilizada en construcción es el óxido de calcio, el herrumbre que se forma con el hierro y causa perjuicios económicos constituye el óxido férrico, también tenemos el óxido de cinc, pigmento blanco utilizado para fabricar pinturas y gomas, el óxido de aluminio, con impurezas que le dan colores característicos, constituye las piedras preciosas llamadas rubí, zafiro, esmeralda cristal y turquesas.

Ahora comencemos a comprender cómo están constituidos los óxidos:

Dado que resultan de la unión química entre un elemento y el oxígeno, podríamos representar la formación de un óxido como una reacción química entre un elemento químico con *OXÍGENO*, así:



Para conocer más de los óxidos:

- Hay óxidos que se encuentran en estado gaseoso, líquidos o sólidos a temperatura ambiente, como el dióxido de carbono gaseoso (CO_2), y el dióxido de silicio sólido (SiO_2).
- Casi todos los elementos forman combinaciones estables con oxígeno y muchos con varios estados de oxidación.
- Debido a esta gran diversidad de óxidos, las propiedades son muy cambiantes y las características del enlace varían desde el típico sólido iónico hasta los enlaces covalentes. Por ejemplo son óxidos el óxido nítrico, NO , o el dióxido de nitrógeno, NO_2 . Ambos son compuestos gaseosos con enlaces covalentes, que producen pérdidas de nitrógeno del suelo disminuyendo la fertilidad nitrogenada de los mismos.
- Como dijimos los óxidos son muy comunes y variados en la corteza terrestre. Son muy abundantes, no sólo en la superficie de la Tierra, sino también en otros cuerpos rocosos, como el planeta Marte. Tienden a dar a los suelos un matiz rojizo.

5.4.2- Clasificación de los óxidos.

Los óxidos se clasifican según su comportamiento químico en:

- Óxidos Básicos:** que son los que resultan de la combinación del oxígeno con los metales. Estos, tratados con agua, dan hidróxidos. Ej: Na_2O , CoO , Cu_2O .
- Óxidos Ácidos:** que se producen al combinarse el oxígeno con los no metales. Estos al combinarse con agua forman ácidos. Ej: N_2O_3 , CO_2 , SO_3 .
- Óxidos Neutros:** que se obtienen en la combinación del oxígeno con algunos no metales, pero en presencia de agua no se combinan con la misma. Ej.: CO , NO , SO , MnO_2 .
- Óxidos Anfóteros:** Son combinaciones del oxígeno con determinados elementos que tienen comportamiento ácido o básico dependiendo del medio en que se encuentren. Ej.: Al , Pb , Sb , Cr .

5.4.3- Reglas práctica para formular un óxido

- a) Se escribe el símbolo del elemento y seguidamente el del oxígeno con sus respectivos estados de oxidación
- b) Luego se busca el menor número entero posible que multiplicado por el número de oxidación de cada elemento, para obtener el mismo número de cargas + y -, de tal manera que la suma algébrica de los números de oxidación da cero.
- c) Una vez calculado ese menor número se coloca como subíndices, a la derecha del símbolo del elemento correspondiente. No se escribe el número 1 como subíndice.

Ejemplos:

$\text{Na}_2^{1+} \text{O}_1^{2-}$, queda: Na_2O

$$2 \times 1+ = 1 \times 2-$$

$$2+ = 2-$$

$\text{Ca}^{2+} \text{O}^{2-}$, queda CaO

$$2+ = 2-$$

$\text{Al}^{3+} \text{O}^{2-}$, queda Al_2O_3 .

$$2 \times 3+ = 3 \times 2-$$

$$6+ = 6 -$$

5.4.4- Nomenclatura de Óxidos Básicos

Para una mejor comprensión se detallara la forma de nombrarlos, por nomenclatura tradicional y numeral stock, de acuerdo a la cantidad de números de oxidación que posee el metal.

Metal con un solo número de oxidación: se escribe "óxido de ..." (nombre del elemento).

Ejemplos:

Óxido de calcio	CaO	($\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$)	<p>Cuando el metal presenta un único número de oxidación, las nomenclaturas tradicional y numeral de stock coinciden.</p>
Óxido de plata	Ag_2O	($\text{Ag}_2^{1+}\text{O}^{2-}$)	
Óxido de magnesio	MgO	($\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$)	
Óxido de bario	BaO	($\text{Ba}^{2+}\text{O}^{2-}$)	

Metal con más de un estado de un estado de oxidación:

N. Tradicional: los metales que tienen dos estados de oxidación se escribe la palabra "óxido".... seguida por la raíz (primer parte) del nombre del elemento y una terminación que diferencia a ambos estados de oxidación, terminación "oso" para el menor número de oxidación e "ico" para el mayor número de oxidación.

N. Stock: los metales que tienen dos estados de oxidación se escribe la palabra "óxido"...., seguida del nombre del metal y en número romanos el número de oxidación, entre paréntesis.

Así, podemos designarlos según la siguiente tabla:

Elemento	N° de Oxidación	Cación	Nomenclatura		
			Función	Stock	Tradicional
Cobalto	+2	Co ²⁺	Óxido	de cobalto (II)	Cobaltoso
Cobalto	+3	Co ³⁺	Óxido	de cobalto (III)	Cobáltico
Oro	+1	Au ¹⁺	Óxido	de oro (I)	Auroso
Oro	+3	Au ³⁺	Óxido	de oro (III)	Áurico
Cobre	+1	Cu ¹⁺	Óxido	de cobre (I)	Cuproso
Cobre	+2	Cu ²⁺	Óxido	de cobre(II)	Cúprico
Hierro	+2	Fe ²⁺	Óxido	Hierro (II)	Ferroso
Hierro	+3	Fe ³⁺	Óxido	Hierro(III)	Férrico

5.4.5- Nomenclatura de Óxidos Ácidos

Para una mejor comprensión se detallara la forma de nombrarlos, por nomenclatura tradicional y numeral stock, de acuerdo a la cantidad de números de oxidación que posee el metal. En los casos particulares se usara la nomenclatura por atomicidad.

No metal con un solo estado de oxidación: silicio (4+), boro (3+). Por ejemplo el boro se lo formula y denomina así:

Formula: B³⁺O²⁻, 3+ x 2 = 2- x 3, 6+ = 6-, queda B₂O₃

N. tradicional: Oxido Bórico

N. Stock: Óxido de boro (III)

No metal con dos estados de oxidación: azufre (4+, 6+), se los denomina:

N. Tradicional: los no metales que tienen dos estados de oxidación se escribe la palabra "óxido".... seguida por la raíz (primer parte) del nombre del elemento y una terminación que diferencia a ambos estados de oxidación, terminación "oso" para el menor número de oxidación e "ico" para el mayor número de oxidación.

N. Stock: los no metales que tienen dos estados de oxidación se escribe la palabra "óxido"...., seguida del nombre del metal y en número romanos el número de oxidación, entre paréntesis.

Elemento	N° de Oxidación	Fórmula	Nomenclatura	
			Stock	Tradicional
Azufre	4	SO ₂	Óxido de Azufre (IV)	Óxido Sulfuro oso
	6	SO ₃	Óxido de Azufre (VI)	Óxido Sulfú rico

5.4.6- Casos particulares de Óxidos Ácidos

Óxidos del Nitrógeno: cuya formulación y nomenclatura se indica como sigue:

N° de Oxidación	Fórmula	Nomenclatura	
		Tradicional	Atomicidad
1+	N ₂ O	Óxido nitroso	--
2+	NO	Óxido nítrico	--
3+	N ₂ O ₃	--	Trióxido de dinitrógeno
4+	NO ₂	--	Dióxido de nitrógeno
4+	N ₂ O ₄	--	Tetróxido de dinitrógeno
5+	N ₂ O ₅	--	Pentóxido de dinitrógeno

Óxidos de los halógenos (VII_A): presentan cuatro números de oxidación positivos para formar óxidos: 1+, 3+, 5+ y 7+.

Para nombrar a estos óxidos se aplica la misma norma que rige para los óxidos básicos.

N. Tradicional: Para el caso de los Halógenos, grupo VIIA de la tabla periódica (Cl_2 , I_2 y Br_2), que presentan 4 números de oxidación, se diferencian los números de oxidación del no-metal mediante los sufijos "oso" e "ico" y los prefijos "hipo" y "per" de la siguiente manera:

Nº de oxidación	Prefijo	Terminación
+1	Hipo	Oso
+3	--	Oso
+5	--	Ico
+7	Per	ico

N. Stock: los no metales que tienen dos estados de oxidación se escribe la palabra "óxido"...., seguida del nombre del metal y en número romanos el número de oxidación, entre paréntesis.

