



INSTITUTO SUPERIOR
TECNOLÓGICO
VICENTE LEÓN

Guía

general de estudio
de la asignatura

QUÍMICA APLICADA

Sandro Javier Espín Espín



Carrera de Tecnología Superior en Seguridad e Higiene del Trabajo

Asignatura: Química Aplicada

Código de la asignatura: SHT02-1B2

Primer Nivel



INSTITUTO SUPERIOR
TECNOLÓGICO
VICENTE LEÓN

Av. Amazonas y Clemente Yerovi / Latacunga – Cotopaxi
Campus Norte

QUÍMICA APLICADA

Autor: Sandro Javier Espín Espín

MSc. Ángel Velásquez Cajas Editor

Directorio editorial institucional

Mg. Omar Sánchez Andrade Rector

Mg. Fabricio Quimba Herrera Vicerrector

Mg. Milton Hidalgo Achig Coordinador de la Unidad de Investigación

Diseño y diagramación

Mg. Alex Zapata Álvarez

Mtr. Leonardo López Lidioma

Revisión técnica de pares académicos

– Lara Jacome Oscar Rodrigo

Universidad de las Fuerzas Armadas ESPE

orlara@espe.edu.ec

– Daniel Gustavo Tobar Herrera

Universidad de las Fuerzas Armadas ESPE

japarreno2@espe.edu.ec

ISBN: 978-9942-686-84-8

Primera edición

Agosto 2024

Usted es libre de compartir, copiar la presente guía en cualquier medio o formato, citando la fuente, bajo los siguientes términos: Debe dar crédito de manera adecuada, bajo normas APA vigentes, fecha, página/s. Puede hacerlo en cualquier forma razonable, pero no de forma arbitraria sin hacer uso de fines de lucro o propósitos comerciales; debe distribuir su contribución bajo la misma licencia del original. No puede aplicar restricciones digitales que limiten legalmente a otras a hacer cualquier uso permitido por la licencia.



RIMANA
EDITORIAL

Contenido

DESARROLLO GUÍA DE ESTUDIO	5
1. Datos informativos	5
2. Presentación de la Asignatura	5
3. Introducción de los Temas	6
4. Objetivos de Aprendizaje	6
5. Unidad y Subunidades	7
6. Resultados de Aprendizaje	7
7. Estrategias Metodológicas	8
8. Criterios de Evaluación	8
9. Desarrollo de las Subunidades	9
10. Actividades de Aprendizaje	47
11. Autoevaluación	47
12. Evaluación final	51
13. Solucionario de las Autoevaluaciones	51
14. Glosario	54
15. Referencias Bibliográficas	57

DESARROLLO GUÍA DE ESTUDIO

1. Datos informativos

Sandro Javier Espín es docente de la carrera Seguridad e Higiene del Trabajo del Instituto Tecnológico Superior Vicente León (ISTVL). Graduado como Ingeniero en Medio Ambiente (UTC), con maestría en Docencia y Currículo para la Educación Superior (UTA), cuenta con vasta experiencia en el área docente, compartiendo conocimientos relacionados con la química y el medioambiente en diversas instituciones educativas y en distintos niveles educativos entre las cuales se pueden mencionar UFA – ESPE (Unidad de Tecnologías), ITSA, ETFA, EPAE, Unidad Educativa Belisario Quevedo, SOMEK-Cotopaxi, llegando a ejercer cargos gerenciales como director de la Carrera de Seguridad Aérea y Terrestre del ITSA por 6 meses, y como director de Carrera de Seguridad e Higiene del Trabajo del ITSVL por alrededor de 8 años.

2. Presentación de la Asignatura

La asignatura de química se centra en la investigación de la materia y los cambios que puede experimentar. La materia, definida como las sustancias físicas que ocupan espacio y tienen masa, está compuesta por diversas combinaciones de elementos químicos. La química orgánica, por su parte, se dedica al estudio de los compuestos que contienen carbono, formando todo un campo debido a la sorprendente versatilidad de estas moléculas.

Desde sus inicios, el objetivo ha sido que los estudiantes no solo comprendan la química de manera teórica y distante de su realidad, sino que también sean conscientes de su estrecha relación con la vida cotidiana. La intención es formar individuos que desarrollen una conciencia ambiental, abarcando tanto el entorno artificial como el natural, y que valoren los conocimientos adquiridos como herramientas valiosas para satisfacer sus necesidades actuales y futuras.

Todo esto, sin perder de vista la responsabilidad hacia las generaciones venideras.

3. Introducción de los Temas

La asignatura de Química Aplicada se orienta a inculcar a los estudiantes de la carrera de Seguridad e Higiene del Trabajo un interés genuino por el aprendizaje de la Química. Este enfoque tiene como objetivo que los estudiantes valoren las aplicaciones de la Química en diversos contextos y se involucren en una experiencia intelectualmente estimulante y satisfactoria al aprender y estudiar.

La meta es suministrar a los discentes una estructura sólida y equilibrada de conocimientos químicos, a su vez desarrollar habilidades prácticas que les permitan emplear esos conocimientos de manera efectiva con temas relacionados con la seguridad. Se busca que los estudiantes no solo adquieran información teórica, sino que también puedan utilizar esos conocimientos para mejorar y contribuir al aspecto de seguridad en su entorno laboral.

En virtud de lo anterior, se abordan en la Unidad 1 los conceptos básicos relacionados con la Química Inorgánica, como parte fundamental aplicable en la elaboración de compuestos químicos. En la Unidad 2 se estudia la estructura atómica de los compuestos químicos, a partir del conocimiento previo de la nomenclatura química y posterior elaboración de los compuestos. La Unidad 3 es la más destacable, puesto que comprende la elaboración de compuestos químicos aplicando los principios, reglas y normas según el tipo de nomenclatura, con énfasis en la nomenclatura IUPAC.

Las Unidades 4 y 5 refieren a la Química Orgánica carbonada y la nomenclatura de compuestos orgánicos, respectivamente, permitiendo a los futuros Tecnólogos reconocer las diferencias entre los compuestos orgánicos e inorgánicos, y adicionalmente identificar los riesgos y procedimientos de manejo de sustancias químicas en el ámbito laboral.

4. Objetivos de Aprendizaje

– Demostrar un sólido conocimiento y comprensión de los hechos esenciales, conceptos, principios y teorías vinculados a las diversas áreas de la Química.

- Realizar y ejecutar varios ejercicios de cada uno de los compuestos, los conforma y sabe cuáles son las nomenclaturas exactas de cada compuesto, y por último diferencia e identifica cada compuesto inorgánico.

- Conocer y comprender los métodos de obtención de los productos de química inorgánica.

- Reconocer los riesgos en el uso de sustancias químicas y procedimientos de su manejo en la actividad laboral.

5. Unidad y Subunidades

5.1. Unidad I. Química Inorgánica.

5.1.1. Materia y Energía.

5.1.2. Diferencia Entre Masa y Peso.

5.1.3. Medidas y Factores de Conversión.

5.1.4. Escalas de Temperatura.

5.2. Unidad II. Estructura Atómica.

5.2.1. Estructura Atómica.

5.2.2. Enlace Covalente, Covalente y Metálico.

5.2.3. Tabla Periódica.

5.3. Unidad III. Nomenclatura Química Inorgánica.

5.3.1. Anhídridos.

5.3.2. Óxidos y Peróxidos.

5.3.3. Óxidos Salinos y Óxidos de los no metales.

5.3.4. Hidruros Metálicos y Compuestos Metálicos.

5.3.5. Ácidos: Hidrácidos, Oxácidos, Sulfo Seleni Teluri.

5.3.6. Hidróxidos Metálicos: Bases o Alcalis.

6. Resultados de Aprendizaje

- Evidencia un sólido conocimiento y comprensión de los hechos fundamentales, conceptos, principios y teorías asociadas con las distintas áreas de la Química.

- Realiza y ejecuta varios ejercicios de cada uno de los compuestos, los conforma y sabe cuáles son las nomenclaturas exactas de cada compuesto, y por último diferencia e identifica cada compuesto inorgánico.

- Conoce y comprende los métodos de obtención de los productos de química inorgánica.
- Reconoce y otorga valor a la identificación de peligros relacionados con el manejo tanto de elementos como de compuestos químicos en la vida cotidiana.
- Reconoce los riesgos en el uso de sustancias químicas y procedimientos de su manejo en la actividad laboral.

7. Estrategias Metodológicas

Promover la centralidad del estudiante y el desarrollo de habilidades blandas en el proceso de enseñanza-aprendizaje a partir de:

- Aprendizaje activo: fomentando la participación activa de los estudiantes en el proceso de aprendizaje, lo que implica la resolución de problemas, experimentos prácticos, debates en clase y la realización de proyectos de investigación.
- Aprendizaje Basado en Problemas (ABP): planteamiento de problemas del mundo real relacionados con la química que necesiten ser resueltos, a fin de estimular el pensamiento crítico, la creatividad y la aplicación de conocimientos en situaciones concretas.

8. Criterios de Evaluación

Tabla 2
Criterios de Evaluación

Actividad de Evaluación	Primer Parcial %(puntos)	Segundo Parcial %(puntos)	Tercer Parcial %(Puntos)
Trabajos Prácticos	6	6	6
Lecciones	2	2	2

Evaluaciones	2	2	2
Total	10	10	10

Nota. Parámetros para el proceso cuantitativo de evaluación y promedio

Tomado de. Espín, S. 2024

Elaborado por. El autor

9. Desarrollo de las Subunidades

9.1. Unidad I. Química Inorgánica

La aparición de la Química dentro de las Ciencias Naturales la posiciona como una de las disciplinas más primordiales, desempeñando un papel crucial en diversos campos del conocimiento. Su importancia se extiende a disciplinas como la ciencia de materiales, biología, farmacia, medicina, geología, ingeniería y la astronomía, entre muchas otras disciplinas. (Armendáriz, G. 2010, p. 10).

La Química se define como la ciencia encargada de estudiar la composición, estructura y propiedades de la materia, así como sus interacciones con la energía. Además, se ocupa de analizar las transformaciones o reacciones que la materia puede experimentar, siguiendo leyes y principios específicos. Dado que todo lo que existe en cualquier medio está compuesto por materia, se deduce que la Química abarca el estudio de prácticamente todo lo que existe, convirtiéndola en una ciencia básica fundamental (Armendáriz, G. 2010, p. 10).

La Química se caracteriza como una ciencia empírica al utilizar el método científico, que implica la observación, la cuantificación y, principalmente, la experimentación. En su sentido más abarcador, la Química investiga las diversas sustancias presentes en nuestro planeta, así como las reacciones que provocan su transformación en otras sustancias. Un ejemplo concreto es el cambio de estado del agua, ya sea de líquida a sólida o de gaseosa a líquida.

Además, la Química se ocupa del estudio de la estructura molecular de las sustancias y, no menos relevante, de sus propiedades. Este enfoque integral permite comprender tanto los procesos macroscópicos como los fenómenos

a nivel molecular, contribuyendo así a un entendimiento más profundo de la materia y sus interacciones.

