



FUNDAMENTOS TEÓRICOS DE QUÍMICA INORGÁNICA

RUIZ SÁNCHEZ CLARA ISABEL

HERRERA FEJOO ROBINSON JASMANY

CORREA SALGADO MARÍA DE LOURDES

PEÑAFIEL ARCOS PEDRO ANDRÉS





Fundamentos Teóricos de Química Inorgánica

Autor/es:

Ruiz-Sánchez, Clara Isabel
Herrera-Feijoo, Robinson Jasmany
Correa-Salgado, María de Lourdes
Peñafiel-Arcos, Pedro Andrés



Título del libro:

Fundamentos Teóricos de Química Inorgánica.

Primera Edición, 2023

Editado en Santo Domingo, Ecuador, 2023

ISBN: 978-9942-7014-6-6

© Abril, 2023

© Editorial Grupo AEA, Santo Domingo - Ecuador

© Ruiz Sánchez Clara Isabel, Herrera Feijoo Robinson Jasmany, Correa Salgado María de Lourdes, Peñafiel Arcos Pedro Andrés.

Editado y diseñado por Comité Editorial del Grupo AEA

Hecho e impreso en Santo Domingo - Ecuador

Cita.

Ruiz-Sánchez, C. I., Herrera-Feijoo, R. J., Correa-Salgado, M. L., Peñafiel-Arcos, P. A. (2023). Fundamentos Teóricos de Química Inorgánica. Editorial Grupo AEA.

Cada uno de los textos de la Editorial Grupo AEA han sido sometido a un proceso de evaluación por pares doble ciego externos (double-blindpaperreview) con base en la normativa del editorial.



Grupo AEA

Grupo de Asesoría Empresarial y Académica

www.grupo-aea.com

www.editorialgrupo-aea.com



Grupo de Asesoría Empresarial & Académica



[Grupoaea.ecuador](https://www.instagram.com/grupoaea.ecuador)



Editorial Grupo AEA

Aviso Legal:

La información presentada, así como el contenido, fotografías, gráficos, cuadros, tablas y referencias de este manuscrito es de exclusiva responsabilidad del autor y no necesariamente reflejan el pensamiento de la Editorial Grupo AEA.

Derechos de autor ©

Este documento se publica bajo los términos y condiciones de la licencia Creative Commons Reconocimiento-NoComercial-CompartirIgual 4.0 Internacional (CC BY-NC-SA 4.0).



El “copyright” y todos los derechos de propiedad intelectual y/o industrial sobre el contenido de esta edición son propiedad de la Editorial Grupo AEA y sus Autores. Se prohíbe rigurosamente, bajo las sanciones en las leyes, la producción o almacenamiento total y/o parcial de esta obra, ni su tratamiento informático de la presente publicación, incluyendo el diseño de la portada, así como la transmisión de la misma de ninguna forma o por cualquier medio, tanto si es electrónico, como químico, mecánico, óptico, de grabación o bien de fotocopia, sin la autorización de los titulares del copyright, salvo cuando se realice confines académicos o científicos y estrictamente no comerciales y gratuitos, debiendo citar en todo caso a la editorial.

Reseña de Autores

Ruiz Sánchez Clara Isabel

Universidad Técnica Estatal de Quevedo

✉ Correo: cruizs@uteq.edu.ec

🆔 Orcid: <https://orcid.org/0000-0003-2864-5137>

Ingeniera Química de profesión graduada en la Escuela Superior Politécnica de Chimborazo, cuenta con una Maestría Internacional en Seguridad y Salud en el Trabajo y Prevención de Riesgos además de una Maestría en Ingeniería Química Aplicada, con experiencia en el ámbito petrolero, actualmente se desempeña como docente en la Facultad de Ciencias Agrarias y Forestales de la Universidad Técnica Estatal de Quevedo.



Herrera Feijoo Robinson Jasmany

Universidad Técnica Estatal de Quevedo

✉ Correo: rherreraf2@uteq.edu.ec

🆔 Orcid: <https://orcid.org/0000-0003-3205-2350>

Ingeniero Ambiental graduado de la Universidad Estatal Amazónica en la amazonia ecuatoriana. Posee una Maestría en Tecnologías de la Información geográfica otorgada por la Universidad de Extremadura. Actualmente es estudiante de doctorado en Biología en la Universidad Autónoma de Madrid y labora como docente en la Universidad Técnica Estatal de Quevedo.



Correa Salgado María de Lourdes

Universidad Técnica Estatal de Quevedo

✉ Correo: mcorreas2@uteq.edu.ec

id Orcid: <https://orcid.org/0000-0001-6130-9384>



Me hago llamar Lule, soy Ingeniera Bioquímica, graduada de la Universidad Técnica de Ambato, con un Máster en Ingeniería Biológica y Ambiental; obtenido en la Universidad Autónoma de Barcelona. Actualmente, soy docente, impartiendo cátedras tanto de química inorgánica; como de Bioquímica, además me he desarrollado profesionalmente en el área ambiental en el sector público y privado, manejo protocolos de laboratorio y actividades de campo; creo, acoplo y uso formatos o requerimientos de Informes Técnicos legales o administrativos. Como ingeniera bioquímica, mi objetivo implica aplicar conocimientos y habilidades para contribuir al desarrollo de soluciones sostenibles y amigables con el ambiente, promover la educación ambiental y la conciencia ecológica en la sociedad.

Peñañiel Arcos Pedro Andrés

Escuela Superior Politécnica de Chimborazo (ESPOCH)

✉ Correo: pedro.peniafiela@espoch.edu.ec

id Orcid: <https://orcid.org/0000-0002-8723-1041>



Ingeniero en Petróleo de la Escuela Superior Politécnica del Litoral (ESPOL) con una maestría en Seguridad Industrial y Medio Ambiente de la Universidad Politécnica de Valencia. Docente investigador en el área ambiental, con más de siete años de experiencia. Actualmente se desempeña como docente en la Escuela Superior Politécnica de Chimborazo sede Orellana.

Índice

Índice	1
Índice de Tablas	7
Índice de Figuras	8
Capítulo I: Fundamentos De Química Inorgánica	11
1.1. Ciencia	13
1.2. La química como ciencia	13
1.3. Definición de química	14
1.4. Relaciones de la química con otras ciencias	14
1.5. Campos de estudio de la química	15
1.6. Materia	16
1.6.1. Propiedades de la materia	16
1.6.2. Cambios que experimenta la materia	17
1.6.3. Estados de la materia	18
1.6.4. Cambios de estado de la materia	18
1.6.5. Sustancia	19
1.6.6. Elementos	19
1.6.7. Compuestos	19
1.6.8. Molécula	20
1.6.9. Mezclas	20
1.6.10. Combinaciones	21
1.7. Energía	22
1.7.1. Energía cinética	22
1.7.2. Energía potencial	22
Capítulo II: Sistema Internacional de Unidades	25
2.1. Unidades fundamentales del Sistema Internacional	27
2.2. Las mediciones en química	28
2.2.1. Masa y peso	28
2.2.2. Longitud y volumen	28

2.2.3. Densidad y gravedad específica.....	28
2.2.4. Calor y temperatura	30
2.3. Cifras significativas	31
2.4. Exactitud y precisión.....	32
2.5. El factor unitario o de conversión.....	33
Capítulo III: Estructura de la Materia	35
3.1. Átomos y moléculas.....	37
3.2. Modelos atómicos.....	38
3.3. El mol	42
3.4. Número atómico	43
3.5. Número de masa atómica	43
3.6. Isotopos.....	44
3.7. Isobaros	44
3.8. La teoría cuántica o mecánica cuántica.....	44
3.8.1. Los números cuánticos	45
3.8.2. Principio de Aufbau.....	48
3.8.3. Regla de Hund	49
3.9. Distribución de electrones en los átomos	49
3.10. Configuraciones electrónicas de los elementos químicos de acuerdo con la teoría cuántica.....	49
Capítulo IV: Sistema Periódico de los Elementos.....	53
4.1. Ley periódica.....	55
4.2. Elementos químicos	56
4.2.1. Historia de los nombres de los elementos químicos.	56
4.2.2. Clasificación de los elementos químicos.	82
4.3. Tabla periódica de los elementos	83
4.3.1. Estructura de la tabla periódica	85
4.3.2. Propiedades de la tabla periódica	85
4.4. Valencia y número de oxidación.	91
4.4.1. Valencia.....	91

4.4.2. Número de oxidación.....	92
4.4.3. Reglas generales para asignar números de oxidación a los elementos químicos	93
Capítulo V: Enlace Químico	97
5.1. Tipos de enlace químico.....	99
5.1.1. Enlace iónico o electrovalente	99
5.1.2. Enlace covalente: polar y apolar	100
5.1.3. Enlace metálico.....	101
5.1.4. Enlaces intermoleculares.....	102
5.1.4.1. Enlace puente de hidrógeno	102
5.1.4.2. Fuerzas de Van der Waals	102
5.1.5. Resonancia	103
Capítulo VI: Nomenclatura Química Inorgánica	105
6.1. Antecedentes	107
6.2. Conceptos Fundamentales y sus Definiciones.....	107
6.2.1. Materia.....	107
6.2.2. Sustancia.....	108
6.2.2.1. Sustancias simples o elementales.....	108
6.2.2.2. Sustancias compuestas	109
6.2.2.3. Iones	112
6.3. Nomenclatura.....	113
6.3.1. Nomenclatura de las sustancias simples	113
6.3.2. Nomenclatura de las sustancias compuestas.....	114
6.3.3. Función química y grupo funcional.....	115
6.3.3.1. Función óxido.....	115
6.3.3.1.1. Óxidos metálicos o básicos.....	115
6.3.3.1.2. Óxidos no metálicos y con metales de transición	118
6.3.3.1.3. Óxidos dobles	120
6.3.3.2. Función hidróxido	123

6.3.3.3. Función ácido	124
6.3.3.3.1. Ácidos hidrácidos.....	124
6.3.3.3.2. Ácidos oxácidos:.....	127
6.3.3.4. Función sal	128
6.3.3.4.1. Sales neutras	129
6.3.3.4.2. Sales ácidas.....	129
6.3.3.4.3. Sales básicas.....	129
6.3.3.4.4. Sales dobles	130
6.3.3.5. Función Hidruro.....	130
6.3.3.5.1. Hidruros metálicos	130
6.3.3.5.2. Hidruros Especiales.....	132
6.3.3.6. Peróxidos.....	132
Capítulo VII: Reacciones y Ecuaciones Químicas	135
7.1. Ecuación Química.....	137
7.1.1. Clasificación de las Reacciones Químicas	138
7.1.1.1. Reacciones de síntesis, combinación o asociación	139
7.1.1.2. Reacciones de análisis, descomposición o metástesis	140
7.1.1.3. Reacciones de desplazamiento o sustitución	140
7.2. Reacciones de Óxido – Reducción	141
7.3. Balanceo De Ecuaciones Redox.....	143
7.3.1. Método Directo, Simple Inspección o Tanteo	143
7.3.2. Método de coeficientes indeterminados (algebraico) ..	143
7.3.3. Método Redox por el N° de oxidación del electrón -	144
valencia	144
7.3.4. Método Redox por el ión – electrón	145
Capítulo VIII: Estequiometria De Las Reacciones Químicas.....	147
8.1. Leyes Ponderales	149
8.1.1. Ley de lo conservación de la materia.....	149
8.1.2. Ley de las Proporciones definidas	150

8.1.3. Ley de las proporciones múltiples	150
8.1.4. Ley de los Proporciones Recíprocos.....	151
8.2. MOL.....	151
8.3. El Reactivo Limite o Limitante	152
8.4. Eficiencia y Rendimiento de las Reacciones Químicas ...	153
8.5. Ley de los volúmenes de combinación o de Gay Lussac	153
Capítulo IX: Discontinuidad de la Materia	155
9.1. Estado Gaseoso	157
9.1.1. Propiedades de los gases ideales o perfectos	157
9.1.2. Teoría cinética de los gases	157
9.1.3. Variables del estado gaseoso	158
9.1.3.1. La Presión	158
9.1.3.2. La temperatura	159
9.1.3.3. El volumen.....	160
9.2. Leyes Que Rigen El Comportamiento De Los Gases Perfectos	160
9.2.1. Ley o variación isotérmica	160
9.2.2. Ley o variación isobárica	161
9.2.3. Ley o variación isocora	162
9.3. Hipótesis De Avogadro Ampere	163
9.4. Ley Combinada.....	164
9.5. Ecuación General De Los Gases	164
Capítulo X: Los Sistemas Dispersos	165
10.1. Sistemas Homogéneos.....	167
10.2. Sistemas Heterogéneos	167
10.3. Clases de Sistemas Dispersos.....	167
10.3.1. Dispersiones.....	167
10.3.2. Dispersoides o coloides	168
10.3.3. Las soluciones o disoluciones	168
10.4. La Solubilidad De Las Soluciones	168

10.4.1. Coeficiente de solubilidad.....	168
10.4.2. Concentración	169
10.5. Clasificación De Las Soluciones	169
10.5.1. Soluciones por la cantidad de soluto en una cantidad de solución.....	169
10.5.2. Soluciones por las unidades físicas	170
10.5.3. Soluciones por las unidades químicas.....	170
10.6. Propiedades De Las Soluciones	172
10.7. Dilución De Las De Las Soluciones	172
10.8. Valoración o Titulación	173
Referencias Bibliográficas.....	175

Índice de Tablas

Tabla 1 Magnitudes básicas y dimensiones utilizadas en el SI	27
Tabla 2 Múltiplos y submúltiplos utilizados para mediciones.....	27
Tabla 3 Factores unitarios o de conversión	34
Tabla 4 Subniveles de energía según la mecánica cuántica	46
Tabla 5 Distribución de los subniveles de energía en los niveles principales ..	46
Tabla 6 Distribución de los subniveles de energía en los niveles principales y numero cuantico magnetico	47
Tabla 7 Elementos primer periodo	50
Tabla 8 Elementos segundo periodo	50
Tabla 9 Elementos tercer periodo	51
Tabla 10 Origen etimológico de los elementos	57
Tabla 11 Diferencias entre las propiedades de metales y no metales.....	82
Tabla 12 Ejemplos de símbolos	108
Tabla 13 Ejemplos de formulas	109
Tabla 14 Nomenclatura tradicional	114
Tabla 15 Nomenclatura	117
Tabla 16 Nomenclaturas.....	119
Tabla 17 Nomenclatura óxidos dobles	122
Tabla 18 Nomenclatura de hidróxido	123
Tabla 19 Nomenclatura de hidrácidos	125
Tabla 20 Nomenclatura de ácidos oxácidos	128
Tabla 21 Nomenclatura oxisales.....	129
Tabla 22 Nomenclatura hidruros metálicos.....	131
Tabla 23 Nomenclatura hidruros especiales	132
Tabla 24 Leyes de reacciones	149
Tabla 25 Proporciones definidas.....	150
Tabla 26 Ley de proporciones múltiples.....	151
Tabla 27 Variaciones y magnitudes	164
Tabla 28 Soluciones y su clasificación.....	169

Índice de Figuras

Figura 1 Energía cinética. Teorema de las fuerzas vivas	22
Figura 2 Densidad relativa.....	29
Figura 3 Escalas de temperatura.....	31
Figura 4 Cifras significativas.....	32
Figura 5 Modelo atómico de Thomson	39
Figura 6 Modelo atómico de Rutherford	39
Figura 7 Modelo atómico de Bohr.....	40
Figura 8 Modelo atómico según Schrödinger	41
Figura 9 Diagrama que representa el orden de energía de Aufbau	48
Figura 10 Tabla periódica.....	84
Figura 11 Núcleos atómicos, rodeados de orbitales en los que se hallan los electrones	86
Figura 12 Propiedades periódicas	87
Figura 13 Radio atómico	87
Figura 14 Energía de ionización	88
Figura 15 Afinidad electrónica	89
Figura 16 Electronegatividad.....	90
Figura 17 Valencias.....	91
Figura 18 Número de oxidación.....	92
Figura 19 Número de oxidación figura.....	92
Figura 20 Tabla periódica con números de oxidación.....	93
Figura 21 Enlace iónico.....	100
Figura 22 Resonancia	103
Figura 23 Ejemplo de fórmula estructural	111
Figura 24 Fórmula punteada	112
Figura 25 Oxidación de potasio	116
Figura 26 Óxido de calcio.....	116
Figura 27 Óxidos metálicos	116
Figura 28 Óxidos ácidos.....	118
Figura 29 Óxidos dobles	121
Figura 30 Hidrácidos	124
Figura 31 Peróxidos	133

Figura 32 Reacciones	142
Figura 33 variaciones isotérmicas	160
Figura 34 Variación isotérmica	161
Figura 35 Variación isobárica	161
Figura 36 Ley de isobaras	162
Figura 37 Variación isocora	162
Figura 38 Gráfica isocora	163

Fundamentos de Química Inorgánica

1.1. Ciencia

Se deriva del latín *scientia* y significa entendimiento, el que se obtiene de la experiencia humana, en base a la observación directa o indirecta de lo que nos rodea. Toda observación científica debe ser susceptible de experimentación, o sea, repetible mediante el trabajo en el laboratorio.

1.2. La química como ciencia

Ciencia con orígenes muy antiguos, la alquimia comenzó en Egipto y consistía en convertir los metales en oro y descubrir el elixir de la longevidad.

La iatroquímica se constituyó en una época de investigación de los procesos vitales y la obtención de medicamentos, es decir fue la precursora de la química farmacéutica con Paracelso como su fundador.

Luego viene el periodo en el cual los alemanes Johan Becher y Georg Stahl enuncian la teoría del flogisto con base en la combustión de los metales y la consiguiente pérdida del flogisto. Esta teoría tuvo en J. Priestley como a su más ferviente defensor, pero su aporte a la ciencia fue el hallazgo del Oxígeno, al que lo denominó "aire desflogisticado".

A nivel científico, Antoine Lavoisier y su forma "innovadora" de trabajar en el laboratorio con pesaje estricto llegó a las siguientes conclusiones:

- El metal calcinado es más pesado que el metal original.
- El sistema estudiado tiene el mismo peso antes y después de la combustión, negando así la teoría del flogisto y explicando luego el principio de conservación de la materia en las reacciones químicas, nombrando oxígeno al nuevo gas descubierto por Priestley, que en griego significa ácido, productores de oxígeno, porque creía que el oxígeno era el elemento básico de todos los ácidos.

Lavoisier es considerado el padre de la química moderna debido a que su obra se resumió en el famoso "Traité Elementaire de la Chemie" publicado en 1789, en uno de sus apéndices desarrolló un sistema lógico de nomenclatura que trató

de ofrecer un estándar unificado y de forma significativa. forma. parte forma nuestro actual sistema de nomenclatura.

Al iniciar el siglo XIX, queda establecido que los elementos se combinan en proporciones definidas. En 1808, John Dalton propone la teoría de que todos los elementos se caracterizan por átomos dotados de masa y dimensiones diferentes. En 1811, Avogadro difunde la idea de existencia de la molécula y con base en los estudios de Cannizzaro, su hipótesis se convierte en una de las bases fundamentales de la química. En 1869, Dimitri Mendeleev y Lothar Meyer, publican en forma independiente ordenamientos de los elementos químicos conocidos, constituyéndose en la base del sistema periódico actual.

1.3. Definición de química

Ciencia conceptual, cuyos principios permiten observar el progreso en todos los campos del conocimiento, en cuanto se relacionan con las leyes generales que determinan la naturaleza y transformación de la materia. Por lo tanto, de acuerdo con la definición de química, se pueden confirmar algunos criterios para el campo de estudio de esta ciencia:

- La química estudia y describe la composición de las sustancias, es decir, la materia que constituye los cuerpos.
- Estudia las formas elementales de la materia llamadas elementos.
- También estudia las formas más complejas, derivadas de la unión de varios elementos llamadas compuestos.
- Estudia las interacciones de los elementos entre sí, las formas de unión y comportamiento y las relaciones entre elementos y compuestos.
- También estudia las reacciones que provocan las transformaciones permanentes de una sustancia en otra.

1.4. Relaciones de la química con otras ciencias

Rama del conocimiento que no se circunscribe a su propio ámbito, sino que forma parte de las otras ciencias, como ejemplos tenemos:

- En el caso de la biología y la medicina, estas ciencias se fundamentan en el conocimiento de las reacciones químicas y su desarrollo.

- La mecánica tiene sus bases en la química de los metales.
- La electrónica utiliza los elementos químicos semiconductores.

1.5. Campos de estudio de la química

Para llevar a cabo los objetivos como disciplina científica, se diversifica en otras asignaturas de estudio:

- Bioquímica. Se fundamenta en la investigación sobre las reacciones químicas que forman la base de las sustancias y actividades vitales que existen en los organismos vivos. Es una rama de la química y de la biología, cuyo objeto principal es comprender la organización y la conducta de las biomoléculas. Estos son compuestos de carbono que forman diferentes partes de la célula y llevan a cabo reacciones químicas que permiten que la energía crezca, suministre, regenere, utilice y almacene.
- Electroquímica estudia la relación entre las corrientes eléctricas y las reacciones químicas, y la conversión de energía química en energía eléctrica y viceversa.
- Geoquímica. Es la ciencia que aplica los principios y técnicas de la química al estudio de la geología para conocer la distribución de los elementos químicos en la corteza, el manto y el núcleo terrestre.
- Química agrícola industrial enfocada al aprovechamiento industrial de productos agrícolas y forestales y sus residuos, y al desarrollo de nuevas especies vegetales para uso industrial.
- Química analítica. Esta es una de las áreas más significativas de la química moderna. Se divide en dos áreas principales:
 - Química analítica cualitativa basada en el análisis cualitativo. En otras palabras, se pueden identificar los componentes desconocidos presentes en las sustancias.
 - Química analítica cuantitativa basada en el análisis cuantitativo que puede calcular las cantidades relativas de componentes en una sustancia.
- Química Física relaciona la estructura química de la materia con sus propiedades físicas. Este vocablo generalmente se emplea al estudio de

propiedades como la presión de vapor, la tensión superficial, la viscosidad, el índice de refracción y la densidad del material.

- Química Inorgánica a excepción del carbono, que se estudia en química orgánica, estudia las propiedades y reacciones de los elementos químicos y sus compuestos, comenzó con el estudio de los minerales y el descubrimiento de métodos para extraer metales de los sedimentos.
- Química orgánica estudia el carbono, sus compuestos y reacciones. Hay muchas sustancias diferentes compuestas de moléculas orgánicas, como medicamentos, vitaminas, plásticos, fibras sintéticas y naturales, carbohidratos, proteínas y grasas. También en esta ciencia, se determinan las estructuras de las moléculas orgánicas, se estudian sus reacciones, se desarrollan procedimientos para la síntesis de compuestos orgánicos.

1.6. Materia

Este término es una expresión que se usa para todas las cosas que ocupan espacio y poseen las propiedades de la gravedad y la inercia.

1.6.1. Propiedades de la materia

Es necesario diferenciar los diferentes especímenes de materia, contrastando sus propiedades. En forma general, las propiedades se clasifican en:

- Propiedades físicas. - observado en la sustancia sin cambios, color, densidad, dureza, punto de fusión, punto de ebullición, conductividad eléctrica o térmica. Otras propiedades físicas, como la temperatura y la presión, dependen de las condiciones bajo las cuales se miden. Por ejemplo: el agua es un sólido (hielo) a bajas temperaturas, un líquido a temperaturas más altas y un gas (vapor) a temperaturas más altas. Cuando el agua cambia de un estado a otro, su composición no cambia, es decir, sus propiedades químicas no cambian, mientras que las propiedades físicas del hielo, el agua líquida y el vapor son diferentes.
- Propiedades químicas. - Son propiedades que caracterizan a una sustancia cuando cambia su composición, es decir, cuando se produce una reacción entre distintos tipos de sustancias. Por ejemplo, el magnesio

metálico (sólido) reacciona con el oxígeno del aire (gas) para formar óxido de magnesio (polvo blanco). Una de las propiedades químicas del magnesio es que puede combinarse (reaccionar) con oxígeno y liberar energía en el proceso. La propiedad química del oxígeno (gas) es que puede combinarse (reaccionar) con magnesio.

Desde otro punto de vista, las propiedades de la materia también pueden ser clasificadas en:

- Propiedades extensivas. - Depende de la cantidad de objeto de investigación. Por ejemplo, el volumen y la masa de una muestra son grandes propiedades porque dependen y son directamente proporcionales a la cantidad de material contenido en la muestra analizada.
- Propiedades intensivas. - Independiente de la cantidad de material estudiado. Por ejemplo, el color y el punto de fusión (propiedades físicas) son los mismos ya sea que la muestra sea pequeña o grande. Todas las propiedades químicas de la materia son propiedades concentradas.

1.6.2. Cambios que experimenta la materia

La materia en la naturaleza sufre dos tipos de cambios:

- Cambios físicos. Son cambios que ocurren sin cambios en la composición química de la materia. Ejemplo: Un cambio físico depende de un cambio en las propiedades físicas de la materia.
- Cambios químicos. - Estos cambios se producen en las siguientes condiciones:
 - Cuando se utilizan una o varias sustancias.
 - Cuando se forman una o más sustancias nuevas.
 - Cuando se emite o absorbe energía.

Recordar que:

Cuando una sustancia sufre un cambio químico, se revelan sus propiedades químicas. Para esto: "toda reacción es un cambio químico"

1.6.3. Estados de la materia

La materia se divide en cuatro estados:

- Estado sólido. - Un estado en el que una sustancia es rígida y tiene una forma definida. El volumen de sólidos no cambia mucho con los cambios de temperatura y presión. En algunos de los llamados sólidos cristalinos, las partículas individuales que los componen ocupan posiciones definidas dentro de la estructura cristalina. Las fuerzas de interacción entre las partículas individuales determinan la dureza y la resistencia del cristal.
- Estado líquido. - Este es un estado de la materia caracterizado por partículas individuales confinadas a un volumen específico. Los líquidos fluyen y toman la forma de recipientes que los contienen sin cambiar de volumen. Además, son difíciles de comprimir.
- Estado gaseoso. - Las partículas individuales son agregados completamente separados, por lo que el espacio intermolecular es tan grande. Los gases son menos densos que los líquidos y los sólidos y ocupan todo el recipiente que los contiene. Son infinitamente ampliables y fácilmente comprimibles.
- Estado de plasma. - Considerado el cuarto estado de la materia, es una serie de partículas gaseosas cargadas eléctricamente que contienen cantidades aproximadamente iguales de cationes y aniones. Se mueven rápido y libremente.

1.6.4. Cambios de estado de la materia

Estos son cambios que ocurren en una sustancia debido a un aumento o disminución de la temperatura, es decir, calentamiento o enfriamiento.

Cambio de estado por aumento de temperatura:

- Fusión. - Es el cambio de estado sólido a estado líquido, por aumento de temperatura.
- Evaporación. - Un fenómeno en el que un líquido cambia a gas debido al aumento de temperatura.
- Sublimación. - Un cambio de estado sólido a gaseoso sin pasar por el estado líquido debido a un aumento de temperatura.

Cambios de estado por caída de temperatura:

- Solidificación. - Un fenómeno en el que un líquido cambia a un sólido cuando la temperatura desciende.
- Condensación. - El paso de gas a líquido por disminución de la temperatura.

1.6.5. Sustancia

Es una forma de materia con una composición uniforme e invariable, cuyas propiedades físicas y químicas son idénticas independientemente de su origen. Las sustancias puras se identifican por sus propiedades características. Es decir, tiene una densidad específica y sus propios puntos fijos de fusión y ebullición que son independientes de la historia o el método de fabricación. Ejemplo:

- Agua pura: Agua de mar destilada recogida de agua de manantial o producida por una reacción química entre hidrógeno y oxígeno, con una densidad de 1g/cm^3 , un punto de fusión de 0°C en condiciones normales y un punto de ebullición de 100°C en condiciones normales.

1.6.6. Elementos

Estas son sustancias que no pueden descomponerse en sustancias más simples como resultado de cambios químicos. Por ejemplo: nitrógeno, aluminio, plata, cobre, oro, azufre, etc.

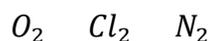
1.6.7. Compuestos

Son sustancias puras formadas por dos o más elementos químicos diferentes combinados en proporciones constantes sin conservar sus propiedades. Todos los compuestos se pueden descomponer o descomponer en sustancias más simples: elementos u otros compuestos más simples. Ejemplo: Un compuesto llamado agua se puede descomponer en sus componentes utilizando electricidad (electrólisis), es decir, hidrógeno (11,1 %) y oxígeno (88,9 %), respectivamente. Al igual que con las sustancias, diferentes muestras de cualquier compuesto puro contienen los mismos elementos y las mismas proporciones de masa.

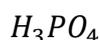
1.6.8. Molécula

Es la partícula más pequeña de una sustancia que conserva las propiedades químicas específicas de la sustancia en cuestión. Si una molécula se divide en partes más pequeñas, esas partes tendrán propiedades diferentes a las de la sustancia original. Las moléculas de los compuestos están formadas por átomos de los elementos que las componen.

Si una molécula consta de dos átomos, se llama molécula diatómica.



Una molécula es poliatómica si tiene gran número de átomos. Ejemplo:



Existen moléculas compuestas de cientos, miles, incluso millones de átomos.

Es necesario recordar que:

Gran parte de la química moderna se dedica al estudio de la composición, estructura y tamaño molecular.

1.6.9. Mezclas

Constituida por un conjunto de sustancias sin interacción química entre ellas. También se puede decir que una mezcla consiste en dos o más sustancias puras, cada una de las cuales conserva su propia composición y propiedades. La composición de la mezcla puede variar ampliamente, ya que se pueden crear un número infinito de mezclas simplemente cambiando las cantidades relativas de las sustancias utilizadas. Ejemplo: mezcla de hierro y azufre, agua y sal, etc.

Se conocen dos tipos de mezclas:

- Mezclas heterogéneas. - Estos son los componentes individuales que están físicamente separados y pueden ser observados como tales. Los componentes de mezclas heterogéneas pueden recuperarse o separarse por métodos físicos como filtración, decantación o separación magnética.
 - Filtración. - Es el proceso de separar sólidos suspendidos, como sedimentos, de un líquido suspendido pasándolos a través de un medio poroso llamado filtro, en el cual el líquido puede entrar y salir

fácilmente. La filtración es un proceso fundamental en la industria química.

- Decantación. - Este es un procedimiento que permite separar por gravedad un líquido y un sólido insoluble o dos líquidos inmiscibles.
- Separación magnética. - Consiste en la separación de los componentes de una mezcla de sólidos por medio de un imán, es decir, por magnetismo.
- Mezclas homogéneas. - También se denominan soluciones las que aportan el mismo aspecto y composición en todas sus partes. El componente más grande y generalmente líquido se llama solvente y el componente más pequeño se llama soluto. Las soluciones pueden ser sólidos y gases, pero la mayoría son líquidos.

Se utilizan métodos como la cromatografía o la destilación para separar los componentes de una solución.

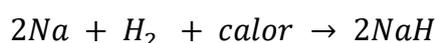
- La cromatografía es un método de análisis químico utilizado para separar sustancias puras de mezclas complejas. Por ejemplo: separación de pigmentos de clorofila vegetal a partir de extractos de hojas verdes.
- La destilación es un proceso que consiste en calentar un líquido hasta que sus componentes más volátiles entren en fase gaseosa, luego enfriar el vapor para recuperar esos componentes en forma líquida por condensación.

1.6.10. Combinaciones

Se denominan combinaciones básicamente a dos procesos químicos diferentes:

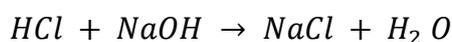
A la unión de elementos mediante enlaces químicos para formar compuestos.

Ejemplo:



A la unión de compuestos mediante adición para formar nuevas sustancias

Ejemplo:



1.7. Energía

Es la capacidad de realizar trabajo o transferir calor. La materia posee energía debido a su movimiento o posición relativa a las fuerzas que actúan sobre ella. El cuerpo básicamente tiene dos formas de energía almacenada relacionada con la energía potencial de movimiento o movimiento: la energía cinética y la energía potencial.

1.7.1. Energía cinética

Es la energía que posee un objeto debido a su movimiento. La energía cinética depende de la masa y la velocidad del objeto según la ecuación:

$$E = \frac{1}{2} m * v^2$$

En donde:

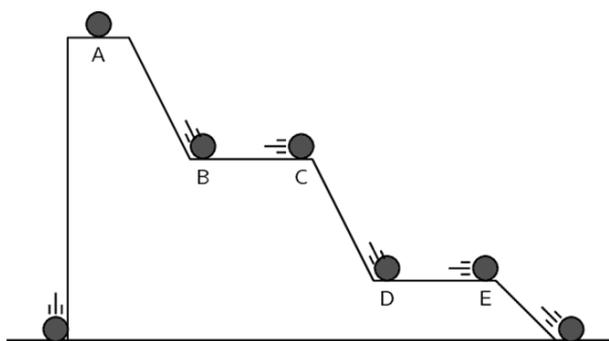
- E es la energía cinética. m es la masa del objeto
- v^2 es la velocidad del objeto elevada al cuadrado.

La energía cinética es la capacidad de realizar un trabajo directo, fácilmente transferible de un objeto a otro, y también se puede decir que se caracteriza por el movimiento del cuerpo.

1.7.2. Energía potencial

Es la energía almacenada que tiene el cuerpo dependiendo de su ubicación y composición. El carbón, por ejemplo, tiene energía química, un tipo de energía potencial, debido a su composición.

Figura 1
Energía cinética. Teorema de las fuerzas vivas



Nota: Fuente: luisyep (2019)

Sin embargo, cabe señalar que además de la energía cinética y la energía potencial, existen diferentes tipos de energía: energía química, energía mecánica, energía eléctrica, energía térmica, energía lumínica, energía del agua, energía geotérmica, energía solar, energía nuclear, energía de las mareas. etc. En química debemos recordar que:

Todos los procesos químicos implican cambios de energía con respecto al medio circundante.

- Cuando producen en forma de energía calorífica, las reacciones se denominan exotérmicas.
- Cuando absorben energía del ambiente circundante, las reacciones se denominan endotérmicas.



Capítulo II: Sistema Internacional de Unidades

Sistema Internacional de Unidades

El Sistema Internacional es un sistema unitario, coherente y racionalizado que se adoptó internacionalmente con proyectos científicos.

2.1. Unidades fundamentales del Sistema Internacional

Se estableció una unidad base, o métrica, para realizar mediciones precisas, pero su valor es arbitrario. Las medidas en ciencia se expresan comúnmente en el sistema métrico y ahora se basan en el Sistema Internacional de Unidades (SI), adoptado en 1964, que consta de siete unidades base de las que se derivan otras unidades de medida.