En primer lugar veremos el caso del cloro, que forma los óxidos con los siguientes números de oxidación: 1+, 3+, 5+, 7+

Nº de Oxidación	Fórmula	Nomenclatura	
		Tradicional	Stock
1+	Cl_2O	Óxido Hipocloroso	Óxido de cloro (I)
3+	Cl_2O_3	Óxido Cloroso	Óxido de cloro (III)
5+	Cl_2O_5	Óxido Clórico	Óxido de cloro (V)
7+	Cl_2O_7	Óxido Perclórico	Óxido de cloro (VII)

El bromo y el yodo forman óxidos con los estados de oxidación 1+, 5+ y 7+, y se los denomina igual que en el caso del cloro para los mismos estados de oxidación. Por ejemplo I_2O_7 óxido periódico

Óxidos anfóteros del Manganeso y del Cromo: forman *óxidos ácidos* con los estados de oxidación más altos, cromo (6+) y el manganeso (6+ y 7+) y forman *óxidos básicos* con los números de oxidación menores (2+, 3+).

Manganeso	Nº de Oxidación	Fórmul	Nomenclatura tradicional
	2+	MnO	Óxido manganeso
	3+	Mn ₂ O ₃	Trióxido de manganeso*
	4+	MnO ₂	Dióxido de manganeso*
	6+	MnO ₃	Óxido manganico
	7+	Mn ₂ O ₇	Óxido permangánico

*Por la variedad en el número de oxidación se sigue utilizando la nomenclatura por atomicidad en algunos de los óxidos.

Cromo	Nº de Oxidación	Fórmula	Nomenclatura tradicional
	2+	CrO	Óxido cromoso
	3+	Cr ₂ O ₃	Óxido crómico
	6+	CrO ₃	Trióxido de cromo*

Peróxidos y superóxidos: hasta acá hemos vistos los óxidos donde el oxígeno actúa con estado de oxidación -2, pero además tiene otros estados de oxidación con los que forma óxidos: -1 y -1/2, así:

- Con el estado de oxidación -1 forma los peróxidos:

Fórmula	Nomenclatura tradicional
H ₂ O ₂	Peróxido de hidrógeno ó agua oxigenada
Li ₂ O ₂	Peróxido de litio
Na ₂ O ₂	Peróxido de sodio

- Con el estado de oxidación -1/2 forma los superóxidos, así:

Fórmula	Nomenclatura tradicional
NaO ₂	Superóxido de sodio
KO ₂	Superóxido de potasio

Tenemos que recordar que el oxígeno solo actúa con estado de oxidación +2 exclusivamente con el flúor, en el óxido hipofluoroso, F₂O. Esto se debe a que el F es más electronegativo que el oxígeno (Electronegatividades: O = 3,44 y F = 4,0)

5.5- Función Hidruro

Son compuestos binarios formados por el hidrógeno en combinación con otros elementos. Se clasifican, primariamente, en hidruros metálicos y no metálicos.

5.5.1- Hidruros metálicos

En los hidruros metálicos el hidrógeno actúa con número de oxidación (-1): se combina con ciertos metales, especialmente de los grupos 1A y 2A (con excepción de Be y del Mg).

N. Tradicional y N. Stock: se escribe la palabra "hidruro"... seguida del nombre de metal. Se forman con metales de un solo número de oxidación.

Ejemplos:

$\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$, NaH Hidruro de sodio

$\text{Ca}^{+2}\text{H}_2^{-1}$, CaH₂ Hidruro de calcio

5.5.2- Hidruros no metálicos

En los hidruros no metálicos la combinación es con los no metales (solo con su menor número de oxidación) y el hidrógeno. En estos compuestos el hidrógeno actúa con número de oxidación (+1).

Nomenclatura: Se los identifica con la terminación URO del no metal cuando se presentan en estado gaseoso.

Los hidruros no metálicos correspondientes a elementos del grupo 6A y 7^a, de la tabla periódica, al disolverse en agua adquieren propiedades ácidas se los denominan hidrácidos, liberan cationes hidrógeno H⁺. Estos compuestos se nombran primero con la palabra ácido y luego la raíz del nombre del elemento que acompaña al hidrógeno con la terminación hídrico. Ejemplos: ácido fluorhídrico HF, ácido Clorhídrico HCl, etc.

HCl: cloruro de hidrógeno (gaseoso); en solución se lo denomina *ácido clorhídrico*

H₂S: sulfuro de hidrógeno (gaseoso); en solución se lo denomina *ácido sulfhídrico*

Algunos hidruros no metálicos tienen nombres especiales, por ejemplo: CH₄ metano;

SiH₄ silano; NH₃ amoníaco; AsH₃ arsina ó arsenamina; PH₃ fosfina ó fosfamina, etc.

Comentario: muchos compuestos binarios han adquirido nombres comunes, que se emplean cotidianamente, y en algunos casos en forma casi exclusiva, por ejemplo:

H ₂ O (agua)	N ₂ H ₄ (hidracina)	H ₂ O ₂ (agua oxigenada)
N ₂ O (óxido nitroso)	NO (óxido nítrico)	NH ₃ (amoníaco)
SbH ₃ (estibina)	BH ₃ (borano)	AsH ₃ (arsina o arsenamina)
PH ₃ (fosfina o fosfamina)		

5.5.3- Compuestos NO METAL – NO METAL

Son combinaciones de dos no metales, distintos del oxígeno y el hidrógeno.

Nomenclatura estequiométrica: Se nombra el no metal colocado a la derecha terminado en “uro” con un prefijo que indique el número de átomos que intervienen, seguido del nombre del otro no metal con un prefijo que indique el número de átomos que intervienen.

Prefijo-NOMETAL-uro prefijo-NOMETAL

Para saber en este tipo de compuestos que elemento va a la derecha y que elemento va a la izquierda se siguen las posiciones de la siguiente lista: B, Si, C, Sb, As, P, N, Te, Se, S, I, Br, Cl, O, F.

Pero no te preocupes las fórmulas en general se dan correctamente.

Leemos el compuesto nombrando el elemento escrito en segundo término terminado en **uro** y luego el elemento colocado al inicio. En todos los casos indicamos como prefijo el número de átomos de cada elemento que indica la fórmula.

Ejemplo: As₂Se₃ triseleniuro de diarsénico

Si se tiene el nombre, se escribe la fórmula colocando en segundo término el que se nombra primero y el otro elemento después, con los correspondientes subíndices según se expresen.

Ejemplos:

Fórmula	Nomenclatura
PF ₅	Pentafluoruro de fósforo
CS ₂	Disulfuro de carbono
Si ₃ N ₄	Tetranitruro de trisilicio
BrCl ₅	Pentacloruro de bromo
PCl ₃	Tricloruro de fósforo
NCl ₃	Nitruro de tricloro

5.6- Función Hidróxido

Los hidróxidos resultan de la combinación de un óxido básico con agua, y se caracterizan por la presencia de un radical hidróxido: OH^- (también llamado oxhidrilo).

Ej: NaOH , Ca(OH)_2 , Cu(OH) .

El grupo $(\text{OH})^{-1}$ puede o no estar entre paréntesis, correspondiéndole el estado de oxidación – 1.

5.6.1- Regla práctica para formular un hidróxido

Al igual que para los óxidos se utilizan como subíndices los estados de oxidación teniendo en cuenta que los mismos incluyen al "grupo" oxhidrilo razón por la cual se lo coloca entre paréntesis.

5.6.2- Nomenclatura

Nombrarlos por la nomenclatura tradicional. Se utiliza la misma que lleva el óxido básico correspondiente, cambiando la función "óxido" por "hidróxido".

Ejemplos de nomenclatura:

CoO Óxido cobaltoso

Co(OH) Hidróxido cobaltoso

Co_2O_3 Óxido cobáltico

Co(OH)_3 Hidróxido cobáltico

5.6.3- Ejemplos de formulación: (ver pautas para óxidos)

$\text{Na}^{1+} (\text{HO})^{1-}$, $1+ = 1-$, es decir Na(OH) : Hidróxido de sodio

$\text{Ca}^{2+} (\text{HO})^{1-}$, $2+ = 2 \times 1-$, $2+ = 2-$, es decir Ca(OH)_2 : Hidróxido de calcio

$\text{Al}^{3+} (\text{HO})^{1-}$, $3+ = 3 \times 1-$, $3+ = 3-$, es decir Al(OH)_3 : Hidróxido de aluminio

Algunos hidróxidos tales como el hidróxido de sodio y el de amonio, son utilizados en limpieza, especialmente para eliminar las acumulaciones de grasas y de jabones. El hidróxido de sodio muy utilizado como reactivo de laboratorio, es conocido comercialmente como "soda cáustica" y es un producto de gran aplicación industrial, se lo usa en la fabricación de papeles, jabones, detergentes, colorantes, pinturas, etc.