Tabla 2

División de la química

Rama	Campo de Estudio
General	Son aquellos rasgos fundamentales que se describen claramente en la estructura y el funcionamiento de la materia y la energía.
Inorgánica	Contiene una amplia gama de sustancias y productos que difieren de aquellos que contienen carbono, a excepción de los compuestos oxigenados que involucran carbono.
Orgánica	Se aplica los conocimientos acerca de los compuestos que contienen carbono. Se puede señalar que se les llama compuestos orgánicos porque la totalidad de los compuestos orgánicos que constituyen a los seres vivos u organismos vivos contienen átomos de carbono en sus moléculas
Analítica	Incluye los métodos de identificación y empleo de los componentes que integran a los compuestos o productos químicos, tanto en términos de calidad (aplicando un análisis cualitativo), como en cantidad (con la implantación de un análisis cuantitativo). División de la Química. (Corporativo Química Global)

Nota. División común de la Química

Elaborado por. El autor

La Química Aplicada encuentra su origen en la interconexión de la química con otras disciplinas, dando lugar a la transformación de sustancias en productos prácticos para la vida diaria. Esta transformación contribuye a la satisfacción de necesidades específicas tanto para los individuos como para su entorno.

9.1.1. Materia y Energía.

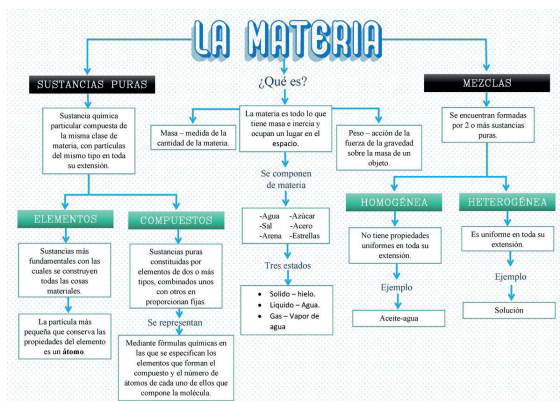
La materia es todo lo que nos rodea, que ocupa espacio, posee masa y conmueve a nuestros sentidos. La materia posee inercia, una propiedad de los cuerpos que opone resistencia al cambio de reposo o de movimiento en que se

encuentra y que suele presentarse principalmente en tres estados: sólido, líquido y gaseoso. Los cuerpos, que son porciones de materia, sean sólidos, líquidos o gaseosos están formados por pequeñas partículas (moléculas), la materia es la parte más pequeña de un cuerpo que conserva todas las propiedades del cuerpo íntegro, es decir, es la parte de un todo (Armendáriz, G. 2010, p. 18).

Las moléculas, como señala Recio (2012), se encuentran en un continuo estado de movimiento, generando energía cinética que influye en la temperatura del cuerpo. Estas moléculas interactúan entre sí, manifestando fuerzas de atracción (cohesión) y repulsión (separación) que juegan un papel crucial en la dinámica molecular.

En un compuesto o producto químico, las moléculas no se encuentran totalmente unidas entre ellas; más bien, se encuentran separadas por espacios vacíos conocidos como espacios intermoleculares. Estos espacios desempeñan un papel crucial en los estados físicos de la materia, siendo mínimos en los sólidos y máximos en los gases. La variación de estos espacios intermoleculares contribuye significativamente a las propiedades y comportamientos específicos de los distintos estados de la materia.

Figura 1
Tema de la figura



Nota. Mapa conceptual materia, mezclas y sustancias
Tomado de. Álvarez, D (2019)

9.1.1.1. Características de la Materia.

Las características y/o propiedades de la materia se pueden mencionar en generales (extrínsecas) o específicas (intrínsecas), y éstas últimas, pueden subdividirse en físicas o químicas. Las propiedades generales son aquellas que poseen todos los cuerpos y, por lo tanto, no permiten establecer diferencias entre ellos, en tanto que las específicas son las típicas de un cuerpo, sea simple o compuestos y que permiten su identificación (especie de “huella digital” de una persona), siendo ejemplos de éstas el punto de fusión, punto de ebullición, densidad, cromatografía, etc.

Las propiedades físicas son aquellas que pueden ser comprobadas o determinadas sin alteración de su composición química, por ejemplo, las propiedades físicas del agua: es un líquido incoloro, inodoro e insípido, se congela a 0°C y que hierve a 100°C a nivel del mar; o el azufre, que es un sólido, amarillo, insoluble en el agua, soluble en disulfuro de carbono.

Propiedades químicas son aquellas que indican el cambio de la composición y describen la capacidad que tiene una sustancia para formar otras sustancias. Por ejemplo, cuando en el agua colocamos un poco de sodio metálico, el agua se transforma a Hidróxido de Sodio. Si el azufre se lo calienta con Hierro, se transforma en otra sustancia llamada Sulfuro Ferroso.

9.1.1.2. Cambios de la Materia.

Los cambios físicos en la materia ocurren sin que se altere su estructura molecular; en otras palabras, no se forman nuevos cuerpos durante estos procesos. Por ejemplo, el agua líquida tiene como fórmula H_2O ; si se calienta se hace agua vapor y su fórmula sigue siendo H_2O , si se lo transforma en hielo, también, la fórmula es H_2O . Lo anterior indica que se ha producido cambio en su estado físico más no en su estructura molecular. Lo mismo ocurre con el yodo, con el azufre, etc. (Armendáriz, G. 2010, p. 13).

Los cambios químicos al contrario de los físicos, producen alteración en la composición química la materia. Por ejemplo, al quemar carbón en el aire y al reaccionar con el oxígeno, se transforma en Dióxido de Carbono ($\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$).

9.1.1.3. Clasificación Básica de la Materia.

“La materia puede presentarse en forma homogénea (sustancia o cuerpo puro) la cual caracteriza porque tiene las mismas propiedades en toda la masa, es decir, se distingue una sola fase” (Armendáriz, 2010). Se presenta en cuerpos simples o compuestos, entre los primeros, por ejemplo, se pueden citar un fragmento de hierro, de oro, de plata, etc.; entre los segundos tenemos, un poco de azúcar, de sal de cocina, de agua en estado puro, entre otros. Hay que destacar que una solución, por ejemplo, sal de cocina (cloruro de sodio) disuelta en agua, a pesar de existir dos cuerpos (agua y sal) se lo considera como materia homogénea y también como una mezcla.

“Al contrario, cuando la materia se presenta en forma heterogénea, se trata de una mezcla, existe más de dos sustancias diferentes, es decir, pueden detectarse dos o más fases o partes que la conforman” (Recio, 2012).

Por ejemplo, al mirar una piedra se observa la existencia de cuarzo, mica y otros minerales. La mezcla de azúcar con sal, se lo distingue claramente en el microscopio e incluso con su sabor desagradable.

Todas las sustancias pueden existir, al menos en principio en sus 3 estados: sólido, líquido y gaseoso, los gases difieren de los sólidos y de los líquidos en la distancia de separación entre moléculas.

En un cuerpo sólido, las moléculas se encuentran unidas, pero no en una posición tan rígida, y se pueden mover libremente entre ellas. En un estado gaseoso, las moléculas están separadas por distancias que son grandes en comparación con el tamaño de las moléculas. (Chan, R. 2002, pág. 10)

9.1.1.4. Los Estados de la Materia.

– La materia se puede manifestar naturalmente en sus 5 estados conocidos hasta la fecha, los mismos que se puede indicar que son: sólido, líquido, gaseoso, de plasma y radiante.

– **Sólido:** Se caracteriza por tener forma y volumen constante, en donde existe el predominio de la fuerza de atracción (cohesión) sobre la de expansión o repulsión. Ejemplos piedras, hielo, madera, entre otros.

– **Líquido:** Se distingue por mantener un volumen constante, pero una forma que puede variar para concordar a la del recipiente que lo contiene. Esto se lo podría lograr gracias al equilibrio entre las fuerzas de cohesión (que mantienen unidas las moléculas del líquido) y las fuerzas de repulsión (que permiten que las moléculas se muevan y se adapten a la forma del recipiente). Este equilibrio es lo que le confiere al líquido su capacidad de fluir y ocupar el espacio disponible. Ejemplos: el agua, la leche, la gasolina, otros.

– **Gaseoso:** Este estado se reconoce porque generalmente no mantiene ni su forma ni su volumen, adaptándose a la forma del recipiente en el que se encuentra contenido. Es el resultado del predominio de la fuerza de repulsión sobre la cohesión. Ejemplos: el humo, neblina, la fragancia de una de perfume que se expande en cualquier lugar, otros.

– **De plasma:** Se lo considera como el cuarto estado de la materia sus partículas se encuentran ionizadas, es decir cargadas eléctricamente y no tienen equilibrio electromagnético. Puede presentarse en la naturaleza provocando calores intensos como fríos gelíficos. Ejemplo: Gelatinas, plasma de la sangre, y otros. Bajo el dominio de un ambiente electromagnético `podría formar estructuras filamentosas, así como también rayos.

– **Estado Radiante:** Corresponde al estado de las radiaciones cósmicas y son producto de la desintegración radiactiva de los cuerpos celestes. Son núcleos de átomos y partículas electromagnéticas. Producen Fluorescencia. (Delgado, E. 2012 p. 36).

9.1.1.5. Cambios de Estado de la Materia.

Los procesos de transformación de estados de la materia se producen por dos fenómenos básicos: progresión (aumento de la temperatura) y regresión (disminución de la temperatura).

Tabla 3
Cambios de estado de la materia: Por progresión y regresión.

	Fenómeno	Descripción
Progresión	Fusión o fundición	Es el proceso de transformación del estado de materia sólida al estado líquido. Ej. al exponer el hielo al calor, al someter el hierro (Fe) a 1650 o C
	Evaporación, gasificación o ebullición	Es el proceso de conversión del estado líquido al estado de vapor. Ej. al hervir el agua, el agua de la lluvia con los rayos solares.
	Sublimación	Es la transformación de una sustancia directamente del estado sólido al estado de vapor, sin llegar a pasar por el cambio de estado líquido. Produce gas a la temperatura ambiente sin llegar a mojar los cuerpos. Ej. el hielo seco, la naftalina.
Regresión	Condensación, licuefacción o licuación	Es el proceso de transformación de la materia de la etapa que se encuentra gaseosa al estado líquido. Ej. el proceso de formación de la lluvia.
	Congelación o solidificación	Es el cambio de estado de la materia de líquido a sólido. Ej. el agua al ponerlo en el congelador, el granizo

Nota. Cambios de los estados de la materia tanto por progresión, como por regresión
Tomado de. Armendáriz, G.

9.1.2. Diferencia Entre Masa y Peso.

Se llama masa a la cantidad de materia que conserva un cuerpo y que no varía en cualquier lugar del planeta, denominándola por todas estas

características masa, y por tanto en las reacciones químicas los cambios de masa no son perceptibles.

El peso de un cuerpo guarda relación con la fuerza con que su masa es atraída por la Tierra, a consecuencia de la gravedad (gravitación universal), es decir, es el equivalente al producto de la masa por la fuerza de gravedad, y guarda relación no sólo con la masa del cuerpo en sí misma, sino con la masa del cuerpo que lo atrae, siendo por tanto una propiedad variable.

La masa de la luna es alrededor de $1/6$ de la masa de la Tierra, y por tanto la fuerza de atracción de los cuerpos es menor (ante la disminución de la gravedad), de ahí que un cuerpo en la luna pese 16 (aproximadamente) de lo que pesaría en la Tierra.

