FUNDAMENTOS Y APLICACIONES DE LA QUÍMICA INORGÁNICA

CONOCER LOS ELEMENTOS, COMPRENDER LA MATERIA, TRANSFORMAR EL MUNDO.

Delly Maribel San Martin Torres

Wilson Patricio León Cueva

Fredis Franco Pesantez

Fundamentos y Aplicaciones de la Química Inorgánica

Fundamentos y Aplicaciones de la Química Inorgánica

Delly Maribel San Martin Torres
Docente de la Carrera de Ingeniería Química, Facultad de Ciencias Químicas y de la Salud, Ecuador.
dsanmartin@utmachala.edu.ec
https://orcid.org/0000-0002-4680-4042

Wilson Patricio León Cueva
Docente de la Carrera de Ingeniería Química, Facultad de Ciencias Químicas y de la Salud, Ecuador.
wleon@utmachala.edu.ec
https://orcid.org/0000-0002-5474-430X

Fredis Franco Pesantez
Docente de la Carrera de Ingeniería Química, Facultad de Ciencias Químicas y de la Salud, Ecuador.
fpesantez@utmachala.edu.ec
https://orcid.org/0000-0001-5700-1344

Editorial Hambatu Sapiens
Agosto 2026

Copyright © Editorial Hambatu Sapiens

Copyright del texto © 2026 de Autores

International Publication Technical Data

Title: Fundamentos y Aplicaciones de la Química Inorgánica.

Authors: Delly Maribel San Martin Torres, Wilson Patricio León Cueva, Fredis Franco Pesantez.

Publisher: Editorial Hambatu Sapiens

Cover Design: Editorial Hambatu Sapiens

Format: PDF

Pages: 119 pág.

Size: A4 21x29.7cm

System Requirements: *Adobe Acrobat Reader*

Access Mode: *World Wide Web*

ISBN: 978-9907-805-30-7

DOI: https://doi.org/10.63862/ehs-978-9907-805-30-7

Primera edición, año 2026. Publicado por Editorial Hambatu Sapiens.

Esta obra ha sido sometida a un proceso de revisión por pares ciegos, cumpliendo con estándares académicos y editoriales de calidad bajo la supervisión de la editorial, la cual asume la responsabilidad de garantizar la integridad de dicho proceso; sin embargo, el contenido, la veracidad y la precisión de los datos presentados son responsabilidad exclusiva de sus autores. Se permite la descarga y distribución libre del libro siempre que se reconozca la autoría y no se modifique ni se utilice con fines comerciales. Uso exclusivo para fines educativos y de divulgación académica.

® **Fundamentos y Aplicaciones de la Química Inorgánica.**

©**2026.** Delly Maribel San Martin Torres, Wilson Patricio León Cueva, Fredis Franco Pesantez.

Licencia y derechos de uso

Fundamentos y Aplicaciones de la Química Inorgánica, está licenciada bajo una Licencia Creative Commons Atribución-NoComercial-SinDerivadas 4.0 Internacional **(CC BY-NC-ND 4.0)**. Para ver una copia de esta licencia, visite: https://creativecommons.org/licenses/by-nc-nd/4.0/deed.es. Uso exclusivo para fines educativos y de divulgación académica.

Editorial Hambatu Sapiens
Primera edición

ISBN 978-9907-805-30-7

Tabla de Contenido

Prologo 1
Introducción 6

Capítulo 1 7
1.1 Introducción 7
1.2 Historia de la Química Inorgánica 7
1.3 Personajes clave y su contribución 9
1.4 Diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos 11
1.5 Definición de Química Inorgánica 12
1.6 Definiciones Fundamentales 13
1.6.1. Átomo 13
1.6.2. Elemento 14
1.6.3. Compuesto 14
1.7 Tabla periódica 14
1.8 Propiedades periódicas 19
1.8.1. Electronegatividad 20
1.8.2. La Escala de Pauling 20
1.8.3. Polaridad y tipo de enlace 21
1.8.4. El Radio Atómico 22
1.9. Glosario 25
1.10. Actividades 26

Capítulo 2 31
2.1 Elementos 31
2.2 El átomo 32
2.3 Configuración electrónica y números cuánticos. 33
2.4 Números Cuánticos 35
2.5 Enlace químico 37
2.6 Tipos de enlace Químico: iónico. Covalente y metálico 37
2.6.1. Enlace iónico 37
2.6.2. Enlace covalente 37
2.6.3. Enlace metálico 40
2.7 Teoría de Lewis y estructura de Lewis 41

2.7.1 Estructuras de Lewis: 41
2.7.2 Geometría molecular y teoría de repulsión de pares electrónicos (RPECV) 44
2.7.3 Teoría del enlace de valencia (TEV) 44
2.8 Tipos de enlaces: 45
2.8.1 Teoría de Orbitales Moleculares (TOM) 47
2.9 Glosario 48
2.10 Actividades 50

Capítulo 3 56
3.1 Introducción 56
3.2 Definición ácidos – bases 56
3.3 Teoría de Arrhenius 57
3.3.1 Definición según Arrhenius: 58
3.4 Teoría de Brønsted-Lowry 59
3.4.1 Definición formal según Brønsted-Lowry: 59
3.5 Teoría de Lewis 60
3.6 Fuerza de Ácidos y Bases 61
3.7 Sustancias Anfóteras 62
3.7.1 Ácidos y Bases en Disolventes No Acuosos 62
3.7.2 Ácidos y Bases Duros y Blandos (Teoría de Pearson) 63
3.7.3 Hidrólisis de Sales y Sustancias Anfóteras 63
3.8 Indicadores Ácido-Base 64
3.8.1 Curva de Titulación: 64
3.8.2 Errores Comunes en el Estudio de Ácidos y Bases 66
3.8.3 Indicadores Ácido-Base y Curvas de Titulación 67
3.9 Ácidos y Bases Duros y Blandos (Teoría de Pearson) 67
3.10 Aplicaciones Industriales y Biológicas de Reacciones Ácido-Base 68
3.11 Glosario 69
3.12 Actividades 69