Los hidróxidos de aluminio y de magnesio se usan con antiácidos estomacales, en tratamiento de gastritis y de úlceras producidas por el exceso de jugos gástricos.

El hidróxido de calcio, es conocido como cal apagada, y se utiliza en la construcción.

5.7- Función Oxácidos e Hidrácidos

Los ácidos son compuestos que se caracterizan por la presencia de uno o más átomos de hidrógeno lábiles, es decir que los pueden ceder al medio, es decir desprenderse del compuesto. El grupo funcional que los identifica es el ión H^+ .

Desde el punto de vista químico, los ácidos se pueden dividir en dos grupos:

- a) **Oxácidos:** Resultan de la combinación de óxidos ácidos con agua, en cuya constitución interviene el oxígeno. Ej: HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_4 ,
- b) **Hidrácidos:** carecen de oxígeno. Se obtienen de la unión directa del hidrógeno con un no metal mono o bivalente (haluros y sulfuro), con excepción del oxígeno. Ej: H_2S , HCl , HBr

Los no metales y sus estados de oxidación más usados son: B (+3), C y Si (+4), N, P y As (+3,+5); S (+4,+6); F (-1); Cl, Br y I (+1,+3,+5,+7). Además algunos elementos de transición con comportamiento anfótero y con sus estados de oxidación altos como el Mn (+6,+7); Cr (+6) y Mo (+6).

5.7.1- Reglas prácticas para formular los oxácidos

Los oxácidos está constituidos por H, un no-metal y O. Para escribir las fórmulas de los oxácidos, los símbolos de los átomos se anotan en el siguiente orden:

- 1º el símbolo de los átomos de hidrógeno.
- 2º el símbolo del elemento central, que da el nombre al oxácido.
- 3º el símbolo del oxígeno.

Cada uno con el subíndice respectivo: H_nXO_m

Estado de oxidación del no metal: tener en cuenta el estado de oxidación del no metal si es par o impar, así:

Si es un número par: se escribe el símbolo del no metal y dos hidrógenos.

Se suma el estado de oxidación del no metal +2 (correspondiente a los 2 hidrógenos) y se divide por 2 (estado de oxidación del oxígeno) así se obtiene el subíndice del oxígeno.

Ejemplo: Acido Sulfúrico: $H_2^{1+} S^{6+}$

$$\frac{(6 + 2)}{2} = 4, \text{ subíndice del O, } H_2SO_4$$

Si es un número impar: se escribe el símbolo del no metal mas un solo H.

Se suma el estado de oxidación del no metal + 1 (del Hidrógeno) y se divide por dos (estado de oxidación del oxígeno) y así obtenemos el subíndice del oxígeno

Ejemplo: $H^{1+} N^{5+}$

$$\frac{(1 + 5)}{2} = 3, \text{ subíndice del O, } HNO_3$$

No se pueden aplicar estas reglas para aquellos ácidos que se nombren con el prefijo "orto" por ejemplo Ortofosfórico

Oxácidos

Se discriminan los siguientes casos:

No metal con un solo estado de oxidación:

N. Tradicional: se escribe la palabra "ácido" seguida del no metal terminado en "ico".

N. Stock: se nombra al no metal con terminación "ato" seguido del número de oxidación, en número romanos y entre paréntesis, de hidrógeno.

N° de Oxidación	Fórmula	Nomenclatura	
		Tradicional	Stock
4+	H_2CO_3	Ácido carbónico	Carbonato (IV) de hidrogeno

No metal con dos estados de oxidación: se originan dos oxácidos.

N. Tradicional: se escribe la palabra "ácido" seguida del no metal: el de menor número de oxidación con la terminación "oso", y el de mayor número de oxidación con la terminación "ico".

N. Stock: se nombra al no metal con terminación "ato" seguido del número de oxidación, en número romanos y entre paréntesis, de hidrógeno.

N° de Oxidación	Fórmula	Nomenclatura	
		Tradicional	Stock
4+	H_2SO_3	Ácido sulfuroso	Sulfato (IV) de hidrogeno
6+	H_2SO_4	Ácido sulfúrico	Sulfato (VI) de hidrogeno

No metal tiene tres o más estados de oxidación: originan igual número de ácidos.

N. Tradicional: Llevaran las terminaciones "oso" e "ico", anteponiendo además los prefijos "hipo" para el menor estado de oxidación y "per" para el mas oxigenado de ellos.

N. Stock: se nombra al no metal con terminación "ato" seguido del número de oxidación, en número romanos y entre paréntesis, de hidrógeno.

N° de Oxidación	Fórmula	Nomenclatura	
		Tradicional	Stock
1+	HClO	Ácido hipocloroso	Clorato (I) de hidrogeno
3+	HClO ₂	Ácido cloroso	Clorato (III) de hidrogeno
5+	HClO ₃	Ácido clórico	Clorato (V) de hidrogeno
7+	HClO ₄	Ácido perclórico	Clorato (VII) de hidrogeno

5.7.2- Usos de los ácidos

Entre las sustancias que se utilizan cotidianamente hay muchas que contienen ácidos. Podemos encontrar ácidos en los alimentos, tales como el ácido cítrico, (en los jugos de limón, naranja, pomelo, etc.). El ácido acético en el vinagre, el ácido láctico en productos derivados de la leche, ácido málico en las manzanas, ácido oxálico en la espinaca, ácido carbónico en la soda. Otros son de gran importancia en los laboratorios e industrias como el ácido sulfúrico, nítrico, fosfórico y clorhídrico. El ácido sulfúrico es una de las sustancias que provoca la lluvia ácida. El ácido fosfórico se utiliza fundamentalmente en la fabricación de fertilizantes, también se emplea en los detergentes y en la industria alimentaria. El ácido clorhídrico, conocido como muriático, se utiliza para la limpieza de las superficies de los metales previa a la soldadura. También interviene en la fabricación de otros compuestos, procesamiento de alimentos y recuperación de petróleo.

Las $\frac{3}{4}$ partes de la producción mundial de ácido se destinan a la fabricación de superfosfatos, y el resto se emplea en la obtención de HCl, HNO₃, SO₂, CO₂, oleína; tintes de lana y seda etc. También se utiliza en la preparación de perfumes, drogas sintéticas, medicamentos, explosivos, nitroglicerina, colorantes sintéticos, seda artificial, y plásticos.

También hay animales y vegetales que producen ácidos, los que les sirven de defensa.

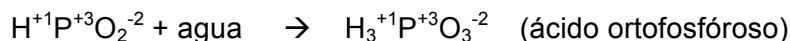
Ahora bien, estas actividades industriales tan importantes para cubrir nuestras necesidades desgraciadamente también pueden repercutir negativamente en el medio ambiente. Así pues, puedes aprovechar para pensar acerca de la contaminación que provocan el mal manejo de los residuos en las industrias.

5.7.3- Casos particulares

Un caso particular es el de los ácidos del fósforo y arsénico. En estos elementos analizaremos dos ácidos, para cada número de oxidación:

Con número de oxidación 3+: HPO_2 ácido metafosforoso

Si a este ácido le agregamos una molécula de agua resulta:



Con número de oxidación 5+:

$\text{H}^{+1}\text{P}^{+5}\text{O}_3^{-2} + \text{agua} \rightarrow \text{H}_3^{+1}\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2}$, o sea ácido metafosfórico mas agua origina el ácido ortofosfórico.

Cabe señalar que cuando se indica "ácido fosforoso", o "ácido fosfórico", sin especificar a cual de ellos se refiere, se sobre entiende que es el ortofosforoso u ortofosfórico, por ser el mas importante. Se recuerda que *igual nomenclatura afecta a los ácidos del Arsénico*.

Similares nomenclaturas se asignan también a los *ácidos de Boro* (numero de oxidación +3) y *Silicio* (+4), cuando incorporan distintas cantidades de moléculas de agua. Así tenemos:

$\text{H}^{+1}\text{B}^{+3}\text{O}_2^{-2} + \text{agua} \rightarrow \text{H}_3^{+1}\text{B}^{+3}\text{O}_3^{-2}$, o sea ácido metabórico y ácido ortobórico (o simplemente bórico) respectivamente.