La tierra y los objetos celestes, ejerce atracción sobre todos los objetos, llamándose Fuerza de Atracción, esto determina el peso, el mismo que puede ser medido con el dinamómetro (balanza de resorte). (Armendáriz, G. 2010 p. 21).

9.1.3. Medidas y Factores de Conversión

9.1.3.1. Medidas y Magnitudes.

La magnitud es toda cualidad o propiedad aquello factible de ser medida. El término medida hace referencia a la determinación cuantitativa de una magnitud por medio de la comparación de unidades empleadas como patrones o mediante instrumentos calibrados como el metro, la balanza, el termómetro, entre otros (Armendáriz, G. 2010. p. 17)

Las magnitudes pueden clasificarse en magnitudes fundamentales, derivadas o escalares:

– Magnitudes fundamentales: Son aquellas medidas que se escogen como patrones. En el SI (Sistema Internacional de Unidades) se consideran fundamentales las presentadas en la Tabla 3.

– Magnitudes derivadas: Son aquellas que se expresan en función de las magnitudes fundamentales, tales como las expresadas en la Tabla 4.

–Magnitudes escalares: definida por el módulo y la unidad de medida, como por ejemplo masa 2 kg, donde el módulo es 2, y la unidad de medida es kilogramo.

Tabla 4
Magnitudes fundamentales (Sistema Internacional)

Magnitud	Unidad	Símbolo
Masa	Kilogramo	Kg
Longitud	Métro	m
Tiempo	Segundo	S
Intensidad corriente eléctrica	Amperio	A
Temperatura termodinámica	º Kelvin	ºK
Cantidad de sustancia	Mol	Mol
Intensidad luminosa	Candela	Cd

Nota. Magnitudes fundamentales del Sistema Internacional magnitud, unidad y símbolo
Tomado de. <https://ejerciciosdefisica.com/magnitudes-fisicas/>
Elaborado por. El autor

Tabla 5
Magnitudes derivadas

Magnitud	Unidad	Símbolo
Área	metro cuadrado	m ²
Volumen	metro cúbico	m ³
Velocidad	Metro x segundo	m/s
Fuerza	Newton	N
Presión	Pascal	Pa
Energía	Joule	J
Carga Eléctrica	Coulomb	C

Nota. Magnitudes derivadas del Sistema Internacional magnitud, unidad y símbolo
Tomado de. <https://www.areaciencias.com/fisica/unidades-fisicas/>
Elaborado por. El autor

9.1.3.2. Factores de Conversión.

– Es una serie de operaciones matemáticas (multiplicaciones y/o divisiones), que se aplican para efectuar cambios de unidades dentro de una misma magnitud, además de utiliza para conocer las equivalencias entre los múltiplos y submúltiplos de una unidad establecida de medida. En definitiva, los factores de conversión nos permiten utilizar una determinada cantidad y presentarlas en distintas unidades.

– **Longitud:** La longitud determina la distancia existente entre dos puntos. Su patrón en el SIU es el metro (m).

Tabla 6

Equivalencias de acuerdo a Unidad (Longitud).

Unidades/ Equivalencias	
1 m = 100 cm	1 m = 1000 mm
1 pulgada (in) = 2,54 cm	1 cm = 0,3937 pulgadas (in)
1 pie (ft) = 30,48 cm	1 m = 3,281 pies (fts)
1 milla = 1,69 Km	1 Km = 0,6214 millas
1 m = 39,37 pulgadas (in)	

Nota. Para la aplicación de conversiones de unidades de longitud

Elaborado por: El autor

– **Volumen:** Mide la capacidad, se le llama una magnitud física porque expresa la extensión que posee un cuerpo en sus 3 dimensiones: largo, ancho y alto. El patrón de mediada dentro del SIU es el metro cúbico (m³).

Tabla 7

Equivalencias de acuerdo a Unidad (Volumen).

Unidades/ Equivalencias	
1lt	= 1000 ml (cm ³)
1 pie ³	= 1728 plg ³
1 galón	= 3,785 lt

1 quart	= 0,9463 lt		
1 pie ³	= 28,32 lt		
1 plg ³	= 16,39 ml		
1 bp	= 42 gal		
1 pt	= 28,68 plg ³	= 0,124 gal	= 470 cm ³
1 m ³	= 1000 litros		
1 fl oz	= 29,57 ml (cm ³)		

Nota. Para la aplicación de conversiones de unidades de volumen

Elaborado por: El autor

– **Masa:** Se define a la cantidad de materia que contiene un determinado cuerpo. La unidad con la que se maneja esta magnitud es el metro.

Tabla 8

Equivalencias de acuerdo a Unidad (Masa).

Unidades/ Equivalencias	
1 Kg = 1000 g	1 Kg = 2,205 lb
1 g = 1000 mg	
1 lb = 453,6 gr	1 lb = 16 oz
1 Ton métrica = 2205 lb	1 Ton métrica = 1000 Kg
1 qq = 100 lb	1 qq = 46 Kg
1 arroba = 11,4 Kg	

Nota. Para la aplicación de conversiones de unidades de masa

Elaborado por: El autor

– **Tiempo:** Se aplica para medir los acontecimientos acaecidos en un determinado tiempo, así como también para conocer el lapso que dura una terminada actividad, de esta manera se podrá establecer un pasado, un presente y un futuro. La unidad con la que se maneja este tipo de factor es el segundo.

Tabla 9
Equivalencias de acuerdo a Unidad (Tiempo)

Unidades/ Equivalencias	
1 semana	7 días
1 día	24 horas (h)
1 h	60 min
1 min	60 s.
1 h	3600 s.

Nota. Para la aplicación de conversiones de unidades de volumen
Elaborado por. El autor

9.1.4. Escalas de Temperatura

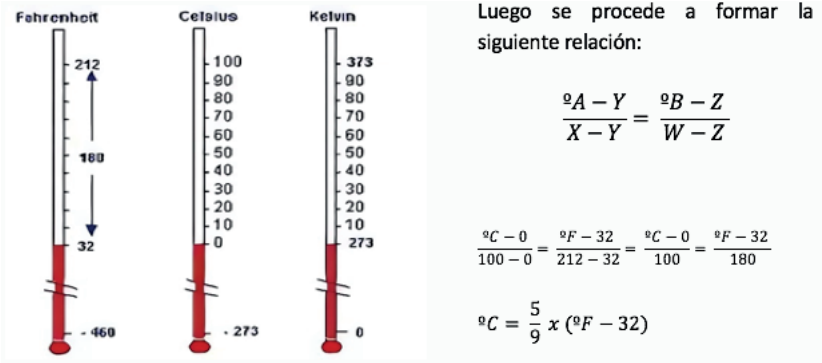
Las escalas termométricas, son las escalas que se utilizan para medir la temperatura y se aplican para mostrar el índice de temperatura en base a términos de referencia establecidos, hay escalas que se norman en varias temperaturas notables, otras en temperaturas arbitrarias del medio ambiente, de esta manera se puede nombrar a la congelación y a la evaporación del agua e incluso en la temperatura corporal del ser humano o se puede mencionar del punto establecido de congelación del agua salada.

Las escalas de temperatura es un método para calibrar y obtener la cantidad física de una determinada unidad termométrica, en este caso, entre grados centígrados o Celsius, grados Fahrenheit, grados kelvin y grados Rankin, todas ellas se basan en parámetros acerca de los grados de congelación y ebullición del agua, para lo cual se utilizan de manera física los termómetros respectivos y los mismos que se los puede graduar de acuerdo a las circunstancias de aplicación.

9.1.4.1. Relación de las escalas termométricas.

Para obtener una fórmula que relacione dos escalas termométricas se debe cumplir necesariamente “la existencia de dos puntos o niveles comunes en ambas escalas”.

Figura 2
Ejemplo de escalas termométricas



Nota. Las fórmulas empleadas para la transformación entre las distintas escalas de temperatura (Kelvin, Fahrenheit, Celsius y Rankine)

Tomado de. Arroyo, J.

Elaborado por. El autor

Tabla 10
Equivalencias de acuerdo a Unidad (Tiempo)

Conversión	Fórmula
Celsius a Farenheit	${}^{\circ}F = (9/5 {}^{\circ}C) + 32$
Celsius a Kelvin	${}^{\circ}K = {}^{\circ}C + 273,15$
Celsius a Rankine	${}^{\circ}R = ({}^{\circ}C + 273,15) \times 9/5$
Fahrenheit a Celsius	${}^{\circ}C = 5/9 ({}^{\circ}F - 32)$
Fahrenheit a Kelvin	${}^{\circ}K = ({}^{\circ}F + 459,67)/(9/5)$
Fahrenheit a Rankine	${}^{\circ}R = {}^{\circ}F + 459,67$
Kelvin a Celsius	${}^{\circ}C = {}^{\circ}K - 273,15$
Kelvin a Fahrenheit	${}^{\circ}F = 9 \times {}^{\circ}K - 459,67$
Rankine a Celsius	${}^{\circ}C = ({}^{\circ}R/(9/5) - 273,15$

Nota. Para la aplicación de conversiones de unidades de volumen

Elaborado por. El autor

9.2. Unidad II.

Estructura Atómica.

La interacción entre estas partículas subatómicas determina las propiedades químicas y físicas de un átomo y, por ende, de los elementos. El átomo tiene los siguientes elementos:

Protones, electrones y neutrones, llamadas también partículas subatómicas, tomando en consideración todos los aspectos antes mencionados, se podría decir que una estructura atómica es la cantidad de protones presentes en el núcleo de un átomo, que caracteriza a un determinado elemento químico, proporcionando de esta manera una información certera de donde se encuentra tal elemento dentro de la tabla periódica.

9.2.1. Estructura Atómica.

La estructura atómica es base para entender la química moderna y que permite diferenciar los átomos que conforman los diferentes elementos y analizar la unión de los átomos en las moléculas.

Los elementos, tales como hierro, oro u oxígeno, son las sustancias más simples formados por una sola clase de átomos, que no pueden ser descompuestos en cuerpos más sencillos, siendo por tanto las formas más simples de la materia. (Armendáriz, G. 2010).

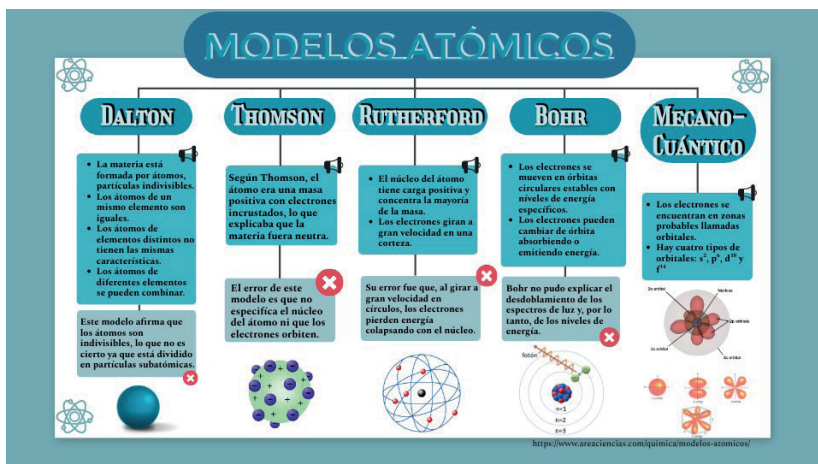
9.2.1.1. Átomo.