Capítulo 4: Elementos representativos 75
4.1 Elementos representativos 75
4.2 Características químicas de los metales alcalinos 76
4.2.1 Reacciones químicas características 79
4.2.2 Obtención Metales Alcalinos 80

4.2.3 Aplicaciones 80
4.3 Metales alcalinotérreos 81
4.3.1 Características químicas de los metales alcalinotérreos 82
4.3.2 Obtención metales alcalinotérreos 83
4.3.3 Reacciones químicas características 84
4.3.4 Aplicaciones de Metales Alcalinotérreos 85
4.4 Carbonoideos 86
4.4.1 Tendencias periódicas 87
4.4.2 Reacciones características 88
4.4.3 Obtención de los nitrogenoideos 89
4.4.4 Aplicaciones 89
4.5 Nitrogenoides 90
4.5.1 Tendencias periódicas: 90
4.5.2 Reacciones características 91
4.5.3 Obtención de los Nitrogenoideos 93
4.5.4 Aplicaciones 93
4.6 Anfígenos 94
4.6.1 Tendencias periódicas: 95
4.6.2 Reacciones características 96
4.6.3 Obtención de los anfígenos 97
4.6.4 Aplicaciones 98
4.7 Halógenos 98
4.7.1 Tendencias periódicas: 98
4.7.2 Reacción representativa: 99
4.7.3 Obtención 100
4.7.4 Reacciones químicas características 101
4.7.5 Aplicaciones: 102
4.8 Errores conceptuales: 104
4.9 Glosario 104
4.10 Ejercicio práctico: Comparar propiedades 105
4.11 Actividad / Caso de Estudio 107
Referencias bibliograficas 107
Sobre los autores 112

Prologo

Soy el Ing. Delly San Martin Torres profesora de Química Inorgánica en la Universidad Técnica de Machala de Ingeniería Química. A lo largo de mi trayectoria, he tenido la oportunidad de trabajar con cientos de estudiantes y colegas que buscan entender los fundamentos de la química no orgánica y aplicarlos en contextos reales.

Es por ello que me complace presentar este libro, "Fundamentos y Aplicaciones de la Química Inorgánica", una obra que llega en un momento crucial para la enseñanza y el estudio de esta disciplina. Los autores han logrado una síntesis equilibrada entre el rigor científico y el enfoque pedagógico, convirtiendo un tema complejo en accesible y motivador para todo tipo de lector.

Lo que distingue a este libro es su capacidad de contextualizar la química inorgánica dentro de múltiples campos: desde la síntesis de nuevos materiales hasta la comprensión de procesos biológicos donde los metales juegan un papel central. No solo explica conceptos, sino que conecta la teoría con aplicaciones cotidianas y emergentes.

Como docente y mentor, recomiendo encarecidamente esta obra a quienes desean adentrarse en los fundamentos de la química inorgánica con una mirada crítica, creativa y comprometida con los retos del futuro. Que este libro sea para usted no solo una guía, sino también una fuente de inspiración científica.

"La química inorgánica es el arte de comprender lo invisible, transformar lo imposible y construir el futuro con la esencia de la materia."

– Autor desconocido –

UNIDAD 1

CAPÍTULO 1. FUNDAMENTOS DE QUIMICA INORGANICA

La Química Inorgánica es una de las ramas fundamentales de la química, encargada del estudio de compuestos y elementos que no presentan enlaces carbono-hidrógeno predominantes. Su evolución ha estado ligada al desarrollo de la humanidad, desde el dominio del fuego hasta la formulación de la tabla periódica y la síntesis de nuevos materiales. Este capítulo presenta los conceptos básicos, la historia, las principales definiciones y el alcance de la química inorgánica en diversas áreas del conocimiento, desde la industria hasta la biotecnología.

Introducción

La química inorgánica es una de las ramas más antiguas y fundamentales de la química, dedicada al estudio de los elementos y compuestos que no presentan enlaces predominantes entre carbono e hidrógeno. Su desarrollo ha sido clave para la comprensión del mundo natural y la creación de innumerables avances tecnológicos que impactan en nuestra vida cotidiana.

Desde la alquimia medieval hasta la formulación de la tabla periódica en el siglo XIX, esta disciplina ha evolucionado con el tiempo, permitiendo descubrir nuevos materiales, optimizar procesos industriales y desarrollar tecnologías sostenibles. Grandes científicos como Antoine Lavoisier, Dmitri Mendeléyev y Linus Pauling han contribuido significativamente a la comprensión de la materia y sus interacciones, facilitando la aplicación del conocimiento químico en campos como la medicina, la energía y la nanotecnología.

Este capítulo proporciona una visión integral de la química inorgánica, abordando sus fundamentos, evolución histórica y aplicaciones prácticas. A través del estudio de conceptos como la electronegatividad, la energía de ionización y el radio atómico, se busca ofrecer una base sólida para la comprensión de la reactividad y el comportamiento de los elementos en diferentes contextos.

Esquema del Capítulo:

- Introducción a la Química Inorgánica
- Historia y evolución de la Química Inorgánica
- Personajes claves y sus contribuciones
- Definición y alcance de la Química Inorgánica
- Conceptos fundamentales: Átomos, elementos y compuestos
- La tabla y sus propiedades periódicas.
    - Electronegatividad
    - Radio atómica
    - Energía de ionización
- Aplicaciones y relevancia de la Química Inorgánica en la industria y la vida cotidiana

Preguntas de enfoque

¿Qué distingue a la química inorgánica de la química orgánica?
¿Cómo ha evolucionado la química inorgánica a lo largo de la historia?
¿Quiénes fueron los principales científicos que contribuyeron al desarrollo de la química inorgánica?
¿Qué importancia tiene la tabla periódica en el estudio de los elementos?
¿Cómo influyen las propiedades periódicas en el comportamiento químico de los elementos?
¿Cuáles son las aplicaciones más relevantes de la química inorgánica en la actualidad?
¿Por qué el desarrollo de nuevos materiales inorgánicos es clave para el avance tecnológico?