$\text{H}_2^{+1}\text{Si}^{+4}\text{O}_3^{-2} + \text{agua} \rightarrow \text{H}_4^{+1}\text{Si}^{+4}\text{O}_4^{-2}$, en este caso el ácido metasilícico incorpora una molécula de agua para transformarse en el ortosilícico (o silícico).

Hidrácidos

Son ácidos sin oxígeno formados por H y el no metal.

Se denominan con la palabra ácido seguida con el nombre del no metal terminado en "hídrico"; o también como hidruros del correspondiente no metal.

Ejemplos:

$\text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1}$, HCl: cloruro de hidrógeno ó ácido clorhídrico (cuando está en medio acuoso)

$\text{H}_2^{+1}\text{S}^{-2}$, H_2S : sulfuro de hidrógeno ó ácido sulfhídrico (cuando está en medio acuoso)

Estos ácidos se formulan también intercambiando los números de oxidación (sin signo) y escribiéndolos como subíndices.

Ejemplos particulares y su nomenclatura que se deben recordar

HCN cianuro de hidrógeno o ácido cianhídrico

HSCN sulfocianuro de hidrógeno, tiocianato o ácido sulfocianhidrico

5.8- Función Sal

Una de las sales más comunes y utilizadas cotidianamente es el cloruro de sodio, NaCl, que se encuentra en forma abundante en las salinas en forma sólida ó disuelta en el agua del mar, además de encontrarse en los tejidos de los seres vivos. Este mineral es de uso diario en la alimentación humana y animal, es también materia prima para la industria en la elaboración de una serie de productos de gran importancia química (NaOH, Cl₂, HCl, NaClO, Na₂CO₃, NH₄Cl). Asimismo posee gran demanda en numerosos procesos de elaboración de productos industriales como: papel, plásticos, detergentes, fibras, alimentos, plaguicidas, vidrio, pilas secas, medicamentos además de otras numerosas aplicaciones. En el campo agropecuario tenemos ejemplos muy comunes de sales en los fertilizantes (fosfato diamónico, nitrato de potasio, sulfato de amonio, etc.), y también en la nutrición animal encontramos dietas complementarias –balanceados- que incluyen numerosas sales conteniendo micro y oligoelementos imprescindibles para un buen desarrollo animal.

5.8.1- ¿Cómo se forma y de qué está compuesta una sal?

Las sales son el resultado de una reacción de neutralización en la que intervienen un ácido y una base, dando como resultado una sal y agua.

Una sal está formada por dos partes ó grupos cada uno con cargas eléctricas opuestas, los que se denominan:

- a) **Aniones**, que poseen carga eléctrica negativa (-). Estos provienen de un ácido que ha perdido uno ó varios hidrógenos (H⁺).
- b) **Cationes**, que en general son iones metálicos con cargas eléctricas positivas (+). Estos provienen de los hidróxidos que han perdido el grupo oxhidrilo (OH¹⁻).

Ejemplo:

Ácido	Anión/es (formados por pérdida de H ⁺ del ácido)		
HClO:hipocloroso	(ClO) ⁻ :hipoclorito	--	
H ₂ SO ₄ : sulfúrico	(SO ₄) ⁻² :sulfato	(HSO ₄) ⁻¹ :sulfato ácido	
H ₂ S:Sulfhídrico	S ⁻² :sulfuro	(HS) ⁻¹ :sulfuro ácido	
Cationes (formado por la disociación de hidróxidos)			
Na ⁺ sodio	Ca ⁺² calcio	NH ₄ ⁺ amonio	Ni ⁺³ níquelico
Fe ⁺² ferroso	Fe ⁺³ férrico	Cu ⁺ cuproso	Cu ⁺² cúprico

Características generales de las sales: las sales tienen la particularidad de disolverse totalmente en agua y ionizarse, es decir separarse en sus iones (anión/es y catión/es), los que tienen la propiedad de conducir la electricidad, y es por ello se los denomina electrolitos fuertes.

5.8.2- Clasificación de sales

1. Sales basadas en la presencia o no de átomos de oxígeno en su composición

Son sales neutras formadas a partir de la reacción entre un hidróxido y un oxácido o hidrácido. Se clasifican en binarias y terciarias (poseen oxígeno en su fórmula).

a) Sales binarias neutras (haloideas)

Estas sales neutras son compuestos binarios que contienen un metal y un no-metal. Se les denomina utilizando el nombre del no-metal terminado en el sufijo "uro" y colocando a continuación el nombre del metal; mediante un número romano se indica el estado de oxidación del metal cuando éste presenta más de uno (según IUPAC) o terminación oso ó ico para nomenclatura tradicional.

Ejemplos:

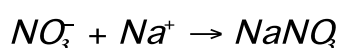
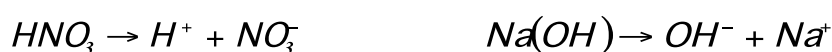
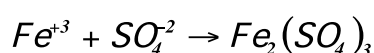
Fórmula	Nomenclatura	Nomenclatura de Stock
KBr	Bromuro de potasio	Bromuro de potasio
NaCl	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio
FeCl ₂	Cloruro ferroso	Cloruro de hierro (II)
FeCl ₃	Cloruro férrico	Cloruro de hierro (III)
CuS	Sulfuro cúprico	Sulfuro de cobre (II)

b) Sales terciarias neutras (oxosales)

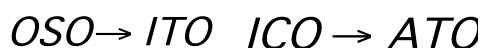
Presentan oxígeno en su fórmula. Se forman al reaccionar un hidróxido y un oxácido.

Una forma simple de determinar la fórmula de la sal es la siguiente:

Ejemplo:



En la Nomenclatura tradicional la terminación del no metal que forma el ácido se cambia por:



Ácidos	Sales
$H^{+2}S^{-4}O^{-2}_3$ ácido sulfuroso	$Na^{+1}_2S^{-4}O^{-2}_3$ sulfito de sodio
$H^{+1}Cl^{+5}O_3^{-2}$ ácido clórico	$Na^{+1}Cl^{+5}O_3^{-2}$ clorato de sodio
$H^{+1}Cl^{+7}O_4^{-2}$ ácido perclórico	$Ag^{+1}Cl^{+7}O_4^{-2}$ perclorato de plata
$H_2^{+1}S^{+4}O_3^{-2}$ ácido sulfuroso	$Cu^{+1}_2 S^{+4}O_3^{-2}$ sulfito cuproso
$H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2}$ ácido sulfúrico	$Na_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2}$ sulfato de sodio
$H^{+1}N^{+3}O_2^{-2}$ ácido nitroso	$K^{+1}N^{+3}O_2^{-2}$ nitrito de potasio
$H^{+1}N^{+5}O_3^{-2}$ ácido nítrico	$Li^{+1}N^{+5}O_3^{-2}$ nitrato de litio

Para nombrar las sales ternarias, simplemente se cambia el sufijo del ácido que las origina, de la siguiente forma:

Fórmula	Sistema tradicional	Sistema de Stock
$Fe_2(SO_4)_3$	Sulfato férrico	Sulfato (VI) de hierro (III)
$Na(NO_3)$	Nitrato de sodio	Nitrato (V) de sodio
$Al(ClO_4)_3$	Perclorato de aluminio	Clorato (VII) de aluminio
$Cu(NO_2)_2$	Nitrito cúprico	Nitrato (III) de cobre (II)
$Ni(IO)_3$	Hipoiodito níquelico	Iodato (I) de níquel (III)

5.8.3- Reglas prácticas para formular oxosales

a) Ordenamiento de aniones y cationes:

Las sales se formulan colocando en primer término el catión y seguidamente el anión del ácido. Al anión se los formula entre paréntesis al cual se afecta del subíndice que corresponda, así:

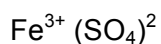


b) Igualación de cargas de aniones y cationes en sales no neutras:

Finalmente, para obtener el compuesto neutro se igualan las cargas del anión y el catión intercambiando los estados de oxidación, pero colocándolos como subíndices.

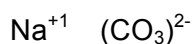
Ejemplos:

Sulfato Férrico



queda $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Carbonato de sodio



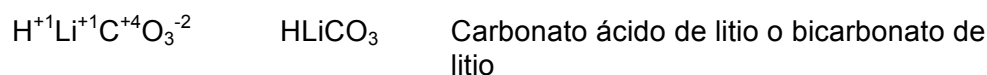
queda $\text{Na}_2(\text{CO}_3)$

2. Sales basadas en la sustitución parcial de hidrogeniones del ácido u oxhidrilos del hidróxido

Esta clasificación general de las sales se basa en el carácter ácido, básico de las mismas, ó si tienen más de un catión distinto; denominándose las *sales ácidas, básicas y mixtas*.

a) Sales ácidas

Son aquellas en las que aún queda uno ó más hidrógenos del ácido sin haber sido sustituidos por un catión. Ejemplos:



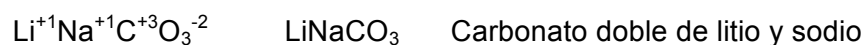
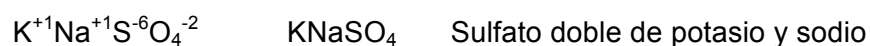
b) Sales básicas

Son las sales que se obtienen cuando se sustituyen parcialmente los oxhidrilos de la base, por ejemplo:



c) Sales mixtas (dobles, triples, etc.)