Tabla 1

Magnitudes básicas y dimensiones utilizadas en el SI

Propiedades físicas	Nombres de la Unidad	Símbolo
longitud	Metro	m
masa	Kilogramo	Kg
tiempo, duración	Segundo	s
intensidad de corriente eléctrica	Ampere	A
temperatura termodinámica	Kelvin	K
cantidad de sustancia	Candela	cd
cantidad de sustancia	Mol	mol

Nota: Fuente: Oficina Internacional de Pesas y Medidas (2008)

Es conveniente usar dos tipos de unidades, métricas y SI, porque la conversión entre un sistema y otro es fácil porque ambos usan los mismos prefijos para fracciones o submúltiplos y múltiplos de diez:

Tabla 2

Múltiplos y submúltiplos utilizados para mediciones

Factor por el que se multiplica la unidad	Prefijo	Símbolo	Factor por el que se multiplica la unidad	Prefijo	Símbolo
1 000 000 000 000 = 10^{12}	tera	T	0,1 = 10^{-1}	deci	d
1 000 000 000 = 10^9	giga	G	0,01 = 10^{-2}	centi	c
1 000 000 = 10^6	mega	M	0,001 = 10^{-3}	mili	m
1 000 = 10^3	kilo	k	0,000 001 = 10^{-6}	micro	μ
100 = 10^2	hecto	h	0,000 000 001 = 10^{-9}	nano	n
10 = 10^1	deca	da	0,000 000 000 001 = 10^{-12}	pico	p

Nota: Fuente: Oficina Internacional de Pesas y Medidas (2008)

2.2. Las mediciones en química

2.2.1. Masa y peso

Masa. - Es la medida para la cantidad de materia que tiene un cuerpo.

Es de considerar que: la masa de un cuerpo no varía, aunque éste cambie de posición.

Peso. - Es una medida de la fuerza gravitatoria que ejerce la Tierra sobre un objeto.

Se debe tomar en cuenta que: El peso varía según la distancia a la que se encuentre un cuerpo del centro de la tierra.

Aunque existe una diferencia entre masa y peso, se acostumbra a usar el término "peso" cuando se hace referencia a "masa" porque: "El peso es una forma de medir la masa". Tal situación se observa en la disciplina de la química, donde las reacciones se estudian en "condiciones normales" de presión y temperatura, las relaciones de peso son tan válidas como las relaciones de masa.

2.2.2. Longitud y volumen

Longitud. - Se la define como la distancia que viaja la luz en el vacío en un $1/299\,792\,468$ de segundo.

Se debe tomar en cuenta que el metro (m) es la unidad estándar para la distancia en el sistema métrico y en el SI y equivale a 39.37 pulgadas en el sistema inglés.

Volumen. - Es la cantidad de espacio que ocupa un objeto en tres dimensiones

En el sistema métrico, el volumen se mide en litros. Un litro (1 L) es un decímetro cúbico (1 dm^3), o 1000 centímetros cúbicos (1000 cm^3); un mililitro (1 ml) es un centímetro cúbico (1 cm^3).

En el SI, la unidad fundamental de volumen es el metro y el decímetro cúbicos reemplaza a la unidad métrica que es el litro.

2.2.3. Densidad y gravedad específica

Densidad. - Es una propiedad física de la materia que relaciona la masa de un objeto con una unidad de volumen.

La densidad de una muestra de materia se calcula aplicando la siguiente fórmula:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \quad \text{o} \quad \rho = \frac{m}{v}$$

La densidad se puede usar para diferenciar dos sustancias o para identificar una sustancia.

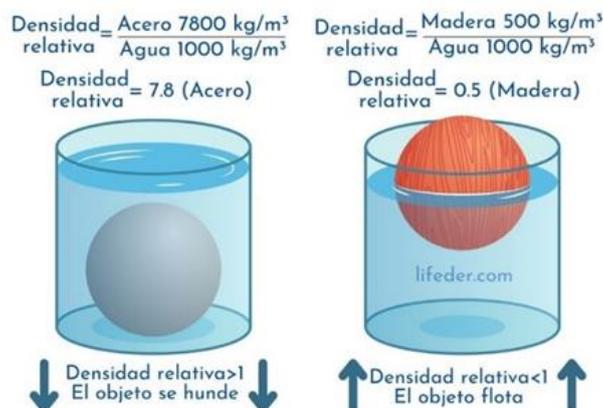
Normalmente, la densidad se expresa en g/cm³ o g/ml para los líquidos sólidos; y, en g/L para los gases.

Pero también pueden expresarse de la siguiente manera: g x cm⁻³ ó g x ml⁻¹ en sólidos y líquidos; y. g x L⁻¹ para gases.

En el sistema internacional, la densidad se expresa en kg/m³.

Figura 2

Densidad relativa



Nota: Fuente: Lifeder (2021)

Gravedad específica. - La relación entre la densidad de la materia y la densidad del agua a la misma temperatura.

Cabe recalcar que, las gravedades específicas son cifras adimensionales se calculan con base en la siguiente formula:

$$gr. esp. = \frac{\rho \text{ sustancia}}{\rho \text{ agua}}$$

La densidad y la gravedad específica de la materia son numéricamente iguales a temperaturas cercanas a la temperatura ambiente y se expresan en g/ml o g/cm.

2.2.4. Calor y temperatura

Calor. - El calor es una forma de energía, en química:

- La cantidad de calor requerido por una reacción le da propiedades endotérmicas.
- La cantidad de calor liberado por una reacción le da propiedades exotérmicas.
- En este sentido, es útil recordar: "Calor fluye naturalmente de los cuerpos más calientes a los más fríos, nunca en la dirección opuesta.

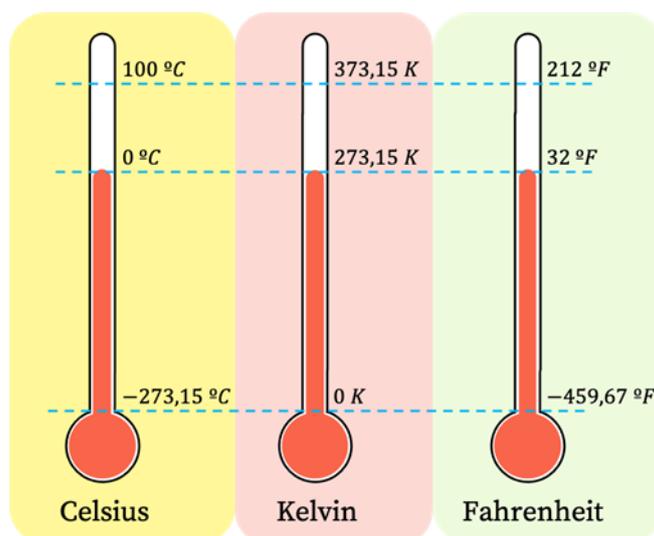
Temperatura. Permite medir la intensidad del calor es decir averiguar si un cuerpo está caliente o frío.

La temperatura generalmente se mide con un termómetro de vidrio que contiene mercurio en el recipiente inferior y se conecta a una columna capilar ascendente. Existen varias escalas para medir la temperatura, pero las más utilizadas son las escalas Celsius o Celsius, Fahrenheit y Kelvin o de temperatura absoluta.

Estas tres escalas hacen referencia al rango entre el punto de congelación del agua (hielo derretido) y el punto de ebullición del agua a una atmósfera de presión, por lo que tendríamos:

- La **escala centígrada**, el punto de fusión del hielo es 0°C y el punto de ebullición del agua es 100°C . Así que hay 100 grados en este intervalo, cada uno de ellos llamado grado centígrado.
- La **escala Fahrenheit** toma el valor de 32°F para el punto de congelación del agua y 212°F para el punto de ebullición del agua; o sea, este intervalo tiene 180 grados, cada uno de los cuales se llama grado Fahrenheit.
- La **escala kelvin** o absoluta toma el valor redondeado de 273°K ($273,15^{\circ}\text{K}$) para el punto de congelación del agua y 373°K ($373,15^{\circ}\text{K}$) para el punto de ebullición del agua; es decir, este intervalo tiene 100 grados, cada uno de los cuales se llama kelvin o grado absoluto.

Figura 3
 Escalas de temperatura



Nota: Fuente: Ingenierizando (s.f.)

Las relaciones que permiten la conversión entre las escalas de temperatura son:

- Entre la escala centígrada y kelvin tenemos:

$$K = ^\circ C + 273 \qquad ^\circ C = K - 273$$

- Entre la escala centígrada y Fahrenheit tenemos:

$$\frac{^\circ C}{5} = \frac{^\circ F - 32}{9}$$

2.3. Cifras significativas

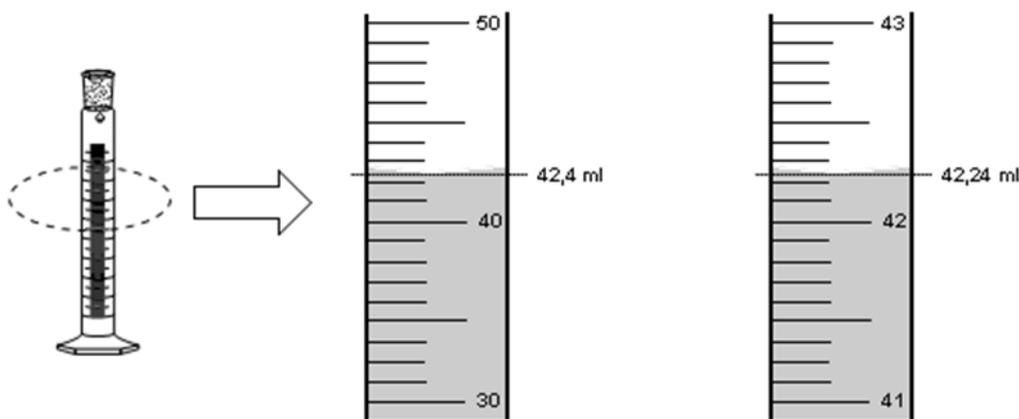
Es bien sabido que los números derivados de las mediciones no son exactos, ya que se realizan estimaciones para cada medición. Es decir, se utilizan números significativos.

Los dígitos considerados correctos por la persona que realiza la medición se denominan cifras significativas.

Ejemplo: La probeta graduada se utiliza para medir volúmenes de líquidos cuando no es necesario un alto grado de exactitud. Si una probeta de 50 ml tiene líneas de calibración que representan 1 ml, es posible estimar un volumen cualquiera entre 1 ml y 50 ml utilizando dos cifras (5,4 ml) o tres cifras (42,4 ml)

significativas, de las cuales, la segunda (0,4 ml) o la tercera (0,2 ml) son estimativas o aproximadas.

Figura 4
Cifras significativas



Nota: Fuente: Físicoquímica (s.f.)

2.4. Exactitud y precisión

- La precisión se refiere a qué tan bien se correlaciona una medida con el valor correcto.
- La precisión se refiere a la correlación entre el valor medido y el valor correcto.

Idealmente, todas las mediciones deben ser precisas y exactas. Sin embargo, en la práctica es bastante impreciso debido al error sistemático, es decir el error que se repite en cada medición.

Por lo tanto, "el promedio de varias mediciones es más confiable que una sola medición", por lo que las mediciones deben repetirse para aumentar la precisión y la exactitud. Las reglas de redondeo se basan en:

- Cuando el número que se va a eliminar es menor de 5, el número que le precede no se cambia. Ejemplo: 9,34 se redondea a 9,3
- Cuando el número que se va a eliminar es mayor de 5, el número que le precede se incrementa en 1. Ejemplo: 9,37 se redondea a 9,4 el inmediato superior.

- Cuando el número que se va a eliminar es 5, el número que le precede no se cambia si es par (Ejemplo: 9,45 se redondea a 9,4), pero si el número precedente es impar, se incrementa en 1 (Ejemplo: 9,35 se redondea a 9,4).

También se puede utilizar la notación científica cuando se trabaja con números muy grandes o muy pequeños. Ejemplo: 197 gramos de oro contienen aproximadamente 602 000 000 000 000 000 000 000 átomos de oro, o sea, $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oro, la masa de un átomo de oro es aproximadamente 0,000 000 000 000 000 000 000 327 gramos, es decir, $3,27 \times 10^{-22}$ gramos.

En la notación científica o exponencial se coloca un dígito que no sea cero (0) a la izquierda de la coma o punto decimal y el resto de las cifras constituye el exponente. Ejemplos: $4\,300\,000 = 4,3 \times 10^6$, $0,000\,348 = 3,48 \times 10^{-4}$.

2.5. El factor unitario o de conversión.

Es una relación numérica que permite describir diversos procesos químicos. Se lo utiliza fundamentalmente para realizar cálculos químicos mediante el método denominado Análisis dimensional o también, método del Factor unitario.

Los factores unitarios se forman con cualquiera de los términos que describan la misma cantidad o una equivalente a la que se quiera considerar, por esta razón también se los llama factores de conversión.

Por ejemplo: 1 pie es igual exactamente a 12 pulgadas de acuerdo con su definición. Por tanto, si esa definición la expresamos en forma de fracción, tendremos:

$$\frac{12 \text{ pulg}}{1 \text{ pie}}$$

Esta fracción es un factor unitario o factor de conversión; y si, escribimos el recíproco de la fracción anterior, es decir:

$$\frac{1 \text{ pie}}{12 \text{ pulg}}$$

Tendremos que, el recíproco de cualquier factor unitario, también es un factor unitario.

Tabla 3
Factores unitarios o de conversión

LONGITUD					
	Centímetro	Metro	Kilometro	Pulgada	Pie
Centímetro	1	.01	1×10^{-5}	0.3937	0.03281
Metro	100	1	.001	39.37	3.281
Kilometro	1×10^5	1000	1	3.937×10^4	3281
Pulgada	2.54	0.0254	2.54×10^{-5}	1	0.0833
Pie	30.48	0.3048	3.048×10^{-4}	12	1
Milla t.	1.609×10^5	1609	1.609	6.3346×10^4	5280

MASA					
	Gramo	Kilogramo	Slugg	Libra masa	Onza
Gramo	1	.001	6.85×10^{-5}	.0022	0.0357
Kilogramo	1000	1	0.0685	2.2	35.71
Slugg	1.46×10^4	14.6	1	32.098	521.43
Libra masa	454	0.454	0.0031154	1	16.2
Onza	28	.028	.0019178	.0617	1

Nota: Fuente: Juan Cardenas (2015)

Estructura de la Materia

3.1. Átomos y moléculas

La idea de que la materia se puede descomponer en pequeñas unidades se remonta a las enseñanzas del filósofo griego Demócrito alrededor del año 400 a. C. Propuso que toda la materia está formada por partículas pequeñas, discretas e indivisibles, a las que llamó átomos.

En 1808, el científico británico John Dalton publicó el primer pensamiento moderno sobre la existencia y las propiedades de los átomos, que se basaba en la ley de la inmutabilidad de la materia (Lavoisier) y la ley de la razón definida (Proust), que también formaban la base de la "Teoría atómica de Dalton" misma que se resume en los siguientes postulados:

- Los elementos están formados por partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos.
- Todos los átomos en un elemento dado tienen las mismas propiedades que son diferentes de los átomos de otros elementos.
- Los átomos de un elemento no se pueden crear, destruir o transformar en átomos de otros elementos.
- Los compuestos se forman cuando los átomos de diferentes elementos se combinan entre sí en determinadas proporciones.
- El número relativo y los tipos de átomos en un compuesto dado son constantes.

En la actualidad, se establece que es:

La partícula más pequeña de un elemento que conserva sus propiedades químicas a través de todos los cambios químicos y físicos.

Los átomos son los componentes de las moléculas.

A las moléculas se las define como:

Dos o más átomos se unen para formar unidades muy pequeñas eléctricamente neutras.

Las moléculas son de dos clases:

- Moléculas simples. - Son moléculas hechas del mismo tipo de átomos. Ellos pueden ser:
 - Monoatómicas cuando tienen un solo átomo, por ejemplo, el calcio (Ca), hierro (Fe), sodio (Na), etc.
 - Diatómicas cuando tienen dos átomos de un mismo elemento, por ejemplo: el oxígeno (O₂), hidrógeno (H₂), nitrógeno (N₂), cloro (Cl₂), etc.
 - Poliatómicas cuando contienen más de dos átomos, son moléculas complejas, por ejemplo, el fósforo que forma moléculas de cuatro átomos (P₄). el azufre que forma moléculas de ocho átomos (S₈), etc.
- Moléculas compuestas. - Están hechos de más de un tipo de átomo. Por ejemplo: una molécula de agua Están hechos de más de un tipo de átomo de hidrógeno y un átomo de oxígeno (H₂O); una molécula de metano está formada por un átomo de carbono y cuatro átomos de hidrógeno (CH₄).

3.2. Modelos atómicos

Cada forma de materia en el universo, rocas, océanos, nosotros mismos, planetas e incluso las estrellas más distantes, está hecha completamente de partículas diminutas llamadas átomos. Estas partículas son tan pequeñas que no se pueden fotografiar. Los átomos se estudian a través de la química, y para comprender estos átomos, diversos científicos a lo largo de la historia han formulado varias teorías que nos ayudan a comprender la complejidad de estas partículas. Estas teorías marcan la base de la química moderna.

Alrededor de 1800, el profesor inglés John Dalton adoptó el concepto de átomo propuesto por el filósofo Demócrito, pero esta vez basado en métodos experimentales. Estudiando la ley del peso, concluyó:

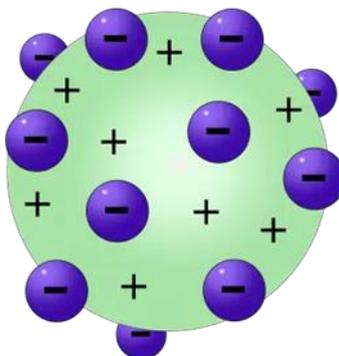
- La materia está formada por partículas indivisibles llamadas átomos.
- Todos los átomos de un elemento son idénticos.
- Los átomos son diferentes para diferentes elementos.

Modelo atómico de Thompson. - el modelo propone que el átomo es una esfera homogénea y cargada positivamente en la que se encuentran incrustados los

electrones, los cuales tienen carga negativa. Este modelo se conoce también como el modelo del pudín con pasas. Este modelo fue posteriormente reemplazado por el modelo atómico de Rutherford, que propone que el átomo tiene un núcleo pequeño y denso en el centro, con los electrones girando alrededor en órbitas.

Figura 5

Modelo atómico de Thomson

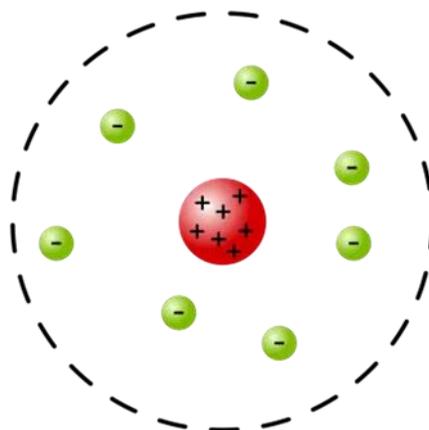


Nota: Fuente: Oriol Planas (2021)

Modelo atómico de Rutherford. – este modelo propone que el átomo tiene un núcleo pequeño y denso en el centro, con carga positiva y la mayoría de la masa del átomo, rodeado por una corteza en la que se encuentran los electrones, que tienen carga negativa y giran alrededor del núcleo. Este modelo mejoró significativamente la comprensión de la estructura del átomo y sentó las bases para modelos posteriores como el modelo atómico de Bohr.

Figura 6

Modelo atómico de Rutherford



Nota: Fuente: Oriol Planas (2021)

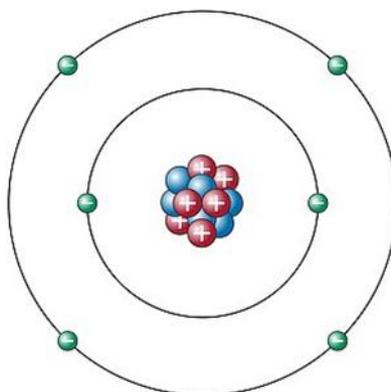
Modelo atómico de Bohr. - propuesto por el físico danés Niels Bohr en 1913, se basa en la idea de que los electrones se encuentran en órbitas estables y cuantizadas en torno al núcleo del átomo. Según este modelo, los electrones sólo pueden ocupar ciertos niveles de energía, y cuando absorben o emiten energía, saltan de un nivel de energía a otro. El modelo de Bohr establece que:

- Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas circulares cuantizadas, es decir, sólo pueden existir en ciertas órbitas específicas de energía.
- Cada órbita tiene una energía fija y los electrones que se encuentran en una órbita más apartada del núcleo poseen más energía que los que se hallan en órbitas más cercanas al núcleo.
- Cuando un electrón absorbe energía, salta a una órbita más alejada del núcleo y cuando emite energía, regresa a una órbita más cercana al núcleo.
- El átomo es estable cuando los electrones están en sus órbitas estables y cuando absorben o emiten energía, lo hacen en cantidades discretas.

El modelo de Bohr explica muchos de los fenómenos observados en la estructura de los átomos y fue un gran avance en la comprensión de la física cuántica. Sin embargo, también tiene limitaciones y no puede explicar todos los aspectos de la estructura atómica, por lo que ha sido mejorado y complementado por otros modelos posteriores.

Figura 7

Modelo atómico de Bohr



Nota: Fuente: Oriol Planas (2021)

Modelo atómico según la mecánica cuántica. - también conocido como modelo cuántico o modelo ondulatorio, se considera que los electrones no giran en órbitas definidas alrededor del núcleo, sino que se encuentran en regiones de alta probabilidad de encontrarlos, llamadas orbitales o nubes electrónicas. Estos orbitales se calculan a partir de la solución de la ecuación de onda de Schrödinger, que describe el comportamiento de las partículas subatómicas en términos de funciones de onda.

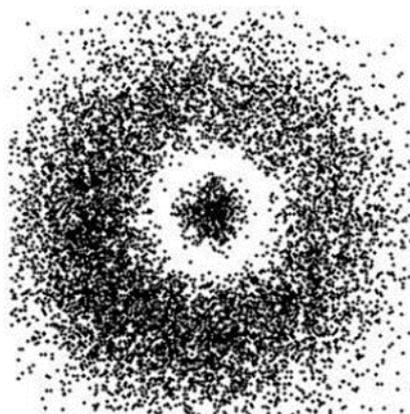
En este modelo, se considera que los electrones tienen un comportamiento dual, es decir, pueden comportarse como partículas o como ondas. Además, se introduce el concepto de principio de incertidumbre de Heisenberg, que establece que no se puede conocer simultáneamente la posición y el momento de una partícula subatómica con precisión absoluta.

El modelo cuántico también establece la existencia de números cuánticos, que describen las propiedades de los electrones, como su energía, momento angular y espín. Estos números cuánticos tienen valores discretos y permiten determinar la configuración electrónica de los átomos.

En resumen, el modelo atómico según la mecánica cuántica representa una evolución del modelo de Bohr, al considerar que los electrones se comportan como ondas y no como partículas puntuales, y al introducir los conceptos de principio de incertidumbre y números cuánticos. Este modelo ha sido fundamental para entender la conducta de la materia a nivel subatómico y ha permitido el desarrollo de la física cuántica.

Figura 8

Modelo atómico según Schrödinger



Nota: Fuente: Oriol Planas (2021)

El hallazgo del neutrón por parte de James Chadwick en 1932 completó el modelo existente de la estructura atómica, el cual establece que los átomos están compuestos por tres partículas fundamentales: electrones, protones y neutrones. Los electrones orbitan alrededor del núcleo, que está compuesto por protones (partículas cargadas positivamente) y neutrones (partículas sin carga eléctrica). La cantidad de protones en el núcleo determina el elemento químico al que pertenece el átomo, mientras que la cantidad de protones y neutrones juntos determina su masa atómica.

Los átomos constan de núcleos muy pequeños y sumamente densos, rodeados por nubes de electrones.

3.3. El mol

Un mol es la unidad base del SI utilizada para medir la cantidad de materia, definida como la cantidad de materia que contiene el mismo número de unidades elementales (átomos, moléculas o iones) que átomos hay en 12 gramos de carbono-12. Su símbolo es un mol y su tamaño se expresa en moles.

El mol es una unidad fundamental en la química ya que permite expresar las cantidades de reactivos y productos en una reacción química de manera precisa y reproducible.

La constante de Avogadro (N_A) tiene las dimensiones $[1/\text{mol}]$ y su valor exacto es $6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. Esto significa que un mol de cualquier sustancia contiene exactamente $6,022 \times 10^{23}$ entidades, ya sean átomos, moléculas, iones, electrones, etc. Por lo tanto, si conocemos la cantidad de sustancia en moles de una muestra, podemos determinar la cantidad exacta de entidades presentes en ella multiplicando el número de moles por la constante de Avogadro.

$$\text{Constante de Avogadro } N = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}$$

Es preciso comprender que:

Un mol de un elemento equivale a tener 6.022×10^{23} átomos de ese elemento.

Por ejemplo:

Si tenemos un mol de cobre (Cu), significa que tenemos 6.022×10^{23} átomos de cobre.

Si tenemos un mol de helio (He) significa que tenemos $6,022 \times 10^{23}$ átomos de helio.

Si tenemos un mol de hidrógeno (H_2), significa que tenemos $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H_2

Efectivamente:

Un mol es la cantidad de cualquier sustancia cuya masa expresada en gramos es numéricamente igual a la masa atómica de dicha sustancia.

Ejemplos:

- Un mol (1 mol) de átomos de hidrógeno pesa un gramo (1 g).
- Un mol (1 mol) de átomos de carbono pesa doce gramos (12 g).
- Un mol (1 mol) de átomos de calcio pesa cuarenta gramos (40 g).

3.4. Número atómico

El número atómico es una propiedad característica de cada elemento químico y determina su posición en la tabla periódica. El número atómico también determina el número de electrones que rodean al núcleo, en un átomo eléctricamente neutro el número de electrones es igual al número de protones (Z).

3.5. Número de masa atómica

El número de masa atómica (A) se calcula mediante la siguiente fórmula:

$$A = N + Z$$

Donde Z es el número atómico (número de protones) y N es el número de neutrones en el núcleo del átomo. Es importante destacar que el número de masa atómica no es un valor entero, ya que los diferentes isótopos de un elemento pueden tener diferentes números de neutrones. Por lo tanto, el número de masa atómica se presenta como un valor promedio ponderado de los isótopos del elemento en cuestión.

1 una (unidad de masa atómica) es definida como exactamente 1/12 de la masa de un átomo de carbono-12 en reposo y equivale a $1,66033 \times 10^{-27}$ kg. Esta

unidad es comúnmente utilizada en química y física para expresar masas de partículas subatómicas como protones, neutrones y electrones, así como la masa de átomos y moléculas.

3.6. Isotopos

Los isotopos son átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico (es decir, el mismo número de protones en el núcleo) pero pueden tener diferentes números de neutrones en el núcleo. Debido a esto, los isotopos tienen diferente número másico o peso atómico. Por ejemplo, el carbono-12, el carbono-13 y el carbono-14 son isotopos del elemento carbono, que tienen 6 protones en el núcleo, pero difieren en el número de neutrones, siendo 6, 7 y 8 respectivamente.

3.7. Isobaros

Dos átomos tienen igual número de masa, pero diferente número atómico, entonces se trata de átomos de elementos diferentes

3.8. La teoría cuántica o mecánica cuántica

- Principio de incertidumbre de Heisenberg: establece que es imposible conocer simultáneamente con precisión la posición y el momento de un electrón.
- Principio de dualidad onda-partícula: los electrones y otras partículas subatómicas tienen propiedades tanto ondulatorias como de partículas, y pueden comportarse como una u otra dependiendo de las circunstancias.
- Principio de exclusión de Pauli: establece que en un átomo no puede haber dos electrones con los mismos cuatro números cuánticos (n , l , m , s) ocupando el mismo estado cuántico.
- Regla de Hund: establece que, en un átomo o ion en su estado fundamental, los electrones se distribuyen en orbitales de igual energía (degenerados) de manera que maximizan el número de electrones con espines paralelos.
- Principio de Aufbau: establece que los electrones se van acomodando en los distintos niveles energéticos del átomo, de menor a mayor energía, a medida que se van llenando los orbitales de cada nivel.

- Regla de máxima multiplicidad de espín: establece que los electrones en los orbitales de una misma subcapa (mismo valor de l y m) tratan de ocupar todos los espines posibles antes de aparearse, de modo que se logra la máxima multiplicidad de espín.

Estos principios han permitido explicar con precisión muchas de las características del sistema periódico de los elementos, incluyendo la tendencia de los elementos a formar enlaces químicos y las propiedades periódicas de los elementos, como su radio atómico, su electronegatividad y su energía de ionización.

3.8.1. Los números cuánticos

Los electrones se describen mediante cuatro números cuánticos: el número cuántico principal (n), el número cuántico secundario o momento angular orbital (l), el número cuántico magnético (m) y el número cuántico de espín (s). Estos números cuánticos describen la energía, la forma, la orientación y la dirección del espín del electrón, respectivamente. Juntos, determinan la posición y el comportamiento de los electrones en los átomos y moléculas.

Los números cuánticos son expresiones matemáticas utilizadas en la mecánica cuántica para indicar el estado de energía de un electrón en un átomo.

Número cuántico principal (n). - indica el nivel de energía en el que se encuentra el electrón y se expresa mediante números enteros positivos, siendo el valor mínimo $n=1$ y aumentando de manera incremental hasta alcanzar el valor máximo de $n=7$. Cada nivel de energía puede contener un número máximo de electrones, que se determina mediante la fórmula $2n^2$. Por ejemplo, el nivel 1 ($n=1$) tiene una capacidad máxima de 2 electrones, mientras que el nivel 2 ($n=2$) puede contener hasta 8 electrones.

Número cuántico secundario o azimutal (l). - describe la forma del orbital en el que se encuentra el electrón, y determina el momento angular orbital. Puede tomar valores desde 0 hasta $n-1$, donde n es el número cuántico principal. Los valores de l se corresponden con las letras s ($l=0$), p ($l=1$), d ($l=2$), f ($l=3$), g ($l=4$), etc.

Tabla 4
Subniveles de energía según la mecánica cuántica

ℓ	0	1	2	3
Subnivel de energía	s	p	d	f

Nota: Fuente: Universidad de San Carlos de Guatemala (2017)

- En el primer nivel de energía, el valor máximo de ℓ es 0, lo que indica que existe un solo subnivel s y ningún subnivel p.
- En el segundo nivel, los valores permisibles de ℓ son 0 y 1, lo que indica que solo hay subniveles s y p.
- En el tercer nivel, los valores de ℓ son 0, 1 y 2, es decir que hay subniveles s, p y d.
- En el cuarto nivel, los valores de ℓ son 0, 1, 2 y 3, por tanto, hay subniveles s, p, d y f; y así, sucesivamente.

Tabla 5
Distribución de los subniveles de energía en los niveles principales

n		ℓ
1	s	0 (1s)
2	s	0 (2s)
	p	1 (2p)
3	s	0 (3s)
	p	1 (3p)
	d	2 (3d)
4	s	0 (4s)
	p	1 (4p)
	d	2 (4d)
	f	3 (4f)

Nota: Fuente: Universidad de San Carlos de Guatemala (2017)

Número cuántico magnético (m). - describe la orientación espacial del orbital y puede tener valores enteros que van desde -l hasta +l, donde l es el número cuántico secundario. Esto significa que la dirección en la que el electrón orbita alrededor del núcleo del átomo puede variar en un rango de valores determinado por l. Por ejemplo, si $l = 2$ (d orbital), m puede tener los valores -2, -1, 0, +1 y +2. Cada uno de estos valores indica una orientación espacial diferente del orbital.

El valor máximo de m depende del valor de ℓ .

- Cuando $\ell = 0$, indica que en el subnivel s hay un valor permisible de m que es 0, por tanto, hay una sola región en el espacio llamada orbital atómico y asociada con un subnivel s y se llama s
- Cuando $\ell = 1$, quiere decir que en el subnivel p hay tres valores permisibles de m que son -1, 0, +1, por tanto, hay tres regiones distintas en el espacio, llamadas orbitales atómicos, asociadas con un subnivel p; estos orbitales se llaman: px, py, pz
- Cuando $\ell = 2$, quiere decir que en el subnivel d hay cinco valores permisibles de m que son -2, -1, 0, +1, +2 por tanto, hay cinco regiones distintas en el espacio, llamadas orbitales atómicos, asociadas con un subnivel d; estos orbitales se llaman: dx^2-y^2 , dz^2 , dxy, dxz, dyz
- Cuando $\ell = 3$, quiere decir que en el subnivel f hay siete valores permisibles de m que son -3, -2, -1, 0 y +1, +2, +3 por tanto, hay siete regiones distintas en el espacio, llamadas orbitales atómicos, asociadas con un subnivel f; estos orbitales se llaman: $fz^3-3/5zr^2$, $fx^3-3/5zr^2$, $fy^3-3/5zr^2$, fxyz, $fy(x^2-z^2)$, $fx(z^2-y^2)$, $fz(x^2-y^2)$.

Tabla 6

Distribución de los subniveles de energía en los niveles principales y numero cuantico magnetico

<i>n</i>	<i>ℓ</i>	<i>m</i>
1	0 (1s)	0
2	0 (2s)	0
	1 (2p)	-1 0 +1
3	0 (3s)	0
	1 (3p)	-1 0 +1
	2 (3d)	-2 -1 0 +1 +2
4	0 (4s)	0
	1 (4p)	-1 0 +1
	2 (4d)	-2 -1 0 +1 +2
	3 (4f)	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3

Nota: Fuente: Universidad de San Carlos de Guatemala (2017)

El número cuántico de rotación, giro o spin (s). - describe la rotación del electrón sobre su propio eje y la dirección de su momento magnético intrínseco. El valor del número cuántico de spin puede ser +1/2 o -1/2. Cada electrón en un átomo tiene un número cuántico de spin único y diferente de los demás electrones en ese átomo. Este número cuántico es importante porque afecta la forma en que los electrones interactúan con los campos magnéticos externos y

es fundamental en la descripción de los estados de espín y las transiciones en los átomos y moléculas.

3.8.2. Principio de Aufbau

Es un principio de la mecánica cuántica que permite construir las configuraciones electrónicas de átomos de los elementos en estado basal. Su enunciado es:

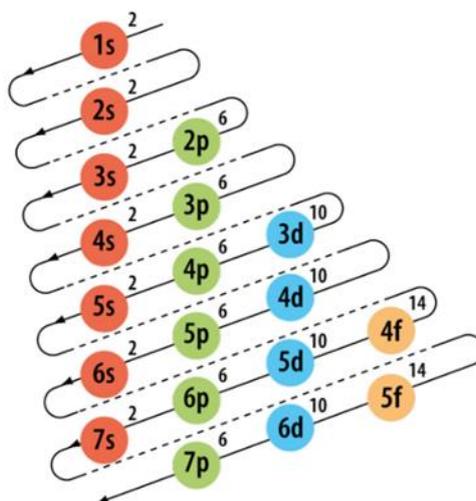
El electrón que diferencia a un elemento del elemento anterior entra al orbital atómico de menor energía disponible.