Objetivos de aprendizaje

- Comprender la importancia y el alcance de la química inorgánica en distintos ámbitos.
- Explicar la evolución histórica de la química inorgánica y sus principales exponentes.
- Identificar y describir los conceptos fundamentales como átomos, elementos y compuestos.
- Interpretar la tabla periódica y sus tendencias en términos de propiedades periódicas.
- Analizar la relevancia de la química inorgánica en el desarrollo de nuevos materiales y su impacto en la sociedad.

Resultados de aprendizaje:

- Diferenciar la química inorgánica de otras ramas de la química.
- Describir los hitos más importantes en la historia de la química inorgánica.
- Identificar los aportes de científicos clave en el desarrollo de la disciplina.
- Explique cómo la tabla periódica organiza los elementos y predice su comportamiento químico.
- Aplique los conocimientos de las propiedades periódicamente para entender la reactividad de los elementos.
- Relacionar la química inorgánica con sus aplicaciones industriales, médicas y ambientales.

Introducción

¿Alguna vez ha pensado en cómo el simple acto de encender un cerillo involucra reacciones químicas profundas que transformaron la historia de la humanidad?, más aún, ¿cómo los minerales que existen bajo nuestros pies han sido la base para el desarrollo de tecnologías avanzadas, desde catalizadores industriales hasta materiales para baterías de litio?

La química inorgánica, rama ancestral de la química, nos revela los secretos de los elementos que conforman nuestro planeta, sus interacciones y aplicaciones. Desde los primeros experimentos con fuego hasta la síntesis de nuevos materiales para la nanotecnología, esta disciplina ha sido testigo y motor del avance científico y tecnológico.

Este libro, "Fundamentos y Aplicaciones de la Química Inorgánica", surge como una herramienta didáctica esencial para estudiantes universitarios, profesores e investigadores interesados en comprender los principios que rigen la estructura, reactividad y utilidad de los compuestos inorgánicos. Con un enfoque claro, riguroso y aplicado, el texto recorre desde los conceptos básicos, átomos, enlaces, tabla periódica, hasta tópicos avanzados como los compuestos de coordinación y la química de los elementos representativos.

Cada capítulo está diseñado para construir conocimiento de manera progresiva, combinando teoría con ejemplos prácticos y aplicaciones industriales y ambientales. Además, se incluyen actividades pedagógicas, mapas conceptuales y preguntas orientadoras que permiten consolidar el aprendizaje y fomentar el pensamiento crítico.

Más que un manual técnico, este libro busca inspirar curiosidad por la materia que constituye nuestro mundo y empoderar al lector con las herramientas necesarias para explorar, innovar y resolver desafíos científicos del siglo XXI.

Capítulo 1

1.1 Introducción

La Química Inorgánica constituye una de las ramas más antiguas y fundamentales de la química. Se enfoca en el estudio de compuestos y elementos que no presentan enlaces carbono-hidrógeno predominantes, abarcando un espectro amplio de sustancias desde minerales hasta catalizadores avanzados.

Además de ser una ciencia fundamental, la Química Inorgánica contribuye al desarrollo de soluciones sostenibles frente a retos globales, como el tratamiento de residuos, el diseño de nuevos materiales y la transición hacia energías limpias. Este capítulo proporciona las bases para entender su historia, alcance y relevancia en múltiples áreas del conocimiento.

Objetivos del capítulo 1

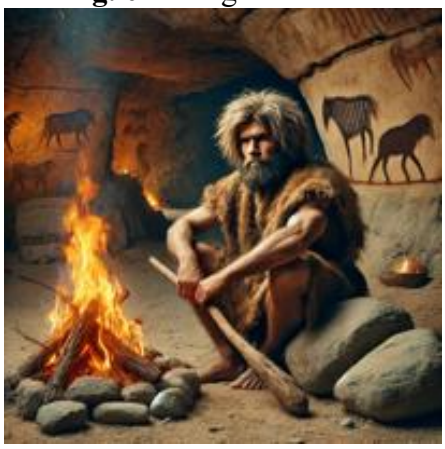
En este capítulo se presenta una visión integral de la Química Inorgánica, destacando su evolución histórica, definición, clasificación de compuestos y principales métodos de estudio. El objetivo es que el lector comprenda la relevancia de esta disciplina en diversos campos, como la ciencia, la industria y los esfuerzos globales para fomentar un desarrollo sostenible.

1.2 Historia de la Química Inorgánica

La química inorgánica es la rama de la química que centra su estudio en la formación, composición, clasificación y reacciones químicas de los compuestos inorgánicos, es decir, de aquellos en los que no predominan los enlaces carbono-hidrógeno (típicos de la química orgánica) (Álvarez, 2021). Aunque tradicionalmente se afirma que la química inorgánica se enfoca en los compuestos que no contienen enlaces carbono-hidrógeno, es importante matizar esta idea. En realidad, la química inorgánica abarca el estudio de muchos compuestos que sí contienen carbono, siempre que estos sean compuestos simples como el dióxido de carbono (CO_2), el monóxido de carbono (CO), los carbonatos (por ejemplo, $CaCO_3$) y los cianuros (como KCN). Estos compuestos suelen tener características estructurales y reactivas más similares a las de otros compuestos inorgánicos que a los típicamente orgánicos.

Además, es una de las ramas más antiguas de la química, su desarrollo como disciplina se consolido en los siglos XVII y XIX, y está ligada a la química orgánica, medicina y la farmacia, en origen, no se hacía una distinción tal y como la conocemos hoy en día. Por otro lado, a comienzos del siglo XX, la química comenzó a diferenciarse en especialidades como la química orgánica y química inorgánica, ya que se acostumbraba a relacionar la química orgánica con el reino animal y vegetal, y así diferenciarla de la química inorgánica (Ruiz Sánchez et al. 2023; Skoog et al. 2014).De manera, que la química inorgánica y la orgánica se separan como disciplinas distintas, aunque desde tiempo atrás ya se distinguían entre diferentes tipos de sustancias y a partir de ese momento, empezaron a desarrollarse como campos de estudio más diferenciados, aunque la separación formal y el reconocimiento de sus diferencias continuaron evolucionando a lo largo del siglo XIX y principios del XX.