Son las que resultan de sustituir los hidrógenos del ácido por dos ó más cationes distintos, así:



Cuando la sal no es neutra –contiene hidrogeniones ú oxhidrilos-, formulamos primero el/los catión/es entre paréntesis si son dos distintos y con el estado de oxidación total y luego entre paréntesis el anión junto al hidrogenión ú oxhidrilo, indicando también el estado de oxidación. Finalmente, para obtener el compuesto neutro se igualan las cargas del anión y el catión intercambiando los estados de oxidación, pero colocándolos como subíndices.

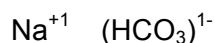
Ejemplos:

Sulfato básico Férrico



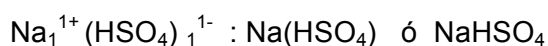
queda $\text{Fe}(\text{HO})\text{SO}_4$

Carbonato ácido de sodio

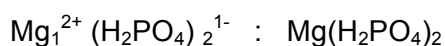


queda $\text{Na}(\text{HCO}_3)$

a) Sulfato ácido de sodio o bisulfato de sodio. (El prefijo *bi* como la palabra *ácido* indica la presencia de un hidrógeno).



b) Fosfato diácido de Magnesio (*diácido* implica dos hidrógenos)



Cuando la sal es básica significa que el catión conserva por lo menos un grupo oxhidrilo. En este caso se formula el catión y el ó los oxhidrilos juntos y por otra parte el anión. Aquí se intercambian las cargas de cada grupo, en valor absoluto y como subíndices; igual que en los casos anteriores.

Ejemplo: Iodato básico cúprico



GUÍA DE ESTUDIO

- a) ¿Qué significa atomicidad de una sustancia?
- b) ¿A qué se denomina función química?
- c) ¿Cómo están constituidos los óxidos? ¿Cuántos tipos de óxidos hay?
- d) Definir las siguientes funciones químicas inorgánicas:
 - Hidróxidos
 - Oxoácidos
 - Hidruros
 - Hidrácidos
 - Sales (especificar tipos)



ACTIVIDAD PRÁCTICA

1.- Clasificar el tipo de sustancia que obtendría de la reacción entre:

- a) Metal + Oxígeno →
- b) Potasio + Oxígeno →
- c) No metal + Oxígeno →
- d) Azufre (IV) + Oxígeno →
- e) Metal + Hidrógeno →
- f) No metal + Hidrógeno →
- g) Sodio + Hidrógeno →

2.- Reconoce los óxidos ácidos y básicos y/o escribe la fórmula de cada uno de ellos:

- a) Óxido ferroso
- b) SO_2
- c) Óxido de antimonio (III)
- d) Ni_2O_3
- e) Óxido hipocloroso

3.- Completa el siguiente cuadro:

Fórmula	Nomenclatura		
	Clásica	Atomicidad	Stock
Ag ₂ O			
			Óxido de Pb (II)
	Óxido brómico		
		Pentóxido de difosforo	

- 4.- Compara los compuestos e indicar la nomenclatura y las diferencias entre ellos:
- Na₂O
 - Na₂O₂
 - NaO₂
- 5.- El Cromo forma tres óxidos principales. Escribe las fórmulas de los mismos e indica sus estados de oxidación.
- 6.- ¿Con qué estado de oxidación y que nombre reciben los siguientes óxidos: NO, N₂O₃, N₂O?
- 7.- ¿Qué diferencia encuentra entre los hidruros metálicos y los no metálicos? Ejemplifique.
- 8.- Ejemplifique con fórmula y nomenclatura de hidruros metálicos y no metálicos de cada uno de los elementos del período 2. De ser posible indique también los nombres comunes que conoce.
- 9.- ¿Cuál es la nomenclatura de los hidruros no metálicos que forman ácidos en solución? Ejemplifique con dos elementos.
- 10.- Conociendo los iones de los hidruros de N, P y As, indique la fórmula y nomenclatura de estos hidruros y cuando estos incorporan el ión H⁺¹.
- 11.- Completar la siguiente tabla, indicando fórmula o nombre del compuesto según corresponda:

Fórmula	Compuesto	Fórmula	Compuesto
B ₂ S ₃	Trisulfuro de diboro		Dicloruro de diazufre
IF ₇		CCl ₄	
BrCl		ICl ₃	
SF ₄			Tetracloruro de silicio

12.- Formula las bases y los cationes posibles de cada una.

BASE	CATION	FÓRMULA
Hidróxido de Amonio		
Hidróxido níquelico		
Hidróxido de zinc		
Hidróxido plúmbico		

13.- Defina la función ácido inorgánico y ejemplifique.

14.- Formule e identifique cinco ácidos que tengan 3 átomos de oxígeno.

15.- Formule y clasifique los ácidos posibles que pueda formar el Cl.

16.- Exprese las nomenclaturas posibles de los compuestos ácidos que forma el azufre.

17.- Responde verdadero (V)/ falso (F) según corresponda:

a) Los ácidos son compuestos donde el H se combina con un no metal ()

b) El NH_3 es un compuesto ácido ()

c) Todos los ácidos tienen oxígeno ()

d) Existen ácidos formados a partir de elementos metálicos ()

18.- Seleccione e identifique aniones y cationes y formule al menos 10 sales: Cl^{-1} , S^{-2} , SO_3H^- , NH_4^{+1} , MnO_4^{-2} , HCO_3^{-1} , Co^{+3} , Pb^{+4} , PH_4^{+1} , Hg^{+2}

19.- Formular todos los ácidos posibles del fósforo (P) y todas las sales que pueda formar con el aluminio (Al).

20.- Las sales terminadas en uro son:

a) Sales oxácidas

b) La forman ácidos sin oxígeno

c) El anión es un metal

d) Proviene de ácidos que terminan en hídrico.

21.- Completa el siguiente cuadro:

Fórmula	Nomenclatura		
	Clásica	Atomicidad	Stock
		Tri hidroxido de aluminio	
Pd(OH) ₄			
			Hidróxido de cobalto (II)
	Hidróxido mercúrico		

22.- Los cationes posibles, en este caso según pierdan 1, 2 o mas oxhidrilos, de las siguientes bases

	Fórmula del catión	Nombre
Hidróxido de Amonio		
Hidróxido Férrico		

23.- Formula y denomina los ácidos y sus anión/es posibles.

ACIDO	ANION/ES	NOMENCLATURA
Arsénico (Ortoarsénico)		
Metafosfórico		
Nitroso		
Silícico (ortosilícico)		
Perbrómico		
Sulfhídrico		

24.- Complete el siguiente cuadro:

Anión	Catión	Sal	Nomenclatura
BO_3^{-3}			
	Amonio		
		$\text{Na}(\text{HCO}_3)_2$	
Sulfuro			
			Metaarsenito cuproso
	Fe^{+3}		
ClO_4^{-1}			

25.- Completar el siguiente cuadro:

Nombre común	Nomenclatura	Fórmula
Agua lavandina	Hipoclorito de sodio	
Sal de mesa	Cloruro de sodio	
Bicarbonato	Bicarbonato de sodio	
Yeso	Sulfato de calcio	
Fungicida para piletas de	Sulfato de cúprico	
Abonos o fertilizantes de uso agronómico	Nitrato de potasio	
	Fosfato ácido de amonio	

26.- Escribir el nombre de los siguientes compuestos

H_2SO_4	MgCl_2	CaO	SO_2
HCl	HBrO_4	CdO	NaHCO_3
Na_2SO_4	HClO	N_2O_3	CaCO_3
NaClO_2	HLi	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
AgNO_3	NH_3	BaO	Au_2CO_3
FeCl_2	PH_3	Ni_2O_3	LiClO_4
LiClO_2	KMnO_4	Br_2O	$\text{Fe}(\text{HO})_3$
CuO	Na_2CO_4	AlAsO_3	CaF_2
FeO	BaSO_4	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	KH
CO_2	KNO_3	HNO_3	
H_2O	Ag_2CO_3	FeS	

TERCER BLOQUE

En este bloque trataremos los siguientes temas:

Reacciones Químicas. Estequiometría. Disoluciones

Comenzaremos por considerar cómo podemos usar fórmulas químicas para escribir ecuaciones que representen reacciones químicas.