En forma general, los orbitales aumentan su energía cuando aumenta el valor del número cuántico n , por esta razón, Aufbau propuso el orden de energía en los orbitales de la siguiente manera:

- Se escriben todos los subniveles que se encuentran en el mismo nivel principal de energía en una misma línea horizontal (hileras).
- Se escriben todos los subniveles similares, en una misma línea vertical (columnas).
- Se dibujan flechas paralelas en forma diagonal, desde la parte superior derecha hasta la parte inferior izquierda.
- La lectura se realiza siguiendo las flechas: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f y así sucesivamente.

Figura 9

Diagrama que representa el orden de energía de Aufbau



Nota: Fuente: Andrea Arias (2021)

3.8.3. Regla de Hund

Establece que los electrones deben ocupar todos los orbitales de un subnivel en forma individual antes de que se produzca el emparejamiento de electrones en un mismo orbital. Además, los electrones desapareados en un mismo subnivel deben tener giros paralelos, lo que se conoce como espín. Esto se debe a que los electrones tienen una propiedad cuántica llamada espín, que puede ser paralelo o antiparalelo a la dirección de un campo magnético.

La regla de Hund ayuda a explicar la distribución de electrones en los subniveles de energía y la forma en que se llenan los orbitales.

3.9. Distribución de electrones en los átomos

Cada átomo neutro tiene igual cantidad de electrones que de protones en su núcleo, lo que se corresponde con su número atómico, que es la propiedad que define a cada elemento químico. Por ejemplo, un átomo de hidrógeno tiene un protón y un electrón, mientras que un átomo de hierro tiene 26 protones y, por lo tanto, 26 electrones en su envoltura.

El electrón ocupa un orbital atómico definido por los números cuánticos n , l , m . El orbital es la región en la cual hay la mayor probabilidad de encontrar un electrón y tiene una capacidad máxima de dos electrones.

Tomar en cuenta que:

- El número cuántico principal n indica el nivel de energía.
- El número de subniveles por nivel de energía también es igual a n .
- El número de orbitales atómicos (reempes) por nivel de energía n^2 .
- El número máximo de electrones por nivel de energía es $2n^2$, porque cada orbital atómico puede contener dos electrones.

3.10. Configuraciones electrónicas de los elementos químicos de acuerdo con la teoría cuántica.

Los científicos han podido establecer teóricamente el número máximo de electrones necesario para completar cada capa o nivel de energía, fortaleciendo las conclusiones que se derivan del sistema periódico de los elementos. A

continuación, se analizan las configuraciones electrónicas correspondientes a los elementos de los tres primeros periodos:

- **PERÍODO 1.-** Los elementos que forman parte de este periodo, distribuyen sus electrones en el primer nivel de energía que tiene un subnivel 1s y un solo orbital atómico que puede contener un máximo de dos (2) electrones. Los elementos en este período son dos (2):

Tabla 7
Elementos primer periodo

Elemento	1s	Notación simplificada
H	↑	1s ¹
He	↑↓	1s ²

Nota: Fuente: Elaboración propia

- **PERÍODO 2.-** Este periodo contiene ocho elementos, del N°3 al N°10, es decir del litio al neón. Distribuyen sus electrones a más del primer nivel, en el segundo nivel de energía que tiene dos subniveles, uno 2s y uno 2p. Tiene además cuatro orbitales atómicos que pueden contener un máximo de ocho (8) electrones. Los elementos son:

Tabla 8
Elementos segundo periodo

Elemento	1s	2s	2p	Notación simplificada
Li	↑↓	↑		1s ² 2s ¹
Be	↑↓	↑↓		1s ² 2s ²
B	↑↓	↑↓	↑	1s ² 2s ² 2p ¹
C	↑↓	↑↓	↑ ↑	1s ² 2s ² 2p ²
N	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑	1s ² 2s ² 2p ³
O	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑	1s ² 2s ² 2p ⁴
F	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	1s ² 2s ² 2p ⁵
Ne	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	1s ² 2s ² 2p ⁶

Nota: Fuente: Elaboración propia

- **PERÍODO 3.-** Está formado por los elementos del 11 al 18, o sea, del sodio al argón. Para la distribución de los electrones se necesita de un tercer nivel de energía que posee tres subniveles; uno 3s, uno 3p y uno

3d. En el tercer nivel se encuentran 9 orbitales atómicos (los del subnivel 3d permanecen vacíos) que pueden contener un máximo de dieciocho (18) electrones, Los elementos son:

Tabla 9
Elementos tercer periodo

Elemento	3s	3p	3d	Notación simplificada
Na	↑			$3s^1$
Mg	↑↓			$3s^2$
Al	↑↓	↑		$3s^2 3p^1$
Si	↑↓	↑ ↑		$3s^2 3p^2$
P	↑↓	↑ ↑ ↑		$3s^2 3p^3$
S	↑↓	↑↓ ↑ ↑		$3s^2 3p^4$
Cl	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑		$3s^2 3p^5$
Ar	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		$3s^2 3p^6$

Nota: Fuente: Elaboración propia

Sistema Periódico de los Elementos

El sistema periódico de los elementos es una disposición de los elementos químicos en forma de tabla, en la cual los elementos se disponen en filas horizontales llamadas períodos y en columnas verticales llamadas grupos. Esta disposición se basa en las propiedades periódicas de los elementos, como su tamaño atómico, su electronegatividad, su afinidad electrónica y su energía de ionización. El sistema periódico de los elementos es una herramienta fundamental en la química, ya que permite predecir las propiedades químicas y físicas de los elementos y de sus compuestos.

4.1. Ley periódica

Establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos son una función periódica de su número atómico. Mendeléiev y Meyer observaron que cuando los elementos se ordenaban en función de su número atómico creciente, se repetían patrones en las propiedades de los elementos a lo largo de las filas y de las columnas. Esta observación les permitió predecir la existencia de elementos desconocidos en aquel momento y establecer una estructura coherente para la tabla periódica.

Es necesario considerar que:

Todos los elementos de un grupo presentan una gran semejanza y, por lo general, difieren de los elementos de los demás grupos.

Por ejemplo: los elementos del grupo 1 (o 1-A), a excepción del hidrógeno, son metales con valencia química I y número de oxidación +1, mientras que los del grupo 17 (o VII-A), exceptuando el astato, son no metales con valencia química VII, que normalmente forman compuestos con número de oxidación -1.

Con otros términos, la ley periódica afirma que:

Las propiedades de todos los elementos son funciones periódicas de sus masas atómicas.

En conclusión, la ley periódica muestra que, si se ordenan los elementos, acorde aumenta su número atómico, se localizan en forma periódica elementos con propiedades físicas y químicas similares.

4.2. Elementos químicos

En efecto, la fusión nuclear es el proceso natural que ocurre en el interior de las estrellas, donde se fusionan núcleos ligeros para formar núcleos más pesados. Esto libera una enorme cantidad de energía en forma de radiación electromagnética, que es la fuente de la energía que emiten las estrellas. La fusión nuclear también se utiliza en la Tierra como fuente de energía, en los reactores de fusión nuclear, que buscan imitar el proceso de fusión que ocurre en el Sol y otras estrellas para producir energía limpia y sostenible. Sin embargo, la fusión nuclear todavía es un proceso difícil de controlar y los reactores de fusión aún no han logrado generar más energía de la que consumen, por lo que la fusión nuclear todavía es una tecnología experimental en desarrollo.

Con base en estas consideraciones, se debe tomar en cuenta que:

- Un elemento es una sustancia constituida por átomos con el mismo número atómico.
- Algunos elementos comunes son: oxígeno, nitrógeno, hierro, cobre, oro, plata, hidrógeno, cloro y uranio. Aproximadamente el 75% de los elementos son metales y los otros son no metales.
- La mayor parte de los elementos son sólidos a temperatura ambiente, dos de ellos, el mercurio y el bromo, son líquidos; y, el resto son gases.
- Pocos elementos se encuentran en la naturaleza en estado libre, es decir, no combinados, entre ellos tenemos: el oxígeno, el nitrógeno; los gases nobles como el helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón; azufre, cobre, plata y oro.
- La mayoría de los elementos se encuentran en la naturaleza combinados con otros elementos formando compuestos.

4.2.1. Historia de los nombres de los elementos químicos.

En la actualidad, se conocen 118 elementos químicos entre los encontrados en la naturaleza y los obtenidos artificialmente por transmutación nuclear.

El uso de los símbolos químicos para representar a los elementos fue desarrollado por los químicos Berzelius y Dalton en el siglo XIX. Cada símbolo está compuesto por una o dos letras, y en algunos casos, se utilizan las iniciales

en latín de los nombres de los elementos. Por ejemplo, el símbolo del hidrógeno es H, del carbono es C, y del hierro es Fe (de la palabra latina "ferrum"). Además, algunos elementos tienen símbolos que no corresponden directamente a su nombre en inglés, como es el caso del oro, cuyo símbolo es Au (del latín "aurum").

En el siguiente cuadro se encuentra la relación de los nombres de elementos químicos con base en su origen etimológico, las tendencias en la nomenclatura de los elementos han ido variando a lo largo de la historia, pero por orden cronológico se podrían dividir en:

- Propiedades (Prop): Los nombres se dan de acuerdo con ciertas propiedades de los elementos (físicas o químicas), por ejemplo: color, olor, dureza, densidad, similitud con otros elementos, radiactividad.
- Obtención: Las características de determinados elementos, como su apariencia, su dificultad de obtención o dónde se obtienen.
- Topónimos (Lug): Utilizar nombres de países, regiones, ciudades y pueblos o ríos.
- Astronomía (Astron): De moda en el siglo XVIII. Nombres de planetas, satélites o estrellas.
- Mitología (Mit): A comienzos del siglo XIX, se inició una tendencia mitológica en la nomenclatura de algunos elementos químicos.
- Antropónimos (Cient): última de las tendencias. Se utiliza el nombre de algunos científicos relevantes para nombrar ciertos elementos.
 - (Planet) Nombres de elementos en honor a planetas y asteroides
 - (Lug) Nombres de lugares y similares
 - (Prop) Nombres que hacen referencia a propiedades
 - (Mit) Nombres que hacen referencia a la mitología
 - (Cient) Nombres de científicos.

Tabla 10
Origen etimológico de los elementos

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Actinio	89	Ac	Pro	1899	Actinio (Ac): Es un metal plateado brillante, blando y maleable que se oxida lentamente en el aire. Es muy radiactivo y

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Aluminio	13	Al		1827	<p>se encuentra en pequeñas cantidades en los minerales de uranio y torio. Fue descubierto en 1899 por el químico francés André-Louis Debierne, pero fue aislado en forma pura por el químico alemán Friedrich Otto Giesel en 1902. El actinio se utiliza en la fabricación de detectores de partículas y se investiga su potencial para su uso en medicina como agente radioterapéutico.</p> <p>Aluminio (Al): del latín <i>alumen</i> Es un metal no ferromagnético, ligero, blando y dúctil. Es el tercer elemento más común encontrado en la corteza terrestre y se encuentra en una variedad de minerales, siendo el más común la bauxita. El aluminio tiene muchas aplicaciones, incluyendo la fabricación de utensilios de cocina, piezas de aviones, estructuras de edificios, entre otros. También se utiliza en la electrónica y como catalizador en la producción de combustibles y plásticos. Es un excelente conductor de electricidad y su densidad es alrededor de un tercio de la del acero.</p>
Americio	95	Am	Lug	1944	<p>Americio (Am): de América. Es un elemento sintético y radiactivo, perteneciente al grupo de los actínidos de la tabla periódica. Fue descubierto en 1944 por Glenn T. Seaborg, Ralph A. James y Albert Ghiorso en el Laboratorio Nacional Lawrence Berkeley en California, Estados Unidos.</p>
Antimonio	51	Sb		Antig.	<p>Antimonio (Sb): es un metaloide que se encuentra en la naturaleza principalmente como sulfuro de antimonio, conocido como estibina. Fue conocido por los antiguos egipcios y se ha utilizado desde la antigüedad para la fabricación de cosméticos y medicamentos.</p>
Argón	18	Ar	Prop	1894	<p>Argón (Ar) G. <i>argos</i>, es un gas noble incoloro, inodoro e insípido que se localiza en la atmósfera terrestre en una concentración del 0,934%. Fue descubierto en 1894 por Lord Rayleigh y Sir William Ramsay, quienes observaron que una fracción de nitrógeno extraída del aire tenía una densidad más baja de la esperada. Ellos identificaron un nuevo</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Arsénico	33	As	Prop	1250	gas, que llamaron argón, del griego "argos", que significa inactivo o inactivo, debido a su falta de reactividad química. El argón se utiliza en la industria para proteger los metales y soldar, en la fabricación de lámparas de luz incandescente y en la producción de gas de protección en la soldadura y corte de metales.
Astato	85	At	Prop	1940	Arsénico (As): <i>arsenikon</i> , oropimente (pigmento) amarillo (<i>auripigmentum</i>). Albertus Magnus (Al.)
Azufre	16	S	Prop	Antig.	Astato (At): del griego <i>astatos</i> , inestable. Es un elemento radioactivo y extremadamente escaso en la naturaleza, por lo que la mayoría del astato que se utiliza se produce artificialmente mediante bombardeo de bismuto con partículas alfa.
Bario	56	Ba	Prop	1808	Azufre (S) del latín <i>sulphurium</i> , es un no metal que se encuentra en la naturaleza en forma de sulfuros y sulfatos. Es un elemento esencial en la vida y se encuentra en muchas proteínas y vitaminas, como la biotina y la tiamina. El azufre es un sólido amarillo pálido a temperatura ambiente y es muy poco soluble en agua. Tiene propiedades reactivas y forma muchos compuestos importantes, como el ácido sulfúrico y los sulfatos, que se utilizan en la industria para la producción de fertilizantes, productos químicos y metales.
Berilio	4	Be	Prop	1828	Bario (Ba): Fue descubierto por primera vez en 1774 por Carl Scheele y más tarde aislado en 1808 por Sir Humphry Davy mediante la electrólisis del cloruro de bario. El nombre "bario" proviene del griego " <i>barus</i> ", que significa "pesado", debido a la elevada densidad de muchos de sus compuestos. Es un metal alcalinotérreo blando y plateado que se oxida rápidamente en contacto con el aire pesado, debido a la elevada densidad de muchos de sus compuestos.
					Berilio (Be) de <i>berilo</i> , esmeralda de color verde o aguamarina natural. Es un metal alcalinotérreo que se encuentra en la naturaleza principalmente

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Berkelio	97	Bk	Lug	1950	<p>en forma de minerales de silicato, como la berilita y el crisoberilo.</p> <p>El berilio es un metal ligero, grisáceo y muy duro que tiene una alta resistencia a la corrosión y una elevada conductividad térmica.</p> <p>Berkelio (Bk): de Berkeley, universidad de California.</p> <p>Es un elemento sintético y radiactivo que pertenece a la serie de los.</p> <p>El berkelio fue descubierto en 1949 por Glenn T. Seaborg, Stanley G. Thompson y Albert Ghiorso en la Universidad de California, Berkeley. El nombre del elemento es un homenaje a esta institución académica. Debido a su radioactividad, el berkelio tiene pocos usos prácticos.</p>
Bismuto	83	Bi		1753	<p>Bismuto (Bi): del alemán <i>weisse masse</i>, masa blanca, en la cual se encontró. Es un metal pesado y grisáceo que se encuentra en la naturaleza en forma de varios minerales, como la bismutina y la bismutita.</p> <p>El bismuto es uno de los metales menos tóxicos y se utiliza en una variedad de aplicaciones, como soldaduras, aleaciones, medicamentos y cosméticos.</p>
Boro	5	B		1808	<p>Boro (B): del arabe <i>buraq</i>.</p> <p>Es un metaloide que se encuentra en la naturaleza en forma de tres isotopos: boro-10, boro-11 y boro-12. Es un elemento muy duro y resistente, que se utiliza en una amplia diversidad de aplicaciones, desde la fabricación de vidrios y cerámicas hasta la fabricación de semiconductores y medicamentos.</p> <p>El boro es uno de los elementos más importantes para la vida, ya que es un componente esencial de muchas biomoléculas, como los ácidos nucleicos y las vitaminas.</p>
Bromo	35	Br	Prop	1826	<p>Bromo (Br): del griego <i>bromos</i>, hedor, peste.</p> <p>Es un halógeno no metálico que se encuentra en la naturaleza en forma de varios compuestos, como la sal de mar y los depósitos de salmuera.</p> <p>El bromo se utiliza en una diversidad de aplicaciones, como la fabricación de</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Cadmio	48	Cd		1817	<p>productos químicos, como retardantes de llama, pesticidas y productos farmacéuticos.</p> <p>Cadmio (Cd): del latín <i>cadmia</i>, Es un metal blando, maleable y dúctil, que se encuentra en la naturaleza en forma de varios minerales, aunque también se produce como subproducto de la fundición de zinc y de otros metales.</p> <p>El cadmio tiene una serie de aplicaciones importantes, como en la fabricación de baterías recargables, pigmentos, plásticos, esmaltes y recubrimientos. También se utiliza en la industria nuclear como absorbente de neutrones y en la fabricación de dispositivos electrónicos y fotoceldas.</p>
Calcio	20	Ca		1808	<p>Calcio (Ca) de calx, caliza. (Es un metal alcalinotérreo, blando, grisáceo y muy reactivo, que reacciona con el agua para producir hidrógeno gaseoso y una solución acuosa de hidróxido de calcio (cal).</p> <p>El calcio forma parte de la estructura de los huesos y dientes de los animales y también es necesario para la contracción muscular y la transmisión nerviosa.</p>
Californio	98	Cf	Lug	1950	<p>Californio (Cf): de California (estado estadounidense). Es un elemento artificial y radioactivo, perteneciente al grupo de los actínidos de la tabla periódica. Fue descubierto en 1950 en la Universidad de California, Estados Unidos, por un equipo de científicos liderados por Glenn T. Seaborg.</p> <p>El californio es utilizado en la investigación nuclear y en la fabricación de nuevos elementos transuránicos.</p>
Carbono	6	C		Antig.	<p>Carbono (C): carbón.</p> <p>Es un no metal que forma parte del grupo 14 de la tabla periódica. Es uno de los elementos más abundantes en la Tierra y se encuentra en diversos compuestos, como el dióxido de carbono, el metano, el carbón, los diamantes y los compuestos orgánicos.</p> <p>El carbono es el elemento fundamental de la vida en la Tierra, ya que forma parte de</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Cerio	58	Ce	Planet	1803	<p>todos los compuestos orgánicos presentes en los seres vivos.</p> <p>Cerio (Ce): Por el asteroide Ceres, descubierto dos años antes. Es un metal de transición que pertenece al grupo de las tierras raras en la tabla periódica. Es un metal blando, dúctil y maleable que presenta una gran resistencia a la corrosión.</p> <p>El cerio es utilizado en diversas aplicaciones tecnológicas, como en la fabricación de catalizadores para la industria automotriz, en la producción de lámparas de vapor de mercurio, en la aleación de aceros y en la producción de vidrios especiales para lentes de alta calidad.</p>
Cesio	55	Cs	Prop	1860	<p>Cesio (Cs): de <i>caesius</i>, color azul celeste. Es un metal alcalino suave, de color plata dorada, que se encuentra en la naturaleza principalmente en forma de sales de minerales como la <i>pollucita</i> y la lepidolita. El cesio tiene diversas aplicaciones, incluyendo la fabricación de relojes atómicos de alta precisión, la producción de catalizadores químicos y la exploración de petróleo y gas natural. También se utiliza en la medicina nuclear para la radioterapia y en la investigación científica, especialmente en la física atómica.</p>
Cinc	30	Zn		1746	<p>Cinc (Zn): del alemán <i>zink</i>, que significa origen oscuro, número atómico 30. Es un metal bluish-gray relativamente abundante en la corteza terrestre y se utiliza en una amplia variedad de aplicaciones, desde la fabricación de aleaciones hasta la producción de pilas y baterías. El cinc es un metal maleable, dúctil y resistente a la corrosión, lo que lo hace ideal para su uso en la construcción de techos y tuberías.</p>
Cloro	17	Cl	Prop	1774	<p>Cloro (Cl) del griego <i>chloros</i> (amarillo verdoso), es un halógeno altamente reactivo y tóxico, que se encuentra en la naturaleza principalmente en forma de cloruro de sodio en la sal marina y en depósitos de sal.</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Cobalto	28	Co		1735	Cobalto (Co): de <i>cobalos</i> , mina. Es un metal de transición duro, plateado y con un brillo azul. Es un elemento ferromagnético y se encuentra naturalmente en la tierra en combinación con níquel y otros metales. El cobalto es utilizado en la producción de aleaciones de alta resistencia, imanes y baterías recargables. También se utiliza en la medicina nuclear como radioisótopo.
Cobre	29	Cu	Lug	Antig.	Cobre (Cu): <i>cuprum</i> , cobre, derivado de cyprium, isla de Chipre, Es un metal de transición, de color rojizo y brillo metálico. Es un excelente conductor de calor y electricidad, y se encuentra naturalmente en la corteza terrestre en forma de minerales de sulfuro, óxido y carbonato. El cobre se utiliza en una amplia variedad de aplicaciones, incluyendo la electricidad, la electrónica, la construcción, la joyería y la fabricación de monedas.
Cromo	24	Cr	Prop	1797	Cromo (Cr): del griego <i>chroma</i> , color. Es un metal de transición duro, que se encuentra en la naturaleza principalmente en forma de mineral cromita. El cromo es usado ampliamente en la industria para producir aleaciones de alta resistencia, aceros inoxidable, pinturas, pigmentos, entre otros.
Curio	24	Cm	Cient	1944	Curio (Cm): fue nombrado en honor a Pierre y Marie Curie, los descubridores de la radiactividad. El curio fue descubierto en 1944 por un equipo de científicos liderados por Glenn T. Seaborg, y fue nombrado por ellos en honor a los Curie. Los otros científicos involucrados en el descubrimiento fueron Albert Ghiorso y Ralph A. James.
Disproσιο	66	Dy	Prop	1886	Disproσιο (Dy): del griego <i>dysprositos</i> . Pertenece al grupo de las tierras raras y se encuentra en pequeñas cantidades en minerales como la xenotima y la bastnasita. Fue descubierto en 1886 por el químico francés Paul Émile Lecoq de Boisbaudran.
Einstenio	99	Es	Cient	1952	Einstenio (Es): Fue descubierto por un equipo de científicos liderado por Albert Ghiorso en 1952 en la Universidad de

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Erbio	68	Er		1843	<p>California, Berkeley, y recibió su nombre en honor a Albert Einstein.</p> <p>El einstenio es un elemento radiactivo y altamente inestable, y su producción se realiza bombardeando plutonio con neutrones en un reactor nuclear. Debido a su corta vida media, es muy difícil de estudiar y se sabe poco sobre sus propiedades químicas y físicas.</p> <p>Erbio (Er): Su nombre deriva del latín "<i>Ytterby</i>", una pequeña ciudad en Suecia donde se descubrieron varios elementos químicos raros, incluyendo el erbio. Fue descubierto en 1842 por el químico sueco Carl Gustaf Mosander. Es un metal de transición suave y maleable que se encuentra en algunos minerales raros. Es utilizado en la fabricación de lámparas fluorescentes y como un dopante en fibras ópticas para mejorar la transmisión de la señal de luz. También tiene aplicaciones en la medicina nuclear.</p>
Escandio	21	Sc	Lug	1879	<p>Escandio (Sc): Es un metal de transición blando, plateado y brillante, que se encuentra en la naturaleza en minerales como la thortveitita y la euxenita. Fue descubierto en 1879 por el químico sueco Lars Fredrik Nilson. Su nombre proviene de la palabra latina "<i>Scandia</i>", que significa "Escandinavia", ya que algunos de sus compuestos fueron encontrados en minerales de esa región. El escandio se utiliza principalmente como aditivo en aleaciones de aluminio y en lámparas de alta intensidad.</p>
Estaño	50	Sn		Antig.	<p>Estaño (Sn): del latín <i>stannum</i>. Es un metal plateado y maleable que se encuentra en la corteza terrestre en estado puro o combinado en minerales como la casiterita. Es ampliamente utilizado en la elaboración de aleaciones, como el bronce y el latón, así como en la producción de latas de conserva y soldaduras. Además, el estaño se utiliza en la industria electrónica para la fabricación de componentes electrónicos y en la producción de vidrio para evitar su opacidad.</p>
Estroncio	38	Sr	Lug	1808	<p>Estroncio (Sr): Fue descubierto por William Cruickshank en 1787 y aislado</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Europio	63	Eu	Lug	1896	<p>por Humphry Davy en 1808. El nombre "estroncio" proviene de la localidad escocesa de Strontian, donde se descubrieron los primeros depósitos de estroncio en forma de estroncianita. Es un metal plateado que se encuentra en la naturaleza en forma de cuatro isótopos estables y un isótopo radiactivo. Se utiliza en aleaciones, en la fabricación de vidrio para coloración roja, y en la fabricación de fuegos artificiales y bengalas para darles un color rojo intenso. También es utilizado en la industria médica como radioisótopo para el tratamiento del cáncer óseo.</p> <p>Europio (Eu): Es un metal de transición blando, plateado y brillante, que se encuentra en el grupo de las tierras raras. Fue descubierto en 1890 por el químico francés Eugène-Anatole Demarçay, quien lo denominó así en honor a Europa, uno de los continentes de la Tierra. El europio se utiliza principalmente como material para fabricar fósforos rojos y para mejorar el brillo en las pantallas de televisores y monitores de computadora. También se utiliza en la producción de catalizadores, en la investigación médica y en la industria nuclear.</p>
Fermio	100	Fm	Cient	1953	<p>Fermio (Fm): Fue nombrado en honor a Enrico Fermi, el físico italiano que fue pionero en la física nuclear. El fermio es un miembro de la serie de los actínidos, por lo que es un elemento del bloque f y pertenece al grupo de los actínidos en la tabla periódica. Debido a su corta vida media y a su alta radiactividad, el fermio sólo se produce en pequeñas cantidades y tiene poco uso práctico.</p>
Flúor	9	F		1886	<p>Fluor (F): Es el elemento más electronegativo y reactivo del grupo de los halógenos. A temperatura ambiente, el flúor es un gas amarillo pálido altamente tóxico y corrosivo. El flúor se utiliza en la producción de compuestos químicos importantes, como los fluoruros y los clorofluorocarbonos (CFC).</p>
Fósforo	15	P	Prop	1669	<p>Fósforo (P): debe su nombre al griego "<i>phosphoros</i>", que significa "portador de luz". Esto se debe a que el fósforo emite</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Francio	87	Fr	Lug	1939	<p>una luz verdosa en la oscuridad cuando se oxida lentamente en el aire, por lo que en la antigüedad se utilizaba como fuente de luz en objetos como fósforos o relojes de pulsera. Además, el fósforo es un elemento esencial para la vida, ya que forma parte del ADN, el ARN y los fosfolípidos que componen las membranas celulares.</p> <p>Francio (Fr): el francio fue nombrado en honor a Francia y su descubridora fue Marguerite Perey, quien lo descubrió en 1939 mientras trabajaba en el Instituto Curie en París.</p>
Gadolinio	64	Gd		1880	<p>Gadolinio (Gd): la gadolinita fue descubierta por el geólogo y mineralogista sueco Johan Gadolin en 1794, y su nombre se debe a él. Sin embargo, el gadolinio en sí fue aislado y nombrado en honor a Gadolin por el químico suizo Jean Charles Galissard de Marignac en 1880.</p>
Galio	31	Ga	Lug	1875	<p>Galio (Ga): debe su nombre al latín "<i>Gallia</i>", que significa Galia, región de Europa donde fue descubierto en 1875 por el químico francés Paul-Emile Lecoq de Boisbaudran.</p>
Germanio	32	Ge	Lug	1886	<p>Germanio (Ge): es un elemento químico con el número atómico 32 en la tabla periódica. Fue previsto por Dmitri Mendeleev en 1869, quien lo llamó "eka-silicio" debido a su posición debajo del silicio en la tabla periódica. Fue descubierto por el químico alemán Clemens Winkler en 1886 en un mineral llamado argirodita. Winkler nombró al elemento "germanio" en honor a su país natal, Alemania.</p> <p>El germanio es un sólido cristalino grisáceo y es un semiconductor importante utilizado en la fabricación de dispositivos electrónicos, como diodos rectificadores y transistores. También se utiliza en la producción de fibras ópticas, lentes infrarrojas y células solares</p>
Hafnio	72	Hf	Lug	1923	<p>Hafnio (Hf): Es un metal de transición grisáceo, brillante y resistente a la corrosión. El nombre "hafnio" proviene de "<i>Hafnia</i>", el nombre latino de Copenhague, donde fue descubierto en</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Helio	2	He		1868	<p>1923 por Dirk Coster y Georg von Hevesy. Se encuentra en minerales como la tantalita y la circonita y se utiliza en aleaciones con el titanio para fabricar piezas de aviones, reactores nucleares y otros equipos que requieren alta resistencia a la temperatura y a la corrosión.</p> <p>Helio (He): de la atmósfera del sol (<i>helios</i>, se descubrió por primera vez en el espectro de la corona solar durante un eclipse en 1868, aunque la mayoría de los científicos no lo aceptaron hasta que se aisló en la tierra).</p>
Hidrógeno	1	H	Prop	1766	<p>Hidrógeno (H): Es el elemento más ligero y abundante en el universo, y forma parte de la composición de la mayoría de las moléculas orgánicas y del agua. El hidrógeno es un gas incoloro, inodoro, insípido y altamente inflamable en condiciones estándar de presión y temperatura. Es un elemento muy reactivo y puede formar enlaces con casi todos los demás elementos, incluyendo carbono, nitrógeno, oxígeno, flúor y cloro, entre otros. El hidrógeno también se utiliza como combustible para vehículos y como fuente de energía en la industria y en la investigación científica.</p>
Hierro	26	Fe		Antig.	<p>Hierro (Fe): Es uno de los elementos más comunes en la Tierra y es esencial para la vida en plantas y animales. Se encuentra en numerosos minerales, incluyendo la hematita, la magnetita y la siderita, y se utiliza en la producción de acero, aleaciones y otros productos industriales. El hierro es también importante en la producción de hemoglobina en la sangre, que transporta el oxígeno desde los pulmones hasta los tejidos del cuerpo.</p>
Holmio	67	Ho	Lug	1879	<p>Holmio (Ho): fue nombrado en honor a la ciudad de Estocolmo, Suecia, en latín Holmia, donde el químico sueco Per Teodor Cleve descubrió este elemento en 1878.</p>
Indio	49	In	Prop	1863	<p>Indio (In): Es importante mencionar que aunque el nombre "indio" se refiere a las líneas azul índigo observadas en el espectro, se debe a que en ese momento se</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Iridio	77	Ir	Prop	1803	<p>creía que el espectro correspondía al elemento indio, el cual en realidad no estaba presente en la muestra. Posteriormente se descubrió que el espectro se debía al elemento indio, por lo que el nombre se mantuvo.</p> <p>Iridio (Ir): El elemento químico Iridio fue descubierto por el químico británico Smithson Tennant en 1803, quien lo llamó así por los colores que producía el cloruro de iridio al ser tratado con agua. El nombre "iridio" proviene del griego "<i>iris</i>", que significa arco iris. Sin embargo, el término "arco iris" no se refiere a la diosa del arco iris, sino a la gama de colores que presenta este fenómeno natural.</p>
Kriptón	36	Kr	Prop	1898	<p>Kriptón (Kr): fue descubierto en 1898 por los químicos británicos Sir William Ramsay y Morris W. Travers. El nombre del elemento proviene del griego "<i>kryptos</i>", que significa "oculto" o "escondido", ya que fue descubierto a partir del aire líquido y era un componente muy raro y difícil de aislar en la atmósfera. El kriptón es un gas noble, incoloro e inodoro que se encuentra en cantidades muy pequeñas en la atmósfera terrestre y se utiliza en ciertos tipos de lámparas y dispositivos de iluminación.</p>
Lantano	57	La		1839	<p>Lantano (La): fue descubierto por el químico sueco Carl Gustaf Mosander en 1839. El nombre del elemento proviene del griego "lanthanein", que significa "estar escondido" o "estar oculto", ya que fue difícil de aislar de otros elementos en la época de su descubrimiento.</p>
Laurencio	103	Lr	Cient	1961	<p>Laurencio (Lr): fue nombrado en honor a Ernest O. Lawrence, un físico estadounidense y ganador del Premio Nobel de Física en 1939 por la invención del ciclotrón. Fue descubierto en 1961 por un equipo de científicos liderado por Albert Ghiorso en la Universidad de California, Berkeley. Junto a Ghiorso, también participaron en el descubrimiento T. Sikkeland, A. E. Larsh y R. M. Latimer.</p>
Litio	3	Li		1817	<p>Litio (Li): El descubrimiento del litio se atribuye a tres químicos independientes: el sueco Johan August Arfwedson, el alemán</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Lutecio	71	Lu	Lug	1907	<p>Christian Gmelin y el británico William Thomas Brande. Arfwedson fue quien descubrió por primera vez el elemento en 1817, mientras analizaba la mineralogía de la petalita, un mineral de litio y aluminio. Al tratar la petalita con ácido sulfúrico, Arfwedson notó la presencia de un nuevo elemento que llamó "lithos", que significa "piedra" en griego.</p> <p>Lutecio (Lu): El descubrimiento del lutecio se atribuye a dos científicos: Georges Urbain de Francia y Carl Auer von Welsbach de Austria, que lo identificaron de manera independiente en 1907 y 1908 respectivamente. El nombre del elemento fue dado por Urbain en honor a la ciudad de París, que en la época romana era conocida como Lutetia.</p>
Magnesio	12	Mg		1808	<p>Magnesio (Mg): proviene de Magnesia, una región de Tesalia en Grecia, donde se encontraban depósitos de minerales que contenían magnesio. El nombre podría haber sido derivado del término griego <i>magnesia lithos</i>, que significa "piedra de magnesia".</p>
Meitnerio	109	Mt	Cient		<p>Meitnerio (Mt): el meitnerio es un elemento químico sintético con el símbolo Mt y el número atómico 109 en la tabla periódica. Fue sintetizado por primera vez en 1982 por un equipo de científicos alemanes liderado por Peter Armbruster y Gottfried Münzenberg en el Instituto de Investigación de Elementos Pesados en Darmstadt, Alemania.</p>
Manganeso	25	Mn	Prop	1774	<p>Manganeso (Mn): Es un elemento químico con número atómico 25 en la tabla periódica. Es un metal de transición de color gris plateado, parecido al hierro. El manganeso es un elemento importante en la industria y la biología.</p>
Mendelevio	101	Md	Cient	1955	<p>Mendelevio (Md): En honor al químico ruso Dmitri Ivánovich Mendeléiev precursor de la actual tabla periódica y predijo las propiedades de elementos no descubiertos.</p> <p>G. T. Seaborg (EU), S. G. Thomson (EU), A. Ghiorso (EU), G. R. Choppin (EU.), B. G. Harvey</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Mercurio	80	Hg	Planet	Antig.	Mercurio (Hg): del latín hydrargyrum, que significa "plata líquida". También conocido como azogue.
Molibdeno	42	Mo		1778	Molibdeno (Mo): del griego <i>molybdos</i> que significa plomo, ya que en la antigüedad se lo confundía con este metal. Fue descubierto en 1778 por Carl Wilhelm Scheele, pero su aislamiento puro no se logró hasta 1781 por Peter Jacob Hjelm.
Neodimio	60	Nd		1885	Neodimio (Nd): el griego <i>neo didymos</i> , nuevo gemelo (porque fue descubierto poco después del samario, un elemento similar).
Neón	10	Ne		1898	Neón (Ne). del griego <i>neos</i> que significa nuevo. El neón es un elemento químico con número atómico 10 en la tabla periódica. Es un gas noble incoloro, inodoro e insípido que se encuentra en pequeñas cantidades en la atmósfera terrestre y en el universo en general. Fue descubierto en 1898 por los químicos británicos Sir William Ramsay y Morris Travers mientras estudiaban el gas liberado durante la evaporación del líquido criogénico.
Neptunio	93	Np	Planet	1940	Neptunio: es un elemento químico con el símbolo Np y el número atómico 93 en la tabla periódica. Es un metal radiactivo y un miembro de la serie de actínidos. El neptunio fue descubierto en 1940 por un equipo de científicos liderado por Edwin McMillan y Philip Abelson en la Universidad de California, Berkeley, en Estados Unidos.
Niobio	41	Nb	Mit	1801	Niobio (Nb): es un elemento químico de número atómico 41 y símbolo Nb. Su nombre proviene de <i>Niobe</i> , la hija del dios Tántalo de la mitología griega. El niobio es un metal de transición blando, gris y dúctil que se encuentra en algunos minerales como la columbita y la tantalita.
Níquel	28	Ni		1751	Níquel (Ni): es un elemento químico de símbolo Ni y número atómico 28. Su nombre proviene del alemán " <i>kupfernickel</i> ", que significa "el diablo en el cobre" o "el demonio del cobre", debido a que los mineros que buscaban cobre encontraban níquel en su lugar y creían que era un mineral maléfico que arruinaba