Fig. 01: Fuego Primitivo



Fuente: Elaboración propia

La imagen captura un momento trascendental en la historia de la humanidad, el dominio del fuego. el ingenio y la adaptabilidad humana, marcando un punto de inflexión en la evolución, donde la naturaleza comenzó a ser entendida y utilizada.

Además, se puede considerar que la química inorgánica es la química de todos los elementos excepto el carbono (Prado and Carbone Carneiro 2018). Asimismo, algunos compuestos de carbono sencillos (por ejemplo, dióxido de carbono y carbonatos) están tradicionalmente clasificados como compuestos inorgánicos.

Fig. 02: Pocima química

Fuente: Elaboración propia

La imagen representa una fórmula química, es un líquido púrpura intenso, con burbujas visibles que sugieren actividad alquímica. Los suaves vapores que se elevan añaden un toque de misterio y magia.

El termino química inorgánica se refería originalmente a la química de los compuestos que no proceden de otros seres, y fue una parte de la química que surgió de las pociones, fórmulas, métodos para tratar minerales. Se inició al encontrar sustancias naturales con propiedades útiles, que podían utilizarse para fabricar herramientas.

Fig. 03: Creación de Cerillos

Fuente: Elaboración propia

La imagen refleja pasión y curiosidad en su trabajo, que impulsa la invención de los cerillos, creando un logro que transformó la vida cotidiana al facilitar el acceso al fuego de forma rápida, práctica y segura, dejando un impacto duradero en la historia de la humanidad.

Sin embargo, la química inorgánica fue de gran ayuda en la economía haciendo un avance en la técnica del fuego, debido a que, en 1827 el inventor inglés John Walker (1781-1859) ideó la primera cerilla de fósforo práctica. Aunque, después de un siglo y medio, ha experimentado muchas mejoras, el principio sigue siendo el mismo (Atkins and Jones 2007). es de mayor importancia aclarar que la invención de la cerilla del fosforo, tuvo un impacto significativo en la economía ya que facilitó el proceso del encendido de fuego para cocinar, calentar y alumbrar, transformando la vida diaria (Ruiz et al., 2023). Asimismo, fomentó el desarrollo de fábricas y empleos, contribuyendo al crecimiento económico en diversas regiones. Este caso ilustra cómo la química inorgánica ha influido en la economía y en la vida cotidiana, facilitando avances significativos en la accesibilidad al fuego.

1.3 Personajes clave y su contribución

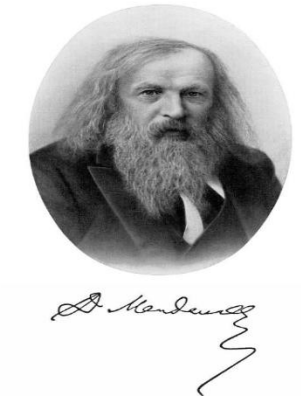
La Química Inorgánica es el resultado del esfuerzo y la dedicación de mentes brillantes que, con su curiosidad y rigor, transformaron nuestra comprensión del mundo.

Fig. 04: Antoine Lavoisier

Fuente: http://commons.wikimedia.org/

Antoine Lavoisier, en el siglo XVIII, no solo desterró la teoría del flogisto, sino que también nos enseñó a medir y entender las reacciones químicas a través de la estequiometría, dándonos las herramientas para explorar cómo interactúan las sustancias (Prado and Carbone Carneiro 2018).

Fig. 05: Dimitri Mendeleev



Fuente: http://commons.wikimedia.org/

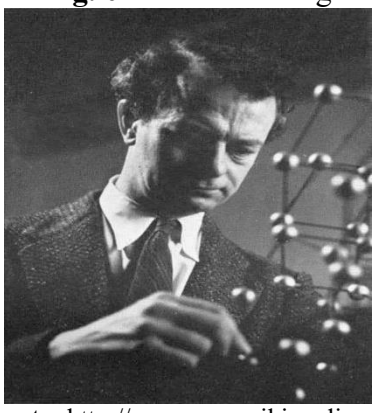
Por otro lado, Dimitri Mendeleev, en 1869, nos legó un tesoro científico: la tabla periódica, una guía que no solo ordena los elementos, sino que también nos permite anticipar cómo se comportarán (Chiarotti and De Oliveira Silva 2022). Estos pioneros no solo nos dejaron ideas transformadoras, sino también métodos que, incluso hoy, siguen siendo pilares en los laboratorios.

Fig. 06: Alfred Werner

Fuente: http://commons.wikimedia.org/

En el siglo XX, Alfred Werner revolucionó nuestra manera de entender los compuestos inorgánicos al proponer su teoría de la coordinación, la cual nos reveló cómo se organizan y actúan los compuestos complejos (Kauffman 1997). En paralelo, Linus Pauling, con su exhaustivo trabajo sobre los enlaces químicos, nos brindó las claves para comprender cómo los átomos se unen, ya sea mediante enlaces iónicos o covalentes, abriendo un nuevo horizonte en el estudio de las moléculas (Pauling 1946).

Fig. 07: Linus Pauling



Fuente: http://commons.wikimedia.org/

1.4 Diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos

Estos descubrimientos no solo enriquecieron nuestro saber científico, sino que también impulsaron avances significativos en campos como la medicina y la tecnología. La trayectoria de estos científicos nos recuerda que la ciencia es una obra colectiva, alimentada por la curiosidad y un profundo respeto por la búsqueda de la verdad (Wisniak 2003).