El átomo es la parte más pequeña de la materia con características propias de dicho átomo y que participa en la formación de moléculas.

Según Rutherford y Bohr, el átomo está constituido de un núcleo y una envoltura, en el núcleo encontramos los protones y neutrones mientras que la envoltura encontramos los orbitales o niveles de energía y en estos los electrones (Delgado, E. 2021 p. 17).

Figura 3

Teorías y modelos atómicos



Nota. Modelos y teorías atómicas más relevantes

Tomado de. <https://view.genially.com/6515a6c39ac4cd00100b6f7e/horizontal-infographic-diagrams-modelos-atomicos>

Elaborado por. El autor

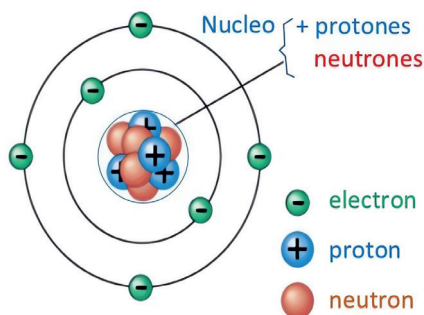
Los protones son una parte del átomo los mismos que están en el núcleo atómico, tienen una carga eléctrica positiva (+) y su masa es una Unidad de masa atómica (u.m.a.), fueron las primeras partículas descubiertas dentro de la estructura atómica y sus teorías.

Los neutrones, se encuentran acompañándole a los protones en el núcleo atómico, los mismos que no tienen carga eléctrica, es decir, son neutros, estos también ayudan a un equilibrio atómico entre el núcleo y sus orbitales, y aunque no tiene carga posee tres partículas fundamentales, su masa es superior a la de los electrones.

Los electrones son partículas subatómicas con carga electrónica (-). Se encuentran en la envoltura girando en capas u órbitas en número de 7 a los que se les asigna las letras K, L, M, N, O, P, Q. Tienen carga eléctrica negativa (-).

Figura 4

Estructura de un átomo



Estructura de un átomo

Nota. Modelos y teorías atómicas más relevantes

Tomado de. <https://view.genially.com/6515a6c39ac4cd00100b6f7e/horizontal-in-fographic-diagrams-modelos-atomicos>

Elaborado por. El autor

En un átomo sin carga, el número de electrones tendrá el mismo valor del número de protones, lo que es dicho de otra manera se neutralizará el número atómico de un elemento químico, esto es porque el protón tiene carga positiva y el electrón tiene carga eléctrica negativa, entonces se equilibran sus cargas eléctricas.

Se le considera molécula aquel que es la parte más pequeña de una sustancia y que posee todas las características tanto físicas como químicas de esa sustancia, además las moléculas están conformadas por uno o varios átomos. Las sustancias moleculares están conformadas por moléculas individuales unidas entre sí, que, dependiendo de su masa molecular y de la densidad de las fuerzas intermoleculares, se pueden presentar en sus tres estados, los mismos que son, sólido, líquido y gaseoso; así tenemos como por ejemplo a la molécula del agua.

La búsqueda para tener conocimiento acerca del tamaño y masa exactos de los átomos fue un tema de mucho interés para una serie de valiosos científicos a través de la historia y durante un largo periodo, haciendo frente

a varias limitaciones tanto tecnológicas, como científicas, que impedían respuestas satisfactorias. Con el ir devenir de los años, se diseñaron experimentos ingeniosos para determinar estas propiedades de los átomos, aplicando una serie de teorías las mismas que con el pasar del tiempo fueron ley dentro de las sociedades de profesionales de la química.

9.2.1.2. Número Atómico.

Al número atómico se lo representa con la letra Z , e indica el número total de electrones que tiene un átomo en sus distintas capas u órbitas. Adicionalmente, se puede decir que es igual al número de protones que tiene el átomo dentro de su núcleo. El equilibrio de un elemento químico está delimitado por su número atómico, puesto que cada elemento químico de la tabla periódica posee un número atómico exclusivo o único. Dentro de la identificación en la tabla de elementos químicos se lo coloca como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento e indica

- La cantidad de protones existentes en el núcleo.
- La cantidad de electrones que se encuentran en la envoltura
- El lugar que le corresponde al elemento en la tabla periódica de Mendeléyev.

Así se puede poner como modelo, el número atómico del oxígeno es 8, por lo tanto, tiene 2 electrones en la capa K, y 6 en la capa L.

9.2.1.3. Peso Atómico (A).

Se manifiesta que es el número de protones y neutrones que contiene un átomo adentro del núcleo. Con el fin de identificar cual es el peso atómico de un elemento químico se utiliza el mismo número de protones del número atómico de dicho elemento.

Con todo lo citado anteriormente, se puede mencionar que el peso atómico es una magnitud física adimensional, y representa la doceava parte de la masa atómica de un átomo de carbono.

9.2.1.4. Peso Atómico Relativo (PArelativo).

La masa o peso de los átomos no puede medirse directamente ya que son muy pequeños, por lo que el peso de los átomos se expresa en función de un patrón de referencia a la 1/12 de la masa del átomo de carbono 12.

$$\text{Unidad de masa atómica} = u.m.a. = \frac{\text{masa del átomo de } ^{12}\text{C}}{12}$$

El PArelativo figura en la Tabla Periódica, no tiene unidades.

Ejemplo: P.A. relativo del O₂ = 15.99 (redondeando es igual a 16), por ende, el átomo de Oxígeno es 16 veces más pesado que la u.m.a.

9.2.1.5. Peso Atómico Absoluto (PAabsoluto).

Se define como el peso real existente de un átomo de un elemento, y puede calcularse debido a que se pudo determinar el peso de la u.m.a. (1 u.m.a. = 1.66 x 10⁻²⁴ g).

Ejemplo, P.A.relato Nitrogeno (N) = 14, un átomo de N es 14 veces más pesado que la u.m.a., y, por tanto, P.A.absoluto N = 14 x 1.66 x 10⁻²⁴ g = 2.324 x 10⁻²³ g, este resultado sería el peso real de un átomo de N.

9.2.1.6. Peso Molecular Relativo (PMrelativo).

Se considera un número abstracto o sin unidades, el mismo que expresa cuántas veces más pesada es la molécula de una sustancia que la unidad de masa atómica. Su cálculo implica sumar los PArelativos. Por ejemplo, el PMrelativo del H₂O (molécula de agua) es igual a la suma de 2 PArelativo H + PArelativo O = (2 x 1) + 16 = 18.

9.2.1.7. Peso Molecular Absoluto (PM_{absoluto}).

Se define como el peso real de una molécula, se obtiene conociendo el valor de la u.m.a. Por ejemplo, en el caso de la molécula de agua, H₂O, PM absoluto H₂O = $18 \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} = 2.988 \times 10^{-23} \text{ g}$.

9.2.1.8. Porcentajes de los Compuestos.

La determinación de los porcentajes de elementos presentes en un compuesto implica la aplicación de operaciones aritméticas sencillas en base al peso molecular de dicho compuesto.

Ejemplo: Encontrar los porcentajes de los elementos químicos de calcio y oxígeno, en la fórmula del Óxido de Calcio o cal viva (CaO).

a) Determinar peso molecular del compuesto, en este caso CaO:

$$\begin{array}{rcl} \text{CaO:} & & \text{Ca} = 40 \text{ g} \\ & & \text{O} = 16 \text{ g} \\ \hline & & \text{MOL} = 56 \text{ g/mol} \end{array}$$

b) Determinar porcentajes de Calcio y Oxígeno, aplicando regla de tres simple:

$$\begin{array}{lcl} \text{En 56 g CaO} & \text{-----} & 40 \text{ g Ca} \\ \text{En 100\% g CaO} & \text{-----} & X \end{array} \quad \Rightarrow \quad X = \frac{100\% \text{ g CaO} \times 40 \text{ g Ca}}{56 \text{ g CaO}} = 71,429\% \text{ g Ca}$$

$$\begin{array}{lcl} \text{En 56 g CaO} & \text{-----} & 16 \text{ g O} \\ \text{En 100\% g CaO} & \text{-----} & X \end{array} \quad \Rightarrow \quad X = \frac{100\% \text{ g CaO} \times 16 \text{ g O}}{56 \text{ g CaO}} = 28,571\% \text{ g O}$$

$$\text{Sumatoria: } 71,429\% \text{ g Ca} + 28,571\% \text{ g O} = 100\% \text{ g CaO}$$

9.2.2. Enlaces covalente, Covalente y Metálico.

Se conceptualiza como enlaces químicos a las fuerzas que mantienen unidos a los átomos dentro de los productos. Las diferentes tipologías de enlaces químicos se clasifican en tres: enlace covalente, iónico y metálico, la diversidad de enlaces se fundamentan en la clase de átomos enlazados (ya sean metales o no metales). Cada tipo de enlace se adentrará en las diferentes nomenclaturas

químicas como las que se puede mencionar nomenclatura química orgánica e inorgánica, todas ellas basadas también en los acuerdos de la IUPAC.

Las estructuras electrónicas (de Lewis), son identificaciones gráficas lineales que indican la cantidad de los electrones que poseen los átomos y proporcionan información adecuada en el seguimiento de la formación de enlaces durante la unión de átomos para formar moléculas o compuestos. Estas estructuras ayudan a comprender la disposición de los electrones y la formación de enlaces en las moléculas (enlaces simples, dobles o triples), empleando líneas continuas para representar a los enlaces de electrones que son parte de los enlaces, representando con puntos el carácter de electrónico de los compuestos químicos.

9.2.2.1. Enlace iónico.

El enlace es cuando existe la unión de átomos de carbono u otros elementos químicos sean metálicos o no metálicos, transfiriéndose cargas electrónicas entre ellos mediante la unión de sus enlaces, como resultado de todas esas reacciones puede formarse aniones o cationes generando entre ellos una atracción entre las cargas opuestas de sus elementos químicos.

En este tipo de enlace, el átomo menos electronegativo (generalmente un metal) tiende a ceder electrones, formando un catión (ión con carga positiva), mientras que el átomo más electronegativo (generalmente un no metal) tiende a aceptar esos electrones, formando un anión (ión con carga negativa). El proceso de atracción electrostática entre los elementos que contienen iones de carga opuesta resulta en la formación de un nuevo componente iónico.

9.2.2.2. Enlaces covalentes.

Los enlaces llamados covalente se forma por una combinación de elementos con electronegatividad sean altas y muy parecidas, donde no existen los átomos que tengan una clara tendencia a perder o ganar electrones. En lugar de trasladar electrones, estos átomos comparten pares de electrones, con el objetivo de cumplir con la regla del octeto y lograr su estabilidad atómica.

Este tipo de enlaces es frecuente en componentes formados por elementos no metálicos, debido a que estos tienden a poseer cargas electronegativas más altas. Cuando se habla de enlaces covalentes, cada par de electrones compartidos constituye un enlace, y la estructura de Lewis es una herramienta útil para representar gráficamente la compartición de electrones en moléculas covalentes. En gran parte, los enlaces covalentes abarcan dos, cuatro o seis electrones. Para identificar tal situación tenemos: Los enlaces covalentes simples, se forman cuando dos átomos comparten un par de electrones. Otro ejemplo se puede citar a la molécula del hidrógeno (H_2), donde dos átomos de hidrógeno al momento de un intercambio de valencias con el oxígeno deberán tener dos enlaces por efecto del intercambio de valencias.