Luego usaremos fórmulas químicas para relacionar las masas de las sustancias con el número de átomos, moléculas o iones que contienen, lo cual lleva al concepto crucial de mol.

Usaremos la información cuantitativa inherente a las fórmulas y ecuaciones químicas, junto con el concepto de mol, para predecir la cantidad de sustancias que se consume o produce en las reacciones químicas.

Después consideraremos el concepto de disoluciones y la forma de expresar la concentración.

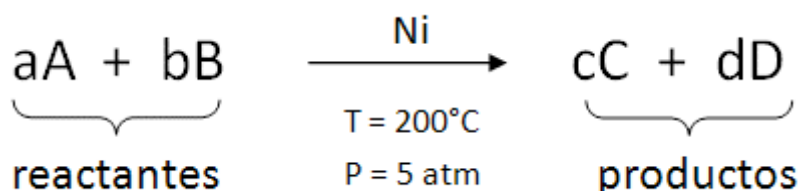
6.1- Reacciones químicas

Una reacción química (o cambio químico), es un proceso en el que, a partir de una o más sustancias se originan otra u otras diferentes de las iniciales.

Las ecuaciones químicas se emplean para describir las reacciones químicas e indican:

1. Las sustancias que reaccionan o reactantes, se denominan Reactivos.
2. Las sustancias que se forman se denominan Productos.
3. Cantidades relativas de las sustancias que participan en la reacción

Identifiquemos en una ecuación química general, donde se especifica las condiciones en la que se transcurre la reacción:



Donde:

\longrightarrow : simboliza el sentido de la reacción. Indica que A y B se transforman en C y D. El símbolo significa o interpreta como "igual a", y es lo que le da a la expresión la categoría de ecuación.

a, b, c, d: Son coeficientes, generalmente son números enteros, nos indica el número de unidades fórmula de las sustancias.

200°C y 5 atm: Indica las condiciones de presión y temperatura en las que los reactivos A y B se transforman en los productos C y D.

$\xrightarrow{\text{Ni}}$: Esta notación se emplea para indicar que la reacción química ocurre en presencia de un catalizador (agentes físicos o químicos que modifican la velocidad de una reacción). En la ilustración el Ni es un catalizador.

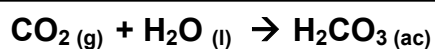
Otros símbolos importantes que suelen utilizarse en una reacción química son:

(s): La sustancia está en fase sólida

(l): La sustancia está en fase líquida

(g): La sustancia está en fase gaseosa

(ac): La sustancia está disuelta en agua (solución acuosa)

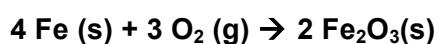
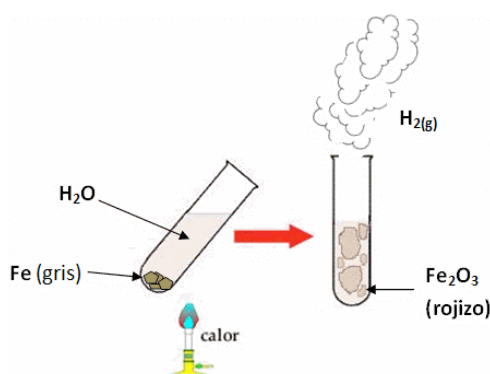


(sol) : La sustancia está formando una solución o disolución

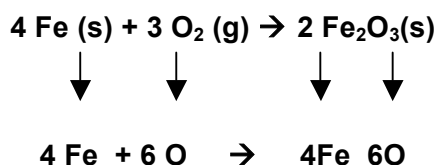
↑: Significa que es una sustancia gaseosa y se desprende del reactor químico

↓: Significa que es una sustancia sólida insoluble en el disolvente donde ocurre la reacción y por lo tanto se precipita en forma de sedimento, por su mayor densidad.

Por ejemplo, cuando reacciona Fe con el oxígeno formando Fe₂O₃. Escribimos la ecuación química para esta reacción:



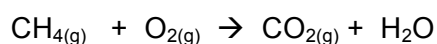
Debido a que los átomos no se crean ni se destruyen en ninguna reacción, una ecuación debe tener un número igual de átomos de cada elemento en cada lado de la flecha. Cuando esto sucede se dice que la ecuación está balanceada. Esto lo podemos observar a continuación:



6.1.1- ¿Cómo escribir y ajustar una ecuación química?

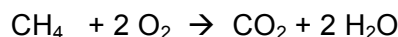
En este punto vamos a desarrollar una metodología de balanceo de ecuaciones químicas, para ilustrar esto utilizaremos la reacción que ocurre en la combustión del metano. Los reactivos son metano y oxígeno y los productos generados son dióxido de carbono y agua. Para escribir esta ecuación seguiremos el siguiente procedimiento:

Escribir la ecuación sin ajustar: las fórmulas de los reactivos se colocan a la izquierda, y las de los productos a la derecha. Ambos separados por una flecha.



Para empezar le ponemos un coeficiente 2 al agua, con lo que tenemos 4 átomos de hidrógeno en cada lado: $\text{CH}_4 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + 2 \text{ H}_2\text{O (g)}$

Veamos ahora los átomos de oxígeno. Hay $2 + 2 = 4$ átomos de O a la derecha. Para obtener 4 átomos a la izquierda le ponemos un coeficiente de 2 al O_2 .



Por último vemos el carbono, en total hay 1 átomo en ambos lados.

IMPORTANTE: recordar para el balanceo de las ecuaciones lo siguiente:

1. Se identifican todos los reactivos y productos, se escriben sus fórmulas correctas del lado izquierdo y derecho de la ecuación, respectivamente.
2. Las ecuaciones se ajustan a partir de los coeficientes de las fórmulas, nunca cambiando los subíndices de las mismas, se cambia la identidad de la sustancia.
3. Para balancear una ecuación, es mejor empezar por aquel elemento que aparezca sólo en una especie a cada lado de la ecuación, deben tener el mismo coeficiente (no se balancea), a continuación se buscan los elementos que aparecen sólo una vez de cada lado de la ecuación pero con diferente número de átomos, se hace el balance. Luego elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación

6.2- Estequiometría

Los problemas que se basan en las ecuaciones químicas se llaman cálculos estequiométricos. Para expresar las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos en las reacciones químicas se pueden utilizar diferentes unidades.

6.2.1- Masa atómica relativa:

Las masas atómicas relativas se expresan según un sistema arbitrario. Desde el año 1961 se toma como base para la escala convencional de masas atómicas el isótopo más abundante del carbono al que se le asigna el valor 12. La unidad de masa atómica (u.m.a.) se define como una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono 12. De esta manera se puede definir las masas atómicas relativas como: masa atómica relativa de un elemento es un número que indica cuántas veces pesa más un átomo de dicho elemento que un doceavo parte de la masa de un átomo de carbono 12.

La elección del valor 12 se debe a que con esta convención la mayoría de los elementos tienen masas atómicas muy cercanas a números enteros y ninguno de ellos tiene un valor menor que la unidad.

6.2.2- Masa molecular relativa:

Para expresar las masas moleculares relativas se utiliza la misma unidad que para las masas atómicas relativas. Por lo tanto, se pueden definir de la siguiente forma:

“la masa molecular relativa (M_r) se calcula sumando las masas atómicas relativas de los átomos que constituyen una molécula. Por ejemplo, cálculo de la masa molecular relativa del ácido sulfúrico (H_2SO_4), sabiendo que las masas atómicas son: S: 32, O: 16, H:1.

$$M_r = 1S + 4O + 2H = 32 + (16 \times 4) + (1 \times 2) = 32 + 64 + 2 = 98$$

6.2.3- Mol

En el sistema SI, el mol es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones) como átomos hay exactamente en 12 g (o 0.012 kg) del isótopo carbono 12. El número real de átomos en 12 gramos de carbono se determina experimentalmente. Este número se denomina número de Avogadro (N_A), cuyo valor comúnmente aceptado es: $N_A = 6.02 \times 10^{23}$

Se ha visto que 1 mol de átomos de carbono 12 tiene una masa de 12 gramos y contiene 6.022×10^{23} átomos. Esta cantidad de carbono es su masa molar (M) y se define como la masa (en gramos o kilogramos) de 1 mol de unidades (como átomos, moléculas, iones) de sustancia.