Para diferenciar claramente entre ambas ramas de la química, se puede considerar que:

- La **química orgánica** se centra principalmente en compuestos que contienen cadenas o anillos de átomos de carbono unidos por enlaces covalentes, generalmente asociados con hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y otros elementos no metálicos.
- La **química inorgánica** se ocupa del estudio de los demás elementos de la tabla periódica, sus compuestos y algunas formas simples de carbono que no presentan estructuras moleculares complejas.

A continuación, se presenta una tabla comparativa que resume las principales características de ambos tipos de compuestos

Tabla 1: Comparación de los compuestos orgánicos e inorgánicos

Características	Compuestos Orgánicos	Compuestos Inorgánicos
Principal elemento	Carbono	Elementos diversos (metales, no metales, semimetales)
Enlace predominante	Covalente	Iónico o covalente simple
Ejemplos comunes	Metano (CH_4), etanol (C_2H_5OH), glucosa ($C_6H_{12}O_6$)	Agua (H_2O), sal común (NaCl), dióxido de carbono (CO_2)
Origen natural	Generalmente asociados a procesos biológicos	Presentes en minerales, atmósfera, agua y procesos geológicos
Reactividad	Reacciones lentas, mecanismos complejos	Reacciones rápidas, a menudo iónicas

Fuente: Elaboración propia

1.5 Definición de Química Inorgánica

La química es una ciencia esencial que abarca el estudio de la composición, estructura, propiedades de la materia y los cambios que experimenta durante las reacciones químicas, junto con su relación con la energía. Su impacto trasciende diversas disciplinas, como la biología, la medicina, la geología y la biotecnología. Presente en todos los niveles del universo, desde procesos simples hasta los más complejos, la química es clave para entender y promover avances en múltiples áreas del conocimiento (Delgado Fernández 2021).

1.5.1. Alcance de Química Inorgánica

A lo largo del tiempo, la química inorgánica ha desempeñado un papel crucial en el progreso de múltiples sectores, incluyendo la industria, la medicina y la tecnología. La industria del cloro y la sosa cáustica en México comenzó en 1949 con una producción limitada para abastecer a las papeleras locales, mientras que en 1956 surgió la industria petroquímica nacional, liderada por Pemex con la producción de azufre y dodecilbenceno. Estos avances impulsaron la fabricación de detergentes, fertilizantes, plásticos y fibras sintéticas, marcando así un período de innovación, consolidación industrial y adaptación a mercados más competitivos (Bucay, 2003).

Fig. 08: Creación de la industria

Fuente: Elaboración propia

La imagen representa, los inicios de la industria química se destacaron por la producción de compuestos esenciales como el cloro, la sosa cáustica y el azufre, pilares fundamentales para diversos procesos industriales y la fabricación de productos de uso cotidiano.

La innovación industrial, por un lado, impulsa la investigación para descubrir nuevas propiedades de los materiales y ampliar sus aplicaciones, como en la cerámica avanzada. Por otro lado, los materiales cerámicos han abierto oportunidades en la construcción y el diseño tecnológico, permitiendo avances antes impensables (Nuñez et al. 2004). Los catalizadores metálicos han revolucionado la forma en que se producen productos químicos, haciendo los procesos más eficientes y sostenibles (Dosal and Llano 2014). En definitiva, la química inorgánica no solo es clave para comprender el entorno que nos rodea, sino que también impulsa el avance en diversas áreas de nuestra vida diaria.

Fig. 09: Minerales

Fuente: Elaboración propia

La imagen representa, fragmentos de minerales como halita (sal de roca), fluorita, galena y cuarzo, destacados por sus colores vibrantes y texturas únicas. Esta composición resalta la diversidad natural y la belleza de estos minerales.

La química inorgánica es una rama de la química que estudia los minerales y el ambiente inorgánico; es decir, aquellos compuestos que no contienen el enlace Carbono e Hidrógeno (Delgado Fernández 2021). Los compuestos inorgánicos más utilizados a nivel universal son: el ácido clorhídrico (HCl), el ácido nítrico (HNO_3) y el dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$), en todas en sus fórmulas condensadas.

1.6 Definiciones Fundamentales

1.6.1. Átomo

El átomo, es la unidad fundamental que nos constituye y conforma todo lo que vemos y tocamos, es mucho más que una simple partícula indivisible; de hecho, podemos imaginarlo como un sistema dinámico en miniatura, un microcosmos donde reside el núcleo, cual sol central, cargado positivamente y compuesto por protones y neutrones (Medina, 2001).

Los electrones, partículas de carga negativa, orbitan alrededor del núcleo atómico, que concentra la carga positiva, en niveles de energía específicos, similar a los planetas alrededor del sol. Esta dinámica se mantiene gracias a la atracción electrostática entre cargas opuestas, la cual define el comportamiento químico de los átomos (Carrillo et al., 2024). Los electrones no siguen trayectorias fijas, sino que se distribuyen en regiones tridimensionales llamadas orbitales, que representan la probabilidad de encontrar un electrón en un lugar determinado. Estos orbitales, que varían en forma y energía, se llenan siguiendo reglas precisas, como el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund. La configuración electrónica, es decir, la distribución de electrones en los orbitales determina las propiedades químicas de un átomo y su capacidad para formar enlaces. Comprender estos principios es fundamental para explicar cómo los elementos se combinan y dan lugar a la vasta diversidad de compuestos inorgánicos que existen en la naturaleza.

1.6.2. Elemento

Un elemento es una sustancia pura formada por átomos que comparten el mismo número de protones en su núcleo, lo que le confiere una identidad química única e irrepetible. Representado por un símbolo en la tabla periódica, como el carbono (C) o el oro (Au), un elemento no puede descomponerse en sustancias más simples mediante procesos químicos comunes.

Como señala Scerri (2008) en *"El pasado y el futuro de la tabla periódica"*, los elementos son los pilares fundamentales de la materia, y sus propiedades, como la electronegatividad y el tamaño atómico, influyen directamente en su interacción con otros elementos y en su papel en la naturaleza. Su estudio no solo nos ayuda a comprender la composición del universo, sino también a desarrollar tecnologías que transforman nuestra vida diaria (Scerri 2008; Scerri and Worrall 2001).