El doble enlace covalente, se define cuando dos átomos comparten dos pares de electrones. Por ejemplo, se puede mencionar la molécula del oxígeno (O_2), cuando dos partículas de oxígeno comparten dos pares de electrones, esto ocurre cuando dos átomos comparten tres pares de electrones, es decir cuando existe la probabilidad de que formen óxidos con elementos químicos de valencia 3.

En definitiva, los tipos de enlaces covalentes determinarán la cantidad de electrones compartidos entre los átomos y que pueden afectar las propiedades y la estabilidad de las moléculas formadas.

9.2.2.3. Enlace Metálico.

Para conducir la electricidad desde dónde la están produciendo como centrales hidroeléctricas, campos de aerogeneradores, quema de carbono, hidrotérmicas, entre otros, hasta nuestros hogares, se utilizan alambres metálicos. Los metales conducen la corriente eléctrica cuando son sólidos o líquidos. Es por tal motivo se considera que los metales se encuentran cargados electropositivamente.

Con todo lo anteriormente mencionado podríamos decir que, enlaces metálicos son el producto de la atracción electrostática entre las cargas de los metales y los electrones que se encuentran moviendo

constantemente llevando corriente eléctrica, en definitiva, mencionaríamos que son conductores eléctricos.

El proceso de movilidad química de los electrones en los elementos de los metales y dentro de su estructura metálica permiten la conducción de la electricidad y del calor de manera eficiente.

Tabla 11

Características de los enlaces covalentes, iónicos y metálicos

Enlace	Propiedades
Covalente	– Temperaturas de fusión bajas – Cuando son compuestos líquidos y sólidos fusionados no llevan electricidad – Mayoritariamente son insolubles en agua (disolvente polar) – La mayoría son solubles en disolventes apolares (benceno, hexano, etc.)
Iónico	– Elevadas temperaturas de fusión y ebullición – Sólidos a temperatura ambiente – No conducen electricidad en estado sólido – Compuestos fundidos y disoluciones acuosas conducen electricidad – Mayoría son solubles en agua y disolventes apolares (benceno, hexano, etc.)
Metálico	– Elevadas temperaturas de fusión y ebullición – Buenos conductores de electricidad y calor – Dúctiles y maleables al aplicar presión – Se oxidan con facilidad en su mayoría

Nota. Propiedades de los enlaces covalente, iónico y metálico

Elaborado por: El autor

9.2.3. La Tabla Periódica

Es una representación la misma que, es una herramienta básica moderna de organización de los elementos químicos, elaborada para reflejar sus similitudes y propiedades fundamentales.

Esta representación esquemática dispone a los elementos en orden ascendente de número atómico, que corresponde a la cantidad de protones en el núcleo de un átomo.

El desarrollo de la tabla periódica se relaciona con el descubrimiento de la composición atómica, que incluye protones, neutrones y electrones.

Uno de los primeros científicos en emplear nombres actuales de los elementos químicos en su época fue Lavoisier, pero otro científico fue Berzelius quien utilizó simbología apropiada que va de una y dos letras, tomado en cuenta que la primera letra siempre será mayúscula y la segunda letra en caso de tenerla será en minúscula, este sistema es el que se utiliza en la actualidad (Delgado, 2012, p. 47).

“Los elementos químicos que se encuentran en la tabla periódica se encuentran clasificados en metales, no metales y grupos metaloides, ciertos elementos se encuentran en forma de átomos tanto de valencia fija como valencia variable.

Y todos los elementos químicos que se encuentran en la tabla periódica están ordenados a partir de su número atómico” (Delgado, 2012, p. 47)

Los grupos o familias agrupan elementos con propiedades químicas similares, debido a configuraciones electrónicas análogas en sus capas de valencia.

En cambio, los periodos representan niveles de energía principales compartidos por los elementos, variando en el número de capas electrónicas.

Figura 5

Mapa conceptual Tabla Periódica



Nota. Características de la tabla periódica de los elementos químicos

Tomado de: <https://mapasconceptuales.xyz/mapas-conceptuales-tabla-periodica/>
Elaborado por: El autor

Los símbolos químicos desempeñan un papel fundamental al representar de manera clara y fácilmente memorable a los elementos químicos. El número atómico está simbolizado por la letra Z , e indica la cantidad de protones existentes en el núcleo de un átomo, razón por la cual sería el equivalente al número de electrones en un átomo neutro. Por otro lado, el número de masa representa la cantidad total de nucleones en un átomo.

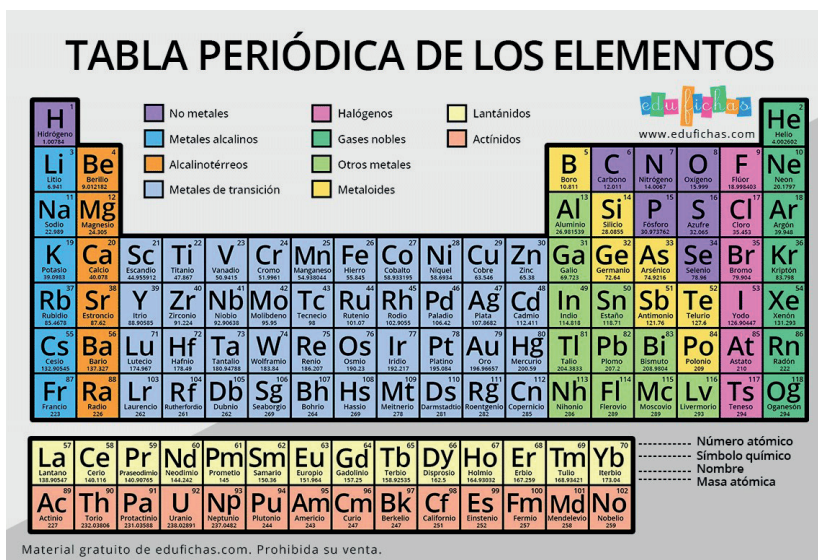
La masa atómica, fundamentalmente, es la masa correspondiente al de todos los isótopos del elemento. Esta equivalencia mide la cantidad de materia que se encuentra en los átomos y contribuye a la comprensión de las propiedades de los elementos.

La tabla periódica se compone de 18 grupos organizados en columnas verticales. Estos grupos están numerados de manera ascendente de izquierda a derecha, comenzando con los metales alcalinos y finalizando con los gases

nobles. La organización por grupos destaca similitudes en las propiedades químicas, principalmente relacionadas con la disposición de los electrones en la última capa del átomo. Este enfoque facilita la identificación de patrones y regularidades en las propiedades de los elementos, ofreciendo una visión sistemática de la diversidad química en la naturaleza. (Recio, F. 2012)

Figura 5

Mapa conceptual Tabla Periódica



Nota. Características de la tabla periódica de los elementos químicos

Tomado de. <https://mapasconceptuales.xyz/mapas-conceptuales-tabla-periodica/>

Elaborado por: El autor

9.3. Unidad III. La Nomenclatura Química Inorgánica.

“Se conceptualiza a la nomenclatura química como el conjunto de normas, principios y reglas que se deben establecer, con el propósito de poder identificar y nombrar a los diferentes elementos químicos que se formarán

compuestos químicos por la unión de uno o más elementos” (Delgado, E. 2012, p. 69).

Todas las normativas y reglas estuvieron ya establecidas por los congresos internacionales de Química y están presididos por la Sociedad Internacional de Química Aplicada IUPAC (Delgado, E. 2012, p. 69).

Es así que por ejemplo se puede mencionar de la valencia de un átomo muestra cuántos enlaces puede formar al participar en una reacción química. Esta propiedad es esencial para la formación de compuestos y moléculas, ya que determina la capacidad del átomo para compartir, ganar o perder electrones, estableciendo así su participación en enlaces químicos con otros átomos.

Las reglas de la nomenclatura química de fundamentan en la clasificación de sustancias en diferentes categorías, la división principal de la nomenclatura es entre compuestos orgánicos y compuestos inorgánicos.

Entre las clases de elementos químicos se pueden identificar los siguientes:

- Electropositivos: Son los metales que ceden o pierden electrones para poder combinarse. Su signo es +. Ejemplo: Na = 1, Zn = 2, Mg = 2...

- Electronegativos: Son los elementos químicos que reciben o captan electrones para saturar su último nivel cuántico y poder combinarse. Su signo es -. Ejemplo: Cl recibe 1 e-, S recibe 2e- al formar el Cloruro de Sodio.

- Anfóteros: Son aquellos elementos químicos que pueden actuar como metales formando hidróxidos, iones positivos y como no- metales, por lo tanto, tienen doble función.

- Gases nobles o inertes: Están conformados los gases naturales existentes en diferentes sectores del medio ambiente, ocupan el grupo 18 (VIIIA) de la Tabla Periódica de los elementos, tienen características principales, mencionando entre otros el común bajo grado de reactividad química, es decir, su poca preferencia a formar moléculas y productos con otros elementos. Los principales son: He, Xe, Rn, Kr, Ar. Fuente: <https://concepto.de/gases-nobles/#ixzz8PqpEan9t>

Tabla 12

Comparación de las propiedades entre metales y no-metales

Metales	No-metales
• Sólidos (excepto Hg)	• Gases, líquidos o sólidos
• Enlaces metálicos	• Enlaces covalentes
• Conducen calor y electricidad	• No conducen ni calor ni electricidad
• Opacos con brillo metálico	• Translucidos, sin brillo metálico
• Maleables y dúctiles	• Frágiles al estado sólido
• Pierden electrones	• Ganan electrones
• Forman cationes	• Forman aniones
• Electropositivos	• Electronegativos
• Forman bases	• Forman ácidos

Nota. Diferencias entre elementos metálicos y no metálicos según sus características
Elaborado por: El autor

Tabla 13

Comparación de las propiedades entre metales y no-metales

	Familia	Nombre	Símbolo	Valencia	Estado Físico
Monovalentes Negativos	1ra. Familia Halógenos	Flúor	F	1	Gas
		Cloro	Cl	1, 3, 5, 7	Gas
		Bromo	Br	1, 3, 5, 7	Líquido
		Iodo	I	1, 3, 5, 7	Sólido
Divalentes Negativos	2da. Familia Anfígenos	Oxígeno	O	2	Gas
		Azufre	S	2, 4, 6	Sólido
		Selenio	Se	2, 4, 6	Sólido
		Teluro	Te	2, 4, 6	Sólido
Trivalentes Negativos	3era. Familia Nitrogenoides	Nitrógeno	N	1, 3, 5, 7	Gas
		Fósforo	P	1, 3, 5, 7	Sólido
		Arsénico	As	1, 3, 5, 7	Sólido
		Antimonio	Sb	1, 3, 5, 7	Sólido
		Boro	B	1, 3, 5, 7	Sólido

Tetraivalentes Negativos	4ta. Familia	Carbono	C	4	Sólido
	Carbonoides	Silicio	Si	4	Sólido
		Germanio	Ge	4	Sólido

Nota. Diferencias entre elementos metálicos y no metálicos según sus características
Elaborado por: El autor

Tabla 14

Nombre, símbolos y valencias de elementos más comunes (METALES)