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Nitrógeno	7	N	Prop	1772	<p>la extracción del cobre. El níquel es un metal de transición, de color blanco plateado, dúctil y maleable, que se encuentra en la naturaleza principalmente en minerales de sulfuro y laterita</p> <p>Nitrógeno (N). es un elemento químico con símbolo N y número atómico 7. Su nombre proviene del griego <i>nitron</i>, que significa salitre, y genes, que significa formador. El nitrógeno es un gas diatómico, incoloro e inodoro, que representa aproximadamente el 78% de la atmósfera terrestre. Es un elemento esencial para la vida, ya que forma parte de los ácidos nucleicos y de los aminoácidos, componentes básicos de las proteínas. Además, el nitrógeno es utilizado en la fabricación de fertilizantes, explosivos y productos químicos diversos.</p>
Nobelio	102	No	Cient	1958	<p>Nobelio (No): es un elemento químico sintético cuyo nombre proviene del nombre del inventor de la dinamita, Alfred Nobel. Fue descubierto en 1957 por un equipo de científicos suecos liderado por el físico Per Teodor Cleve y el químico Lars Fredrik Nilson en la Universidad de Upsala en Suecia. El nombre de Nobelio fue propuesto por el científico Albert Ghiorso y su equipo del Laboratorio Nacional Lawrence Berkeley en California en honor a Alfred Nobel, quien también era un inventor y químico sueco.</p>
Oro	79	Au		Antig.	<p>Oro (Au): es un elemento químico cuyo símbolo viene del latín <i>aurum</i>, que significa "brillante amanecer" o "resplandor". El oro es un metal precioso de color amarillo brillante, que se ha utilizado desde la antigüedad para la acuñación de monedas, joyería y decoración. Es un elemento químico muy inactivo y resistente a la corrosión, lo que lo hace valioso en la electrónica y la industria de la joyería.</p>
Osmio	76	Os	Prop	1803	<p>Osmio (Os): debe su nombre al término griego "<i>osme</i>", que significa olor, debido a que sus compuestos desprenden un olor muy fuerte y desagradable. Fue descubierto en 1803 por el químico británico Smithson Tennant y el químico</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Oxígeno	8	O	Prop	1774	<p>sueco William Hyde Wollaston de manera independiente. Es un metal de transición, muy duro y denso, y se utiliza en la fabricación de piezas de instrumentos quirúrgicos y en aleaciones para la fabricación de filamentos de bombillas eléctricas.</p> <p>Oxígeno (O): es un elemento químico con el símbolo O y número atómico 8. Su nombre proviene del griego "<i>oxys</i>", que significa ácido, y "<i>genes</i>", que significa formador. Fue descubierto en 1774 por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele y en 1775 por el químico británico Joseph Priestley de forma independiente. Es un elemento muy abundante en la Tierra y es esencial para la vida en la mayoría de los organismos aeróbicos. Forma parte de varios compuestos importantes como el agua, el dióxido de carbono, la mayoría de los ácidos y muchos óxidos.</p>
Paladio	46	Pa	Mit	1803	<p>Paladio (Pd): es un elemento químico de número atómico 46 y símbolo Pd. Fue descubierto en 1803 por William Hyde Wollaston y recibe su nombre en honor a la diosa griega de la sabiduría, <i>Palas</i> Atenea. Es un metal plateado brillante, blando y dúctil que se encuentra en la naturaleza principalmente en forma de aleaciones con otros metales del grupo del platino. El paladio se utiliza ampliamente en la industria química, electrónica y automotriz, y es especialmente valioso como catalizador en reacciones químicas. También se utiliza en joyería y odontología debido a su resistencia a la corrosión y su color plateado brillante.</p>
Plata	47	Ag	Antig.		<p>Plata (Ag): es un elemento químico con símbolo Ag y número atómico 47. El nombre plata proviene del latín <i>argentum</i>, que significa "blanco" o "brillante". La plata es un metal precioso y maleable, que ha sido utilizado desde la antigüedad para la fabricación de monedas, joyas y objetos decorativos. Es un excelente conductor de electricidad y se utiliza en la industria electrónica y fotográfica. La plata también tiene propiedades antimicrobianas y se utiliza en la fabricación de utensilios</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Platino	78	Pt	Prop	1735	<p>médicos y en la plata coloidal como remedio natural.</p> <p>Platino (Pt): es un elemento químico cuyo símbolo es Pt y su número atómico es 78. Su nombre proviene del término español "<i>platina</i>", que significa "pequeña plata" y se debe a que los españoles que exploraron América encontraron este metal en las minas de plata y lo consideraron un obstáculo en la extracción del metal precioso.</p> <p>El platino es un metal precioso de color gris plateado y alta densidad, muy resistente a la corrosión y al desgaste. Es uno de los elementos más raros de la corteza terrestre y se encuentra en pequeñas cantidades en algunos yacimientos de metales preciosos. El platino se utiliza en joyería, pero también tiene muchas aplicaciones industriales, especialmente en la fabricación de catalizadores para procesos químicos y en la industria automotriz.</p>
Plomo	82	Pb	Prop	Antig.	<p>Plomo (Pb): del latín <i>plumbum</i>, plomo, que significa pesado. Es un metal pesado, blando y maleable, con un color gris azulado característico cuando está recién cortado pero expuesto al aire adquiere una capa opaca y brillante. Es altamente tóxico y puede causar problemas de salud si se ingiere o inhala en cantidades significativas. El plomo se ha utilizado durante siglos en una amplia variedad de aplicaciones, incluyendo tuberías de agua, soldadura, baterías y pinturas, pero en la actualidad se está restringiendo su uso debido a su toxicidad.</p>
Plutonio	94	Pu	Planet	1940	<p>Plutonio (Pu): del planeta Plutón, es un metal radiactivo plateado que se encuentra en la naturaleza en pequeñas cantidades, pero es producido artificialmente en reactores nucleares. Fue descubierto por primera vez por Glenn T. Seaborg, Edwin M. McMillan, J.W. Kennedy y A.C. Wahl en 1940 y fue nombrado en honor al planeta enano Plutón. El plutonio tiene varios isótopos, siendo el Pu-239 el más común y es utilizado como combustible en reactores nucleares y en la producción de</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Polonio	84	Po	Lug	1898	<p>armas nucleares. Debido a su alta radiactividad, es altamente tóxico y requiere medidas especiales de seguridad en su manipulación.</p> <p>Polonio (Po): fue nombrado en honor a Polonia, el país de origen de Marie Curie, quien junto con su esposo Pierre Curie, descubrió este elemento radiactivo en 1898. El nombre "polonio" fue propuesto por Marie Curie en honor a su país de origen.</p>
Potasio	19	K		1807	<p>Potasio (K): proviene del término "kalium" en latín y "kalí" en árabe, que a su vez derivan del término "pot ashes" en inglés, que se refiere a las cenizas de plantas que contienen altas concentraciones de carbonato de potasio. El nombre "potasio" fue acuñado por Sir Humphery Davy en 1807 cuando descubrió el elemento a través de la electrólisis del hidróxido de potasio.</p>
Praseodimio	59	Pr		1885	<p>Praseodimio (Pr): fue descubierto por el químico austriaco Carl Auer von Welsbach en 1885. El nombre del elemento proviene del griego "prasios", que significa verde, y "didymos", que significa gemelo, ya que el praseodimio se encuentra comúnmente en la misma mena que el neodimio, y ambos comparten propiedades químicas similares.</p>
Prometio	61	Pm	Mit	1945	<p>Prometio (Pm): Es importante mencionar que, aunque el elemento fue nombrado en honor a Prometeo, no fue descubierto hasta después de la Segunda Guerra Mundial, ya que su presencia en la naturaleza es muy escasa. Los científicos que lo descubrieron lo hicieron mediante técnicas de separación isotópica en un reactor nuclear.</p>
Protactinio	91	Pa	Prop	1917	<p>Protoactinio (Pa): fue descubierto en 1913 de forma independiente por los químicos alemanes Otto Hahn y Lise Meitner. El nombre se deriva de la palabra griega "protos", que significa primero, y del elemento actinio, ya que se creía que el protoactinio era un elemento más pesado en la serie de desintegración del actinio. Más tarde se descubrió que el protoactinio es en realidad un isótopo del uranio, el</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Radio	88	Ra	Prop	1898	<p>uranio-231, que también se desintegra en actinio-227.</p> <p>Radio (Ra): fue elegido por Pierre y Marie Curie en honor a las propiedades radiactivas del elemento, que emite rayos alfa, beta y gamma. El descubrimiento del radio por parte de los Curie fue un hito importante en la historia de la química y la física, y les valió el Premio Nobel de Física en 1903.</p>
Radón	86	Rn	Prop	1900	<p>Radón (Rn): <i>radium</i> emanation (radiactiva), fue descubierto por Friedrich Ernst Dorn, no por Marie Curie. Uno de los productos de desintegración del radio es este gas, así llamado por derivarse del radio.</p>
Renio	75	Re	Lug	1925	<p>Renio (Re): fue nombrado en honor al río Rin, que fluye a través de Suiza, Alemania, y los Países Bajos. Fue descubierto en 1925 por un equipo de químicos alemanes, y decidieron nombrarlo en honor al río que pasaba cerca del laboratorio donde trabajaban.</p>
Rodio	45	Rh	Prop	1804	<p>Rodio (Rh): del griego <i>rhodon</i>, color rosado.</p> <p>W. H. Wollaston (Brit.) * (1803) G. rhodon (rosa), así llamado por Wollaston por el color rosa de su sal de cloro. Rodopsina el pigmento rojo de los ojos, es de la misma raíz.</p>
Rubidio	37	Rb	Prop	1861	<p>Rubidio (Rb): fue descubierto en 1861 por los químicos alemanes Robert Bunsen y Gustav Kirchhoff, quienes lo identificaron mediante espectroscopia y observaron sus líneas espectrales rojas intensas, del latín "rubidus", que significa "rojo".</p>
Rutenio	44	Ru	Lug	1844	<p>Rutenio (Ru): proviene del latín "Ruthenia" que significa "Rusia". El elemento fue descubierto por el químico ruso Karl Ernst Claus en 1844, quien lo llamó así en honor a su país de origen.</p>
Samarium	62	Sm	Cient	1879	<p>Samarium (Sm): El descubrimiento del samario se atribuye a Paul Émile Lecoq de Boisbaudran, un químico francés, en 1879. El elemento fue nombrado en honor al mineral samarskita, que fue descubierto por el ingeniero ruso Vasili Samarski-Bykhovets en 1847. La samarskita se</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Selenio	34	Se	Lug	1817	<p>encontró en la región de los Montes Urales en Rusia y contenía óxidos de varios elementos de tierras raras, incluyendo el samario.</p> <p>Selenio (Se): de <i>Selene</i>, la Luna. El selenio es un elemento químico con el símbolo Se y el número atómico 34 en la tabla periódica. Es un no metal, perteneciente al grupo de los calcógenos. El selenio es un elemento esencial para muchos seres vivos y se encuentra en pequeñas cantidades en la corteza terrestre, en rocas sedimentarias, suelos y minerales.</p>
Silicio	14	Si		1824	<p>Silicio (Si): de <i>silix</i>, sílice, pedernal. El silicio es un elemento químico con número atómico 14 en la tabla periódica. Es un metaloide, es decir, tiene propiedades tanto de metales como de no metales. El silicio es uno de los elementos más abundantes en la corteza terrestre y es el segundo elemento más abundante en ella después del oxígeno.</p>
Sodio	11	Na		1807	<p>Sodio (Na): El nombre "sodanum" se refería a una sustancia que se usaba como remedio para el dolor de cabeza y que probablemente contenía carbonato de sodio. Sir Humphry Davy fue el primero en aislar el sodio en 1807 mediante la electrólisis del hidróxido de sodio. Él propuso el nombre de "sodium" para el elemento, que posteriormente se cambió a "sodio" en la lengua española.</p>
Talio	81	Tl	Prop	1861	<p>Talio (Tl): El origen del nombre de talio es incierto y existen diferentes teorías al respecto. Aunque se sabe que Sir William Crookes descubrió la línea verde en su espectro en 1861 y propuso el nombre basándose en el significado de la palabra griega "<i>thallos</i>". Sin embargo, también se ha sugerido que el nombre podría haber sido derivado del latín "<i>thallus</i>", que significa rama o tallo, o del antiguo término egipcio "<i>Thallium</i>", que se usaba para designar un mineral que contenía talio.</p>
Tántalo	73	Ta	Mit	1802	<p>Tantalio (Ta): El descubrimiento del tantalio fue un proceso largo y complejo que involucró a varios científicos. El primer registro del elemento se remonta a</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
					<p>1802, cuando el químico sueco Anders Ekeberg identificó un nuevo mineral en una cantera cerca de la ciudad de Ytterby, Suecia. Llamó a este mineral “tantalita”, en referencia a la figura mitológica de Tántalo.</p> <p>En 1844, el químico alemán Heinrich Rose aisló un nuevo elemento a partir de la tantalita, al que llamó niobio en honor a la hija de Tántalo, Niobe. Durante muchos años, los científicos creyeron que el tantalio y el niobio eran el mismo elemento, debido a su similitud en propiedades químicas y a la dificultad de separarlos.</p> <p>Finalmente, en 1903, el químico alemán Werner von Bolton logró aislar el tantalio puro por primera vez, utilizando una técnica de reducción con sodio. El nombre del elemento proviene de Tántalo debido a las dificultades que enfrentaron los científicos para aislarlo, al igual que Tántalo se encontraba frustrado en su búsqueda de alimento y bebida en la mitología griega.</p>
Tecnecio	43	Tc		1937	<p>Tecnecio (Tc): C. Perrier y E. Segrè descubrieron el tecnecio en 1937 mientras bombardeaban molibdeno con partículas alfa en un ciclotrón. El nombre "<i>technetium</i>" proviene del griego "<i>technetos</i>", que significa "artificial", ya que el tecnecio fue el primer elemento químico sintético descubierto.</p>
Teluro	52	Te		1782	<p>Teluro (Te): El nombre proviene del latín "<i>tellus</i>", que significa "tierra" y hace referencia a la rareza de este elemento en la Tierra. Fue descubierto en 1782 por Franz-Joseph Müller von Reichenstein en un mineral procedente de Transilvania. Es un metaloide con múltiples aplicaciones en la industria y la electrónica, y es utilizado en aleaciones con otros metales para mejorar sus propiedades mecánicas. También se utiliza en células solares y como catalizador en procesos químicos.</p>
Terbio	65	Tb	Lug	1843	<p>Terbio (Tb): fue descubierto en 1843 por el químico sueco Carl Gustaf Mosander. Fue nombrado en honor al pueblo sueco de Ytterby, donde se encontraron muchos</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Titanio	22	Ti	Planet	1791	<p>otros elementos de tierras raras. El nombre Terbio proviene del griego "<i>terbos</i>", que significa "raro" o "extraño", reflejando la rareza de este elemento en la corteza terrestre. El símbolo Tb fue propuesto por el químico alemán Hermann von Welsbach en 1905.</p> <p>Titanio (Ti): el origen del nombre "Titanio" no está del todo claro. Aunque se suele atribuir su nombre a los Titanes de la mitología griega, otros autores sugieren que podría tener una relación con el río Tíber en Italia o con el término "<i>tint</i>" en inglés, que significa "tinte" y se refiere al uso del titanio en pigmentos y tintes. Sea cual sea su origen, lo cierto es que el descubrimiento del titanio se atribuye al químico británico William Gregor en 1791.</p>
Torio	90	Th	Mit	1828	<p>Torio (Th): Fue descubierto en 1829 por el químico sueco Jöns Jacob Berzelius en una muestra de mineral de torianita. El nombre "<i>torio</i>" proviene de <i>Thor</i>, el dios de la guerra en la mitología nórdica. El torio es un metal plateado, maleable y dúctil que se encuentra en pequeñas cantidades en la corteza terrestre. Es un elemento radiactivo y puede utilizarse como combustible nuclear. Además, se utiliza en la fabricación de lámparas de gas, equipos médicos y aleaciones de metales.</p>
Tulio	69	Tm	Lug	1879	<p>Tulio (Tm): es un elemento químico cuyo nombre se deriva de <i>Thule</i>, el nombre antiguo de Escandinavia. Fue descubierto por primera vez por Per Teodor Cleve en 1879 y se encuentra en pequeñas cantidades en algunos minerales raros. El tulio se utiliza en dispositivos electrónicos, así como en aleaciones para la fabricación de imanes permanentes y acero inoxidable resistente a la corrosión.</p>
Unnilennio	109	Une			<p>Unnilennium: fue el nombre provisional dado al elemento químico de número atómico 119 (temporalmente llamado "eka-francio"), que aún no ha sido sintetizado de manera confirmada. La IUPAC cambió su nombre provisional a "ununennio" en 2016 y ha sido asignado</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Unnilhexio	106	Unh			<p>con el símbolo Uue. Todavía no se ha establecido un nombre oficial para este elemento.</p> <p>"Unnilhexio" no es un nombre oficial de un elemento químico reconocido por la IUPAC. Sin embargo, puede referirse al elemento químico de número atómico 106, que anteriormente se llamaba seaborgio (Sg) en honor a Glenn T. Seaborg, quien fue un importante investigador en el campo de la química nuclear.</p>
Unniloctio	108	Uno			<p>"Unniloctio" no es un nombre de un elemento químico reconocido. La nomenclatura "unniloctio" se refiere al número atómico 108, que es el número de protones en el núcleo de un átomo. Este número atómico se utilizó para identificar el elemento químico 108 antes de que se le asignara un nombre oficial por la IUPAC en 1997, el cual es hassio (Hs).</p>
Unnilpentio	105	Unp			<p>Unnilpentium (Unp): ya ha sido renombrado oficialmente como Dubnio (Db), en honor a la ciudad de Dubna, Rusia, donde se encuentra el Joint Institute for Nuclear Research (Instituto Conjunto de Investigación Nuclear), que ha contribuido significativamente a la investigación de la física nuclear y la síntesis de nuevos elementos. La IUPAC aprobó este nombre en 1997.</p>
Unnilquadio	104	Unq			<p>Unnilquadium (Unq): es un nombre temporal para el elemento químico con número atómico 104. La IUPAC estableció este nombre en lugar de las propuestas de los soviéticos y los estadounidenses para nombrar el elemento, que fueron Kurchatovium (Ku) en honor a Igor V. Kurchatov y Rutherfordium (Rf) en honor a Ernest Rutherford, respectivamente. La IUPAC ha utilizado este sistema de nomenclatura temporal para elementos a partir del número atómico 104 hasta que se decidan los nombres definitivos.</p>
Unnilseptio	107	Uns			<p>Unnilseptio (Uns): es el nombre temporal dado al elemento químico con número atómico 117 (ahora llamado Tennessine, Ts) por la IUPAC. "Un" significa uno,</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Uranio	92	U	Planet	1789	<p>"nil" significa cero y "sept" significa siete, que se refiere a que el elemento ocupa la séptima posición después del elemento 110, Darmstadtio (Ds). El nombre fue utilizado temporalmente hasta que se propuso y adoptó oficialmente el nombre Tennessine en honor al estado de Tennessee, en los Estados Unidos, donde se llevó a cabo gran parte del trabajo experimental para la síntesis del elemento.</p> <p>Uranio (U): Nombrado así por Martin Heinrich Klaproth después del recién descubierto planeta Urano, que había sido descubierto unos ocho años antes por William Herschel. El planeta fue nombrado en honor al dios griego del cielo, Urano.</p>
Vanadio	23	V	Mit	1801	<p>Vanadio (V): el descubridor del vanadio fue en realidad Andrés Manuel del Río, un químico español, en 1801. Sin embargo, él creyó haber descubierto un nuevo elemento al que llamó "eritronio", y fue el químico sueco Nils Gabriel Sefström quien redescubrió el elemento en 1830 y lo llamó vanadio en honor a la diosa escandinava Vanadis</p>
Wolframio	74	W	Prop	1783	<p>Wolframio (W): del alemán "wolfrahm", que significa "crema de lobo", que era un término usado por los mineros para describir una sustancia que reducía el contenido de estaño de la casiterita, un mineral a menudo se encuentra junto a la wolframita. Más tarde, el mineral en sí se denominó wolframita y, finalmente, el elemento recibió su nombre en varios idiomas, incluidos el español ("volframio") y el inglés ("tungsteno"). A los hermanos D'Elhuyar se les atribuye el descubrimiento del elemento en 1783.</p>
Xenón	54	Xe		1898	<p>Xenon (Xe): es un gas noble inodoro, incoloro y sin sabor que se encuentra en pequeñas cantidades en la atmósfera terrestre. Fue descubierto por Sir William Ramsay en 1898 junto a Morris Travers, mediante la destilación fraccionada del aire líquido. El nombre xenón proviene del griego "xenos", que significa extraño o extranjero, debido a su rareza y su difícil aislamiento. El xenón se utiliza en</p>

Nombre	Nº	Símb.	Origen	Año	Datos
Yodo	53	I	Prop	1811	<p>lámparas de destellos, luces estroboscópicas, detectores de radiación, propulsores iónicos, entre otros usos. También se utiliza en medicina para producir anestesia general en combinación con otros gases.</p> <p>Yodo (I): el descubrimiento del yodo se atribuye a Bernard Courtois, un químico francés, y no a "Curtois". La palabra "ioeides" en griego significa "parecido al violeta", pero no se sabe con certeza si fue esta la razón por la que se eligió el nombre de yodo. El nombre fue propuesto por Joseph Louis Gay-Lussac, quien sugirió que se llamara así por su color violeta en estado gaseoso.</p>
Yterbio	70	Yb		1907	<p>Yterbio (Yb): El descubrimiento del yterbio se atribuye a dos científicos, Jean Charles Galissard de Marignac de Suiza y Georges Urbain de Francia, ambos en 1878. Urbain nombró al elemento "<i>yterbia</i>" en honor al pueblo sueco de Ytterby, donde se descubrieron muchos elementos de tierras raras. En 1907, el elemento fue aislado por el químico suizo Paul Karrer, quien lo llamó "ytterbio".</p>
Ytrio	39	Y	Lug	1843	<p>Ytrio (Y): es el elemento que lleva el nombre de Ytterby, el pueblo sueco donde se descubrieron muchas tierras raras. Fue descubierto en 1794 por Johan Gadolin y posteriormente aislado en forma pura por Carl Gustav Mosander en 1843. Su símbolo es Y y su número atómico es 39.</p>
Zirconio	40	Zr		1789	<p>Zirconio (Zr): El zirconio (Zr) en realidad recibió su nombre del mineral zircón, que fue donde se descubrió por primera vez. Se cree que el nombre "zircón" se deriva de la palabra persa "zargun", que significa "color dorado" o "tono dorado". El crédito por el descubrimiento del circonio es del químico alemán Martin Heinrich Klaproth, quien aisló el elemento en 1789.</p>

Nota: Fuente: Loss y Corish (2012)

4.2.2. Clasificación de los elementos químicos.

La clasificación de los elementos en metales, no metales y metaloides se basa en sus propiedades físicas y químicas. Los metales, en general, son buenos conductores de electricidad y calor, tienen brillo metálico y tienden a perder electrones en las reacciones químicas para formar cationes. Los no metales, por su parte, son malos conductores de electricidad y calor, no tienen brillo metálico y tienden a ganar electrones en las reacciones químicas para formar aniones. Los metaloides son elementos que tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales, y se encuentran en una zona intermedia en la tabla periódica.

- Los metales suelen ser sólidos a temperatura ambiente (con excepción del mercurio), tienen brillo metálico, son buenos conductores de calor y electricidad, son maleables y dúctiles, y tienen puntos de fusión y ebullición elevados. Además, los metales tienen una tendencia a perder electrones para formar cationes con carga positiva.
- Por otro lado, los no metales pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos a temperatura ambiente, tienen aspecto opaco, son malos conductores de calor y electricidad, no son maleables ni dúctiles, y tienen puntos de fusión y ebullición bajos. Los no metales tienen una tendencia a ganar electrones para formar aniones con carga negativa.
- Los metaloides, también conocidos como semimetales, presentan propiedades intermedias entre los metales y los no metales. Por ejemplo, pueden ser buenos conductores de calor y electricidad como los metales, pero a diferencia de estos últimos, suelen ser quebradizos y poco dúctiles.

Las propiedades físicas y químicas que permiten distinguir a los metales de los no metales generalmente son opuestas, pero llegan a compartir algunas de estas propiedades en grado variable y se resumen a continuación:

Tabla 11

Diferencias entre las propiedades de metales y no metales

Propiedades físicas de los metales	Propiedades físicas de los no metales
Alta conductividad eléctrica.	Mala conductividad eléctrica.
Gris metálico o brillo plateado.	No poseen brillo metálico.
Puntos de fusión generalmente.	Buenos aislantes térmicos. elevados.

Propiedades físicas de los metales	Propiedades físicas de los no metales
Ductibilidad (capacidad para formar alambres)	No dúctiles
Maleabilidad (capacidad para formar hojas ó láminas delgadas)	Quebradizos en estados sólidos.
Casi todos son sólidos.	Son sólidos, líquidos o gaseosos
En estado sólido se caracteriza por enlaces metálicos.	Moléculas con enlace covalente, los gases nobles son monoatómicos.

Nota: Fuente: Ondarse (2021)

En este tipo de tabla, los diversos grupos de elementos tienen nombres comunes que se emplean con frecuencia, así tenemos que:

- Los elementos del grupo IA, con excepción del hidrógeno se conocen como metales alcalinos.
- Los elementos del grupo IIA se llaman tierras alcalinas o metales alcalinotérreos.
- Los elementos del grupo VIIA se llaman halógenos que significa formadores de sales.
- Los elementos del grupo 0 se llaman gases nobles o raros.

4.3. Tabla periódica de los elementos

Mendeléyev ordenó los elementos según su masa atómica, que es aproximadamente equivalente a la suma del número de protones y neutrones en el núcleo de cada átomo de estos elementos. La tabla periódica moderna se ordena según el número atómico, que se refiere únicamente al número de protones en el núcleo. Sin embargo, Mendeléyev logró predecir correctamente la existencia de algunos elementos desconocidos en su época y dejó espacios vacíos en su tabla periódica para representar estos elementos desconocidos, lo que demuestra la importancia de su trabajo.

La tabla periódica es una herramienta esencial para la química y la ciencia en general. Fue desarrollada para ordenar y clasificar los elementos químicos según sus propiedades y comportamiento en reacciones químicas. La tabla periódica moderna consta de 118 elementos, ordenados en filas y columnas de acuerdo con su número atómico, configuración electrónica y propiedades químicas.

Figura 10
Tabla periódica

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Grupo 1

Número atómico: 8, Masa atómica: 15.9

Símbolo químico: O, Nombre: Oxígeno

Legend:

- Gases nobles
- Halógenos
- No metales
- Metaloides
- Otros metales
- Metales de transición
- Alcalinotérreos
- Metales alcalinos
- Lantánidos
- Actínidos

Nota: Fuente: Gutiérrez (2023)

Las filas horizontales en la tabla periódica se llaman períodos, y las columnas verticales se llaman grupos. Los elementos en el mismo grupo tienen propiedades químicas y físicas similares debido a su configuración electrónica similar. Por ejemplo, los elementos del Grupo 1, como el hidrógeno, el litio y el sodio, tienen un electrón externo solitario y son altamente reactivos y metálicos. En contraste, los elementos del Grupo 18, como el helio, el neón y el argón, tienen una configuración electrónica completa y son gases inertes.

Además, la tabla periódica también nos permite predecir las propiedades de elementos desconocidos. Por ejemplo, si sabemos las propiedades del calcio (Ca) y el estroncio (Sr), podemos predecir las propiedades del bario (Ba), que se encuentra en el mismo grupo que ellos. Esto es útil en la síntesis de nuevos compuestos y materiales.

En resumen, la tabla periódica es una herramienta invaluable para la química y la ciencia en general, ya que proporciona información importante sobre las propiedades físicas y químicas de los elementos y nos permite predecir las propiedades de nuevos elementos y compuestos.

4.3.1. Estructura de la tabla periódica

Los grupos se identifican por un número romano y una letra, siendo la letra A para los elementos representativos (o principales) y la letra B para los elementos de transición. Cada grupo tiene un conjunto específico de propiedades, como la reactividad química, la facilidad para formar compuestos, la estructura cristalina, la conductividad eléctrica y térmica, entre otras.

Los nombres de los grupos pueden variar según el país o la región, pero generalmente se utilizan los nombres sistemáticos basados en el número del grupo y los nombres comunes que se han usado históricamente. Por ejemplo, el grupo 1 de la tabla periódica se conoce como el grupo de los metales alcalinos, mientras que el grupo 17 se llama el grupo de los halógenos y el grupo 18 se llama los gases nobles.

Es importante destacar que, aunque los elementos de un mismo grupo comparten propiedades similares, no todos los elementos de un grupo tienen exactamente las mismas propiedades. La variabilidad de las propiedades dentro de un grupo se debe a las diferencias en el tamaño y la forma de los átomos, así como a la cantidad y la distribución de sus electrones de valencia.

4.3.2. Propiedades de la tabla periódica

La tabla periódica es una herramienta fundamental para la comprensión de la química y la física, ya que organiza los elementos químicos de acuerdo a sus propiedades y características comunes. Algunas de las propiedades más importantes de la tabla periódica son:

- Organización de los elementos: La tabla periódica organiza los elementos químicos en orden creciente de su número atómico. Cada elemento está representado por un símbolo y se encuentra en una casilla que indica su número atómico, su masa atómica, su configuración electrónica y otros datos importantes.
- Periodicidad de las propiedades: Las propiedades de los elementos se repiten periódicamente a lo largo de la tabla periódica, lo que significa que los elementos en el mismo grupo tienen propiedades similares. Por ejemplo, los elementos del grupo 1 (los metales alcalinos) tienen

propiedades similares, como ser altamente reactivos y tener un solo electrón en su capa externa.

- Clasificación de los elementos: La tabla periódica clasifica los elementos en grupos y periodos en función de sus propiedades. Los grupos se refieren a las columnas verticales de la tabla y los periodos son las filas horizontales. Los elementos en el mismo grupo tienen propiedades químicas similares, mientras que los elementos en el mismo período tienen propiedades físicas y químicas que cambian gradualmente a medida que se mueve de izquierda a derecha.
- Aplicaciones prácticas: La tabla periódica es una herramienta esencial para la investigación y el desarrollo de nuevos materiales y tecnologías. Los científicos pueden utilizar la información contenida en la tabla periódica para predecir las propiedades de los nuevos elementos y compuestos, así como para diseñar materiales con propiedades específicas.

Veamos la siguiente imagen:

Figura 11

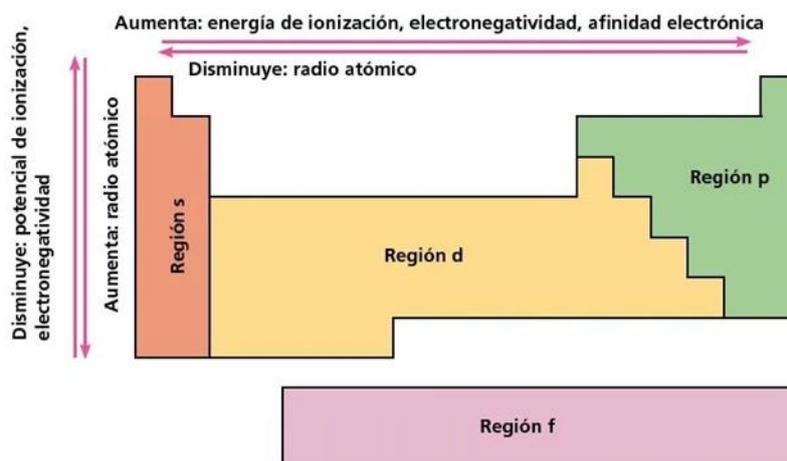
Núcleos atómicos, rodeados de orbitales en los que se hallan los electrones



Nota: Fuente: Núñez (2018)

Las propiedades periódicas son: Radio Atómico, Energía de Ionización, Electronegatividad, Afinidad electrónica, Radio Iónico. Veamos cada una de ellas y su variación a través de la tabla periódica.

Figura 12
Propiedades periódicas

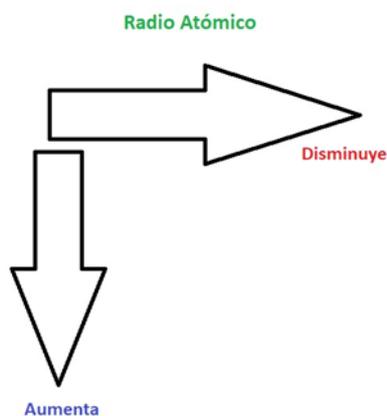


Nota: Fuente: Ortega (2014)

Radio Atómico

Se puede definir como la distancia promedio entre el núcleo atómico y la capa más externa de electrones de un átomo. Esta distancia depende del número atómico y de la configuración electrónica del átomo, y varía de manera predecible a lo largo de la tabla periódica.