En forma práctica, un mol de una sustancia es igual a su masa atómica relativa o masa molecular relativa expresada en gramos.

6.2.4: Volumen molar (VM):

Es el volumen ocupado por un mol de cualquier sustancia, elemental o compuesta, al estado gaseoso. El volumen que ocupa un mol depende de las condiciones de presión y temperatura, pero no de la naturaleza del gas.

En condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), un mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22.4 litros, valor que se conoce como volumen molar normal.

“Volumen Molar Normal en CNPT (T: 273K; P: 1 atm) para un mol de cualquier gas es igual a 22.4 litros”.

Una pregunta básica que se plantea en el laboratorio es ¿qué cantidad de producto se obtendrá a partir de determinada cantidad de reactivos? y la pregunta inversa, ¿Cuánto reactivo necesito para obtener determinada cantidad de producto?

Para interpretar una reacción química en forma cuantitativa es necesario aplicar el conocimiento de las masas molares y el concepto de mol.

6.2.5- Calculos estequimétricos

Las etapas esenciales para realizar cálculos estequiométricos:

- Ajustar la ecuación química
- Calcular la masa molecular cada compuesto
- Convertir las masas a moles
- Usar los coeficientes de la ecuación ajustada para determinar las proporciones de reactivos y productos
- Reconvertir las moles a masas si se requiere.

Teniendo en cuenta que la proporción estequiométrica es constante, en base a ella se puede averiguar, por ejemplo, qué cantidad de productos se forman a partir de una cierta cantidad de reactivos o cuánto debe reaccionar de cada uno de los reactivos para que se forme una determinada cantidad de un producto.

Ejemplo

¿Qué cantidad de oxígeno es necesaria para reaccionar con 100 gramos de carbono produciendo dióxido de carbono?

Masa atómica del oxígeno = 16

Masa atómica del carbono = 12

La reacción es: $C + O_2 \rightarrow CO_2$.

Para formar una molécula de dióxido de carbono, hacen falta un átomo de carbono y dos de oxígeno, o lo que es lo mismo, un mol de carbono y dos mol de átomo de oxígeno.

1 mol de carbono	→	2 mol de oxígeno
12 gramos de carbono	→	2 x 16 gramos de oxígeno
100 gramos de carbono	→	x gramos de oxígeno

Como el problema me pide calcular masa de oxígeno, utilizo la proporción siguiente:

12 gr C → 32 gr de O

100 gr C → x = 266,67 gramos de oxígeno

Otro ejemplo:

¿Cuántos g de Na se necesitan para preparar 12 g de sal (NaCl)?

Reacción ajustada: $2 \text{ Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ NaCl}$

Masa atómica Na = 23

Masa atómica Cl = 35.5

Masa molecular NaCl = $23 + 35,5 = 58.5$

Cálculos:

Se establece la relación teórica-práctica, y se calcula la cantidad de sodio:

Ecuación	$2 \text{ Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ NaCl}$		
Teórica	46 g	71g	117 g
Práctica	X g	--	12g

$117 \text{ gr NaCl} \rightarrow 46 \text{ gr Na}$

$12 \text{ gr NaCl} \rightarrow x = 4.7 \text{ gr Na}$

GUÍA DE ESTUDIO

- Describir los componentes de una ecuación química, y significados de los símbolos usados.
- ¿Qué entiende por ajuste o balanceo de una ecuación química?
- ¿Qué es la masa atómica relativa de un elemento? ¿Dónde se encuentra tabulada?
- Dar ejemplos.
- ¿Qué es la masa molecular relativa? ¿Se encuentra tabulada o se obtiene mediante cálculos? Dar un ejemplo.
- Definir mol.
- Definir volumen molar.
- ¿Cuál es el objeto de estudio de la estequiometría?

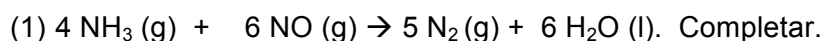


ACTIVIDAD PRÁCTICA

- Dada la siguiente ecuación hipotética: $4 A + B_2 \rightarrow 2 A_2B$.
 - ¿Cuáles son los coeficientes estequiométricos y qué significan?
 - ¿Cuáles son los reactivos y productos?
 - ¿Cómo leería la ecuación anterior en función de moles de átomos y de moléculas?
 - ¿Cómo leería la ecuación empleando el número de Avogadro?
- Dada la siguiente reacción que debe balancear: $N_2(g) + H_2(g) \rightarrow NH_3$. Indicar cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:
 - 1 molécula de nitrógeno reacciona con 3 moles de H_2 para formar dos moléculas de NH_3 .
 - 2 átomos de N reaccionan con 6 átomos de H para formar 2 moléculas de NH_3 .
 - 1 mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 para formar 2 moles de amoníaco.
 - 28 g de N_2 reaccionan con 2 g de H_2 para formar 17 g de NH_3
 - 28 g de N_2 reaccionan con 6 g de H_2 para formar 34 g de NH_3
 - En CNPT, reaccionan 22,4 l de N_2 con 22,4 l de H_2 para formar 22,4 l de NH_3 .
- Escriba e iguale las siguientes ecuaciones químicas:
 - Oxígeno + calcio \rightarrow óxido de calcio
 - Oxígeno + azufre \rightarrow óxido sulfuroso
 - Oxígeno + hierro \rightarrow óxido férrico
 - Oxígeno + plata \rightarrow óxido de plata
 - Oxígeno + aluminio \rightarrow óxido de aluminio
- Completar con los correspondientes coeficientes estequiométricos las siguientes ecuaciones químicas:
 - $S + O_2 \rightarrow SO_2$
 - $Cl_2 + O_2 \rightarrow Cl_2O_5$
 - $Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$
 - $HClO_3 + NaOH \rightarrow NaClO_3$
 - $H_2CO_3 + NaOH \rightarrow Na_2CO_3$
- En la fermentación de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$), se produce etanol (C_2H_5OH), según la ecuación: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH + CO_2$. ¿Cuántos g de etanol se formarán por fermentación de 900 g de glucosa?
- Una cierta masa de magnesio reacciona con 80 g de oxígeno produciendo 200 g de óxido

de magnesio. Calcular cuántos g de magnesio han reaccionado.

7. Calcular la masa de HCl necesaria para reaccionar estequiométricamente con 200 g de carbonato de calcio. Plantee la reacción que se lleva a cabo y realice los cálculos correspondientes.
8. Calcular la masa y el volumen de O₂ que se obtienen en CNPT al calcinar 108,3 g de óxido de mercurio (II), según la reacción: $\text{Hg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{HgO}$. Determinar cuántos g de HgO son necesarios para obtener 22,4 l de oxígeno en esas condiciones.
9. Una de las formas de eliminar NO (contaminante atmosférico) de las emisiones de humos, es haciéndolo reaccionar con amoníaco.



- a) 16,5 moles de NO reaccionan con moles de NH₃
 - b) 9,30 moles de NO reaccionan dando.....moles de N₂
 - c) 0,772 moles de N₂ se producen a partir de moles de NO
 - d) 78,5 cm³ de NH₃ (en CNPT) producen litros de N₂.
10. Dada la reacción: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
 - a) Completar y balancear
 - b) Calcular las masas moleculares relativas de todas las especies químicas
 - c) Si se mezclan para que reaccionen 100 g de Ca(OH)₂ con HCl en exceso, ¿Cuántos moles y gramos de sal se obtienen?
 11. El agotamiento de ozono (O₃) en la estratosfera, se cree que se debe a que el ozono reacciona con el NO de las emisiones de los aviones a propulsión, entre otras. Según la reacción: $\text{O}_3 + \text{NO} \rightarrow \text{O}_2 + \text{NO}_2$. Si 0,74 g de ozono reaccionan estequiométricamente con el NO, ¿Cuántos g de NO₂ se producen?
 12. A partir de la descomposición de la piedra caliza (CaCO₃):
 1. $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$. Calcular:
 - a) ¿Cuántos gramos de CaCO₃ serán necesarios para obtener 1,5 moles de óxido de calcio?
 - b) ¿Cuántos litros de CO₂, medidos en CNPT, se desprenden en esta reacción?
 11. ¿Qué volumen de oxígeno en CNPT se necesitará para quemar 1,00 kg de pentano, C₅H₁₂ (g), en la combustión?
 12. El hierro reacciona con ácido clorhídrico, formando cloruro férrico y desprendiendo hidrógeno. Calcular las masas de hierro y ácido clorhídrico, necesarias estequiométricamente, para obtener de 8 g de hidrógeno.