	Nombre	Símbolo	Valencia	Estado Físico
Monovalentes	Hidrógeno	H	1	Gas
	Litio	Li	1	Sólido
	Sodio	Na	1	Sólido
	Potasio	K	1	Sólido
	Plata	Ag	1	Sólido
	Rubidio	Rb	1	Sólido
	Cesio	Cs	1	Sólido
	Francio	Fr	1	Sólido
Divalentes	Calcio	Ca	2	Sólido
	Estroncio	Sr	2	Sólido
	Zinc	Zn	2	Sólido
	Bario	Ba	2	Sólido
	Magnesio	Mg	2	Sólido
	Radio	Ra	2	Sólido
	Cadmio	Cd	2	Sólido
	Berilio	Be	2	Sólido
Mono y Divalentes	Mercurio	Hg	1, 2	Líquido
	Cobre	Cu	1, 2	Sólido
Di y Trivalentes	Hierro	Fe	2, 3	Sólido
	Níquel	Ni	2, 3	Sólido
	Cromo	Cr	2, 3	Sólido
	Cobalto	Co	2, 3	Sólido
Mono o Trivalentes	Oro	Au	1, 3	Sólido
	Aluminio	Al	3	Sólido
	Bismuto	Bi	3	Sólido
	Indio	In	3	Sólido
	Erbio	Er	3	Sólido

Di y Trivalentes	Platino	Pt	-2,4	Sólido
	Plomo	Pb	2,4	Sólido
	Estaño	Sn	2,4	Sólido
	Osmio	Os	2,3,4	Sólido
	Manganeso	Mn	2,3,4,6,7	Sólido
Tri y Pentavalentes	Vanadio	Va	3,5	Sólido
	Niobio	Nb	3,5	Sólido
Hexavalentes	Uranio	U	6	Sólido
	Molibdeno	Mo	6	Sólido
	Wolframio	W	6	Sólido

Nota. Familias de los elementos metálicos, simbología, valencias y estados

Elaborado por: El autor

9.3.1. Anhídridos.

Son compuestos químicos inorgánicos binarios, oxigenados, conformados por la combinación de los no – metales con el oxígeno.

Formación: No metal + Oxígeno Pasos a seguir:

- Se pone el no metal con su respectiva valencia
- Se le adiciona el oxígeno con su valencia de – 2
- Se realiza el intercambio de valencias

Se dividen en tres grupos, a fines de facilitar la comprensión.

9.3.1.1. Primer Grupo: Anhídridos de la Primera y Tercera Familia.

El proceso de nomenclatura tradicional (antigua), nombra con un genérico (nombre de la función) y un específico (el nombre del no – metal con sus respectivas terminaciones). Al momento de intercambiar valencias se puede utilizar la tabla 14.

Tabla 15

Nomenclatura para el intercambio de valencias de Anhídridos

NO METAL	OXIGENO	PREFIJO - SUFIJO	PROPORCIÓN
2	1	Hipo – oso	21
2	3	oso	23
2	5	ico	25
2	7	Per – ico	27

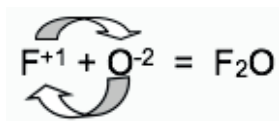
Nota. Proporción numérica para la elaboración de anhídridos de la primera y tercera familia de los no metales.

Elaborado por. El autor

Según la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), se nombra a los Anhídridos como óxidos en forma cualitativa y cuantitativa.

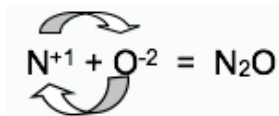
Este tipo de nomenclatura es la que se aplica en la actualidad, sin descartar la nomenclatura tradicional, puestos que algunos compuestos aún se los conoce con sus nombres antiguos.

Algunos ejemplos de nomenclatura este grupo de anhídridos se presentan a continuación:



**Nomenclatura
Tradicional**
Anhídrido
Hipo-fluoroso

IUPAC
Monóxido de di-flúor



Anhídrido
Hipo-nitroso

Monóxido de
di-nitrógeno

9.3.1.2. Segundo Grupo: Anhídridos de la Segunda Familia.

Al momento de intercambiar valencias se puede utilizar la tabla 13.

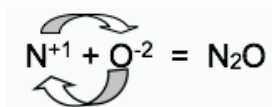
Tabla 16

Nomenclatura para el intercambio de valencias de Anhídridos

NO METAL	OXIGENO	PREFIJO - SUFIJO	PROPORCIÓN
2	1	Hipo – oso	11
2	3	oso	12
2	5	ico	13

Nota. Proporción numérica para la elaboración de anhídridos de la segunda familia de los no metales

Elaborado por. El autor

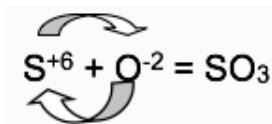


Nomenclatura

Tradicional

Anhídrido
Hipo-nitroso

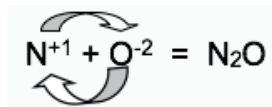
IUPAC
Monóxido de
di-nitrógeno



Anhídrido
Hipo-nitroso

Monóxido de
di-nitrógeno

9.3.1.3. Tercer grupo: Anhídridos de la Cuarta Familia



Nomenclatura

Tradicional

Anhídrido
Hipo-nitroso

IUPAC
Monóxido de
di-nitrógeno

9.3.2. Óxidos y Peróxidos.

Los óxidos son compuestos binarios, oxigenados, formados por la combinación de los metales con el oxígeno.

Formación: Metal + Oxígeno

Pasos a seguir:

- Se escribe el símbolo del metal o del oxígeno.
- Se intercambian valencias, tomando en cuenta que el oxígeno siempre tiene valencia 2.
- Si existen subíndices pares se simplifican

Ejemplos

	Nomenclatura Tradicional	IUPAC
$\text{Ag}^{+1} + \text{O}^{-2} = \text{Ag}_2\text{O}$	Oxido de Plata	Monóxido de di-plata
$\text{Fe}^{+2} + \text{O}^{-2} = \text{FeO}$	Óxido Ferroso	Monóxido de hierro
$\text{Fe}^{+3} + \text{O}^{-2} = \text{Fe}_2\text{O}_3$	Óxido Férrico	Tri-óxido de di-hierro

Los peróxidos son compuestos químicos que se forman por una mayor oxidación de los óxidos de los metales monovalentes y divalentes. (Armendáriz, 2010, p. 111).

Nomenclatura: Genérico “Peróxido” + Específico: nombre del metal

Formación: Óxido + Oxígeno

Pasos a seguir:

- Se forma el óxido normal simplificando.
- Se suma un átomo de oxígeno al anterior
- No se simplifica

Ejemplos:

$\text{Na}_2\text{O} + \text{O} = \text{Na}_2\text{O}_2$	Monóxido de di-plata
$\text{CaO} + \text{O} = \text{CaO}_2$	Monóxido de hierro

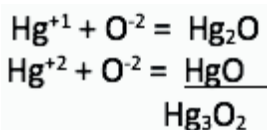
9.3.3. Óxidos Salinos.

Los óxidos salinos son productos químicos binarios que están conformados por la adición de dos óxidos del mismo metal.

Formación: Suma de dos óxidos del mismo metal

Nomenclatura: Genérico “Óxido salino” + Específico: nombre del metal (También el nombre de este terminado en OSO y en ICO).

Ejemplos:



Óxido mercurioso

Óxido mercúrico

Óxido mercurioso - mercúrico.

U Óxido salino de mercurio

9.3.4. Hidruros Metálicos y compuestos metálicos.

Los hidruros metálicos son combinaciones binarias, hidrogenadas no oxigenadas que resultan de la combinación directa del hidrógeno con los metales.

Formación: Metal + Hidrógeno

Nomenclatura: Genérico “Hidruro” + Específico: Nombre del metal de acuerdo a la valencia, terminado en OSO o en ICO.

Ejemplos

	Nomenclatura Tradicional	IUPAC
$\text{Ca}^{+2} + \text{H}^{-1} = \text{CaH}_2$	Hidruro de calcio	Di-hidruro de calcio
$\text{Cu}^{+1} + \text{H}^{-1} = \text{CuH}$	Hidruro cuproso	Monohidruro de cobre
$\text{Cu}^{+2} + \text{H}^{-1} = \text{CuH}_2$	Hidruro cúprico	Di-hidruro de cobre

Los compuestos especiales, son composiciones binarias hidrogenadas, no oxigenados que se forman por la combinación de los no metales de la tercera y cuarta familia con el hidrógeno.

Formación: No Metal Nitrogenoides y Carbonoides + Hidrógeno

Nomenclatura: Estos compuestos llevan un solo nombre que no se sujeta a una regla fija, de allí el nombre de “compuestos especiales”. Los de la tercera familia requieren 3 átomos de hidrógeno, los de cuarta familia 4 átomos de hidrógeno.

Ejemplos:



Amoníaco



Fosfamina



Metano

9.3.5. Ácidos: Hidrácidos, Oxácidos, Sulfo Seleni Teluri.

Los ácidos poseen un sinnúmero de características propias que los hace únicos, entre los más importantes se puede indicar:

- Presentan sabor ácido como en el caso del ácido cítrico de los frutos como la naranja, limones, mandarinas y otros
 - Se considera que son compuestos corrosivos.
 - Pueden llegar a producir heridas en la piel, por efectos de la quemadura con el contacto con los ácidos.
 - Se considera buenos conductores de electricidad en disolventes acuosos.
 - Pueden reaccionar con metales activos y formar una sal e hidrógeno.
 - Llegan a reaccionar con las bases para poder formar una sal más agua.
 - Al reaccionar con óxidos metálicos llegan a formar una sal más agua.
- Pueden ser clasificados en tres tipos: ácidos hidrácidos, ácidos oxácidos y ácidos especiales.

9.3.6. Los ácidos hidrácidos.

Son Productos/compuestos binarios hidrogenados, no oxigenados, que están formados por la composición de los elementos no metálicos de la primera y segunda familia (halógenos y anfígenos) con el hidrógeno.

Formación: No Metal de la 1era y 2da familia + Hidrógeno

La nomenclatura de este tipo de ácidos, se escribe en primer lugar el hidrógeno (H) y después el no metal, escribiendo primero la palabra “ácido” y seguido posteriormente con el nombre del no metal, aplicando la terminación -hídrico.

Ejemplos

	Nomenclatura Tradicional	IUPAC
$F^{+1} + H^{-1} = HF$	Ácido -Fluorhídrico	Fluoruro de Hidrógeno
$Cl^{+1} + H^{-1} = HCl$	Ácido -Clorhídrico	Cloruro de Hidrógeno

9.3.6.1. Los ácidos oxácidos.

Son compuestos químicos tipo ternarios oxigenados e hidrogenados, debido a que se conforman por la hidratación de los Anhídridos.

Formación: Anhídrido + Agua

Nomenclatura: En primera instancia, escribiremos la palabra ácido, y después se mencionaremos el nombre del no metal, con los prefijos y sufijos apropiados y de acuerdo con el estado de oxidación de éste (Tabla 16).