Figura 13
Radio atómico



Nota: Fuente: Misuperclase (s.f.)

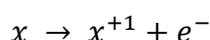
Energía de Ionización (EI)

Es la cantidad de energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo o molécula en su estado fundamental y convertirlo en un ion positivo. Es decir, es la energía mínima necesaria para separar un electrón de su átomo.

Cuando se aplica suficiente energía para eliminar un electrón de un átomo, se forma un ion positivo y el electrón liberado adquiere energía cinética. La energía de ionización se mide en electronvoltios (eV) o en joules (J) por mol de átomos ionizados.

La energía de ionización varía de un elemento a otro y depende de factores como el tamaño del átomo, la cantidad de electrones y la carga nuclear efectiva (la fuerza con la que los electrones están atraídos hacia el núcleo).

Y lo escribimos como:



También podríamos sacarle un electrón al catión monovalente que obtuvimos antes, convirtiéndolo en un catión divalente. La energía que necesitamos para eso se llama Energía de Segunda Ionización.

Y lo escribimos como:

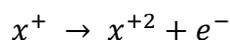
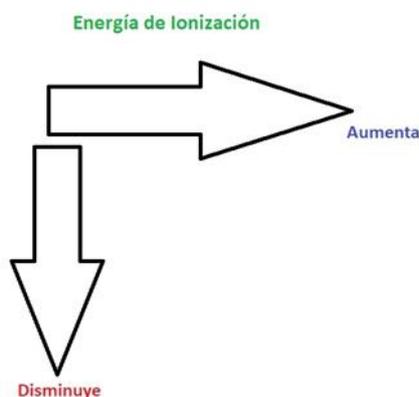


Figura 14
Energía de ionización



Nota: Fuente: Misuperclase (s.f.)

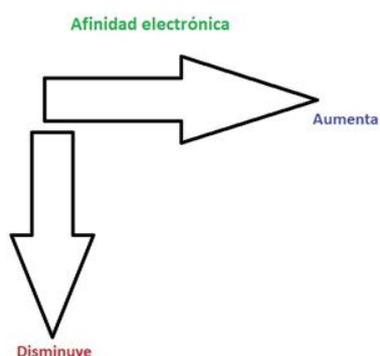
Afinidad Electrónica ó Energía de Unión Electrónica (EUE)

Mide la facilidad con la que un átomo puede capturar un electrón adicional. Al igual que la energía de ionización, la afinidad electrónica depende de factores como el tamaño del átomo, la carga nuclear efectiva y la configuración electrónica.

Los elementos que tienen una alta afinidad electrónica tienen una gran tendencia a capturar electrones y formar iones negativos, mientras que los elementos con baja afinidad electrónica no tienen tanta facilidad para capturar electrones.

Es importante tener en cuenta que, a diferencia de la energía de ionización, la afinidad electrónica puede ser positiva o negativa. Una afinidad electrónica positiva indica que se libera energía cuando el átomo gana un electrón, mientras que una afinidad electrónica negativa indica que se necesita energía para que el átomo capture un electrón adicional.

Figura 15
Afinidad electrónica



Nota: Fuente: Misuperclase (s.f.)

Radio Iónico

El radio iónico es una medida de la distancia desde el núcleo atómico hasta el límite externo de la nube electrónica de un ion. En otras palabras, es la distancia desde el centro del núcleo hasta el electrón más externo en un ion.

Se puede utilizar para comparar el tamaño de los iones y para predecir cómo se comportarán en las reacciones químicas. Los iones con un radio iónico más grande tienden a ser menos atraídos hacia el núcleo y, por lo tanto, son más propensos a reaccionar con otros átomos e iones. Por otro lado, los iones con un radio iónico más pequeño tienden a ser más fuertemente atraídos hacia el

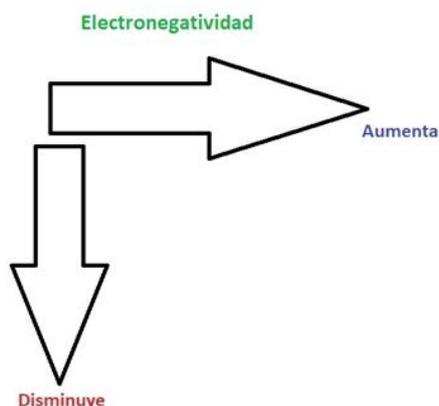
núcleo y son menos propensos a reaccionar. Es importante tener en cuenta que el radio iónico puede variar según el estado de oxidación del ion, así como su carga y su número atómico. Además, los iones más grandes tienden a ser aniones, mientras que los iones más pequeños tienden a ser cationes.

Electronegatividad

Mide la capacidad de un átomo para atraer electrones hacia sí mismo cuando forma un enlace químico con otro átomo. Cuanto mayor sea la electronegatividad de un átomo, mayor será su atracción por los electrones. En la tabla periódica, la electronegatividad generalmente aumenta a medida que se avanza de izquierda a derecha a través de un período, debido a que la carga nuclear efectiva (el número de protones en el núcleo atómico menos la repulsión de los electrones en los niveles interiores) aumenta y la distancia entre el núcleo y los electrones más externos disminuye. Por lo tanto, los elementos más electronegativos se encuentran en la parte superior derecha de la tabla periódica, como el flúor, el oxígeno y el nitrógeno.

Por otro lado, la electronegatividad tiende a disminuir a medida que se desciende en un grupo de la tabla periódica, ya que los electrones más externos se encuentran más lejos del núcleo y son menos atraídos por él. Como resultado, los elementos más electronegativos se encuentran en la parte superior derecha de la tabla periódica, mientras que los elementos menos electronegativos se encuentran en la parte inferior izquierda, como los metales alcalinos y alcalinotérreos.

Figura 16
Electronegatividad



Nota: Fuente: Misuperclase (s.f.)

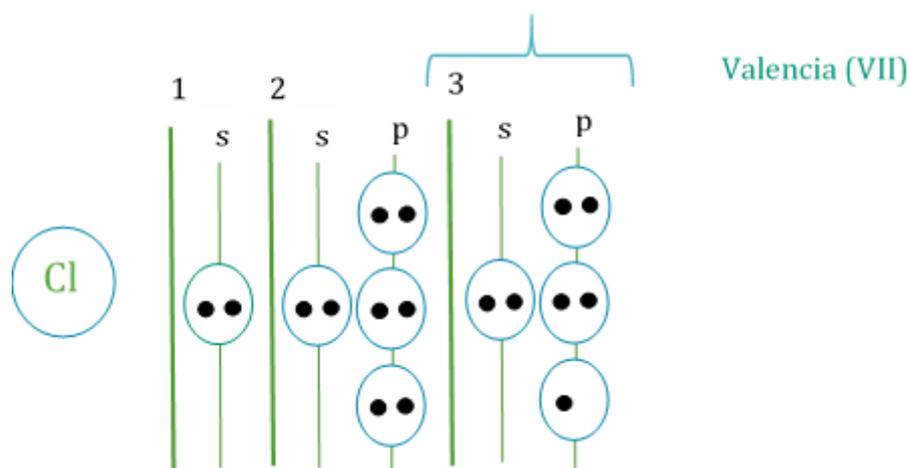
4.4. Valencia y número de oxidación.

4.4.1. Valencia

La valencia se refiere a la capacidad de un átomo de un elemento químico para combinar o enlazarse con otros átomos para formar compuestos químicos, y está determinada por el número de electrones en el último nivel de energía (también conocido como capa de valencia).

Figura 17

Valencias



Nota: Fuente: Elaboración propia.

La valencia se indica comúnmente mediante un número romano que encabeza cada uno de los grupos (columnas) en la tabla periódica. Por ejemplo, los elementos del grupo 1 (también conocidos como metales alcalinos) tienen una valencia de 1, lo que significa que tienen un electrón en su capa de valencia y pueden perder ese electrón para formar iones positivos con una carga de +1. Del mismo modo, los elementos del grupo 2 (también conocidos como metales alcalinotérreos) tienen una valencia de 2 y pueden perder dos electrones para formar iones positivos con una carga de +2.

Por otro lado, los elementos del grupo 17 (también conocidos como halógenos) tienen una valencia de 7 y pueden ganar un electrón para completar su capa de valencia y formar iones negativos con una carga de -1. Los elementos del grupo 18 (también conocidos como gases nobles) tienen una valencia de 0 ya que su

capa de valencia está completa y no necesitan formar enlaces químicos para alcanzar una configuración estable de electrones.

4.4.2. Número de oxidación.

El número de oxidación, número de valencia o estado de oxidación de un elemento en un compuesto es una medida de la carga eléctrica real o hipotética que tendría el átomo de ese elemento si todos sus enlaces en el compuesto fueran completamente iónicos.

El número de oxidación se puede determinar a través de reglas establecidas en función del tipo de enlace químico y la electronegatividad de los elementos involucrados. En general, los elementos que forman enlaces iónicos tienden a perder o ganar electrones para alcanzar la configuración de gas noble, mientras que los elementos que forman enlaces covalentes comparten electrones.

Figura 18

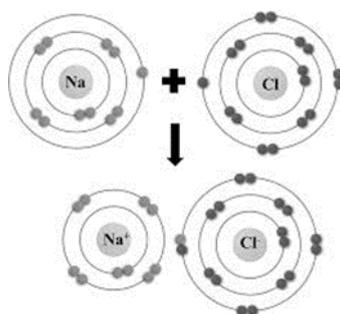
Numero de oxidación



Nota: Fuente: BYJU'S, 2023

Figura 19

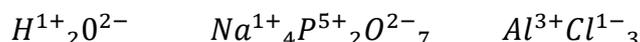
Numero de oxidación figura



Nota: Fuente: Bess Ruff, 2016

Por ejemplo, en el compuesto NaCl, el sodio (Na) pierde un electrón para formar un catión con una carga positiva de +1, mientras que el cloro (Cl) gana ese electrón para formar un anión con una carga negativa de -1. Por lo tanto, el número de oxidación del sodio es +1 y el del cloro es -1.

Los números de oxidación son de gran ayuda para escribir correctamente las fórmulas y balancear las ecuaciones y se los asigna siguiendo un conjunto de reglas arbitrarias, pero de gran utilidad: al elemento más electronegativo se le asigna un número de oxidación negativo, mientras que, al elemento menos electronegativo, se le asigna número de oxidación positivo.



4.4.3. Reglas generales para asignar números de oxidación a los elementos químicos

Estas son algunas de las reglas generales para determinar los números de oxidación en los elementos y compuestos químicos. Estas reglas son útiles para predecir cómo los átomos se combinan y reaccionan en diferentes situaciones, lo que es importante en la comprensión de la química y la aplicación de la misma en diversas áreas.

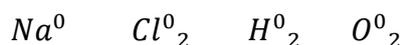
Es importante tener en cuenta que existen excepciones a estas reglas y que en algunos casos es necesario utilizar otras técnicas y herramientas para determinar los números de oxidación.

Figura 20
Tabla periódica con números de oxidación

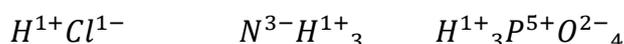
IA																				VIIIA
H	IIA												III A	IVA	VA	VIA	VIIA	He		
+1	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne		
+1	+1	+2											±3	+2, ±4	±1, ±2, ±3 +4, +5	-1, -2	-1			
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar			
+1	+2											+3	+2, ±4	±3, +5	±2, ±4, +6	±1 +3, +5, +7				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
+1	+2	+3	+2, +3, +4	+2, +3 +4, +5	+2, +3 +6	+2, +3 +4, +6, +7	+2, +3	+2, +3	+2, +3	+1, +2	+2	+1, +3	+2, +4	±3, +5	-2, +4, +6	±1 +3, +5, +7				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe			
+1	+2	+3	+3, +4	+2, +3 +4, +5	+2, +3 +4, +5, +6	+4, +5 +6, +7	+2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	+2, +3 +4, +5, +6	+2, +4	+1	+2	+1, +3	+2, +4	±3, +5	±2, +4, +6	±1 +3, +5, +7				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn			
+1	+2	+3	+3, +4	+3, +4, +5	+2, +3 +4, +5, +6	+2, +3 +4, +5, +6 (+4, +6, +7)	+2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	+2, +3 +4, +5, +6	+2, +4	+1, +3	+1, +2	+1, +3	+2, +4	+3, +5	±2, +4, +6	±1, +5				
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo			
+1	+2	+3	+3, +4																	

Nota: Fuente: misuperclase (2021)

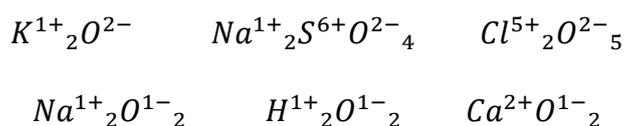
- El número de oxidación de cualquier elemento libre no combinado es cero. Esto incluye elementos diatómicos o poliatómicos como H₂, O₂, O₃.



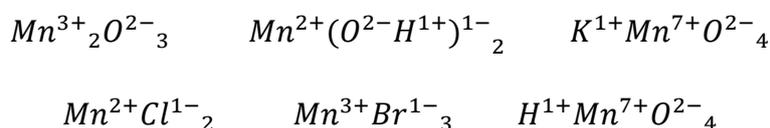
- El número de oxidación del hidrógeno generalmente es (1+) excepto en los hidruros metálicos en los que el número de oxidación es (1-).



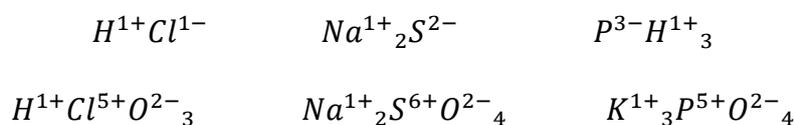
- El número de oxidación del oxígeno es generalmente (2-) excepto en los peróxidos en los que el número de oxidación es (1-).



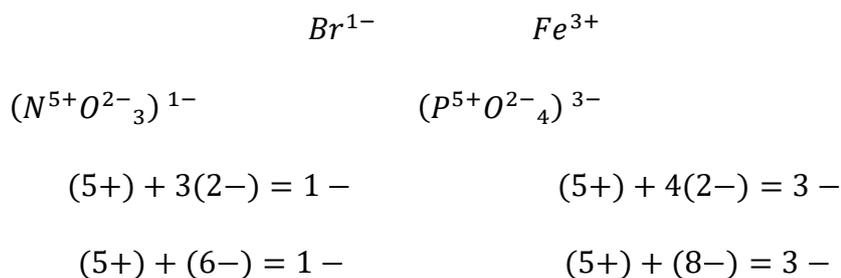
- El número de oxidación de los metales en los compuestos inorgánicos siempre es positivo (+).



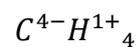
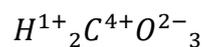
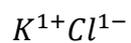
- El número de oxidación de los no metales en los compuestos inorgánicos puede ser positivo (+) o negativo (-).



- La carga en un ion monoatómico es el número de oxidación del elemento de dicho ión. En un ion poliatómico, es la suma de los números de oxidación de los átomos constituyentes la que indica la carga del ión.



- En compuesto iónico o covalentes, la suma de los números de oxidación de todos los átomos es igual a cero.



$$(1+) + (1-) = 0$$

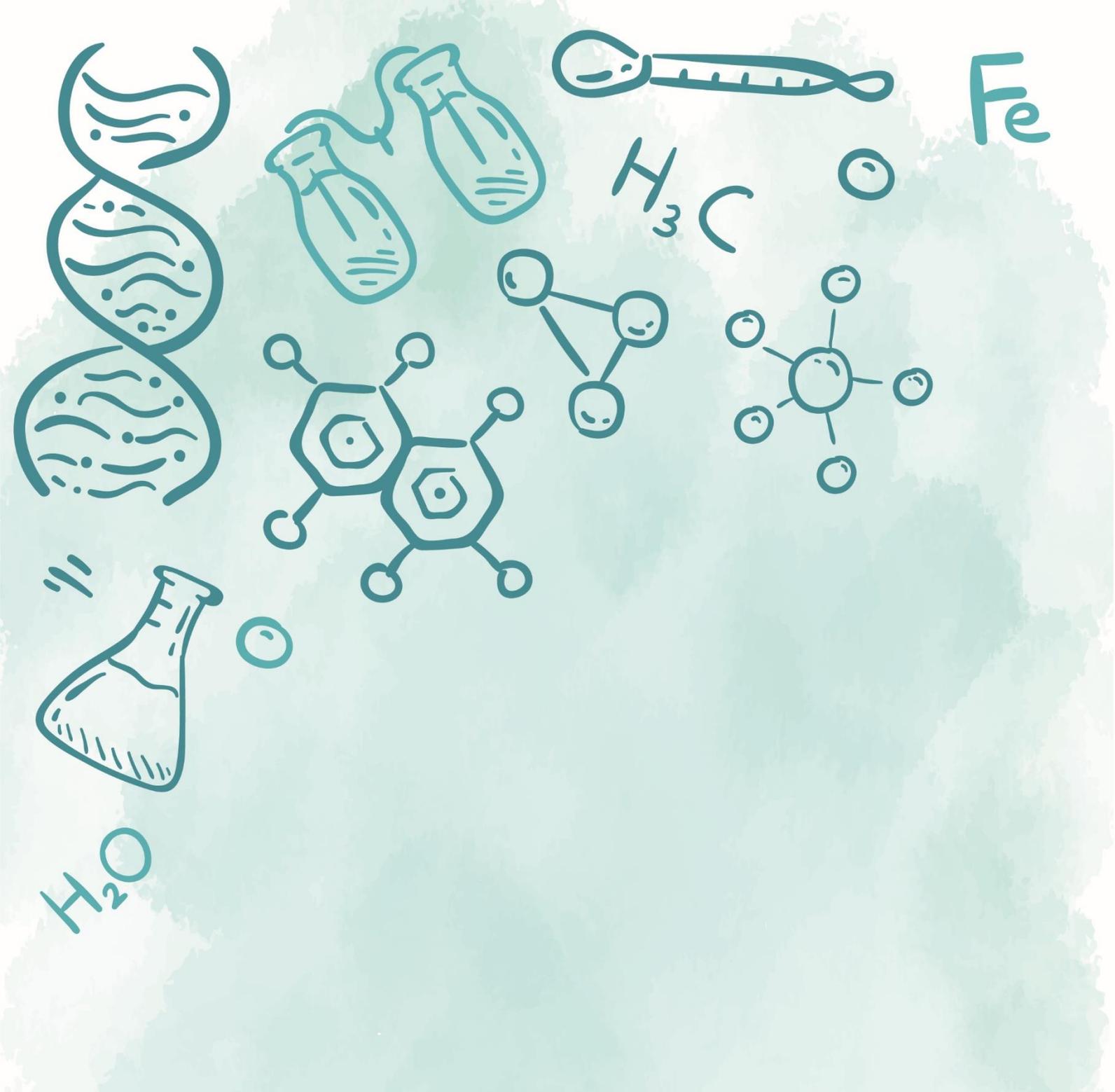
$$(2+) + (4+) + 3(2-) = 0$$

$$(4-) + 4(1+) = 0$$

$$(2+) + (4+) + (6-) = 0$$

$$(4-) + (4+) = 0$$

$$(6+) + (6-) = 0$$



Capítulo V: Enlace Químico

Enlace Químico

Es la fuerza que mantiene unidos a los átomos en una molécula o compuesto. Esta fuerza de atracción se produce por la interacción de los electrones de los átomos y los núcleos de otros átomos cercanos. El comportamiento químico de las sustancias depende en gran medida de los tipos de enlaces químicos que forman entre los átomos, y de cómo estos enlaces afectan las propiedades físicas y químicas de la sustancia. Las propiedades de las sustancias también pueden cambiar dependiendo de la forma en que los átomos están dispuestos en la molécula o compuesto, lo que se conoce como estructura molecular.

Por tanto, es conveniente recordar que:

Todos los enlaces químicos resultan de la atracción entre uno o más electrones de valencia de los átomos que forman el enlace y los núcleos de esos átomos.

5.1. Tipos de enlace químico

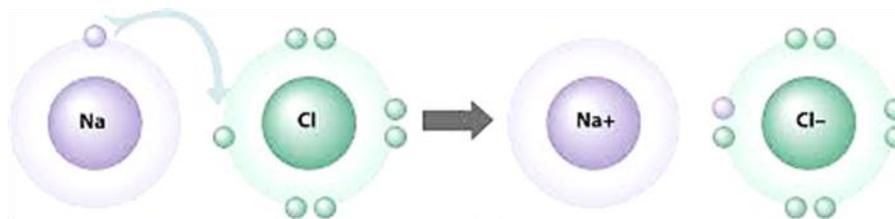
Se han estudiado los siguientes tipos de enlace, mismos que están de acuerdo con la clase de átomos que se encuentren unidos:

5.1.1. Enlace iónico o electrovalente

En un enlace iónico, un átomo o grupo de átomos pierde uno o más electrones de su capa de valencia y otro átomo o grupo de átomos gana esos electrones, creando dos iones cargados opuestamente que se atraen entre sí. Este tipo de enlace se forma típicamente entre un metal y un no metal, donde el metal pierde electrones y se convierte en un ion positivo y el no metal gana electrones y se convierte en un ion negativo. Esta transferencia de electrones resulta en una fuerza de atracción electrostática entre los iones positivo y negativo, lo que mantiene unidos a los átomos en un compuesto iónico.

Los electrones de los elementos metálicos son atraídos con más fuerza por los no metales, mismos que se transforman en iones con carga negativa.

Figura 21
Enlace iónico



Nota: Fuente: Enciclopedia Humanidades (s.f.)

Los metales, por otro lado, se convierten en iones cargados positivamente porque los electrones en sus átomos son atraídos por los no metales.

Con base en estos fenómenos, se deduce que:

Los iones de diferente signo se atraen electrostáticamente, formando enlaces iónicos.

Las sustancias iónicas conducen la electricidad cuando están en estado líquido o en disolución acuosa, pero no en estado cristalino porque los iones individuales son demasiado grandes para moverse libremente a través del cristal.

5.1.2. Enlace covalente: polar y apolar

Los enlaces covalentes se forman cuando átomos adyacentes unidos entre sí comparten electrones periféricos, es decir, ambos átomos carecen del número de electrones del gas noble más cercano.

También se puede decir que:

El enlace covalente se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones.

- Cuando los átomos enlazados son no metales e idénticos, como en el caso de N_2 o O_2 , la electronegatividad de ambos átomos es la misma y no hay una atracción desigual por los electrones compartidos. Como resultado, los electrones se comparten de manera igualitaria entre los dos átomos y el enlace se llama covalente apolar o no polar. Esto significa que la molécula resultante no tiene una distribución de carga desigual en sus extremos, por lo que no tiene polos ni cargas eléctricas positivas o

negativas y, por lo tanto, no muestra propiedades como la polaridad o la capacidad de disolverse en soluciones polares.

Ejemplo: El átomo de cloro (17 electrones), tiene un electrón menos que el átomo de argón (18 electrones). Cuando dos átomos de cloro forman un enlace covalente compartiendo dos electrones, uno de cada átomo (Cl:Cl) o (Cl), ambos consiguen el número 18 del argón. Lo mismo se observa con el nitrógeno o el oxígeno.

- Cuando los átomos enlazados son no metales, pero distintos, como en el caso del óxido nítrico (NO), la electronegatividad de los átomos es diferente. Como resultado, los electrones compartidos se atraen con más fuerza hacia el átomo más electronegativo (en este caso, el oxígeno) y pasan más tiempo cerca de él. Esto da lugar a una distribución desigual de carga eléctrica en la molécula, generando un polo eléctrico negativo en el oxígeno y un polo eléctrico positivo en el nitrógeno. Por lo tanto, el enlace se llama covalente polar. Es importante destacar que, aunque los electrones se compartan en forma desigual, la molécula sigue siendo covalente ya que los átomos comparten electrones para formar el enlace.

Las sustancias cuyas moléculas están unidas mediante enlace covalente simple, doble o triple no conducen el calor, la electricidad, no tienen brillo, no son dúctiles o maleables.

5.1.3. Enlace metálico

Es el tipo de enlace que se forma entre átomos de metales. Los metales tienden a perder electrones para formar iones positivos o cationes, y estos electrones libres pueden moverse libremente de átomo en átomo, formando enlaces no direccionales o deslocalizados con los iones del metal.

El enlace metálico es responsable de muchas de las propiedades características de los metales. Debido a que los electrones pueden moverse libremente en el metal, los metales son excelentes conductores del calor y la electricidad. Los electrones libres pueden transportar energía térmica o eléctrica a través del metal, proporcionando a los metales alta conductividad térmica y eléctrica.

Los metales también son maleables y dúctiles, lo que significa que pueden ser deformados en hojas delgadas (maleabilidad) o en hilos (ductilidad) sin romperse. Esto se debe a que los iones positivos en el metal están unidos por fuerzas no direccionales, lo que significa que las capas de iones positivos pueden deslizarse una sobre otra sin que se rompan los enlaces metálicos.

El enlace metálico es responsable de las propiedades únicas de los metales, como la conductividad térmica y eléctrica, y la maleabilidad y ductilidad.

5.1.4. Enlaces intermoleculares

Los enlaces intermoleculares son las fuerzas de atracción que mantienen unidas a las moléculas de una sustancia química y existen dos tipos principales de enlaces intermoleculares:

5.1.4.1. Enlace puente de hidrógeno

Es el enlace entre moléculas, en el cual el hidrógeno está unido a un elemento fuertemente electronegativo de una molécula adyacente.

Enlaces de hidrógeno: se producen cuando un átomo de hidrógeno enlazado a un átomo muy electronegativo, como nitrógeno, oxígeno o flúor, se acerca a otro átomo de hidrógeno muy electronegativo en otra molécula. El átomo de hidrógeno actúa como un puente entre las dos moléculas, estableciendo una fuerza atractiva entre ellas. Los enlaces de hidrógeno son más fuertes que las fuerzas de Van der Waals, lo que explica algunas propiedades especiales de las moléculas que los contienen, como el agua.

5.1.4.2. Fuerzas de Van der Waals

Conocidas también como fuerzas dipolo-dipolo: se producen cuando una molécula polar se acerca a otra molécula polar. Los dipolos (cargas parciales positivas y negativas) de las moléculas interactúan entre sí, lo que da lugar a una fuerza atractiva. Estas fuerzas son más débiles que los enlaces covalentes o iónicos, pero son importantes para explicar algunas propiedades de las sustancias como los puntos de fusión y ebullición.

Son fuerzas débiles entre moléculas no polares que se producen por la atracción entre los núcleos positivos y nubes electrónicas.

En resumen, los enlaces intermoleculares son importantes porque determinan muchas de las propiedades físicas y químicas de las sustancias, como el punto de fusión y ebullición, la solubilidad y la tensión superficial.

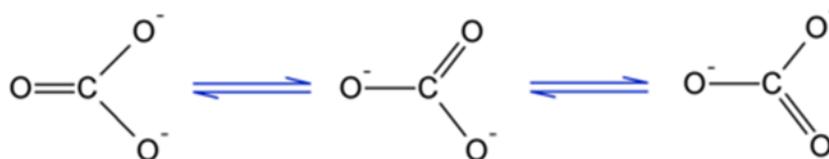
5.1.5. Resonancia

Es un fenómeno que ocurre cuando una molécula o un ion poliatómico puede tener dos o más estructuras de Lewis diferentes, es decir, dos o más formas de representar la distribución de electrones de enlace en la molécula. Cada una de estas formas se llama estructura de resonancia o estructura resonante y se representa mediante flechas que indican el movimiento de los electrones.

En las estructuras de resonancia, los átomos están dispuestos en la misma forma, pero la ubicación de los electrones de enlace es diferente en cada estructura. La molécula real es una combinación de todas las estructuras resonantes, que se llama estructura híbrida de resonancia. La resonancia es importante porque explica algunas propiedades de las moléculas que no pueden ser explicadas por una sola estructura de Lewis.

La estructura verdadera de una molécula o un ion, es el promedio de sus estructuras resonantes. Ejemplo:

Figura 22
Resonancia



Nota: Fuente: WikiWand (2021)

Las tres estructuras son resonantes para el ion carbonato (CO_3)⁻².

Nomenclatura Química Inorgánica

6.1. Antecedentes

La nomenclatura química inorgánica tiene como objetivo principal brindar una forma clara y precisa de nombrar a los compuestos químicos, utilizando reglas específicas que permiten identificar los elementos presentes en la sustancia y su proporción relativa. Una nomenclatura química adecuada es fundamental para una correcta comunicación entre los químicos y para evitar confusiones o errores en la interpretación de los resultados de investigaciones químicas.

La nomenclatura química es el término para nombrar compuestos químicos. La nomenclatura de la química inorgánica tiene su origen en los escritos de Lavoisier, recogidos en su tratado de 1789 Sobre los principios básicos de la química, que puede considerarse la piedra angular de la química moderna. También aquí cobra gran importancia la recopilación del sistema de nomenclatura lógica en los anexos, que trata de ofrecer un estándar único y que en su esencia constituye el sistema de nomenclatura actual. A partir de 1957, año en que la IUPAC desarrolló las reglas para la nomenclatura de compuestos inorgánicos, el sistema de nomenclatura sufrió algunos cambios hasta 1970, cuando la misma IUPAC estableció las reglas finales y también propuso compuestos que permitían la correcta nomenclatura de los compuestos inorgánicos. Los compuestos inorgánicos se clasifican según sus funciones químicas y el número de elementos químicos que los componen, y cada grupo tiene convenciones de nomenclatura específicas. Una función química es un grupo de átomos que determina cierta tendencia de una sustancia a reaccionar de forma típica en presencia de otra sustancia.

6.2. Conceptos Fundamentales y sus Definiciones

6.2.1. Materia

La química se encarga del estudio de la materia, su estructura, propiedades y transformaciones que ocurren en ella. A través de la química, podemos comprender cómo interactúan los átomos y moléculas para formar nuevas sustancias y cómo se comportan estas sustancias bajo diferentes condiciones.

Además, la química tiene un papel fundamental en la investigación y desarrollo de nuevos materiales y tecnologías que pueden mejorar nuestra calidad de vida.

6.2.2. Sustancia

Una sustancia pura es un material compuesto por átomos o moléculas del mismo tipo y que no contiene impurezas o contaminantes. La nomenclatura química permite asignar un nombre único y sistemático a cada sustancia química, facilitando su identificación y comunicación en el ámbito científico. La clasificación de las sustancias en familias o grupos según su composición y propiedades también es útil para entender mejor su comportamiento y relaciones con otras sustancias.

Dentro de la gran diversidad de sustancias existentes podemos formar dos grupos.

6.2.2.1. Sustancias simples o elementales

Una sustancia es simple si no puede descomponerse en sustancias más simples mediante algunos métodos físicos o químicos de uso común. Se trata de un grupo que reúne a poco más de un centenar de sustancias denominadas elementos químicos organizados sistemáticamente en un instrumento de aprendizaje denominado tabla periódica de los elementos.

SIMBOLOS. - Son abreviaturas de los nombres con los cuales se identifica en forma sencilla a los elementos químicos. Un símbolo es, en unos casos la letra inicial mayúscula correspondiente al nombre del elemento y en otros casos, la letra inicial está acompañada de una segunda letra, siempre escrita con minúscula. Ejemplos:

Tabla 12

Ejemplos de símbolos

H	Hidrógeno	O	Oxígeno
C	Carbono	Ca	Calcio
Pb	Plomo	Na	Sodio

Nota: Fuente: Elaboración propia

6.2.2.2. Sustancias compuestas

Se forman a través de combinaciones químicas entre átomos de dos o más elementos diferentes, y siguen las leyes ponderales de la química, como la ley de conservación de la masa y la ley de proporciones definidas. Estos compuestos tienen propiedades y características únicas y distintas de los elementos que los componen.

FÓRMULAS. - Indica la cantidad y la identidad de los elementos que se combinan para formar la sustancia. Los subíndices en la fórmula indican el número de átomos de cada elemento en la molécula del compuesto. Por ejemplo, la fórmula del agua es H₂O, lo que significa que una molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno (H) y uno de oxígeno (O). Las fórmulas químicas también pueden representarse de otras formas, como la fórmula empírica (que indica la proporción más simple de los elementos en un compuesto) o la fórmula molecular (que indica el número real de átomos de cada elemento en una molécula del compuesto).

La fórmula de un compuesto se estructura generalmente escribiendo inicialmente el símbolo del elemento menos electronegativo, seguido del o de los elementos más electronegativos, exceptuando los casos especiales y aplicando las reglas establecidas por la IUPAC Ejemplos:

Tabla 13
Ejemplos de formulas

H ₂ O	agua	CaS	sulfuro de Calcio
Na ₂ O	óxido de Sodio	CO	monóxido de Carbono
NH ₃	amoniaco	KBr	bromuro de Potasio
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	Ba(OH) ₂	hidróxido de bario

Nota: Fuente: Elaboración propia

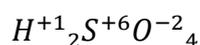
Para identificar a las sustancias compuestas, se pueden utilizar los siguientes tipos de fórmulas:

- a) **Fórmula empírica.** - llamada también fórmula mínima, indica la proporción más simple de los elementos presentes en un compuesto químico. Por ejemplo, la fórmula empírica del agua es H₂O, lo que indica

que la relación entre hidrógeno y oxígeno en la molécula es de 2 a 1. La fórmula empírica no indica el número exacto de átomos de cada elemento presente en la molécula, sino simplemente la proporción relativa de cada uno. Para obtener la fórmula molecular, que indica el número exacto de átomos de cada elemento en una molécula, se necesita información adicional, como la masa molar del compuesto.

b) **Fórmula molecular o condensada.** - Es aquella fórmula que representa a una molécula de cualquier compuesto químico. Toda fórmula molecular está constituida por las siguientes partes:

- Los símbolos de las sustancias elementales que lo forman.
- Números que se escriben en la parte inferior derecha de los símbolos, llamados subíndices que indican la proporción de cada uno de los elementos; el número uno (1) es el único que no se escribe, pues está sobreentendido.
- Cuando en una fórmula existen iones poliatómicos que se repiten dos o más veces, es necesario escribirlos entre paréntesis, colocando el subíndice en la parte inferior derecha fuera del paréntesis.
- Números con signo positivo o negativo que se escriben en la parte superior del símbolo o fuera de los paréntesis, llamados números de oxidación o números de valencia.
- Cuando la fórmula que representa a una sustancia se debe repetir dos o más veces, se deben escribir números llamados coeficientes antes de la fórmula.



c) **Fórmula estructural o desarrollada.** Es aquella fórmula que indica como están unidos los átomos. Una fórmula estructural tiene los siguientes elementos:

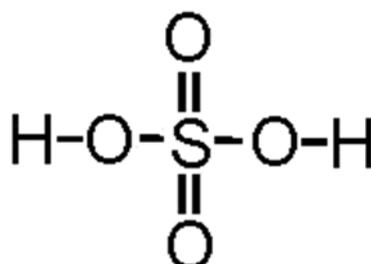
- Las líneas que se utilizan en las fórmulas estructurales para representar los enlaces químicos entre los átomos también indican la fuerza de atracción que mantiene a los átomos unidos en una molécula.