1.6.3. Compuesto

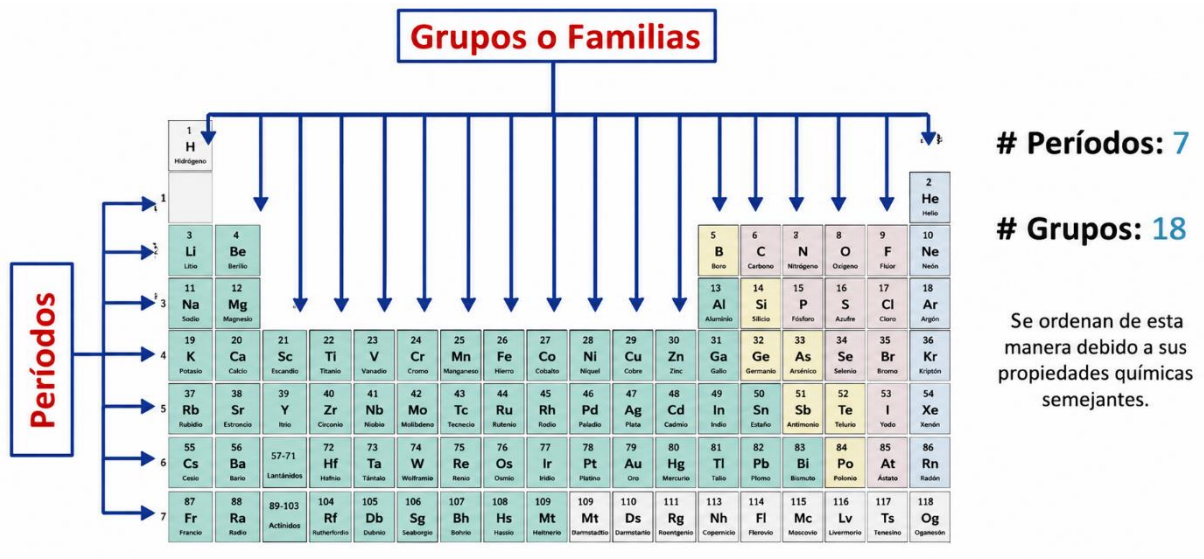
Un compuesto es una sustancia que surge de la combinación de dos o más elementos en proporciones definidas, unidos mediante enlaces químicos que les confieren propiedades únicas.

A diferencia de los elementos, los compuestos pueden descomponerse en sus componentes originales a través de reacciones químicas, como ocurre en la electrólisis del agua (H_2O), que se separa en hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2). Según Housecroft y Sharpe (2006) en *"Inorganic Chemistry"*, las características de los compuestos, como su punto de fusión, solubilidad o reactividad, difieren notablemente de las de los elementos que los constituyen, lo que abre un abanico de posibilidades para diseñar materiales con aplicaciones específicas en campos como la medicina, la energía y la tecnología. Este proceso de creación y transformación es fundamental para el avance científico y el desarrollo de soluciones innovadoras (Housecroft & Sharpe, 2006).

1.7 Tabla periódica

La tabla periódica es un registro organizado de los elementos químicos según su número atómico, propiedades y características. La tabla periódica actual es gracias a los químicos Friedrich Paneth y Alfred Werner, está compuesta por 118 elementos confirmados por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés), de los cuales (94 son elementos que existen en la naturaleza, y 24 elementos son sintéticos, es decir, han sido creados de manera artificial), ordenados de forma creciente por el número atómico en dieciocho columnas y siete filas (Bernal & Railsback 2008a). Las columnas se denominan grupos indican el número de electrones en la última capa y las filas se denominan períodos indican el último nivel energético que tiene un elemento. Cada grupo tiene elementos de propiedades análogas, y cada período se construye de elementos cuyo número atómico es de forma descendente (Nuñez *et al*. 2004). Como se observa en la siguiente imagen.