Tabla 17

Nomenclatura para los Ácidos oxácidos

ESTADO DE OXIDACIÓN	OXIGENO	PREFIJO - SUFIJO
Fija	--	-ico
1 - 2	hipo-	-oso

3-4	--	-OSO
5-6	--	-ico
O8	per-	-ico

Nota. Estados de oxidación de los ácidos oxácidos

Elaborado por: El autor

Ejemplos

		Nomenclatura Tradicional	IUPAC
Cl_2O	$+ \text{H}_2\text{O} = \text{HClO}$	Ácido Hipocloroso	Hipoclorito de Hidrógeno
Cl_2O_3	$+ \text{H}_2\text{O} = \text{HClO}_2$	Ácido Cloroso	Clorito de Hidrógeno
Cl_2O_5	$+ \text{H}_2\text{O} = \text{HClO}_3$	Ácido Clórico	Clorato de Hidrógeno

9.3.6.2. Casos Especiales de los Ácidos Oxácidos.

–Primer caso: Fósforo (P), Arsénico (As) y Antimonio (Sb).

Formación: Anhídrido + 1,2 o 3 moléculas de agua

Para obtener a partir de la elaboración de los anhídridos estos ácidos, se mencionará que estos compuestos tienen la propiedad de hidratarse sea con una, dos o tres moléculas de agua. Para su identificación se utilizan los siguientes prefijos así:

–META = 1 H_2O

–PIRO = 2 H_2O

–ORTO = 3 H_2O (este término puede suprimirse el prefijo

ORTO)

El primero y el cuarto anhídrido, o sea el HIPO y el PER se hidratan únicamente con 3 moléculas de agua, es decir son ácidos ORTOS; en cambio el segundo y tercero esto es el OSO y el ICO se hidratan con 1, 2 y 3 moléculas de agua, es decir forman ácidos META, PIRO Y ORTO. Los sub-índices se deben simplificar si existe la posibilidad. (Armendáriz, 2010, p. 119).

Ejemplos

	Nomenclatura Tradicional	IUPAC
$P_2O + 3 H_2O = H_6P_2O_4 = H_3PO_2$	Ac. Orto hipofosforoso	Orto hipofosfito de H
$P_2O_3 + 2 H_2O = H_4P_2O_5$	Ac. Piro fosforoso	Piro fosfito de H
$P_2O_5 + H_2O = H_2P_2O_6 = HPO_3$	Ac. Meta fosfórico	Meta fosfato de H

– Caso II. Calcio (Ca), Silicio (Si), Germanio (Ge).

Formación: Anhídrido + 1 o 2 moléculas de agua

Estos anhídridos para conformar ácidos necesitan: 1 molécula de agua y se antepone el prefijo META, y 2 moléculas de agua se antepone el prefijo ORTO. Los sub-índices se deben simplificar si existe la posibilidad. (Armendáriz, 2010, p. 114).

–META =	1 H ₂ O
–ORTO =	2 H ₂ O

Ejemplos

	Nomenclatura Tradicional	IUPAC
$CO_2 + H_2O = H_2CO_3$	Ac. Meta carbónico	Meta carbonato de H
$CO_2 + 2 H_2O = H_4CO_4$	Ac. Orto carbónico	Orto carbonato de H

9.3.6.3. Sulfo, Seleni y Teluri Ácidos.

Son productos químicos ternarios que se elaboran mediante la sustitución de los átomos de oxígeno de los ácidos oxácidos por los átomos de azufre (S), selenio (Se) y telurio (Te).

Formación: Cambiar los átomos de O de los oxácidos por S, Se, Te

Nomenclatura: Se debe anteponer la palabra “Ácido”, a continuación, se escribirá el nombre específico del no metal; no olvidarse anteponer los prefijos sulfo, seleni y teluri al nombre de ácido oxácido de origen.

Ejemplo: Ácido meta carbónico



9.3.7. Hidróxidos Metálicos: Bases o Alcalis.

Son productos químicos ternarios, tanto oxigenados, como hidrogenados que en solución acuosa dejan en libertad iones de OH. (Armendáriz, G. 2010. p. 116).

Formación: Metal + OH

Nomenclatura: Genérico “Hidróxido” + Específico: El nombre del metal, cuando este tiene valencia variada termina en OSO o en ICO.

Obtención: Se escribe el metal y tantos iones OH de acuerdo a la valencia y se intercambian valencias.

Ejemplos

	Nomenclatura Tradicional	IUPAC
$\text{Na}_1 + \text{OH} = \text{Na}_1(\text{OH})_1$	Hidróxido de Sodio	Hidróxido de Sodio I
$\text{Ba}_2 + \text{OH} = \text{Ba}(\text{OH})_2$	Hidróxido de Bario	Hidróxido de Bario II
$\text{Al}_3 + \text{OH} = \text{Al}(\text{OH})_3$	Hidróxido de Aluminio	Hidróxido de Aluminio III
$\text{Fe}_2 + \text{OH} = \text{Fe}(\text{OH})_2$	Hidróxido Ferroso	Hidróxido de Hierro II
$\text{Fe}_3 + \text{OH} = \text{Fe}(\text{OH})_3$	Hidróxido Férrico	Hidróxido de Hierro III

10. Actividades de Aprendizaje

10.1. Actividad 1: Dentro de estas actividades se realizarán 3 talleres, los cuales serán los siguientes:

Dentro de la unidad 1, se realizará una actividad en la cual los participantes usaran tanto balanzas como termómetros, familiarizándose con el uso de estos instrumentos, así como de las magnitudes que miden y las unidades utilizadas, y del cual entregarán un escrito detallando estos conocimientos adquiridos.

Dentro de la unidad 2, se realizará una actividad en la cual los participantes manejaran la tabla periódica, y se dividirán en grupos, cada uno de los cuales hablará al resto de los participantes sobre las propiedades y características del grupo de elementos correspondiente, intercambiando información y respondiendo preguntas sobre estos, al final del cual realizaran un escrito que incluya los elementos que se abracaron durante las horas de clase, así como también las funciones y aplicaciones y manejo de la tabla periódica.

En lo que corresponde con la unidad 3, se elaborará, con la correspondiente supervisión, pruebas para evaluar las propiedades de algunas sustancias químicas que se encuentran en los hogares de forma común, por ejemplo, algunos ácidos, bases, alcoholes, cetonas y otros, identificando que tipo de sustancia es, así como las principales características que tienen y los posibles usos que pueden tener, y las medidas de precaución en el manejo de estas.

11. Autoevaluación

Selección simple con alternativas múltiples

1- Qué comprende la Química inorgánica:

- A. Principios fundamentales que se refieren a la constitución y el comportamiento de la materia y la energía.
- B. Abarca a todos los productos diferentes de aquellas que poseen átomos de carbono, con excepción de los compuestos oxigenados de este elemento.
- C. A los compuestos elaborados a base del carbono. Se llama orgánica porque

la materia de los componentes que forman a los seres vivos u orgánicos contienen en sus moléculas átomos de carbono.

D. Comprende los métodos de reconocimiento y determinación de los constituyentes de los compuestos, tanto en su calidad como en su cantidad.

2- Los estados de la materia en que se puede encontrar el agua en la naturaleza son

- A. Sólido
- B. Líquido
- C. Gaseoso
- D. Todos los anteriores

3- Masa y peso

- A. Son iguales
- B. Son diferentes
- C. No tienen relación
- D. Son unidades de volumen

4- El punto de congelación del agua en la escala Celsius es

- A. -32°
- B. 0°
- C. -273°
- D. 100°

5- Un átomo está compuesto por

- A. Protones y electrones
- B. Protones y positrones
- C. Positrones, electrones y neutrones
- D. Protones, electrones y neutrones

6- Los elementos en la tabla periódica están ordenados según

- A. El número de electrones
- B. El número de protones
- C. El número de neutrones
- D. El número de protones y neutrones

7- El enlace de tipo iónico se da entre

- A. Elementos metálicos
- B. Elementos con electronegatividad parecida
- C. Elementos con electronegatividad muy diferente
- D. Cualquier elemento

8- Los elementos electropositivos

- A. Son lo que ganan electrones
- B. Son los que pierden electrones
- C. Son los que ganan y pierden electrones
- D. Son los que no ganan ni pierden electrones

9- Los elementos no-metálicos:

- A. Conducen calor y electricidad
- B. Ganan electrones
- C. Opacos con brillo metálico
- D. Maleables y dúctiles

10- El calcio es un elemento

- A. Monovalente
- B. Divalente
- C. Mono y Divalente
- D. Di y Trivalente

11- Los anhídridos son compuestos formados por la combinación de

- A. Los metales con el oxígeno
- B. Los no metales de la primera y segunda familia (halógenos y anfígenos) con el hidrógeno
- C. Los no – metales con el oxígeno
- D. Dos óxidos del mismo metal

12- En la reacción de $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{HClO}$ el nombre de este compuesto resultante según la nomenclatura IUPAC es

- A. Hipoclorito de Hidrógeno
- B. Clorito de Hidrógeno
- C. Clorato de Hidrógeno
- D. Hiperclorato de Hidrógeno

13- La Química Orgánica se la define como la rama de la química que se encarga del estudio de los compuestos orgánicos constituidas por combinaciones de átomos de

- A. Oxígeno y carbono
- B. Carbono e hidrógeno
- C. Azufre y oxígeno
- D. Hidrógeno y oxígeno

14- El término “orgánico” obedece a que estos compuestos predominan entre

- A. Las rocas de diferentes tipos
- B. Los seres vivos
- C. Los metales nobles
- D. Todo tipo de sustancias

15- El número de carbonos presentes en un cicloalcano es

- A. 3
- B. 4
- C. 6
- D. 8

16- Los alquenos son cadenas carbonadas con

- A. Solo enlaces simples
- B. Al menos un enlace doble
- C. Al menos un enlace triple
- D. Un radical hidroxilo

17- Los ácidos carboxílicos presentan un radical

- A. -CHO
- B. -COOH
- C. -OH
- D. -COOR

18- El sufijo del grupo funcional alcohol es

- A. -ona
- B. -ol
- C. -tiol
- D. -amina

19- Las proteínas son

- A. Las moléculas pueden hidrolizarse a muchas unidades de monosacáridos
- B. Las sustancias más abundantes que se encuentran en los seres vivos
- C. Carbohidratos que no pueden hidrolizarse a compuestos más sencillos
- D. En su mayoría ésteres de ácidos carboxílicos de cadena larga llamados ácidos grasos

20- Los carbohidratos son llamados también

- A. Proteínas
- B. Minerales

C. Glúcidos

D. Lípidos

12. Evaluación final

La evaluación final consistirá en un examen escrito que contendrá diez preguntas teóricas (dos por cada unidad), tanto de selección simple (8) como de razonamiento (2), así como la resolución de 5 ejercicios en los que deberá escribir los compuestos resultantes de las correspondientes reacciones propuestas y los nombres de dichos compuestos según la nomenclatura seleccionada. El examen tendrá carácter presencial y será de obligatoria asistencia, con una duración máxima de una hora, y absolutamente individual, en el que muestren los conocimientos adquiridos sobre química.

13. Solucionario de las Autoevaluaciones

Selección simple con alternativas múltiples

1- Qué comprende la Química inorgánica:

A. Principios fundamentales que se refieren a la constitución y el comportamiento de la materia y la energía.

B. Abarca a todos los productos diferentes de aquellas que poseen átomos de carbono, con excepción de los compuestos oxigenados de este elemento.

C. A los compuestos elaborados a base del carbono. Se llama orgánica porque la materia de los componentes que forman a los seres vivos u orgánicos contienen en sus moléculas átomos de carbono.