- Además, la longitud y el ángulo de las líneas pueden utilizarse para indicar la distancia y la orientación de los átomos en una molécula.

Ejemplo:

Figura 23

Ejemplo de fórmula estructural

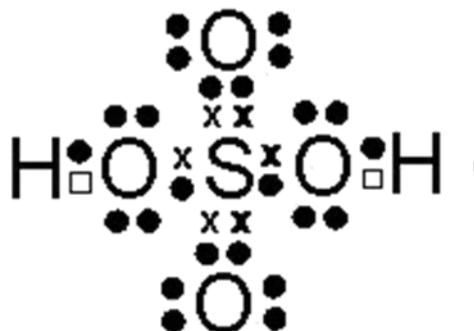


Nota: Fuente: Laboratoriumdiscounter (s.f.)

- d) **Fórmula punteada o de Lewis.** - es una representación gráfica de los electrones de valencia de los átomos de una molécula o compuesto. Se utilizan puntos para representar los electrones no enlazantes y líneas para representar los enlaces químicos. Esta fórmula es muy útil para comprender la estructura molecular y predecir la reactividad de los compuestos. En la fórmula de Lewis, los electrones de valencia de cada átomo se distribuyen en parejas de puntos alrededor del símbolo atómico. Los enlaces se representan mediante una línea que une los átomos, indicando el número de electrones compartidos en el enlace mediante puntos o líneas dobles. Además, se representa la geometría molecular y las cargas formales de los átomos.

La fórmula de Lewis se utiliza principalmente en química orgánica e inorgánica, y es una herramienta importante para la predicción de la reactividad química y la comprensión de la estructura molecular de los compuestos. Ejemplo:

Figura 24
Fórmula punteada



Nota: Fuente: Concepción (2020)

6.2.2.3. Iones

Los iones son átomos o grupos de átomos que han perdido o ganado electrones, lo que resulta en una carga eléctrica positiva o negativa. Los iones positivos, también llamados cationes, son aquellos que han perdido uno o más electrones y, por lo tanto, tienen una carga positiva. Los iones negativos, o aniones, son aquellos que han ganado uno o más electrones y tienen una carga negativa. Los iones se forman para lograr la estabilidad electrónica, es decir, para adquirir la misma configuración electrónica que el gas noble más cercano en la tabla periódica.

PRIMER CASO. - Los iones que presentan carga positiva son átomos (iones monoatómicos) o grupos de átomos (iones poliatómicos) de baja electronegatividad y se llaman cationes.

Los cationes se originan por la tendencia que tienen ciertos átomos a perder electrones, generalmente son metales y algunos grupos especiales.

- Los metales de los grupos 1 (ó I-A) y 11 (ó I-B) de la tabla periódica tienden a perder un electrón para formar iones con una carga positiva.

K^{1+} catión Potasio Ag^{1+} catión plata $(NH_4)^{1+}$ catión Amonio

- Los metales de los grupos 2 (o IIA) y 12 (o IIB) tienden a perder dos electrones para formar iones con dos cargas positivas.

Mg^{2+} Cation magnesio Zn^{2+} catión zinc Ca^{2+} catión calcio

- Los metales de los grupos 3 (o IIIB) y 13 (o IIIA) tienden a formar iones con tres cargas positivas. Sc^3 catión escandio

Al^{3+} catión aluminio Y^{3+} catión itrio Bi^{3+} catión bismuto

SEGUNDO CASO. - Los iones que presentan carga negativa son átomos (iones monoatómicos) o grupos de átomos (iones poliatómicos) de alta electronegatividad y se llaman aniones.

Los aniones se originan por la tendencia que tienen ciertos átomos a ganar electrones, generalmente son no metales y radicales provenientes de ácidos, bases y sales.

- Los no metales halógenos, grupo 17 (o VIIA), tienden a ganar un electrón para formar iones con una carga negativa.

Cl^{1-} anión cloruro Br^{1-} anión bromuro $(\text{OH})^{1-}$ anión hidróxido

- Los no metales anfígenos, grupo 16 (o VIA) tienden a ganar dos electrones para formar iones con dos cargas negativas.

S^{2-} anión sulfuro $(\text{SO}_3)^{2-}$ anión sulfito $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$ anión dicromato

6.3. Nomenclatura

Es un conjunto de principios y reglas propuestos o aceptados por la IUPAC que forman una identificación concisa y única de elementos de sustancias simples o compuestos.

6.3.1. Nomenclatura de las sustancias simples

La tabla periódica es una herramienta fundamental en la química y se compone de 118 elementos químicos diferentes, cada uno con su propio símbolo químico. Los símbolos químicos son abreviaturas que se utilizan para identificar a los elementos en la tabla periódica, y están basados en el origen etimológico de su nombre o en la forma en que se les ha denominado históricamente.

Es importante destacar que los símbolos químicos son universales y se utilizan en todo el mundo para identificar a los elementos, lo que permite una comunicación clara y precisa entre los científicos y los estudiosos de la química.

6.3.2. Nomenclatura de las sustancias compuestas

La IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) es la organización encargada de establecer las reglas para la nomenclatura de compuestos químicos y su sistema de nomenclatura es utilizado en todo el mundo.

La nomenclatura moderna de la IUPAC se basa en la definición de los números de oxidación y otros conceptos fundamentales de la química, lo que permite asignar nombres correctos y precisos a los compuestos químicos.

Existen varios sistemas de nomenclatura que se han utilizado a lo largo de la historia, algunos de los cuales todavía se utilizan en la actualidad. Algunos de los sistemas de nomenclatura más conocidos son:

- **Nomenclatura tradicional.** - Este sistema se utiliza para nombrar compuestos inorgánicos y se basa en los nombres históricos de los elementos y sus combinaciones.

Ejemplos:

Tabla 14

Nomenclatura tradicional

H ₂ O	Agua	NH ₃	Amoníaco
PH ₃	Fosfina	AsH ₃	Arsina
SiH ₄	Silano	SbH ₃	Estibina

Nota: Fuente: Elaboración propia

- **Nomenclatura IUPAC o Sistemática.** - es una de las reglas para nombrar compuestos inorgánicos más usadas en la actualidad. Esta consiste en nombrar los compuestos empleando prefijos griegos, los cuales nos indica el número de átomos presente en cada elemento involucrado en un compuesto dado. Este sistema se utiliza para nombrar compuestos orgánicos y se basa en la identificación de los grupos funcionales y la cadena carbonada.
- **Nomenclatura de Stock.** - Este sistema se utiliza para nombrar compuestos inorgánicos y se basa en la asignación de números romanos que indican el estado de oxidación del elemento.

En general, el sistema de nomenclatura de la IUPAC es el más utilizado en la actualidad y se aplica tanto a compuestos inorgánicos como orgánicos. Este sistema es muy útil porque permite identificar de manera precisa y unívoca los compuestos químicos, lo que facilita la comunicación y el intercambio de información en la comunidad científica.

6.3.3. Función química y grupo funcional

Las funciones químicas son un conjunto de compuestos con características y comportamientos comunes, y se identifican mediante la presencia de un grupo funcional específico. Cada grupo funcional tiene un conjunto particular de propiedades que definen las propiedades generales de los compuestos que lo contienen.

En la química inorgánica, las funciones químicas más importantes son el óxido, el ácido, la base y la sal. A continuación, se describen brevemente cada una de ellas y su nomenclatura correspondiente:

6.3.3.1. Función óxido

Los óxidos son compuestos formados por la combinación de un elemento con oxígeno. La nomenclatura de los óxidos depende del estado de oxidación del elemento. Si el elemento forma un único óxido, se nombra óxido de [nombre del elemento] (por ejemplo, óxido de hierro). Si el elemento puede formar varios óxidos, se utiliza una nomenclatura que incluye el estado de oxidación en números romanos en paréntesis, seguido de la palabra "óxido" y el nombre del elemento (por ejemplo, óxido de hierro (III)).

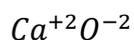
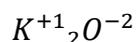
6.3.3.1.1. Óxidos metálicos o básicos

Son el resultado de combinaciones binarias del oxígeno con los metales. En estos compuestos, el número de oxidación de participación del oxígeno es -2, y el número de oxidación de participación de los metales es positivo (+).

También se les llama óxidos básicos porque cuando se disuelven en agua suelen reaccionar con el agua para formar un producto que básicamente reacciona con el indicador.

Por tanto, su relación genética es:

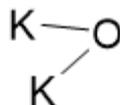
En estos compuestos, las fórmulas moleculares se estructuran escribiendo en primer lugar el símbolo del elemento menos electronegativo, es decir el metal con número de oxidación positivo de acuerdo con el grupo que pertenezca, seguido del símbolo del oxígeno con número de oxidación -2.



Para una fórmula estructural, escriba los símbolos de los elementos enlazados correspondientes al número de oxidación de cada elemento. Ejemplos:

Figura 25

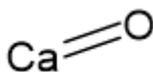
Oxidación de potasio



Nota: Fuente: Elaboración propia

Figura 26

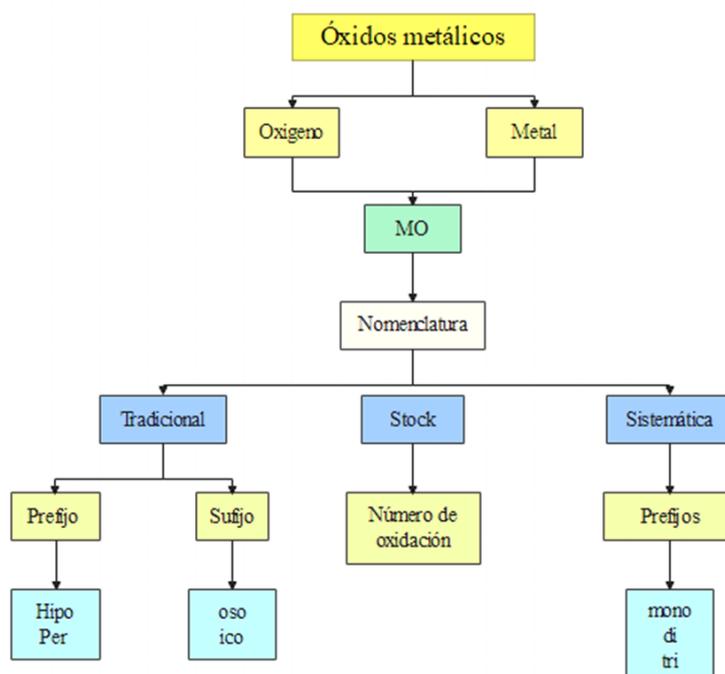
Oxido de calcio



Nota: Fuente: Elaboración propia

Figura 27

Óxidos metálicos



Nota: Fuente: Elaboración propia

Nomenclatura

- Según la nomenclatura tradicional, el nombre común es la palabra óxido y el nombre específico es el nombre del metal después de la preposición. Si el metal tiene más de un número de oxidación, el nombre específico estará compuesto por el nombre del metal más el sufijo oso para el número de oxidación más bajo o ico para el número de oxidación más alto.
- De acuerdo a la nomenclatura stock se nombra indicando el estado de oxidación del elemento metálico en número romanos (entre paréntesis) y siempre determinado por la expresión «óxido de» + elemento metálico.
- Según la nomenclatura sistemática, el número de átomos de cada elemento se indica mediante un prefijo.

Tabla 15
Nomenclatura

Fórmula	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Sistemática
Na_2O	Óxido sódico	Óxido de sodio*	Monóxido de disodio
Hg_2O	Óxido mercurioso	Óxido de mercurio (I)	Monóxido de dimercurio
Cr_2O_3	Óxido cromoso	Óxido de cromo (III)	Trióxido de dicromo
MnO_2	Óxido mangánico	Óxido de manganeso (IV)	Dióxido de manganeso
Mn_2O_7	Óxido permangánico	Óxido de manganeso (VII)	Heptaóxido de dimanganeso

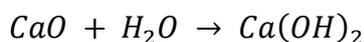
Nota: Fuente: yosoytuprofe (2016)

Propiedades físicas

- Los óxidos metálicos en general son cuerpos sólidos.
- Algunos óxidos son solubles en agua a temperatura ambiente.
- Otros son poco solubles en agua, pero en caliente.
- Otros reaccionan violentamente con agua.

Propiedades químicas

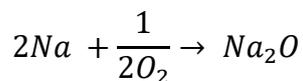
- Los óxidos que son solubles en agua reaccionan con ella formando hidróxidos. Ejemplo:



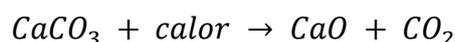
Preparación de óxidos metálicos

Los óxidos metálicos se obtienen de diferentes maneras:

- Por acción directa del oxígeno del aire sobre los metales. Ejemplo:



- Por tostación del carbonato natural. Ejemplo:

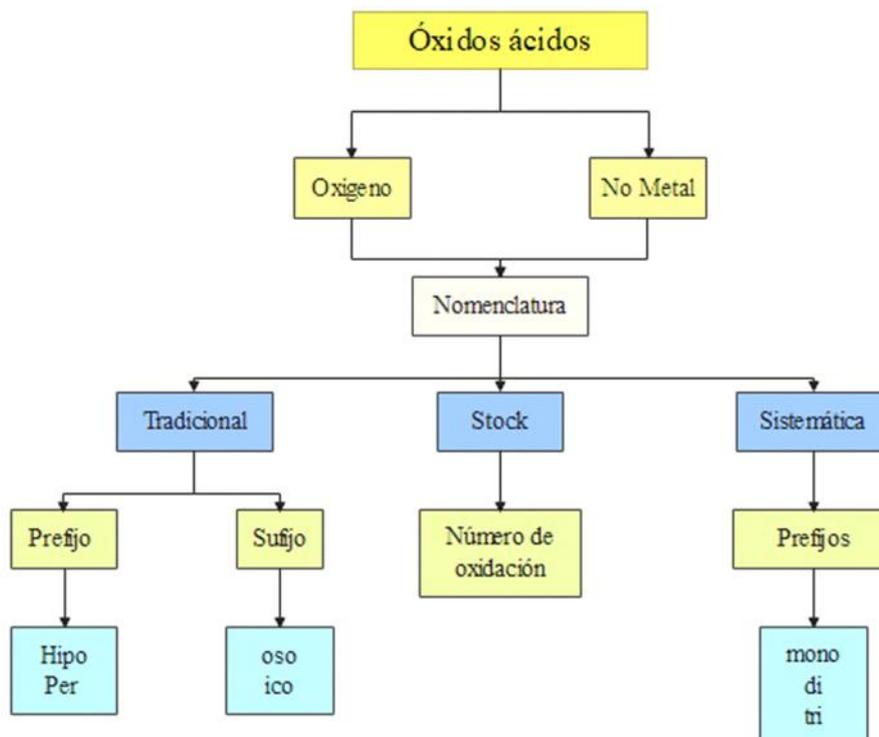


6.3.3.1.2. Óxidos no metálicos y con metales de transición

Son el resultado de las combinaciones binarias del oxígeno, con no metales.

En esta clase de óxidos, el oxígeno participa con un número de oxidación de -2, mientras que los no metales y los metales de transición participan con el mayor número de oxidación positivos (+). La relación genética para estos óxidos es:

Figura 28
Óxidos ácidos

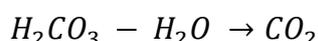


Nota: Fuente: Elaboración propia

A estos compuestos se les conoce también con el nombre de óxidos ácidos porque cuando reaccionan con el agua, presentan propiedades ácidas. Ejemplo:



También se les denomina como anhídridos, pues se los considera como productos de la deshidratación de oxoácidos.



En estos compuestos, la fórmula molecular está estructurada de manera que se escribe primero el símbolo del elemento menos electronegativo (no metal) con número de oxidación positivo, seguido del símbolo del elemento más electronegativo (oxígeno) con número de oxidación -2.

Nomenclatura

- Con base en la nomenclatura tradicional, el nombre genérico es la palabra óxido y el nombre específico el nombre del no metal antecediéndole la preposición de, el nombre específico estará formado por la raíz del nombre del no metal más el sufijo oso para el menor número de oxidación o el sufijo ico para el mayor número de oxidación.
- De acuerdo a la nomenclatura stock se nombra indicando el estado de oxidación del elemento no metálico en número romanos (entre paréntesis) y siempre determinado por la expresión «óxido de» + elemento no metálico.
- En función a la nomenclatura sistemática se indica mediante un prefijo el número de átomos de cada elemento.

Tabla 16
Nomenclaturas

Fórmula	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Sistemática
Cl ₂ O	Óxido hipocloroso	Óxido de cloro (I)	Monóxido de dicloro
Cl ₂ O ₃	Óxido cloroso	Óxido de cloro (III)	Trióxido de dicloro
Cl ₂ O ₅	Óxido clórico	Óxido de cloro (V)	Pentaóxido de dicloro
Cl ₂ O ₇	Óxido perclórico	Óxido de cloro (VII)	Heptaóxido de dicloro

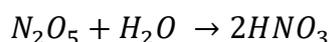
Nota: Fuente: yosoytuprofe (2016)

Propiedades físicas

- Los óxidos de los elementos no metálicos situados a la derecha y en la parte superior de sus grupos en la tabla periódica son moléculas covalentes sencillas.
- Los puntos de fusión y ebullición de los óxidos no metálicos son muy bajos.

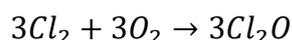
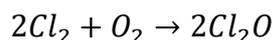
Propiedades químicas

- Los óxidos no metálicos tienen la propiedad de combinarse con el agua transformándose en oxoácidos, por lo que se les conoce con el nombre de óxidos ácidos. Ejemplos:



Preparación de óxidos metálicos

Los óxidos no metálicos se obtienen por reacción directa de los no metales con el oxígeno. Ejemplos:



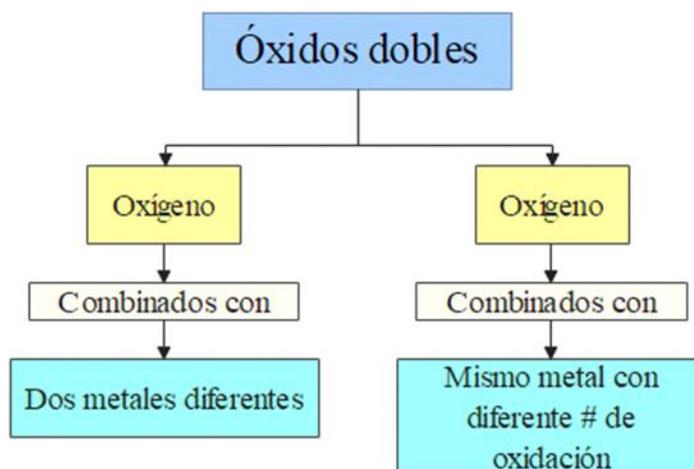
6.3.3.1.3. Óxidos dobles

Son compuestos binarios, oxigenados que se forman de la siguiente manera:

- Al combinarse dos metales con el oxígeno.
- Al combinarse dos óxidos de un mismo metal con distinto número de oxidación

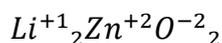
La relación genética para los óxidos dobles es:

Figura 29
Óxidos dobles



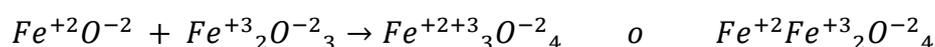
Nota: Fuente: Elaboración propia

Entre dos metales diferentes con el oxígeno. Ejemplo:



dióxido de dilitio - cinc ó dióxido de litio y cinc

Entre un metal que participa con dos números de oxidación positivos y el oxígeno con número de oxidación -2; se los conoce también con el nombre de óxidos salinos porque se ha comprobado que resultan de la combinación de dos óxidos simples de un mismo metal. Ejemplo:



Óxido de hierro (II) + Óxido de hierro (III) → Tetraóxido de hierro (II) – dihierro (III).

En estos compuestos, las fórmulas moleculares se estructuran escribiendo en primer lugar el símbolo del elemento menos electronegativo, es decir del metal, seguido del símbolo del elemento más electronegativo, o sea del oxígeno.

Nomenclatura

- Con base en la nomenclatura Stock primero señalamos la cantidad de oxígenos agregando un prefijo numérico a la palabra óxido. Por ejemplo:

Bióxido, Trióxido, Tetraóxido, etc. Posteriormente añadimos la palabra "de" seguida de los cationes y sus respectivas valencias.

- De acuerdo a la nomenclatura sistemática es casi igual a la de stock. En vez de colocar una "y", se escribe un guion.

Tabla 17
Nomenclatura óxidos dobles

Fórmula	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Sistemática
CrNaO ₂	Dióxido de sodio y cromo (III)	Dióxido de sodio - cromo (III)
NaNbO ₃	Trióxido de niobio (V) y sodio	Trióxido de niobio (V) - sodio
CuSnO ₃	Trióxido de estaño (IV) y cobre (II)	Trióxido de estaño (IV) – cobre (II)
FeTiO ₃	Trióxido de Titanio (III) y hierro (III)	Trióxido de Titanio (III) y hierro (III)

Nota: Fuente: yosoytuprofe (2016)

Propiedades físicas

Considerando la estructura especial de los óxidos dobles, las propiedades físicas son individuales para cada compuesto, por ejemplo:

- El tetraóxido de hierro (II) - dihierro (III) es un cuerpo sólido de color negro que tiene propiedades magnéticas, en la naturaleza se presenta en forma mineral con el nombre de magnetita o piedra imán. Es insoluble en agua, pero se disuelve en ácidos minerales dando como productos sales de hierro (II) Y hierro (III).

Propiedades químicas

Similar a las propiedades físicas, las propiedades químicas son individuales para cada compuesto, por ejemplo, la magnetita no presenta reactividad química, pero es buen conductor de la electricidad.

Preparación de óxidos dobles o salinos

El compuesto más conocido, el tetraóxido de hierro (II) dihierro (III) (óxido ferroso férrico), se prepara a partir del trióxido de hierro (III) (óxido férrico), calentándolo a temperatura superior a 1 100°C, de acuerdo con la siguiente ecuación:



6.3.3.2. Función hidróxido

Las bases son compuestos que reaccionan con los ácidos para formar sales y agua. La nomenclatura de las bases depende del catión presente en la molécula. Si el catión es un metal con una valencia fija, se utiliza la nomenclatura hidróxido de [nombre del metal] (por ejemplo, hidróxido de sodio). Si el catión es un metal con valencia variable, se utiliza la nomenclatura hidróxido de [nombre del metal en números romanos en paréntesis] (por ejemplo, hidróxido de hierro (III)).

La fórmula general de los hidróxidos es del tipo:



Siendo X cualquier elemento metálico o grupo catiónico. El OH⁻ es un anión poliatómico cuya carga global es de -1.

Nomenclatura

- Con base en la nomenclatura tradicional, el nombre genérico es la palabra hidróxido y el nombre específico el nombre del metal, el nombre específico estará formado por la raíz del nombre del metal más el sufijo oso para el menor número de oxidación o el sufijo ico para el mayor número de oxidación.
- De acuerdo a la nomenclatura stock se nombra indicando el estado de oxidación del elemento no metálico en número romanos (entre paréntesis) y siempre determinado por la expresión «hidróxido de» + elemento metálico.
- En función a la nomenclatura sistemática se antepone un prefijo numérico a la palabra hidróxido.

Tabla 18

Nomenclatura de hidróxido

Fórmula	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Sistemática
Mg(OH) ₂	Hidróxido magnésico	Hidróxido de magnesio (II)	Dihidróxido de magnesio
Au(OH)	Hidróxido auroso	Hidróxido de oro (I)	Monohidróxido de oro
Au(OH) ₃	Hidróxido áurico	Hidróxido de oro (III)	Trihidróxido de oro
Pb(OH) ₄	Hidróxido plúmbico	Hidróxido de plomo (IV)	Tetrahidróxido de plomo

Nota: Fuente: yosoytuprofe (2016)

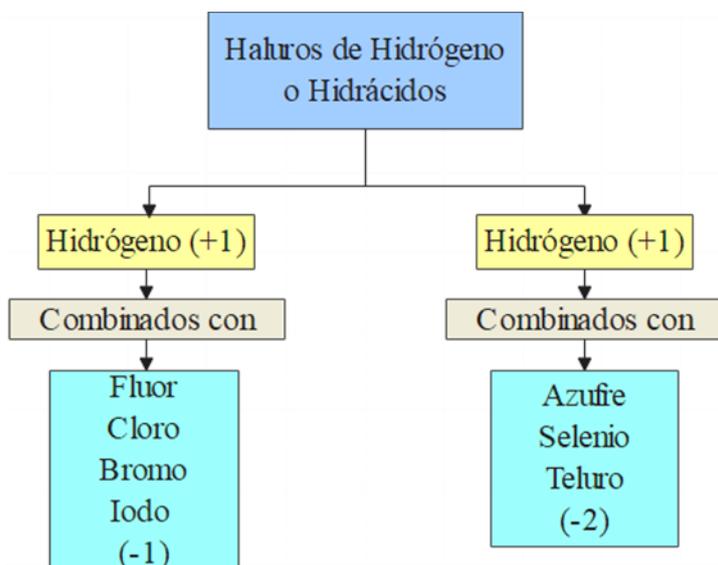
6.3.3.3. Función ácido

Los ácidos son compuestos que tienen uno o más hidrógenos ionizables. La nomenclatura de los ácidos depende del anión presente en la molécula. Si el anión termina en "-uro", se utiliza la nomenclatura ácido [nombre del elemento raíz]-hídrico (por ejemplo, ácido clorhídrico). Si el anión termina en "-ato", se utiliza la nomenclatura ácido [nombre del anión]-ico (por ejemplo, ácido sulfúrico). Existen dos clases de ácidos inorgánicos:

6.3.3.3.1. Ácidos hidrácidos

Son compuestos binarios formados por hidrógeno con número de oxidación 1, combinados con elementos no metálicos de los grupos VII-A F, Cl, Br, I y VI-AS con número de oxidación -1, Se, Te, oxidados. el número es -2. Por tanto, la relación genética será:

Figura 30
Hidrácidos



Nota: Fuente: Elaboración propia

Los compuestos formados, se llaman haluros de hidrógeno, al disolverse en agua dan soluciones acuosas, que presentan las propiedades típicas de las sustancias ácidas, por lo que se denominan hidrácidos.

Las fórmulas moleculares de los haluros de hidrógeno se estructuran colocando en primer lugar el símbolo del hidrógeno por ser el elemento menos

electronegativo, seguido del símbolo del elemento no metálico por ser el elemento más electronegativo. Ejemplos:



Para las fórmulas estructurales o desarrolladas se escriben los símbolos de los elementos unidos mediante enlaces, mismos que representan a pares de electrones compartidos y corresponden a los números de oxidación de cada uno de ellos. Ejemplos:



Nomenclatura

- Conforme la nomenclatura tradicional, se usan las palabras "ácido" y "hídrico" para nombrar los hidrácidos. El nombre del no metal se utiliza como prefijo y se agrega el sufijo "-hídrico".
- Hidrácidos se nombran usando la palabra ácido ya que tienen carácter ácido en disolución acuosa y añadiendo el sufijo hídrico al nombre del elemento no metal.
- Según la nomenclatura sistemática, en primer lugar, se escribe el nombre genérico formado por la raíz del nombre del elemento más electronegativo y el sufijo o terminación uro. En segundo lugar, se escribe el nombre específico que es la palabra hidrógeno antecediéndole la preposición de.

Tabla 19
Nomenclatura de hidrácidos

Fórmula	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura Sistemática
H ₂ S	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno
HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
H ₂ Se	Ácido selenhídrico	Seleniuro de hidrógeno
HBr	Ácido bromhídrico	Bromuro de hidrógeno

Nota: Fuente: yosoytuprofe (2016)

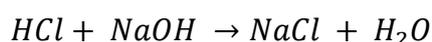
Propiedades físicas

- Los haluros de hidrógeno son gases fácilmente solubles en el agua, liberan iones hidrógeno (H) y pueden conducir la corriente eléctrica en segundo grado, constituyéndose en electrolitos, de ahí el nombre de hidrácidos.

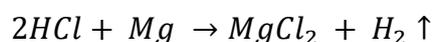
- Son peligrosos para el ser humano en altas concentraciones.
- Tienen olor fuerte y sabor áspero y picante.
- Tienen un potencial hidrógeno (pH) siempre inferior a 7.
- El carácter ácido se manifiesta frente a los indicadores: enrojecen al papel azul tornasol y al amarillo universal. Cambian al color rojo tornasol en presencia de solución indicadora de anaranjado de metilo.

Propiedades químicas

- Los hidrácidos se neutralizan en presencia de bases o hidróxidos, transformándose en sales:



- Los hidrácidos reaccionan con los metales y con la mayoría de ellos se desprenden de su hidrógeno:

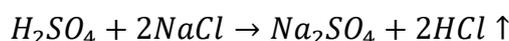


- Los hidrácidos reaccionan con los carbonatos, liberando gas carbónico:

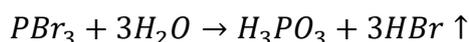


Preparación de hidrácidos

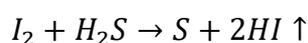
- El ácido clorhídrico se prepara haciendo reaccionar ácido sulfúrico concentrado con cloruro de sodio.



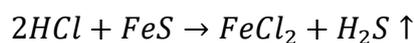
- El ácido bromhídrico se prepara haciendo burbujear sulfuro de hidrógeno en agua de bromo, o también a partir de tribromuro de fósforo y agua.



- El ácido yodhídrico se prepara haciendo reaccionar yodo con sulfuro de hidrogeno.



- El ácido sulfhídrico se prepara haciendo reaccionar ácido clorhídrico con sulfuro ferroso.



6.3.3.3.2. Ácidos oxácidos:

También conocidos como ácidos ternarios, son ácidos que contienen hidrógeno, oxígeno y un elemento central que suele ser un no metal, como el azufre, el fósforo o el cloro. Estos ácidos se forman a partir de la combinación de un óxido ácido (anhídrido) con agua, y su estructura molecular consiste en un átomo de hidrógeno unido a un grupo oxácido, que a su vez está unido al elemento central y a varios átomos de oxígeno.

La fórmula general de los oxoácidos es $H_aX_bO_c$ donde el hidrógeno actúa con número de oxidación +1, el oxígeno actúa con número de oxidación -2 y el número de oxidación del elemento no metálico se calcula según la siguiente fórmula: $X = (2c - a) / b$

Nomenclatura

Para la nomenclatura de los oxoácidos puede utilizarse la nomenclatura tradicional, nomenclatura stock, así como la nomenclatura sistemática.

- En la nomenclatura tradicional de oxoácidos, se nombra con la palabra "ácido" seguida de la raíz del elemento no metálico e indica la valencia de su actividad según los siguientes criterios.
- En cuanto a la nomenclatura de stock comienza con la palabra ácido seguido del prefijo que indica el número de oxígenos más la palabra oxo seguido del prefijo que indica el número de átomos del elemento no metálico (normalmente no se pone porque es 1 átomo) seguido de la raíz del elemento no metálico terminado en ico y en números romanos indicamos su valencia, es decir: ácido + prefijo oxígenos + oxo + prefijo X + raíz X + ico + (valencia X).
- La nomenclatura sistemática comienza con el prefijo que indica el número de oxígenos seguido de la palabra oxo seguido del prefijo que indica el número de átomos del elemento no metálico (normalmente no se pone porque es 1 átomo) seguido de la raíz del elemento no metálico acabado en ato y en números romanos indicamos la valencia del elemento no

metálico seguido de las palabras "de hidrógeno", es decir: prefijo oxígenos + oxo + prefijo X + raíz X + ato + (valencia X) + de hidrógeno.

Tabla 20
Nomenclatura de ácidos oxácidos

Fórmula	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Sistemática
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	Ácido tetraoxosulfúrico (VI)	Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno
HBrO ₂	Ácido bromoso	Ácido dioxobromico (III)	Dioxobromato (III) de hidrógeno
H ₂ Cr ₂ O ₄	Ácido crómico	Ácido tetraoxodicrómico (III)	Tetraoxodicromato (III) de hidrógeno
HMnO ₄	Ác. permangánico	Ác. Tetraoxomangánico (VII)	Tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno

Nota: Fuente: yosoytuprofe (2016)

6.3.3.4. Función sal

Las sales son compuestos formados por la combinación de un catión y un anión. La nomenclatura de las sales depende de la naturaleza de los iones. Si ambos iones tienen una valencia fija, se utiliza la nomenclatura [nombre del catión] [nombre del anión] (por ejemplo, cloruro de sodio). Si uno de los iones tiene valencia variable, se utiliza la nomenclatura [nombre del catión en números romanos en paréntesis] [nombre del anión] (por ejemplo, sulfato de hierro (III)). Las sales son compuestos binarios, ternarios o cuaternarios, que se obtienen a partir de la unión de una especie catiónica con una especie aniónica, mismas que provienen del ácido y la base involucradas. De acuerdo al tipo de ácido origen son de dos tipos:

- Sal oxisal, deriva de un ácido oxácido.
- Sal haloidea, deriva de un ácido hidrácido.

Las sales oxisales y las sales haloideas se subdividen a su vez en cinco tipos:

- Sales neutras
- Sales básicas
- Sales ácidas
- Sales dobles
- Sales hidratadas

6.3.3.4.1. Sales neutras

Se deben a la sustitución completa del hidrógeno (H) por el metal. La sal recibe su nombre del ácido del que proviene.

- **Oxisales**, son aquellas derivadas de los oxoácidos en los que los iones de hidrógeno han sido reemplazados completamente por cationes.

Tabla 21

Nomenclatura oxisales

FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL	NOMENCLATURA STOCK	NOMENCLATURA SISTEMÁTICA
NaNO ₃	Nitrato sódico	Nitrato de sodio	Trioxonitrato (V) de sodio
CdSO ₃	Sulfito cádmico	Sulfito de cadmio	Trioxosulfato (IV) de cadmio
Cu ₃ (PO ₄) ₂	Fosfato cúprico	Fosfato de cobre (II)	Tetraoxofosfato (V) de cobre (II)
Sn(NO ₂) ₄	Nitrito estannico	Nitrito de estaño (IV)	Dioxonitrato (III) de estaño (IV)

Nota: Fuente: yosoytuprofe (2016)

- **Haloideas**, donde los hidrógenos han sido completamente reemplazados por cationes, de manera que sus aniones son iones monoatómicos de los grupos VIA y VIIA.