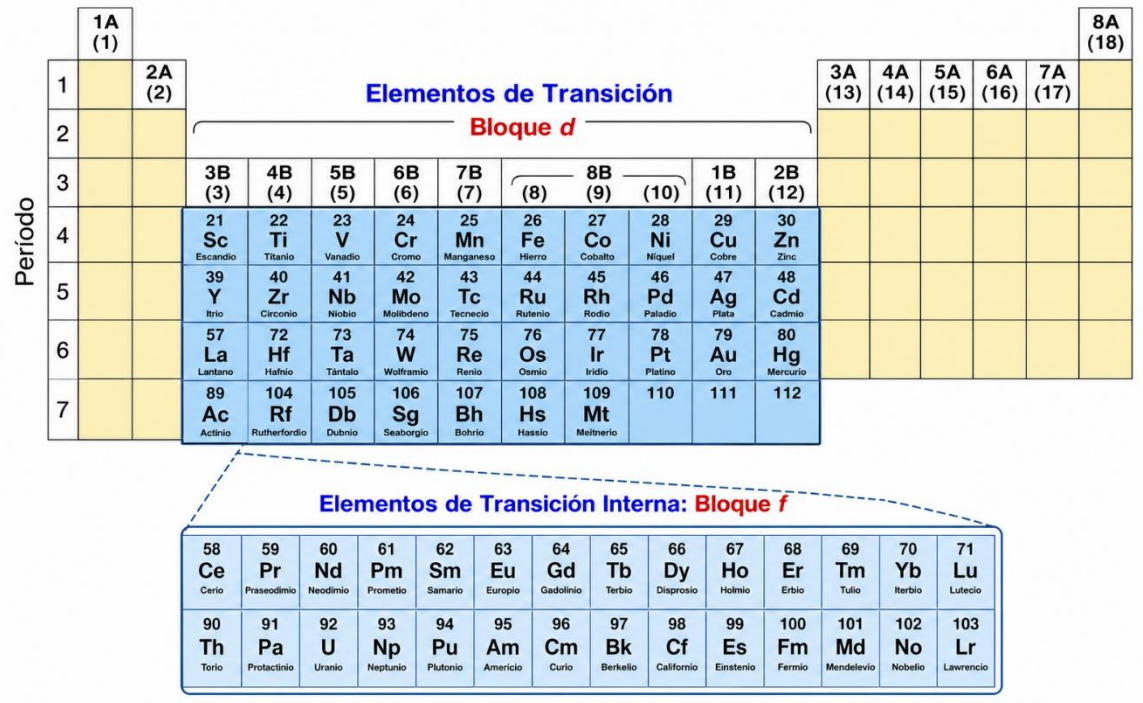
Fig. 10 Períodos y Grupos



Fuente: Microsoft Bing

Además, el orden que se continua se debe al modelo de tabla periódica que diseño Mendeléiev con los períodos extensos, para evitar juntar los elementos metálicos y no metálicos, a su vez, permite que la distribución electrónica periódica sea más coherente. Los elementos químicos se clasifican en familias o grupos A y B, estas se distribuyen de la siguiente manera como encontramos en la figura 11.

Fig. 11: Elementos de la tabla periódica



Fuente: Microsoft Bing

De acuerdo con la figura 11, los elementos representativos del grupo A, se encuentran en las columnas de acuerdo con la tabla 02 de la siguiente manera:

Tabla 2: Elementos Representativos

Grupos	Ubicación en la tabla Periódica
Grupo I A = **Alcalinos**	1ra Columna
Grupo II A = **Alcalinos Térreos**	2da Columna
Grupo III A = **Térreos -Boroideos**	13va Columna
Grupo IVA = **Carbonoideos**	14va Columna
Grupo VA = Nitrogenados	15va Columna
Grupo VI A = **Anfígenos**	Columna 16
Grupo VII A = **Halógenos**	Columna 17

Fuente: Elaboración propia

En el centro de la tabla periódica encontramos los elementos de transición que encontramos en las columnas del grupo B, como se observa en la tabla 03**.**

Tabla 3: Elementos de Transición

Elementos de Transición	
Grupo III B =	3ra Columna
Grupo IV B =	4ra Columna
Grupo VB =	5ta Columna
Grupo VI B =	6ta Columna
Grupo VII B =	7ma Columna
Grupo VIII B =	8va –9na -10ma Columna
Grupo I B =	11va Columna
Grupo II B =	12va Columna

Fuente: Elaboración propia

En el periodo 6 y 7 encontramos a los elementos de transición interna, perteneciendo la familia de los lantánidos y la familia de los actínidos.

Tabla 4: Elementos de transición

Elementos de Transición Interna	Hidrogeno	Gases nobles
Familia de Lantánidos y actínidos (14 elementos cada familia)	Se coloca encima del grupo IA, por poseer un único electrón	Grupo VIII-A, columna 18. Estos elementos tienen completos los niveles energéticos, cumpliendo con la regla de dueto (2 electrones como máximo en el caso especial del Helio (He)) u octeto (ocho electrones en el último nivel).

Fuente: Elaboración propia

La tabla periódica contiene muchos elementos químicos, los cuales tienen un origen que proviene de la cultura grecorromana relevante en Europa, lugar donde se dio origen a elementos químicos de forma natural (Bermejo Patiño *et al*. 2024; Bernal and Railsback 2008a). A continuación, se detallará todos los elementos químicos en la tabla 5, con el número atómico, símbolo, nombre, año, y su significado.

Tabla 5: Elementos químicos

Número Atómico	Símbolo	Nombre	Año	Significado
1	H	Hidrógeno	1776	Produce agua.
2	He	Helio	1895	Griego, Dios del Sol.
3	Li	Litio	1817	Griego lithos, roca.
4	Be	Berilio	1797	Esmeralda verde.
5	B	Boro	1808	Árabe buraq, relacionado con boráx.
6	C	Carbono	A	Proviene del carbón.
7	N	Nitrógeno	1772	Produce nitro.
8	O	Oxígeno	1774	Produce ácido.
9	F	Flúor	1886	Latín fluere, fluir.
10	Ne	Neón	1898	Griego, nuevo.
11	Na	Sodio	1807	Latín, sosa
12	Mg	Magnesio	1755	Magnesia, Grecia.
13	Al	Aluminio	1825	Latín alumen, sal amarga.
14	Si	Silicio	1824	Latín silex, pedernal.
15	P	Fósforo	1669	Griego phos(luz) y phoros(dador).
16	S	Azufre	A	Latín sulphur, etimología no confirmada.
17	Cl	Cloro	1774	Griego chloros, amarillo verdoso.
18	Ar	Argón	1894	Griego argon, inactivo.
19	K	Potasio	1807	Inglés pot ashes, cenizas.
20	Ca	Calcio	1808	Latín calx, cal.
21	Sc	Escandio	1879	Sueco Scandia, Escandinavia.
22	Ti	Titanio	1791	Griego Titanes, hijos de Urano y Gea.
23	V	Vanadio	1801	Sueco Vanadis, diosa de la belleza.
24	Cr	Cromo	1797	Griego chroma, color.
25	Mn	Manganeso	1774	Magnesia, Grecia (magnesia nigra).
26	Fe	Hierro	A	Latín ferrum, hierro.
27	Co	Cobalto	1735	Alemán kobold, gnomo.
28	Ni	Níquel	1751	Alemán Kupfernickel, minas de cobre.
29	Cu	Cobre	A	Latín cuprum (Chipre).
30	Zn	Zinc	1746	Alemán Zinken, diente (mineral calamina).
31	Ga	Galio	1875	Latín Gallia, Francia.
32	Ge	Germanio	1886	Latín Germania, Alemania.
33	As	Arsénico	A	Persa al zarnikh, oropimente amarillo.
34	Se	Selenio	1817	Griego selenión, luz de Luna.
35	Br	Bromo	1826	Griego bromos, hedor.
36	Kr	Kriptón	1898	Griego kryptos, oculto.
37	Rb	Rubidio	1861	Latín rubidius, rojo oscuro.
38	Sr	Estroncio	1790	Gaélico escocés Strontian, Escocia.
39	Y	Itrio	1794	Sueco Ytterby, Suecia.
40	Zr	Zirconio	1789	Persa zargun, color dorado.
41	Nb	Niobio	1801	Griego Niobe, hija de Tántalo.
42	Mo	Molibdeno	1781	Griego molybdos, como el plomo.