D. Comprende los métodos de reconocimiento y determinación de los constituyentes de los compuestos, tanto en su calidad como en su cantidad.

2- Los estados de la materia en que se puede encontrar el agua en la naturaleza son

A. Sólido

B. Líquido

C. Gaseoso

D. Todos los anteriores

3- Masa y peso

A. Son iguales

B. Son diferentes

C. No tienen relación

D. Son unidades de volumen

4- El punto de congelación del agua en la escala Celsius es

A. -32º

B. 0º

C. -273º

D. 100º

5- Un átomo está compuesto por

A. Protones y electrones

B. Protones y positrones

C. Positrones, electrones y neutrones

D. Protones, electrones y neutrones

6- Los elementos en la tabla periódica están ordenados según

A. El número de electrones

B. El número de protones

C. El número de neutrones

D. El número de protones y neutrones

7- El enlace de tipo iónico se da entre

A. Elementos metálicos

B. Elementos con electronegatividad parecida

C. Elementos con electronegatividad muy diferente

D. Cualquier elemento

8- Los elementos electropositivos

A. Son lo que ganan electrones

B. Son los que pierden electrones

C. Son los que ganan y pierden electrones

D. Son los que no ganan ni pierden electrones

9- Los elementos no-metálicos:

A. Conducen calor y electricidad

B. Ganan electrones

C. Opacos con brillo metálico

D. Maleables y dúctiles

10- El calcio es un elemento

A. Monovalente

B. Divalente

C. Mono y Divalente

D. Di y Trivalente

11- Los anhídridos son compuestos formados por la combinación de

A. Los metales con el oxígeno

B. Los no metales de la primera y segunda familia (halógenos y anfígenos) con el hidrógeno

C. Los no – metales con el oxígeno

D. Dos óxidos del mismo metal

12- En la reacción de $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{HClO}$ el nombre de este compuesto resultante según la nomenclatura IUPAC es

A. Hipoclorito de Hidrógeno

B. Clorito de Hidrógeno

C. Clorato de Hidrógeno

D. Hiperclorato de Hidrógeno

13- La Química Orgánica se la define como la rama de la química que se encarga del estudio de los compuestos orgánicos constituidas por combinaciones de átomos de

A. Oxígeno y carbono

B. Carbono e hidrógeno

C. Azufre y oxígeno

D. Hidrógeno y oxígeno

14- El término “orgánico” obedece a que estos compuestos predominan entre

A. Las rocas de diferentes tipos

B. Los seres vivos

C. Los metales nobles

D. Todo tipo de sustancias

15- El número de carbonos presentes en un cicloalcano es

A. 3

B. 4

C. 6

D. 8

16- Los alquenos son cadenas carbonadas con

A. Solo enlaces simples

B. Al menos un enlace doble

C. Al menos un enlace triple

D. Un radical hidroxilo

17- Los ácidos carboxílicos presentan un radical

A. -CHO

B. -COOH

C. -OH

D. -COOR

18- El sufijo del grupo funcional alcohol es

A. -ona

B. -ol

C. -tiol

D. -amina

19- Las proteínas son

A. Las moléculas pueden hidrolizarse a muchas unidades de monosacáridos

B. Las sustancias más abundantes que se encuentran en los seres vivos

C. Carbohidratos que no pueden hidrolizarse a compuestos más sencillos

D. En su mayoría ésteres de ácidos carboxílicos de cadena larga llamados ácidos grasos

20- Los carbohidratos son llamados también

A. Proteínas

B. Minerales

C. Glúcidos

D. Lípidos

14. Glosario

ÁCIDO: Se llama así, a los productos que liberan iones Hidrógeno cuando se disuelve en agua. <http://itm-quimica.50webs.com/diccionario.htm>

Aislante: Producto/compuesto incapaz de producir electricidad.

Alcanos: Se conoce con este nombre a los Hidrocarburos que tienen enlaces simples entre carbono y carbono, llamados también hidrocarburos saturados.

Alcohol: Se llama así, a los compuestos orgánicos que tienen al grupo hidroxilo -OH.

Alquenos: Son hidrocarburos insaturados a los que tienen uno o más dobles

enlaces entre carbono y carbono.

Alquinos: Llamados también insaturados porque contienen uno o más triples enlaces entre carbono y carbono.

Amalgama: Es la aleación entre el mercurio con otros metales.

Análisis cualitativo: Se le conoce así a la determinación de las tipologías de iones existentes en una disolución.

Análisis cuantitativo: Se llama así a la determinación de las cantidades de sustancia presentes en una muestra.

Anión: Se llama así a un ion con carga negativa.

Base: Se conoce al compuesto que deja en libertad iones hidróxido (OH^-) cuando se disuelve en agua.

Calor: Se llama a la transferencia de energía entre dos cuerpos que se encuentran a diferente temperatura.

Capa de valencia: Se conoce así a la capa electrónica externa de un átomo que tiene los electrones que intervienen en los enlaces.

Catión: Prácticamente es un ion con una carga positiva.

Cohesión: Se conoce a la atracción intermolecular entre moléculas semejantes.

Condensación: Proceso mediante el cual se pasa del estado gaseoso al estado líquido.

Configuración electrónica: Se conoce así a la distribución de los electrones entre las distintas capas de un átomo o una molécula.

Cristalización: Es el Procedimiento mediante el cual, un soluto disuelto se separa de la disolución y pasa a formar cristales

Dilución: Es el proceso que nos sirve para alistar un disolvente menos concentrado a partir de otra mucho más concentrada.

Disolución: Se llama mezcla homogénea cuando están igual dos o más sustancias

Disolvente: Cuando un producto está en mayor cantidad en una disolución.

Ecuación iónica: Se llama así a la ecuación que indica los compuestos químicos disueltos como iones libres.

Electrón: Parte del átomo que posee una masa muy pequeña y tiene carga eléctrica negativa.

Electronegatividad: Se llama así a la manera como un átomo puede atraer electrones hacia él, en un enlace químico.

Elemento: Es aquel producto que no obtiene separarse en sustancias más simples por métodos químicos.

Enlace covalente: Es cuando 2 átomos comparten 2 electrones.

Gases nobles: Son los elementos químicos no metálicos del grupo (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn).

Grupo funcional: Cuando una molécula que se determina por un empleo especial de los átomos que es responsable, en amplia medida, del desenvolvimiento químico de la molécula inicial.

Halógenos: Son los elementos químicos no metálicos de la primera familia (F, Cl, Br, I).

Ion: Se conoce con este nombre al átomo cargado que se crea cuando uno o varios átomos neutros ganan o pierden uno o varios electrones.

Mol: Se llama así a la medida de sustancia que tiene tantas formas elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay en definitiva en 12 gramos (o 0.012 kilogramos) del isótopo carbono-12.

Moléculas: Son las partículas más pequeñas de una sustancia y que conserva todas las propiedades físicas y químicas.

Neutrón: Se llama así, a una parte del átomo que no posee carga eléctrica. Su masa es igual al de los protones y neutrones.

Protón: Es una parte del átomo que tiene carga positiva, y determina el número atómico del elemento.

Punto de congelación: Es la temperatura en la cual una sustancia o producto pasa del estado líquido, pasa a estado sólido, esto se consigue disminuyendo la temperatura que incide en el compuesto.

Punto de ebullición: Es la temperatura en la cual una sustancia pasa del estado líquido cambia a estado gaseoso.

Punto de fusión: Es cuando una sustancia cambia de estado sólido al estado líquido, y esto se logra aumentando la temperatura.

Reactivos: Es el compuesto que se añade a una mezcla para provocar una reacción química que puede ser lenta o súbita.

Regla del octeto: Se llama así cuando los átomos forman productos o compuestos, ya sea ganando o perdiendo o compartiendo electrones para poder obtener 8 electrones de valencia.

Solubilidad: Se llama a la capacidad que tiene ya sea una sustancia o un producto químico de disolver ese a una determinada temperatura, en una sustancia llamada disolvente y crear un nuevo producto.

Sustancia: Se llama así a una clase de producto o materia homogénea, es decir, con iguales características y es muy necesario en las reacciones químicas.

Unidad de masa atómica: Se la utiliza para expresar exactamente la masa de

los átomos y las moléculas que poseen y se considera que es la doceava parte de la masa de un átomo de carbono.

15. Referencias Bibliográficas

- Armendariz, G. (2010). Química General Inorgánica. Quito – Ecuador. Holos Editorial.
- Autino, J.C., Romanelli, G. y Ruiz, D.M. (2013). Introducción a la química orgánica. 1ª ed. La Plata. Universidad Nacional de La Plata.
- Commons, C., Commons, P. (2016) Heinemann Chemistry 1. 5th edition. Pearson Australia. Melbourne.
- Chang, R. (2002). Química. 7th edición. Mexico D. F. – Mexico. The McGraw – Hill.
- Delgado, E. (2021). Química Inorgánica Básica. 1ª ed. Universidad Politécnica Salesiana. Quito – Ecuador. Editorial Abya-Yala.
- ICB (2008). Química General e Inorgánica del Instituto de Ciencias Básicas de la Politécnica del Chimborazo. Riobamba – Ecuador. Editorial de la ESPOCH.
- IUPAC. International Union of Pure and Applied Chemistry. <https://iupac.org/>
- McMurry, J. (2008). Química Orgánica. Séptima edición. Novena Edición. CENGAGE Learning. México.
- Recio, F.G. (2012). Química Inorgánica. Quinta Edición. McGraw-Hill/ Interamericana Editores S.A. de C.V. México, D.F.
- Román, P., Barandika, G., Martín Sánchez, M., & Pérez Yáñez, S. (2015).
- Conceptos implicados: conceptos esenciales, tabla periódica y tipos de nomenclatura. Real Sociedad Española de Química. <https://rseq.org/wp-content/uploads/2018/09/1-ConceptosImplicadosP-1.pdf>
- Royal Society of Chemistry, RSC. <https://www.rsc.org/>
- Skoog, D., West, D., Holler, F.J y Crouch, S. (2015). Fundamentos de Química Analítica. Novena Edición. CENGAGE Learning. México.
- S.A. de C.V, México, D.F. Inicia texto, normas APA 7ma. edición.

Enlaces de interés

Estados de la materia

http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/EDAD_3eso_estados_de_la_materia/impresos/quincena3.pdf

Factores de conversión en química

<https://analiticaunexpo.files.wordpress.com/2011/11/factores-de-conversion.pdf>

Enlaces químicos

https://www.educamix.com/educacion/3_eso_materiales/b_iv/conceptos/conceptos_bloque_4_1.htm

Tabla periódica interactiva

<https://www.rsc.org/periodic-table>

Química orgánica. Análisis elemental

https://www.frro.utn.edu.ar/repositorio/catedras/quimica/2_anio/quimica_organica/Apunte_1.pdf

Grupos funcionales

<https://www.youtube.com/watch?app=desktop&v=mzZ56oopsg8>

Nomenclatura lípidos

<https://dagus.unison.mx/smoreno/3%20L%C3%ADpidos.pdf>



INSTITUTO SUPERIOR
TECNOLÓGICO
VICENTE LEÓN

Guía

general de estudio
de la **asignatura**

Agosto 2024

ISBN: 978-9942-686-84-8



9 789942 686848