6.3.3.4.2. Sales ácidas

- Oxisales, se obtienen por la sustitución parcial de iones hidrógeno de un ácido oxácido con cationes. Los ácidos que contienen más de un hidrógeno en sus moléculas pueden dar origen a más de un anión. Por ejemplo, el ácido carbónico, H₂CO₃, da origen a los iones CO⁻²₃ y HCO⁻²₃. Este último es un anión hidrogenado y tiene carácter ácido, puesto que está en capacidad de suministrar iones H⁺. Cuando estos aniones se unen con un catión, forman sales, conocidas como sales ácidas.
- Haloideas, derivan de la sustitución parcial de iones hidrógenos de un ácido hidrácido del grupo VI-A por cationes.

6.3.3.4.3. Sales básicas

- **Oxisales**, se producen por sustitución parcial de iones hidróxido (OH)⁻ de una base con un anión procedente de un ácido oxácido, es decir cuando la base de la cual proceden contiene más de un OH⁻, dando origen a

cationes que aún contienen iones OH⁻. Para nombrarlas, se procede de igual manera que para las sales neutras, colocando la palabra “básico” o “dibásico” al nombre en función al número de grupos OH⁻ que tiene. Por ejemplo:



- **Haloideas**, derivan de la sustitución parcial de iones hidróxidos (OH⁻) con aniones monoatómicos de los grupos VIA y VIIA.



6.3.3.4.4. Sales dobles

Son las que se obtienen cuando un ácido reacciona con dos bases de diferentes metales.



Es importante mencionar que la mayoría de las sales conocidas son sales neutras.

6.3.3.5. Función Hidruro

Los hidruros son compuestos binarios formados por hidrógeno y cualquier otro elemento menos electronegativo que el hidrógeno. En la mayoría de los compuestos, el hidrógeno tiene un número de oxidación positivo (+1) debido a su alta electronegatividad. Sin embargo, en los hidruros, el hidrógeno actúa con un número de oxidación negativo (-1), lo que lo convierte en una excepción a la regla general de los números de oxidación.

6.3.3.5.1. Hidruros metálicos

Un hidruro metálico es una combinación de hidrógeno con un metal, en donde el hidrógeno actúa con valencia -1 y los metales actúan con valencia (+). La fórmula de los hidruros es del tipo:



Nomenclatura

- En la nomenclatura tradicional, la palabra hidruro seguida del elemento metal, y si el elemento tiene más de un número de oxidación, se utiliza el prefijo y sufijo correspondiente.
- En la nomenclatura stock se realiza indicando el número de valencia del elemento metálico entre paréntesis y en números romanos, precedido por la expresión “hidruro de” seguido del nombre del elemento metálico. No es necesario indicar la valencia de aquellos elementos metálicos que sólo tienen un número de oxidación.
- En función a la nomenclatura sistemática se indica mediante un prefijo el número de átomos de cada elemento.

Tabla 22

Nomenclatura hidruros metálicos

Fórmula	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Sistemática
FeH ₂	Hidruro ferroso	Hidruro de hierro (II)	Dihidruro de hierro
FeH ₃	Hidruro férrico	Hidruro de hierro (III)	Trihidruro de hierro
CaH ₂	Hidruro de calcio	Hidruro de calcio	Dihidruro de calcio
LiH	Hidruro de litio	Hidruro de litio	Monohidruro de litio

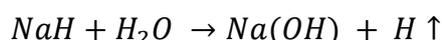
Nota: Fuente: yosoytuprofe (2016)

Propiedades físicas

Los hidruros de metales alcalinos y alcalino - térreos, son sustancias sólidas cristalizadas.

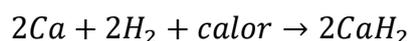
Propiedades químicas

Los hidruros de metal alcalino y alcalino - térreo, reaccionan activamente con el agua formando hidróxidos y liberando hidrógeno.



Preparación de hidruros con metales

Los hidruros de los metales especialmente alcalinos y alcalinos - térreos, se preparan mediante reacciones directas, en caliente, del hidrógeno seco con el metal:



6.3.3.5.2. Hidruros Especiales

Son compuestos binarios que resultan de la combinación del hidrógeno que participa con número de oxidación +1, con no metales del grupo V-A: N, P, As, Sb con número de oxidación 3-; y, del grupo IV-A: C, no presentan propiedades ácidas cuando se disuelven en agua, por lo que se los denomina compuestos especiales.

- De acuerdo con el sistema moderno, en primer lugar, se escribe el nombre genérico que es la palabra hidruro con prefijo de cantidad correspondiente al subíndice del hidrógeno; luego se escribe el nombre específico que es el nombre del no metal, entre los dos nombres se intercala la preposición de.
- De acuerdo con el sistema antiguo, a los compuestos especiales se les asigna nombres triviales, que nada tienen que ver con las propiedades de los mismos.

Tabla 23

Nomenclatura hidruros especiales

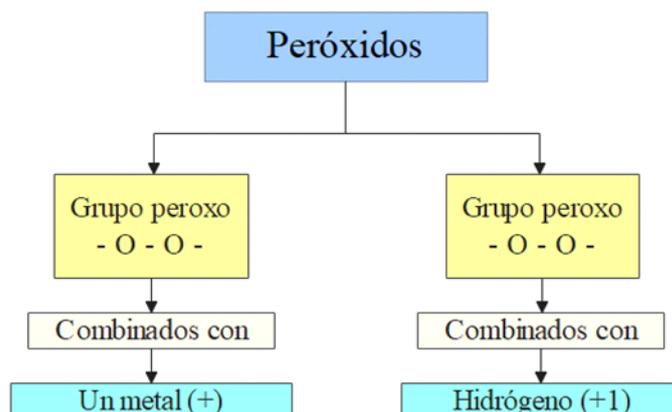
Fórmula	Nomenclatura Común	Nomenclatura Sistemática
PH ₃	Fosfina	Trihidruro de fósforo
AsH ₃	Arsina	Trihidruro de arsénico
CH ₄	Metano	Tetrahidruro de carbono
SbH ₃	Estibina	Trihidruro de antimonio

Nota: Fuente: yosoytuprofe (2016)

6.3.3.6. Peróxidos

Un peróxido es un compuesto químico binario que contiene dos átomos de oxígeno enlazados entre sí por un enlace covalente sencillo (-O-O-) y que participan con número de oxidación -1 en el compuesto. La relación genética para los peróxidos es:

Figura 31
Peróxidos

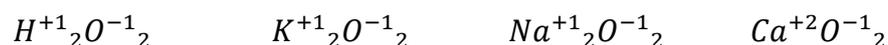


Nota: Fuente: Elaboración propia

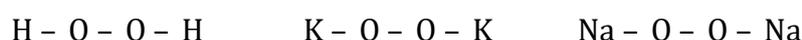
Existen peróxidos que contienen dos átomos de oxígeno y un metal, como el peróxido de sodio (Na_2O_2), el peróxido de bario (BaO_2) y el peróxido de magnesio (MgO_2). También hay peróxidos que contienen dos átomos de oxígeno y un elemento no metálico, como el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y el peróxido de carbono (CO_2).

Los peróxidos tienen aplicaciones importantes en la industria, como en la elaboración de productos químicos, en la purificación de agua y en la síntesis de compuestos orgánicos. También se utilizan como blanqueadores y desinfectantes debido a su capacidad para liberar oxígeno activo en solución acuosa.

En estos compuestos, las fórmulas moleculares se estructuran escribiendo en primer lugar el símbolo del elemento menos electronegativo, o sea el metal con número de oxidación positivo, seguido del símbolo del elemento más electronegativo, es decir el oxígeno, con número de oxidación -1. Ejemplos:



Para las fórmulas estructurales o desarrolladas se escriben los símbolos de los elementos unidos mediante enlaces, mismos que corresponden a los números de oxidación de cada uno de ellos. Ejemplos:



Nomenclatura

Para nombrar a los peróxidos, basta con anteponer el prefijo per al nombre del óxido. Ejemplo:



Propiedades físicas

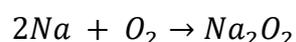
Los peróxidos en general son cuerpos sólidos, excepto el peróxido de hidrógeno que es líquido.

Propiedades químicas

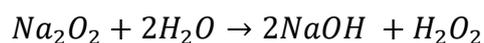
Los peróxidos liberan con facilidad el oxígeno, por lo que se los utiliza como agentes oxidantes; son excelentes blanqueadores para las fibras textiles; son germicidas y también catalizadores en diferentes procesos de síntesis.

Preparación de peróxidos

Los peróxidos más conocidos son los de metales alcalinos, alcalino - térreos y de algunos metales de transición. Se los prepara por acción directa del oxígeno seco en exceso sobre el metal. Ejemplo:



El peróxido de hidrógeno se prepara a partir del peróxido de sodio por hidratación. Ejemplo:





Capítulo VII: Reacciones y Ecuaciones Químicas

Reacciones y Ecuaciones Químicas

Un proceso químico se define como un fenómeno en el cual una o varias sustancias, los reactivos o reactantes, interactúan entre sí para producir una o varias sustancias diferentes, los productos, con características distintas a las originales. Durante estos procesos, se pueden producir cambios en las propiedades físicas y químicas de las sustancias, como la formación de nuevos enlaces químicos, la liberación de energía o la absorción de energía.

Los procesos químicos tienen aplicaciones importantes en la industria, en la síntesis de compuestos orgánicos e inorgánicos, en la producción de alimentos y medicamentos, en la generación de energía, entre otros. Además, son fundamentales para entender los procesos que ocurren en la naturaleza, como la fotosíntesis o la respiración celular.

Reactante → Productos

Pueda ser que en otros casos sea una sola sustancia o un elemento que entre en reacción, para ello es necesario la acción de alguna forma de energía: calorífica, eléctrica, movimiento, etc.

Un factor principal para que exista una reacción química es la AFINIDAD entre reactantes, pero ocasionalmente se requiere de catalizadores, del calor, de la luz, la presión, la naturaleza de los reactantes.

7.1. Ecuación Química

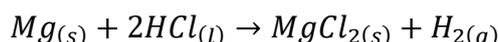
Los cambios químicos se representan mediante ecuaciones químicas, que son una forma abreviada y ordenada de describir los reactivos y los productos de una reacción química. Estas ecuaciones químicas constan de dos igualdades, una que representa los reactivos y otra que representa los productos.

En la ecuación química, los reactivos se escriben a la izquierda de la flecha (→) y los productos a la derecha. Los términos que aparecen en la ecuación química pueden ser elementos, compuestos, iones o moléculas, y se representan mediante sus símbolos químicos y sus coeficientes estequiométricos.

Los coeficientes estequiométricos son números que indican la cantidad relativa de cada reactante y producto en la ecuación química. Estos coeficientes son

necesarios para que la ecuación química cumpla con la ley de conservación de la masa, que establece que en una reacción química la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos.

La ecuación química no solo representa los elementos y compuestos que participan en la reacción química, sino también las proporciones en las que reaccionan y se producen los compuestos. Por lo tanto, la ecuación química es una herramienta fundamental para entender y predecir los cambios químicos que ocurren en las sustancias.



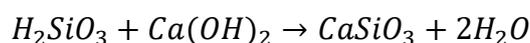
Para que una ecuación química represente correctamente una reacción debe cumplir los siguientes condicionamientos:

- Contener una información REAL Y VERDADERA de lo que ha sucedido en el campo experimental.
- Cumplir con la ley de la conservación de la masa, pues los átomos no se crean ni se destruyen, combinan y cambian de lugar.
- Cumplir con la ley de la conservación de la energía y de las cargas eléctricas: Es necesario indicar el estado físico de los reactivos utilizando la notación adecuada (g) gas, (l) líquido, (s) sólido, (aq) acuoso.

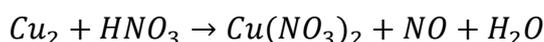
7.1.1. Clasificación de las Reacciones Químicas

En toda reacción química cambian las propiedades de los reactivos, el proceso muestra un cambio de energía, y de acuerdo con el tipo de transformación se suelen dividir en dos categorías:

- Reacciones químicas que NO IMPLICAN TRANSFERENCIA ELECTRÓNICA o sea aquellas que involucran la unión o separación de iones o moléculas, Ej:



- Reacciones químicas CON TRANSFERENCIA ELECTRÓNICA. cuando los compuestos entran en reacción e intercambian electrones, Ej:



Sin embargo, en los dos grupos se encuentran ubicadas una serie de reacciones que obedecen a las condiciones en que se realicen, como se establecerá en el siguiente cuadro.

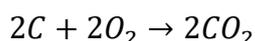
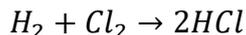
Dentro del esquema señalado se acoplan las siguientes reacciones:

7.1.1.1. Reacciones de síntesis, combinación o asociación

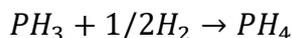
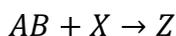
Las reacciones de síntesis son un tipo de reacción química en la cual dos o más sustancias, ya sean elementos o compuestos, se combinan para formar una sustancia más compleja.

Durante una reacción de síntesis, los átomos de los reactivos se reagrupan para formar moléculas del producto. Estas moléculas tienen una composición química diferente a la de los reactivos y pueden tener propiedades diferentes. Se presentan de tres formas:

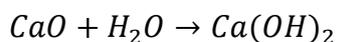
- Se combinan dos elementos



- Se combinan un compuesto con un elemento



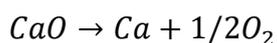
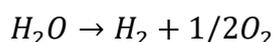
- Se combinan dos compuestos



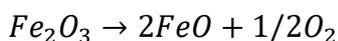
7.1.1.2. Reacciones de análisis, descomposición o metástesis

Aquellas en cuales los compuestos se rompen para dar lugar a elementos o las sustancias que les originaron, también presentan en tres formas.

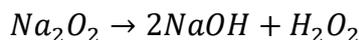
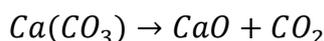
- Un compuesto se descompone en dos elementos



- Un compuesto se descompone en otros compuestos y un elemento



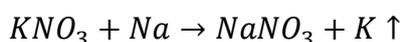
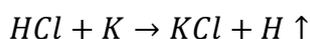
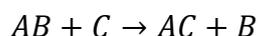
- Un compuesto se descompone en dos componentes



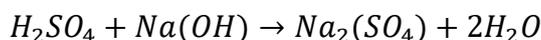
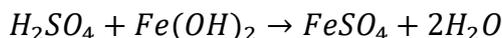
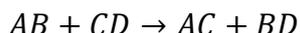
7.1.1.3. Reacciones de desplazamiento o sustitución

Se denomina así porque ciertos elementos e a veces compuestos enteros pueden ser remplazados por otros elementos o compuestos de una misma equivalencia, puede ser de sustitución simple o doble.

- **Sustitución simple:** Aquellas en las cuales un solo elemento es desplazado, generalmente es el más débil en cuanto se refiere a su enlace.



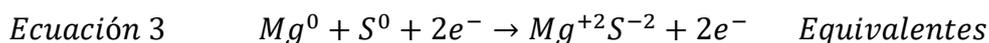
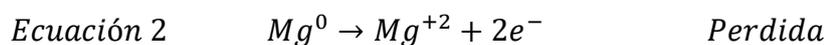
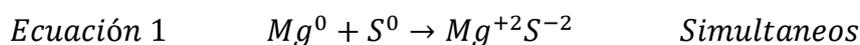
- **Sustitución doble:** Aquellas en las cuales el intercambio de radicales o moléculas es mutuo o doble.



7.2. Reacciones de Óxido – Reducción

Como implica una variabilidad de la valencia de los elementos, es justo precisar que es el NOX o el N° de oxidación, llamado también valencia. Se lo define como el número de electrones que tiene el átomo en su último nivel energético; también se dice que es el número de electrones que le falta a un átomo en su último nivel energético para completar el OCTETO, y puede ser positivo o negativo, como se explica en el capítulo 4.

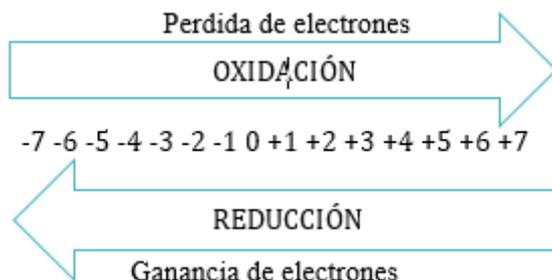
- **Oxidación:** Conceptualmente es un proceso que implica que un átomo o conjunto de átomos pierdan o cedan uno o más electrones periféricos cargándose positivamente y transformándose en iones llamados CATIONES.
- **Reducción:** Es el proceso contrario, es decir cuando un átomo o conjunto de átomos reciben electrones. cargándose negativamente y transformándose en iones llamados ANIONES.



La reacción total se descompone en dos sistemas parciales, la oxidación del Magnesio que pierde 2 electrones, que al ser ganados por el Azufre provoca la reducción. La suma algebraica de estas semirreacciones permite obtener la expresión de la reacción total, de tal manera que este fenómeno de la óxido-reducción lo podemos resumir en tres principios básicos FENOMENOS SIMULTANEOS (Ec.1). FENOMENOS CONTRARIOS (Ec.2) y FENOMENOS

EQUIVALENTES (Ec.3), por eso se dice que oxidación es sinónimo de DESELETRONACIÓN y reducción equivale a ELECTRONACIÓN Con el siguiente esquema representamos a este fenómeno.

Figura 32
Reacciones



Nota: Fuente: Elaboración propia

De esto se puede definir al

- **Agente oxidante:** también conocido como oxidante, es una sustancia química que tiene la capacidad de oxidar a otras sustancias, es decir, de provocar una reacción de oxidación en otra sustancia. Durante una reacción de oxidación, una especie química pierde electrones y su número de oxidación aumenta. El agente oxidante, por su parte, gana electrones y su número de oxidación disminuye. En otras palabras, el agente oxidante se reduce en la reacción química mientras que la sustancia oxidada se oxida, en el ejemplo anterior es el elemento azufre.
- **Agente reductor:** Por el contrario, es una sustancia química que tiene la capacidad de reducir a otras sustancias, es decir, de provocar una reacción de reducción en otra sustancia. Durante una reacción de reducción, una especie química gana electrones y su número de oxidación disminuye. El agente reductor, por su parte, pierde electrones y su número de oxidación aumenta. En otras palabras, el agente reductor se oxida en la reacción química mientras que la sustancia reducida se reduce.

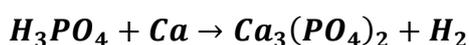
7.3. Balanceo De Ecuaciones Redox

Cualquier ecuación química debe estar balanceada para obedecer las leyes de conservación de masa, energía y carga, es decir, el número y clase de átomos y la carga total tanto en los reactivos como en los productos. El balanceo es un proceso que tiene como principal objetivo igualar el número de átomos de cada elemento químico en ambos lados de la ecuación química. Para balancear una ecuación se pueden utilizar los siguientes métodos

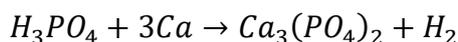
7.3.1. Método Directo, Simple Inspección o Tanteo

En este método no se aplican reglas específicas, por el contrario, se aplica la intuición, sin embargo, una buena forma es, identificando los compuestos, en ambas igualdades, se empieza por los metales, luego los no metales, el hidrógeno y al final el oxígeno. No es aconsejable cuando existen muchos términos en la ecuación.

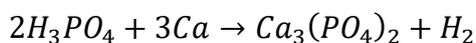
Ejemplo:



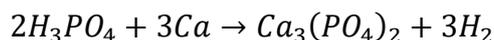
Balanceamos el calcio



Balanceamos el fósforo



Balanceamos el hidrógeno



7.3.2. Método de coeficientes indeterminados (algebraico)

En la utilización de este método se plantean y resuelven ecuaciones algebraicas, cuyas incógnitas son los coeficientes literales buscados, puede ser que el sistema de ecuaciones resulte indeterminado (más incógnitas que ecuaciones), se elimina el exceso de éstas adjudicándoles valores manejables. Si el sistema es determinado se resuelve por determinantes o dando valores positivos a la incógnita más repetida para deducir inmediatamente el valor de las demás

incógnitas. En este método para cuadrar las ecuaciones no es necesario deducir los números de oxidación de los elementos químicos. Como paso inicial se recomienda que la ecuación esté correctamente escrita con los elementos y compuestos conforme señala el problema.

Ejemplo:



$$K: a = c + d \quad (1)$$

$$Cl: 2b = c + d \quad (2)$$

$$H: a = 2e \quad (3)$$

$$O: a = 3d + e \quad (4)$$

En (3): $e = 1 \rightarrow a = 2$

En (2): $d = 1/3$

En (1): $c = 5/3$

En (4): $b = 1$

Multiplicando los valores hallados por 3 con el fin de que sean enteros se tiene.

$$a = 6; b = 3; c = 5; d = 1; e = 3$$



7.3.3. Método Redox por el N° de oxidación del electrón - valencia

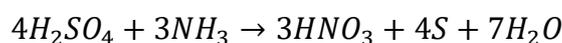
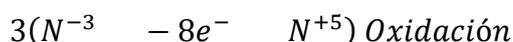
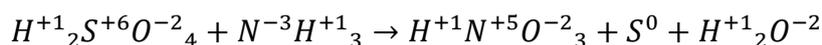
Se aconseja seguir los siguientes pasos:

1. Formular y escribir correctamente los reactantes y los productos.
2. Se procede a determinar los elementos que se han oxidado y también los que se han reducido estableciendo los electrones perdidos o ganados respectivamente.
3. Se intercambia los coeficientes de oxidación y la reducción. Puede implementarse ecuaciones parciales para el agente oxidante como también para

el agente reductor y se procede a multiplicar éstas por el N° de electrones perdidos o ganados, también se llama sistema de coeficientes separados.

4. Finalmente, por simple inspección procedemos a determinar los coeficientes en los productos, a veces es necesario alterar los coeficientes iniciales, el agua puede entrar al comienzo o al final de la reacción, se puede balancear la ecuación añadiendo átomos de H (medio ácido). átomos de OH (medio básico), pero nunca se añadirá átomos de oxígeno.

Ejemplo:



7.3.4. Método Redox por el ión – electrón

Los oxidantes y reductores son compuestos iónicos, cuando actúan en disoluciones son sus iones y no las formas no ionizadas quienes intervienen en el proceso de óxido-reducción. El balance depende del medio donde se realice la reacción:

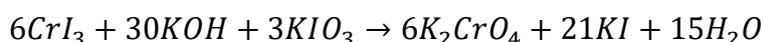
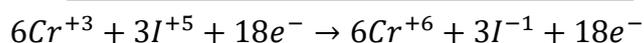
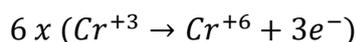
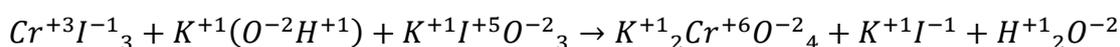
- **Medio ácido:** por cada átomo de oxígeno en exceso se debe agregar una molécula de agua en el otro miembro, en general se completa la ecuación agregando iones hidrogeno donde sea necesario.
- **Medio básico:** por cada átomo de oxígeno en exceso se agrega una molécula de agua en el mismo miembro y en el otro el doble de iones oxidrilo. El exceso de hidrógenos se anula agregando la misma cantidad de iones oxidrilo y de agua.

De manera general se aconseja seguir ciertas reglas:

1. Como en los métodos anteriores, la ecuación debe estar correctamente escrita,
2. Determinar aplicando el NOX, el agente oxidante y el agente reductor, separar sus respectivos iones, ya sea en el método simple o en el complejo.

3. Se establecen ecuaciones iónicas parciales para cada uno de los agentes
4. Se procede a igualar cada ecuación parcial. tomando en cuenta elementos, Hidrógenos y Oxígenos, posteriormente las cargas eléctricas incluyendo electrones en el primero o segundo miembro como sea necesario.
5. Se multiplican las ecuaciones parciales por el N° de electrones introducidos, pero en sentido contrario, para igualar la pérdida o ganancia de electrones.
6. Se suman algebraicamente las dos ecuaciones parciales anteriores, se procede luego a reducir términos semejantes en ambos miembros, procurando anular todos los electrones y por último simplificar si es posible.
7. Esta última muestra las ecuaciones con los iones y compuestos con sus coeficientes apropiados, se procede a unir los iones y determinar conforme a la ecuación inicial, a veces es necesario modificar los coeficientes.

Ejemplo:





Capítulo VIII: Estequiometria De Las Reacciones Químicas

Estequiometría de las Reacciones Químicas

La Química, además de experimental, es una ciencia eminentemente matemática, se relaciona con cálculos sobre densidades, moles, formulas, gases, soluciones, y otras. Es por ello que decimos Estequiometría es una rama de la química que se refiere a las relaciones de peso y volumen que intervienen en una reacción química, se puede decir entonces que es una determinación cuantitativa y cualitativa de pesos y volúmenes con que se combinan los elementos o compuestos, regidos por leyes ponderales y por leyes volumétricas.

Tabla 24
Leyes de reacciones

Leyes Ponderales	Ley de la conservación de la materia - Lavoisier
	Ley de las proporciones definidas – Proust
	Ley de las proporciones múltiples – Dalton
	Ley de las proporciones Recíprocas – Itichther -Wenzel
Leyes Volumétricas	Leyes de lo de los gases. GayLusac Boyle. Charles. Otras

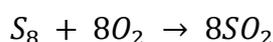
Nota: Fuente: Elaboración propia

Leyes ponderales son aquellas que gobiernan las masas o pesos de los elementos o compuestos que reaccionan y leyes volumétricas gobiernan los volúmenes.

8.1. Leyes Ponderales

8.1.1.Ley de lo conservación de la materia

El científico francés Laurent Lavoisier señaló claramente que durante las reacciones químicas no existe una variación observable de pesos, el enunciado de la ley dice: "La masa de un sistema permanece invariable cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él. Esto quiere decir que la suma de los pesos de los reactantes siempre será igual a la suma de los pesos de los productos en una reacción. Ejemplos: En las siguientes reacciones comprobar la ley:



- Permanganato de potasio + ac. Clorhídrico → cloruro manganoso + cloruro de potasio + cloro molecular + agua.

- Sulfuro arsénico + ac. Nítrico + agua \rightarrow ac. Sulfúrico + ac arsénico + óxido nítrico.

8.1.2.Ley de las Proporciones definidas

Joseph Louis Proust establece que un compuesto dado en cualquier proporción siempre contiene los mismos elementos en la misma cantidad de masa, la ley se enuncia: "cuando dos o más substancias se combinan para formar un compuesto determinado lo hacen siempre en una proporción fija y constante"; sin embargo, se debe excluir a los cuerpos isómeros.

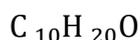
Con el conocimiento de esta ley se puede determinar fórmulas empíricas, porcentajes, formulas moleculares.

Determinar las siguientes fórmulas: Para formar un compuesto se tiene: 76,9% de C. 12,9% de H y 10.2% de O. Cuál es la fórmula empírica.

Tabla 25
Proporciones definidas

Porcentajes	Cuociente Atómico	Fórmula Empírica
$C = \frac{76,9}{12}$	$\frac{6,4}{0,63}$	C_{10}
$H = \frac{12,9}{1}$	$\frac{12,9}{0,63}$	H_{20}
$O = \frac{10,2}{16}$	$\frac{0,63}{0,63}$	O_1

Nota: Fuente: Elaboración propia



Es importante recalcar que en el caso de que alguno de los cocientes obtenidos no sea un número entero, sino decimal, se procederá a multiplicar dicho resultado por un número que haga que se transforme en entero. Se recomienda comenzar a multiplicar por dos, si no da, por tres y así sucesivamente.

8.1.3.Ley de las proporciones múltiples

Esta ley se refiere a las relaciones que existen entre los elementos que se combinan en más de una proporción para formar compuestos diferentes, el enunciado dice así: "John Dalton en su ley ponderal indica que los pesos de un

elemento que se combina con una misma cantidad de otro elemento para formar cuerpos distintos varían según una relación sencilla." En otra manera de expresar dice que el peso de un elemento permanece constante mientras que el del otro varia en relación múltiple sencilla. En el siguiente cuadro se explica la ley.

Tabla 26
Ley de proporciones múltiples

Compuesto	Masa de A	Masa de B	Masa de B que se une con masa de A	Relación
Cl_2O	71	16	8	2:1
Cl_2O_3	71	48	24	2:1
Cl_2O_5	71	80	40	2:1
Cl_2O_7	71	112	56	2:1

Nota: Fuente: Elaboración propia

8.1.4.Ley de los Proporciones Recíprocos

La ley de las proporciones recíprocas también conocidas como ley de Richter – Wenzel enuncia que "Los pesos de dos o más cuerpos que reaccionan con un mismo peso de otro, son los mismos o sus múltiplos los que reaccionarán entre sí, de ser susceptibles de reaccionar.

A reacciona con B

C reacciona con B

A reacciona con C

8.2. Mol

El término mol en la actualidad recibe una determinación especial, no debe confundirse con la molécula, por ello se define como: **Gramos de una sustancia que contiene tantas partículas como átomos hay en 12 gramos de carbono;** esto se relaciona con el N° de Avogadro $6,023 \times 10^{23}$ partículas por mol.

<p>Elemento</p> $N^{\circ} \text{ moles} = \frac{w}{A}$ <p>(Átomo/gramo)</p>
--

<p>Compuesto</p> $N^{\circ} \text{ moles} = \frac{W}{M}$
--

- W: peso del elemento o compuesto problema
- A: peso atómico del elemento
- M: peso molecular o mol/g del compuesto.

En otros términos, Mol es el peso molecular de un compuesto expresado en gramos que contiene el N° de Avogadro $6,023 \times 10^{23}$ moléculas, en condiciones normales de presión y temperatura.

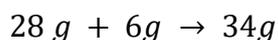
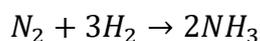
Átomo/gramo o MOL es el peso atómico de un elemento expresado en gramos que contiene el N° de Avogadro $6,023 \times 10^{23}$ átomos, en condiciones normales de presión y temperatura.

VOLUMEN MOLAR. - Es el espacio ocupado por el átomo/gramo o por el mol/gramo de cualesquier de las sustancias al estado gaseoso en C.N. y es equivalente a 22,4 litros.

8.3. El Reactivo Limite o Limitante

Durante una reacción química, generalmente las sustancias reaccionantes se toman de manera arbitraria, es decir sin tener en cuenta las proporciones estequiométricas, por lo que un reaccionante se consume por completo sin que los otros se hayan terminado, esto provoca que se limite la formación de más productos, a éste reaccionante se lo conoce como reactivo limitante.

- **En la siguiente reacción, determinar el reactivo limite, si reaccionan 10 g de N_2 con 10 g de H_2 .**



$$H_2 = \frac{10 \text{ g } N_2 \times 6 \text{ g } H_2}{28 \text{ g } N_2}$$

$$H_2 = 2,14 \text{ g } H_2$$

Por cada 10 g de N_2 se consumen 2,14 g H_2 .

$$N_2 = \frac{10g H \times 28g N_2}{6g H_2}$$

$$N_2 = 46g N_2$$

Por cada 10 g de H_2 se necesitan 46g N_2 .

Reactivo Limite: N_2

Reactivo En Exceso: H_2

8.4. Eficiencia y Rendimiento de las Reacciones Químicas

En algunas situaciones durante una reacción química, se producen reacciones secundarias, alguno de los reactivos no alcanza a reaccionar completamente, la cantidad de calor es insuficiente, y otros factores que hacen que no se llegue a un equilibrio de reactivos y productos.

Tanto las reacciones secundarias como las incompletas producen un rendimiento inferior al teórico o esperado, el rendimiento teórico es la máxima cantidad de productos que se pueden obtener con el reactivo limite, si no se producen reacciones secundarias y la reacción continúa hasta completarse

El porcentaje de eficiencia o rendimiento se expresa de la siguiente manera.

$$\% \text{ Eficiencia o rendimiento} = \frac{\text{Producción real}}{\text{Producción teórica}} \times 100\%$$

Tomando como que el peso del producto que se obtiene al final de la reacción no siempre es igual al peso calculado estequiométricamente, el rendimiento será igual a:

$$N = \frac{\text{Peso obtenido}}{\text{Peso calculado}} \times 100\%$$

8.5. Ley de los volúmenes de combinación o de Gay Lussac

Gay-Lussac fue un químico francés que estudió las relaciones volumétricas de los gases, según este científico, si en una reacción química tanto los reactantes como los productos son gases y sus volúmenes se miden a iguales condiciones de temperatura y presión. "se pueden establecer relaciones de números enteros sencillos entre los volúmenes de las sustancias que intervienen en la reacción".



Capítulo IX: Discontinuidad de la Materia

Discontinuidad de la Materia

La naturaleza de la materia determina que existen dos grandes fuerzas que actúan y que establecen que no sea totalmente compacta LA COHESION Y LA REPULSION, sino por el contrario presenta ciertos espacios denominados poros si es entre partículas, espacios intermoleculares si es entre moléculas y espacios atómicos si es entre átomos, los mismos que desempeñan un papel fundamental en el estado de agregación de los cuerpos, presentando cada uno sus características propias, uno de ellos es el estado gaseoso;

9.1. Estado Gaseoso

En este estado la materia se encuentra en forma dispersa debido a que los movimientos de agitación térmica hacen que se rompan las fuerzas de unión o fuerzas de Vander Wals que mantienen unidas a las moléculas dando origen al estado gaseoso, cuyas moléculas poseen tres características se mueven en línea recta, en forma caótica y con movimiento elástico.

Se lo define como es un estado de la materia formado por agregación de partículas en forma molecular muy separadas unas de otras por distancias más grandes que el diámetro real de las moléculas.

9.1.1. Propiedades de los gases ideales o perfectos

- Se adaptan con facilidad a la forma y al volumen del recipiente que los contiene
- Se dejan comprimir con facilidad.
- Se dilatan con facilidad cuando aumenta
- Se difunden fácilmente.
- Se expanden rápidamente.

9.1.2. Teoría cinética de los gases

El principio básico de la teoría cinético-molecular es que las moléculas se mueven constantemente y en desorden, sus principios son:

1. Todos los gases están formados por diminutas partículas llamadas átomos o moléculas.

2. Las moléculas de un gas están ampliamente separadas unas de otras.
3. Las moléculas de un gas se mueven constantemente, su velocidad es alta, su trayectoria recta, pero su dirección es al azar.
4. Las moléculas chocan frecuentemente unas con otras y con las paredes del recipiente creando una fuerza que se denomina Presión,
5. Cuando las moléculas chocan no hay pérdida de energía, sino cambio de dirección.

9.1.3. Variables del estado gaseoso

El comportamiento de los gases ideales o perfectos está determinado por leyes y principios, en donde se establece la relación de factores o variables como son: Volumen, Presión, Temperatura y N° de moles.

9.1.3.1. La Presión

La presión de un gas se determina por el golpeteo de las partículas sobre las paredes del recipiente que lo contiene.