13. Cuando se colocó una cinta de magnesio de 20,0 g en un vaso de precipitado con una disolución acuosa de ácido clorhídrico, una vigorosa reacción produjo hidrógeno gaseoso, cloruro de magnesio y suficiente calor para que el vaso se sintiera caliente al tacto.
- a) Escribe una ecuación balanceada que represente la reacción.
 - b) Indica cuántos moles de hidrógeno gaseoso se produjeron
 - c) Calcula cuántos gramos de ácido clorhídrico se consumieron durante la reacción.
 - d) Calcula los gramos totales de reactivos y los gramos totales de productos.
14. El dióxido de manganeso y el ácido clorhídrico reaccionan para dar cloruro manganoso, cloro y agua. Calcular las masas de dióxido de manganeso y ácido clorhídrico, necesarias estequiométricamente, para obtener 1420 g de cloro.
15. En la obtención del fósforo, el anhídrido fosfórico es reducido por el carbón de acuerdo a la siguiente expresión no balanceada: $P_2O_5 + C \rightarrow CO + P$ ¿Cuántos moles de carbono serán necesarios para la obtención de 2,5 Kg. de fósforo?

6.3- SOLUCIONES

Las soluciones o disoluciones, en química son mezclas homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación. La concentración de una solución constituye una de sus principales características. Muchas de las propiedades de las soluciones dependen exclusivamente de la concentración. Su estudio resulta de interés tanto para la física como para la química. Algunos ejemplos de soluciones son: agua salada, oxígeno y nitrógeno del aire, el gas carbónico en los refrescos y todas las propiedades: color, sabor, densidad, punto de fusión y ebullición dependen de las cantidades que pongamos de las diferentes sustancias.

La sustancia presente en mayor cantidad suele recibir el nombre de solvente, y a la de menor cantidad se le llama soluto y es la sustancia disuelta.

El soluto puede ser un gas, un líquido o un sólido, y el solvente puede ser también un gas, un líquido o un sólido. El agua con gas es un ejemplo de un gas (dióxido de carbono) disuelto en un líquido (agua). El hecho de que la mayor parte de los procesos químicos tengan lugar en disolución hace del estudio de las disoluciones un apartado importante de la química.

6.3.1- Solubilidad

La solubilidad es la capacidad que tiene una sustancia para disolverse en otra, la solubilidad de un soluto es la cantidad de este en el seno de la solución.

Algunos líquidos, como el agua y el alcohol, pueden disolverse entre ellos en cualquier proporción. En una solución de azúcar en agua, puede suceder que, si se le sigue añadiendo más azúcar, se llegue a un punto en el que ya no se disolverá más, pues la solución está saturada.

La solubilidad de un compuesto en un solvente concreto y a una temperatura y presión dadas se define como la cantidad máxima de ese compuesto que puede ser disuelta en la solución. En la mayoría de las sustancias, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura del solvente. En el caso de sustancias como los gases o sales orgánicas de calcio, la solubilidad en un líquido aumenta a medida que disminuye la temperatura.

6.3.2- Propiedades Físicas de las Soluciones

Cuando se añade un soluto a un solvente, se alteran algunas propiedades físicas del solvente. Al aumentar la cantidad del soluto, sube el punto de ebullición y desciende el punto de solidificación. Así, para evitar la congelación del agua utilizada en la refrigeración de los motores de los automóviles, se le añade un anticongelante (soluto).

6.3.3- Concentraciones de las Soluciones

Existen distintas formas de expresar la concentración de una solución, dentro de las unidades físicas tenemos:

- **Porcentaje de masa en masa (%m/m):** expresa el número de unidades de masa de soluto por 100 unidades de masa de solución (gr soluto → 100 gr solución)
- **Porcentaje de masa en volumen (%m/V):** expresa el número de unidades de masa de soluto por 100 unidades de volumen de solución. (g soluto → 100 mL solución)

Masa de la solución = masa del soluto (g) + masa del solvente (g).

Para convertir la masa o el volumen de la solución se utiliza el dato de densidad (m/V).

La principal unidad química es la molaridad (M): se define como la cantidad de sustancia de soluto, expresada en moles, contenida en un cierto volumen de solución, expresado en litros, es decir: $M = n/V$.

Número de moles de soluto (n): es el cociente entre la masa de soluto (m) y la masa de un mol (masa molar: Mm) de soluto, es decir: $n = m/Mm$.

Por ejemplo:

Para conocer la molaridad de una solución que se ha preparado disolviendo 70 g de cloruro de sodio (NaCl) hasta obtener 2 litros de solución. Se debe resolver lo siguiente:

1. Hay que calcular el número de moles de NaCl. Como la masa molar del cloruro de sodio es la suma de las masas atómicas de sus elementos, es decir, $23 + 35,5 = 58,5$ g/mol, el número de moles será $70/58,5 = 1,2$.
2. Calculo de la molaridad: $M = 1,2 \text{ moles}/2 \text{ litros} = 0,6 \text{ M}$ (0,6 molar).

GUÍA DE ESTUDIO

- a) ¿Qué es una solución?
- b) ¿Qué entiende por solubilidad?
- c) Indicar que criterio utilizar para designar cual es el soluto y cual el solvente en una solución.
- d) ¿Qué significan las siguientes expresiones de concentración: % m/m; % m/v; mol/dm³?



ACTIVIDAD PRÁCTICA

1. Calcular la densidad de una solución, cuyo volumen es 200 cm^3 y su masa 130 g.
2. Calcular la masa de un solvente, de densidad $1,8 \text{ g/cm}^3$ y su volumen es 120 cm^3 .
3. Calcular el volumen de una solución, de densidad $1,20 \text{ g/cm}^3$ y su masa 100 g.
4. Se disuelven 25 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 200 g de agua. Calcular el % m/m de la solución formada.
5. Calcular la molaridad (M) de una solución que contiene:
 - a) 58,5 g de NaCl en 1 dm^3 de solución
 - b) 117 g de NaCl en 3000 cm^3 de solución
 - c) 10 g de NaOH en 500 cm^3 de solución
6. Calcular la molaridad de una solución acuosa que contiene en 500 cm^3 disueltos 60 g de H_2SO_4 .
7. Se prepara una solución con 20 g de un soluto A (Mr: 100) en 60 g de agua. La densidad de la solución resulta de 1,2 g/ml. Determinar: % m/m, m/V y M
8. 750 g de una solución acuosa contienen 100 g de soluto (Mr: 98). La densidad de la solución es $1,10 \text{ g/cm}^3$. Calcular %m/V, % m/m y M
9. 400 g de una solución acuosa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ contienen 20 g de soluto. Expresar la concentración en % m/m.
10. Calcular la molaridad de una solución que contiene 20 g de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ en 400 cm^3 de solución acuosa.
11. Calcular la molaridad de una solución que contiene 45 g de HNO_3 en 500 cm^3 de solución.
12. Calcular la molaridad de una solución que contiene 15 g de CuSO_4 en 240 cm^3 de solución.

BIBLIOGRAFÍA

Bibliografía Recomendada

Chang, Raymond. (2002). "Química". Séptima Edición. Mc Graw-Hill. México

Whitten, Kenneth W. y col. (1998). "Química General" Quinta Edición. McGraw-Hill. México.

Bibliografía Consultada

Atkins, Peter W. (1992). Química General. Ed. Omega. España.

Brown, Theodore y col. (2004). "Química La Ciencia Central". Novena Edición. Prentice-Hall Hispanoamericana S.A. México.

Chang, Raymond. (2002). "Química". Séptima Edición. Mc Graw-Hill. México

Chang, Raymond. (2010). "Química". Décima Edición. Mc Graw-Hill. México

Whitten, Kenneth W. y col. (1998). "Química General" Quinta Edición. McGraw-Hill. México

Sitios Web:

Fernández García Mariola y col. Recursos Tic y bilingües para el área de ciencias. Cambios químicos de la materia. Disponible en:

http://www.quimicaweb.net/grupo_trabajo_ccnn_2/tema6/index.htm. Visitado: 24/01/12.

Laboratorio virtual Ibercaja. Formulación química inorgánica. Disponible en:

<http://www.ibercajalav.net/actividades.php?codopcion=2252&codopcion2=2257&codopcion3=2530&codopcion4=2530>. Visitado: 24/01/2012.

Química y tecnología online. Métodos de separación. Disponible en:

<http://tecnoquimica53.blogspot.com/2008/02/mtodos-de-separacin.html>. Visitado: 24/01/2012.

Vaquero Miguel. Applets de química (Bachillerato). Disponible en:

<http://www.deciencias.net/proyectos/4particulares/quimica/index.htm>. Visitado: 24/01/2012.