"Es la fuerza por unidad de área, o también se dice que es el flujo de la masa"

$$P = \frac{F}{A} = \frac{\text{fuerza perpendicular a la superficie}}{\text{área donde se distribuye la fuerza}}$$

La presión se mide utilizando un instrumento llamado barómetro y la unidad fundamental es la atmósfera, que tiene varias equivalencias:

$$1 \text{ atmósfera} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ Torrs} = 14,7 \text{ lb/pulg}^2 = 1,033 \text{ Kg./cm}^2$$

En la presión de los gases se pueden distinguir tres clases de presiones:

a) Presión atmosférica: La presión atmosférica es la fuerza que ejerce la atmósfera terrestre sobre la superficie de la Tierra. Esta fuerza es generada por el peso del aire en la atmósfera y se mide en unidades de presión, como el pascal (Pa) o el milímetro de mercurio (mmHg). La presión atmosférica varía con la altura y la temperatura, ya que la densidad del aire disminuye a medida que se asciende en la atmósfera y la temperatura también puede afectar la presión. La presión atmosférica

estándar al nivel del mar es de aproximadamente 1013 hPa (o 760 mmHg).

b) Presión manométrica: es la diferencia entre la presión real y la presión atmosférica al nivel del mar. Se mide en unidades de presión, como el pascal (Pa), el bar (bar) o el psi (pounds per square inch). Por lo tanto, la presión manométrica se calcula restando la presión atmosférica de la presión absoluta medida por el manómetro. Por ejemplo, si un manómetro mide una presión de 200 kPa y la presión atmosférica al nivel del mar es de 101.3 kPa, entonces la presión manométrica sería de 98.7 kPa.

La presión manométrica se utiliza comúnmente en la medición de la presión en sistemas cerrados, como en un tanque de gas o un sistema de tuberías. Es importante tener en cuenta la presión atmosférica en la medición de la presión manométrica, ya que puede variar con la altitud y las condiciones meteorológicas.

c) Presión absoluta: es la medida de la presión en un sistema con respecto a una escala de presión absoluta, como la escala de presión absoluta del vacío perfecto. Se mide en unidades de presión, como el pascal (Pa), el bar (bar) o el psi (pounds per square inch). La presión absoluta se diferencia de la presión manométrica, que se mide en relación a la presión atmosférica al nivel del mar.

Presión crítica: Es la presión que es necesaria aplicarle a un gas a la temperatura crítica para licuarlo.

9.1.3.2. La temperatura

Permite medir el grado de la intensidad de calor o también el nivel térmico perceptible por nuestros sentidos. El instrumento utilizado para su medición es el termómetro que de acuerdo con la relación de los puntos de fusión y de ebullición del agua se consideran varias escalas, lo que ha permitido que se determine la ecuación termométrica que ayuda para la transformación de una escala a otra.

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{^{\circ}\text{K} - 273}{5} = \frac{\text{Rk} - 492}{9} = \frac{\text{R}}{4}$$

Temperatura crítica: Es la temperatura por encima de la cual no es posible la licuación de un gas por presión, se considera el CERO ABSOLUTO -273° .

9.1.3.3. El volumen

Es el espacio ocupado por las moléculas de un gas". Las unidades utilizadas para medir el volumen son mililitro, litro, centímetro cúbico.

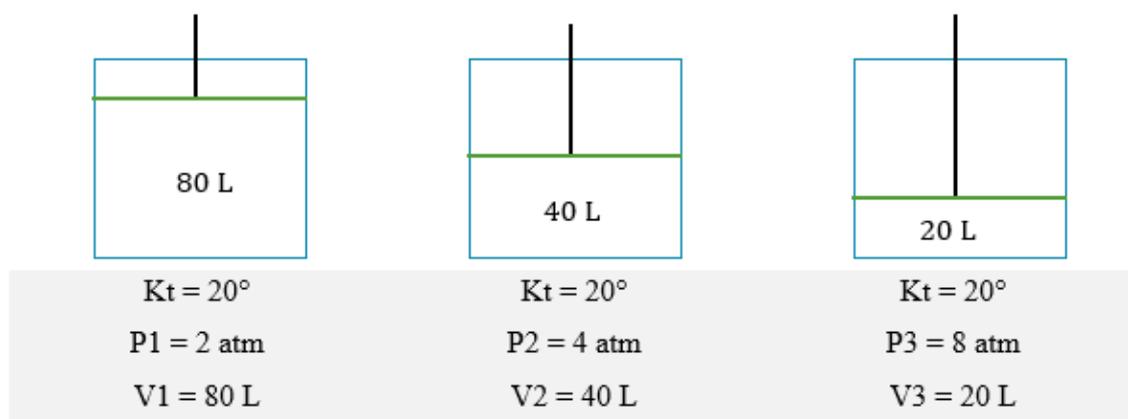
Covolumen: es el espacio real que ocupan las moléculas del gas.

9.2. Leyes Que Rigen El Comportamiento De Los Gases Perfectos

La interrelación de las variables determina la existencia de las siguientes leyes:

9.2.1. Ley o variación isotérmica

Figura 33
variaciones isotérmicas



Nota: Fuente: Elaboración propia

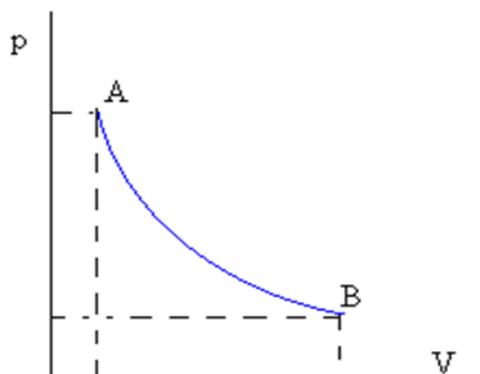
También se denomina de Boyle Marioth. Se enuncia "a temperatura constante K_t el volumen de una masa gaseosa es inversamente proporcional a la presión", la relación nos indica que el producto del volumen que ocupa un gas por la presión a la que se encuentra sometido es una cantidad constante, o sea: $VP = K$.

Matemáticamente se expresa $V = K_t \propto 1 / P$

$$V_1 P_1 \times V_2 P_2$$

Cuando los procesos se suceden con etapas intermedias para su cálculo se recurre a la relación $VP = K$. y la representamos gráficamente con una hipérbola, específicamente la asíntota y al resultado se le denomina **curva isoterma**.

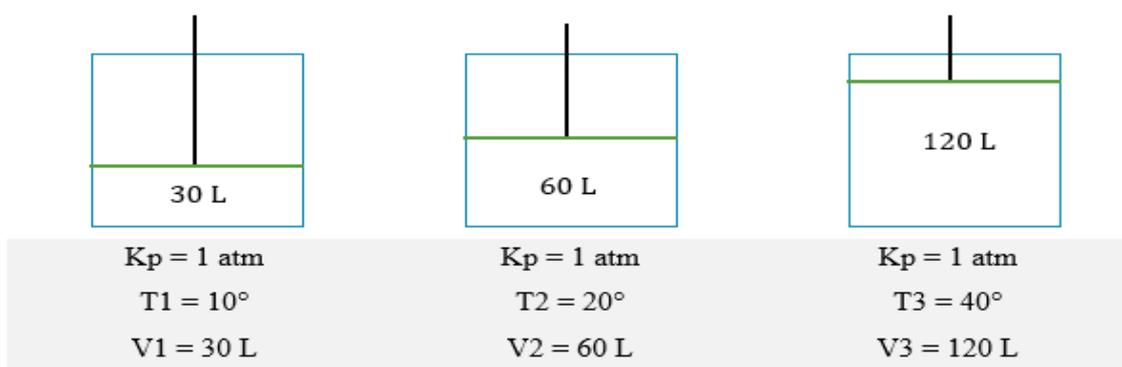
Figura 34
Variación isotérmica



Nota: Fuente: García (2016)

9.2.2.Ley o variación isobárica

Figura 35
Variación isobárica



Nota: Fuente: Elaboración propia

También se denomina de Charles. Se enuncia "a presión constante K_p el volumen de una masa gaseosa es directamente proporcional a la temperatura absoluta", la relación nos indica que el volumen que ocupa un gas con la temperatura absoluta a la que se encuentra sometido es una cantidad constante a sea: $V/T=K$.

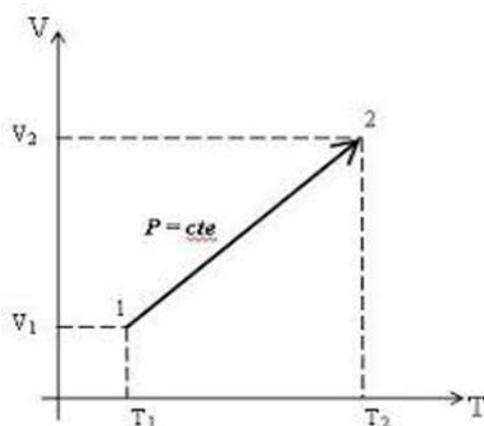
Matemáticamente se expresa $V = K_p \propto T$

$$V_1 T_2 \times V_2 T_1$$

La ley de Charles también se refiere al coeficiente de dilatación gaseosa cuyo enunciado dice "moles de diferentes gases en condiciones normales de presión y temperatura siempre tienen el mismo coeficiente de dilatación equivalente a $1/273$ y ocupan el mismo volumen molar de 22,4 litros, y contienen el mismo N° de partículas $6,023 \times 10^{23}$.

Cuando los procesos se suceden con etapas intermedias para su cálculo se recurre a la relación $V/T=K$. y la representamos gráficamente con la ecuación de la recta.

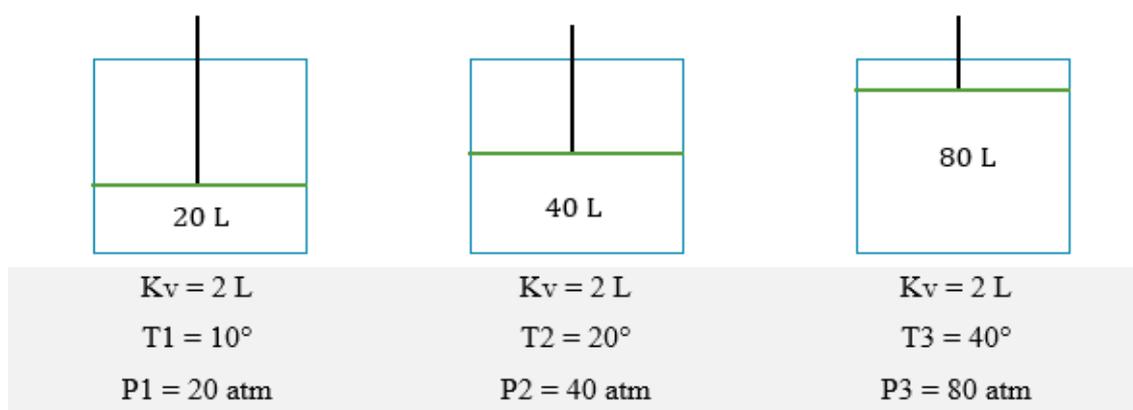
Figura 36
Ley de isobaras



Nota: Fuente: Elaboración propia

9.2.3.Ley o variación isocora

Figura 37
Variación isocora



Nota: Fuente: Elaboración propia

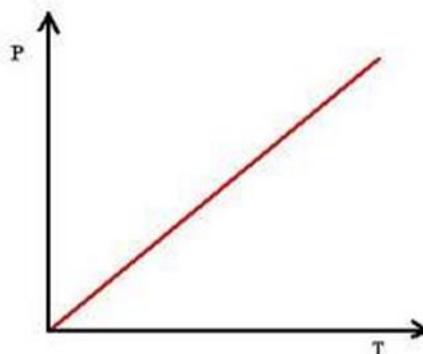
Conocida también como Ley de GayLussac establece que "a volumen constante K_v la presión de una masa gaseosa es directamente proporcional a la temperatura absoluta la relación nos indica que la presión a la que se encuentra sometido un gas con la temperatura absoluta es una cantidad constante, o sea: $P/T = K$.

Matemáticamente se expresa $P = K_v \propto T$

$$P_1 T_2 \times P_2 T_1$$

Cuando los procesos se suceden con etapas intermedias para su cálculo se recurre a la relación $P/T=K$. y la representamos gráficamente con la ecuación de la recta.

Figura 38
Gráfica isocora



Nota: Fuente: Elaboración propia

9.3. Hipótesis De Avogadro Ampere

Moles de diferentes gases en condiciones normales de presión y temperatura, ocupan el mismo volumen molar de 22,4 L, contienen siempre el mismo número de átomos o moléculas, según sea un elemento o compuesto gaseoso, dicho número es $6,023 \times 10^{23}$. Como valores normales C.N. $P = 1 \text{ atm}$; $T = 273 \text{ }^\circ\text{K}$ y $V = 22,4 \text{ L}$

9.4. Ley Combinada

No siempre en los gases se puede omitir una variable, por el contrario, intervienen todas a la vez (V, P, T, N de moles), es por ello que se requiere de una fórmula que nos permita realizar cálculos con las 3 variables: volumen, presión, temperatura, esta es la Ley combinada que se deduce de la relación de las leyes estudiadas anteriormente;

Tabla 27
Variaciones y magnitudes

Variación Isotérmica	$V_1 P_1 \times V_2 P_2$	Magnitud Indirecta
Variación Isobárica	$V_1 T_2 \times V_2 T_1$	Magnitud Directa
Variación Isocora	$P_1 T_2 \times P_2 T_1$	Magnitud Directa

Nota: Fuente: Elaboración propia

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$V_1 \times P_1 \times T_2 = V_2 \times P_2 \times T_1$$

$$\frac{V_1 \times P_1}{T_1} = \frac{V_2 \times P_2}{T_2}$$

9.5. Ecuación General De Los Gases

En la ley combinada se establece tácitamente como si se tratase de un solo mol, pero en los gases existe un número infinito de moles, razón por la cual es indispensable otra fórmula que integre a esta otra variable.

$$V \times P = n \times R \times T$$

Donde R es conocida como la constante de los gases y su valor es de 0,082 atm L/°Kmol.



Capítulo X: Los Sistemas Dispersos

Los Sistemas Dispersos

Definimos como sistema disperso al conjunto de dos o más sustancias o cuerpos entre los cuales se ejercen acciones variables; en las que existe una fase dispersa y una fase dispersante existen sistemas homogéneos y sistemas heterogéneos.

10.1. Sistemas Homogéneos

Significa un conjunto de una o varias sustancias cuyas partes no se pueden distinguir ni siquiera al microscopio, como es el caso de las sustancias puras en un estado físico determinado sean simples como el azufre, el hierro o compuestas como el azúcar, el almidón, entre otros, sin embargo, no necesariamente están constituidos por sustancias puras.

10.2. Sistemas Heterogéneos

Es un producto o un conjunto de productos cuyas partes se distinguen a simple vista o al microscopio, pueden ser sustancias puras en un estado físico diferente, ejemplo, una mezcla de agua líquida y agua sólida, una mezcla de arcilla arena, agua aceite, etc.

- **Fase.** - Se considera como fase a cada porción de una mezcla y que es homogénea entre si arena + azúcar, agua + tiza; cada una de ellas es una fase.
- **Componente.** - Es cada una de las sustancias que forman el sistema sea homogéneo o heterogéneo, los sistemas homogéneos están compuestos por una sola fase, pero el número de componentes puede ser variado.

10.3. Clases de Sistemas Dispersos

10.3.1. Dispersiones

Son aquellos sistemas dispersos en los cuales una sustancia se subdivide en partículas cada vez más pequeñas para esparcirlas en el interior de otra sustancia, se asemejan con las mezclas. Está constituida de dos fases: la sustancia que se divide y se esparce se denomina Fase Dispersa o fase interna, y la sustancia que contiene a la fase dispersa se denomina Fase Dispersante o

fase externa, el tamaño de las partículas está entre 1 micra a una milésima de micra.

10.3.2. Dispersoides o coloides

Son aquellas sustancias cuyas micelas tiene un tamaño de una milésima de micra a una millonésima de micra, se pueden observar con el ultramicroscopio. Si la fase dispersante es líquida y la fase dispersa es sólida el sistema se llama SUSPENSOIDE y cuando ambas fases son líquidas, el sistema se denomina EMULSOIDE.

10.3.3. Las soluciones o disoluciones

Se consideran sistemas visiblemente homogéneos por la mezcla íntima de las partículas de 2 o más sustancias diferentes en proporciones variables, estas partículas pueden ser moléculas, átomos o iones, por lo que no es posible diferenciarlas ni aun con el microscopio electrónico, pues su composición es igual en toda la masa, sus fases se denomina SOLUTO Y SOLVENTE.

10.4. La Solubilidad De Las Soluciones

Se define como solubilidad la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad determinada de solvente a temperatura y presión también determinadas De pende de:

- a) clases de soluto y solvente,
- b) temperatura y presión
- c) se puede indicar que solventes polares disuelven a solutos polares o lo contrario.

LO SEMEJANTE DISUELVE A LO SEMEJANTE, la solubilidad está en relación directa con la temperatura e inversa con la presión.

10.4.1. Coeficiente de solubilidad

Es la máxima cantidad de soluto polar que logra disolverse en 100 cm³ de solvente también polar en condición normal de presión y temperatura.

Los solventes pueden ser de reacción que son aquellos que alteran la composición química del soluto como los ácidos, las bases y otras sustancias. Solventes inertes que son aquellos que no alteran la naturaleza del soluto, como el agua, alcohol, éter, acetona, etc.

10.4.2. Concentración

Es la cantidad de soluto contenida en un volumen o peso dado de disolvente, se expresa de diversas maneras.

10.5. Clasificación De Las Soluciones

De acuerdo con la concentración las soluciones se clasifican en dos grandes grupos:

Tabla 28

Soluciones y su clasificación

Por la cantidad de soluto en una cantidad de solución	Diluidas Concentradas Saturadas Sobresaturadas
Por las unidades físicas:	Peso de soluto/ peso de solución. % en peso. P/P Peso de soluto volumen de solución. P/V. Volumen de soluto Volumen de solución V/V Partes por millón. p.p.m.
Por las unidades químicas:	Soluciones Normales. Se representa. N Soluciones Molares. Se representa. M Soluciones Molales. Se representa m Fracción Molar. Se representa X

Nota: Fuente: Elaboración propia

10.5.1. Soluciones por la cantidad de soluto en una cantidad de solución

- **Soluciones diluidas-** Son aquellas que contienen una cantidad relativamente pequeña de soluto con respecto a la cantidad de solvente, por ejemplo, en 100 cm³ de agua hasta 5 g de sal o azúcar.
- **Soluciones concentradas.** - Aquellas que están próximas a la saturación o sea cuando la cantidad de soluto es grande con relación a la cantidad de solvente. Por ejemplo, en 100 cm³ de agua 50 g o más gramos de sal o azúcar.

- **Soluciones saturadas.** - Aquellas en las que la abundancia de soluto es tal que el solvente ya no es capaz de disolver más soluto en condición normales.
- **Soluciones sobresaturadas.** - Aquellas que contienen más soluto que su punto de saturación, el mismo que se logra por procedimientos físicos como el aumento de temperatura o la presión, se encuentran en equilibrio inestable.

10.5.2. Soluciones por las unidades físicas

Se establecen soluciones porcentuales de:

- **Peso de soluto/peso de solución.** P/P o tanto por ciento en peso. - Indica los gramos de soluto contenidos en 100 gramos de solución una solución al 20 % P/P de glucosa es la que contiene 20 gramos de glucosa y 80 gramos de agua.
- **Peso de soluto / volumen de solución.** P/V o tanto por ciento, peso en volumen. - Es la cantidad en peso de soluto por cada 100 cm³ de solución. Una solución de cloruro de sodio al 10% P/V es la que se forma con 10 g de sal en 100 cm³ de solución.
- **Volumen de soluto / Volumen de solución.** V/V o tanto por ciento, volumen en volumen. - Se refiere al volumen de soluto contenido en 100 cm³ de solución Ejemplo una solución de alcohol al 30% significa que contiene 30 cm³ de alcohol y 70 cm³ de agua.
- **Partes por millón o p.p.m.** Cuando la cantidad de soluto presente es muy pequeña, se expresa la concentración de la solución en p.p.m. Se la define como el número de miligramos de soluto en 1 Kg de solución o en un litro de solución.

$$p.p.m. = \frac{1 \text{ mg de soluto}}{1 \text{ Kg de solución}} \quad p.p.m. = \frac{1 \text{ mg de soluto}}{1 \text{ L de solución}}$$

10.5.3. Soluciones por las unidades químicas

Se conocen las siguientes clases:

- **Soluciones molares.** - Se la representa con la letra M. y se dice que son aquellas que contienen un mol de soluto por litro de solución. La unidad

es moles/Litro. Una solución 1 M se prepara con un mol de soluto y agregando el solvente hasta completar un litro de solución.

$$M = \frac{N^{\circ} \text{ de moles de soluto}}{\text{volumen de solución en L}}$$

- **Soluciones normales.** - se las representa con la letra N. se dice que son aquellas que contienen un equivalente-químico (gramo) de soluto en un litro de solución. Su unidad es equivalente-q/litro. Una solución normal se prepara con equivalente – gramo de soluto y agregando el solvente hasta completar un litro de solución.

$$N = \frac{N^{\circ} \text{ de Eqq de soluto}}{\text{Volumen de solución en L}}$$

Equivalente químico de un ácido

$$Eqq = \frac{\text{mol/g del ácido}}{N^{\circ} \text{ de hidrógenos}}$$

Equivalente químico de una base

$$Eqq = \frac{\text{mol/g de la base}}{N^{\circ} \text{ de grupos (OH)}}$$

Equivalente químico de una sal

$$Eqq = \frac{\text{mol/g de la sal}}{N^{\circ} \text{ de valencia del metal}}$$

- **Soluciones molales.** - Se las representa con la letra m y se dice que son aquellas que contienen un mol gramo de soluto en un Kg de solvente, su unidad es Mol/Kg.

$$m = \frac{N^{\circ} \text{ de moles de soluto}}{\text{Peso del solvente en Kg}}$$

- **Fracción molar.** - Se representa Fm se determina por cociente entre el N° de moles del soluto o del solvente, sobre el N° total de moles de la disolución. La fracción molar del soluto es igual.

$$Fm \text{ soluto} = \frac{N^{\circ} \text{ de moles de soluto}}{N^{\circ} \text{ de moles de soluto} + N^{\circ} \text{ de moles de solvente}}$$

$$Fm \text{ solvente} = \frac{N^\circ \text{ de moles de solvente}}{N^\circ \text{ de moles de soluto} + N^\circ \text{ de moles de solvente}}$$

$$Fm \text{ soluto} + Fm \text{ solvente} = 1$$

10.6. Propiedades De Las Soluciones

- La concentración del soluto en una solución es variable.
- No es posible establecer diferencias entre el soluto y el solvente.
- Las propiedades físicas de una solución son diferentes a las del solvente puro.
- La composición química del soluto no se altera cuando se utilizan solventes inertes como el agua.

Las propiedades de una solución son diferentes a las del solvente puro y las diferencias dependen de la naturaleza del soluto y de su concentración, existiendo dos clases de propiedades:

Propiedades constitutivas. - Aquellas que dependen de la naturaleza de los componentes, como la refracción, viscosidad, densidad, conductividad, etc.

Propiedades coligativas. - Aquellas que dependen de su concentración molecular y no de la misma naturaleza de la sustancia, se denominan así por cuanto acompañan a todo tipo de soluciones, están en relación directa con la concentración, pero en relación inversa con la presión y la temperatura. Se establecen cuatro propiedades coligativas:

- EDULLISCOPIA Temperatura de ebullición de las disoluciones.
- CRIOSCOPIA. Temperatura de congelación de las disoluciones.
- Presión Osmótica de las disoluciones
- Presión de vapor de las disoluciones

10.7. Dilución De Las De Las Soluciones

Es el proceso químico por el cual se adiciona un volumen extra de solvente a una cantidad determinada de solo sin que se produzca un cambio en la cantidad de soluto, pero si en el volumen y en la concentración, por lo que se puede indicar

que la "dilución" está en relación directa con el volumen y inversa con la concentración, se aplica la siguiente fórmula.

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

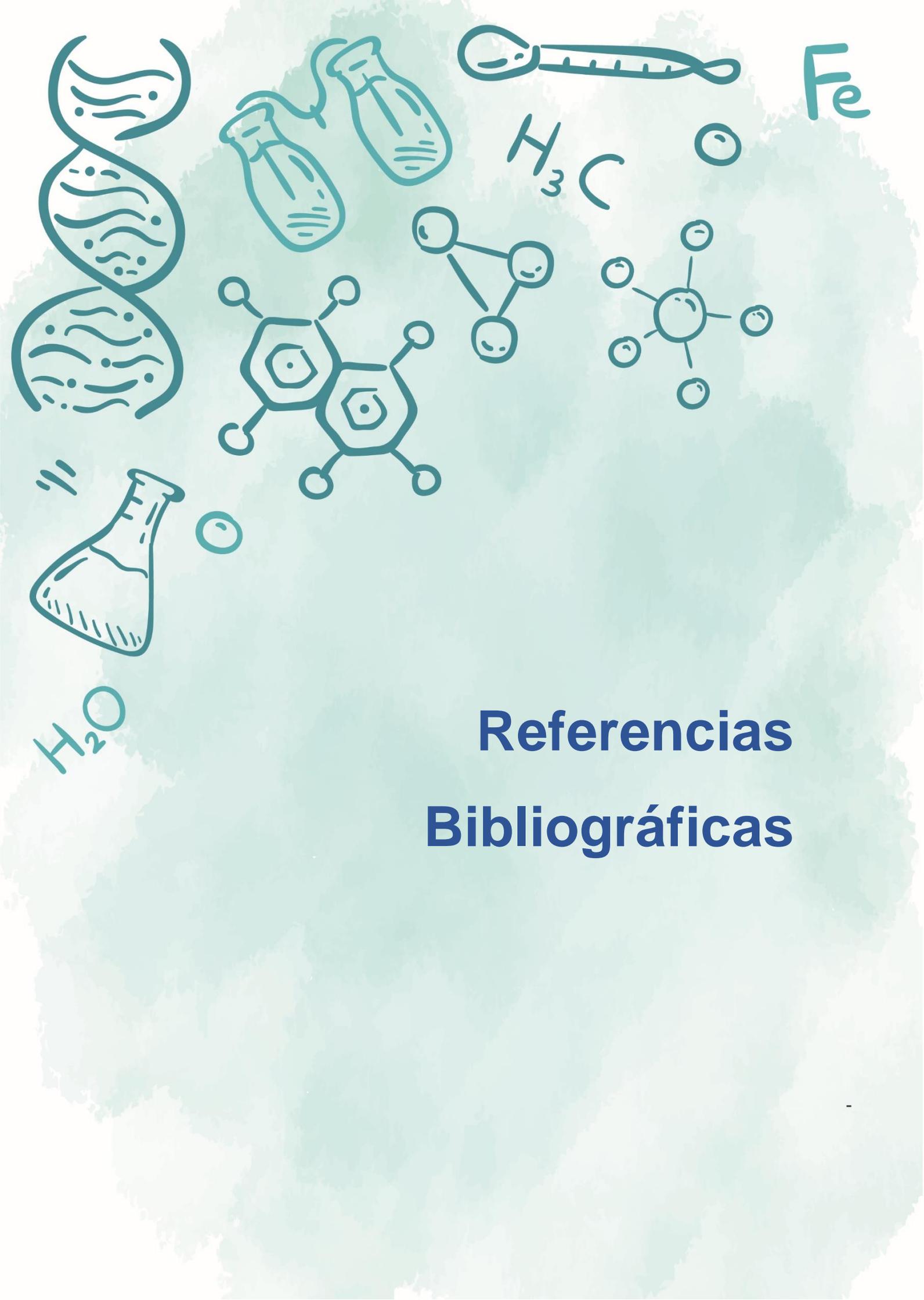
Esto quiere decir que el producto de la concentración inicial por el volumen inicial de una solución es igual al producto de la concentración final por el volumen final de la misma solución.

10.8. Valoración o Titulación

Se denomina también Neutralización, es el proceso químico que nos permite medir que volumen de una solución de concentración conocida es exactamente necesario para reaccionar con un volumen o peso determinado de otro compuesto de concentración desconocida. Se conocen dos procesos:

- **Acidimetría**, si se valora a los ácidos y
- **Alcalimetría** si se valora a los álcalis

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$



Referencias Bibliográficas

Referencias Bibliográficas

- Arias, A. (2021). *Ciencias Naturales y Educación Ambiental*. Obtenido de <https://ciencias-ieadm.blogspot.com/p/configuracion-electronica.html>
- Bess Ruff. (2016). *3 formas de calcular la electronegatividad*. WikiHow. <https://es.wikihow.com/calcular-la-electronegatividad>
- BYJU'S. (2023). *Estructura de Lewis de NaCl*. <https://byjus.com/chemistry/lewis-structure-nacl/>
- Cardenas, J. (05 de febrero de 2015). *juancardenas21*. Obtenido de <https://juancardenas21.wordpress.com/acerca-de/herramientas-basicas/tabla-de-factores-de-conversion/>
- Concepción, M. (2020). *Enlace Químico*. Obtenido de https://www.uaeh.edu.mx/docencia/P_Presentaciones/prepa1/2020/enlace-quimico.pdf
- Enciclopedia humanidades. (s.f.). *Enciclopedia humanidades*. Obtenido de <https://humanidades.com/enlace-quimico/>
- Fisicoquímica. (s.f.). *Fisicoquímica*. Obtenido de <https://www.quimicafisica.com/component/finder/search.html?Itemid=153&q=cifras+significativas>
- García, A. (2016). *Termodinámica Física Estadística*. Obtenido de <http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica3/calor/termo/termo.html>
- Gutiérrez, C. (2023). *Tabla Periódica*. Cuaderno. Obtenido de <https://read.bookcreator.com/AtaHs4Fjxlf2SBt7aOkxcFTWZ682/17gfWL9jTWymolOKcztEcw>
- Ingenierizando. (s.f.). *Ingenierizando*. Obtenido de <https://www.ingenierizando.com/unidades/escalas-de-temperatura-escalas-termometricas/>

- Laboratoriumdiscounter. (s.f.). *Laboratoriumdiscounter*. Obtenido de <https://www.laboratoriumdiscounter.nl/es/quimicos/a-z/z/acido-sulfurico-9719030/>
- Lifeder. (2021 de marzo de 2021). *Lifeder*. Obtenido de <https://www.lifeder.com/densidad/>
- Loss, R., & Corish, J. (enero de 2012). Names and symbols of the elements with atomic numbers 114 and 116 (IUPAC Recommendations 2012). *Pure and Applied Chemistry*, 84(7), 1669-1672. Obtenido de <http://publications.iupac.org/pac/pdf/2012/pdf/8407x1669.pdf>
- luisyep. (21 de 06 de 2019). *Ingeniería Básica*. Obtenido de <https://ingenieriabasica.es/teorema-de-la-energia-cinetica-y-potencial/>
- misuperclase. (2021). *misuperclase*. Obtenido de <https://misuperclase.com/tabla-periodica-con-numeros-de-oxidacion/>
- Misuperclase. (s.f.). *Misuperclase*. Obtenido de <https://misuperclase.com/tabla-periodica-propiedades-periodicas/>
- Núñez Ortiz, J. L. (2018). *Química Biológica = Bioquímica. Química de la vida: naturaleza molecular de los procesos de la vida*. Guia. Obtenido de <https://docplayer.es/76122155-Quimica-biologica-bioquimica-quimica-de-la-vida-naturaleza-molecular-de-los-procesos-de-la-vida.html>
- Oficina Internacional de Pesas y Medidas. (2008). *El Sistema Internacional de Unidades SI* (2 ed.). Centro Español de Metrología. Obtenido de <https://www.cem.es/sites/default/files/siu8edes.pdf>
- Ondarse Álvarez, D. (30 de septiembre de 2021). *Enciclopedia Humanidades*. Obtenido de <https://humanidades.com/metales-y-no-metales/>
- Ortega Miranda, G. (31 de marzo de 2014). *ABC*. Obtenido de <https://www.abc.com.py/edicion-impresa/suplementos/escolar/propiedades-periodicas-de-los-elementos-1227981.html>

- Planas, O. (31 de mayo de 2021). *Energía Nuclear*. Obtenido de <https://energia-nuclear.net/que-es-la-energia-nuclear/atomo/modelos-atomicos/modelo-atómico-de-thomson>
- Planas, O. (23 de abril de 2021). *Energía Nuclear*. Obtenido de <https://energia-nuclear.net/que-es-la-energia-nuclear/atomo/modelos-atomicos/modelo-atómico-de-bohr>
- Planas, O. (14 de agosto de 2021). *Energía Nuclear*. Obtenido de <https://energia-nuclear.net/que-es-la-energia-nuclear/atomo/modelos-atomicos/modelo-atómico-de-rutherford>
- Universidad de San Carlos de Guatemala. (2017). *Niveles de energía, subniveles, orbitales y electrones*. Guía. Obtenido de <https://docplayer.es/21802104-Niveles-de-energia-subniveles-orbitales-y-electrones.html>
- WikiWand. (25 de octubre de 2021). *WikiWand*. Obtenido de <https://www.wikiwand.com/es/Carbonato>
- yosoytuprofe. (26 de octubre de 2016). *Yo soy tu profe*. Obtenido de <https://yosoytuprofe.20minutos.es/2016/10/26/formulacion-inorganica-oxidos-y-anhidridos/>



Resumen

Conocer los fundamentos teóricos de la química inorgánica es esencial para comprender los conceptos y principios esenciales de esta rama de la química, que se enfoca en el estudio de los elementos y compuestos inorgánicos; proporcionando una base teórica sólida para el estudio de otras áreas de esta ciencia. "Fundamentos Teóricos de Química Inorgánica", además de temas clave de la química inorgánica, como la teoría del enlace de valencia y la química de los elementos, también cubre temas importantes como la estructura de la materia, la teoría cuántica, la estequiometría y la clasificación de las reacciones químicas. Asimismo, se destaca la inclusión de temas relacionados con la medición de las propiedades de la materia, la descripción de los sistemas dispersos, entre otros. El objetivo de este libro es brindar una base sólida de conocimientos en química inorgánica, que permita al lector comprender los principios y fundamentos teóricos que rigen esta disciplina, con un enfoque claro y didáctico. El libro proporciona un excelente recurso tanto para estudiantes como para docentes. Razón por la que, "Fundamentos Teóricos de Química Inorgánica" es una obra esencial para aquellos que deseen profundizar en el conocimiento de la química inorgánica y comprender mejor sus conceptos fundamentales

Editorial Grupo AEA

www.grupo-aea.com

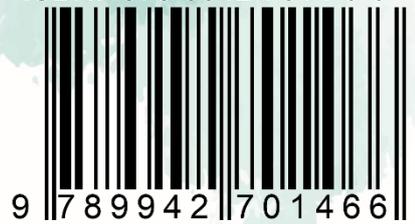
www.editorialgrupo-aea.com

 Grupo de Asesoría Empresarial & Académica

 Grupoaea.ecuador

 Editorial Grupo AEA

ISBN: 978-9942-7014-6-6



9 789942 701466