43	Tc	Tecnecio	1937	Griego teknos, primer elemento artificial.
44	Ru	Rutenio	1844	Latín Ruthenia, Rusia.
45	Rh	Rodio	1803	Griego rhodos, rosa.
46	Pd	Paladio	1803	Griego palas, diosa de la sabiduría.
47	Ag	Plata	A	Latín plattus, lámina. Ag de argentum.
48	Cd	Cadmio	1817	Griego Cadmo, fundador de Tebas.
49	In	Indio	1863	Latín índigo, de su espectro atómico.
50	Sn	Estaño	A	Latín stagnum o stannum.
51	Sb	Antimonio	A	Latín antimonium, Sb del griego stibi.
52	Te	Telurio	1783	Latín Tellus, diosa de la Tierra.
53	I	Yodo	1811	Griego ioeides, púrpura (vapores).
54	Xe	Xenón	1898	Griego xenos, extraño.
55	Cs	Cesio	1860	Latín caesius, cielo azul.
56	Ba	Bario	1808	Griego barys, pesado.
57	La	Lantano	1839	Griego lanthénein, escondido.
58	Ce	Cerio	1803	Latín Ceres, planeta enano.
59	Pr	Praseodimio	1885	Griego prasinos verde, didymos gemelo.
60	Nd	Neodimio	1885	Griego neos nuevo, didymos gemelo.
61	Pm	Prometio	1945	Prometeo, titán que robo el fuego a los dioses para entregarlo a los hombres.
62	Sm	Samario	1879	Mineral samarskita (coronel Samarskii).
63	Eu	Europio	1901	Europa.
64	Gd	Gadolinio	1880	Johan Gadolin.
65	Tb	Terbio	1843	Sueco Ytterby, Suecia.
66	Dy	Disprosio	1886	Griego dysprositos, difícil de obtener
67	Ho	Holmio	1878	Latín Holmia, Estolcolmo.
68	Er	Erbio	1843	Sueco Ytterby, Suecia.
69	Tm	Tulio	1879	Sueco Thule, Escandinavia.
70	Yb	Iterbio	1878	Sueco Ytterby, Suecia.
71	Lu	Lutecio	1907	Latín Lutetia, París.
72	Hf	Hafnio	1923	Latín Hafnia, Copenhague.
73	Ta	Tántalo	1802	Griego Tántalo, rey de Frigia.
74	W	Wolframio	1783	Véase discusión a continuación.
75	Re	Renio	1925	Latín Rhenus, nombre latino del río Rin.
76	Os	Osmio	1803	Griego osme, olor del (OsO4).
77	Ir	Iridio	1803	Griego Iris, diosa del arco iris.
78	Pt	Platino	1735	Español platina, pequeña plata.
79	Au	Oro	A	Latín aurum, aurora.
80	Hg	Mercurio	A	Latín mercurio, Hg del latín hydrárgyros, agua de plata.
81	Tl	Talio	1861	Griego thallos, rama verde.
82	Pb	Plomo	A	Latín plumbum.
83	Bi	Bismuto	1753	Nuevo latín bisemutum, en alemán weisse. Masse, masa blanca.
84	Po	Polonio	1898	Polonia, en honor a Marie Curie.
85	At	Astato	1940	Griego astatos, inestable.

86	Rn	Radón	1900	Emanación del radio.
87	Fr	Francio	1939	Francia.
88	Ra	Radio	1898	Latín radius, rayo.
89	Ac	Actinio	1899	Griego aktinos, rayo de luz.
90	Th	Torio	1829	Sueco Thor, dios de la guerra.
91	Pa	Protactinio	1913	Progenitor del actinio.
92	U	Uranio	1789	Griego Urano, dios del cielo.
93	Np	Neptunio	1940	Latín Neptuno, dios de los mares.
94	Pu	Plutonio	1940	Griego Plutón, dios de la muerte.
95	Am	Americio	1944	América.
96	Cm	Curio	1944	Pierre y Marie Curie (PNF 1903).
97	Bk	Berkelio	1949	Berkeley, California.
98	Cf	Californio	1950	California.
99	Es	Einstenio	1952	Albert Einstein (PNF 1921).
100	Fm	Fermio	1952	Enrico Fermi (PNF 1938).
101	Md	Mendelevio	1955	Dimitri I. Mendeléiev.
102	No	Nobelio	1957	Alfred Nobel.
103	Lr	Lawrencio	1961	Ernest O. Lawrence (PNF 1939).
104	Rf	Rutherfordio	1964	Ernest Rutherford (PNQ 1908).
105	Db	Dubnio	1967	Nubna, Rusia.
106	Sg	Seaborgio	1974	Glenn T. Seaborg (PNQ 1951).
107	Bh	Bohrio	1981	Niels Bohr (PNF 1922).
108	Hs	Hasio	1984	Hesse, Alemania.
109	Mt	Meitnerio	1982	Lisa Meitner.
110	Ds	Darmstatio	1994	Darmstandt, Alemania.
111	Rg	Roentgenio	1994	Wilhelm Röntgen (PNF 1901)
112	Cn	Copernicio	1996	Nicolás Copérnico.
113	Nh	Nihonio	2004	Japonés Nihon, Japón.
114	Fl	Flerovio	1999	Georgy Flyorov.
115	Mc	Moscovio	2004	Moscú
116	Lv	Livermonio	2000	Livermore, California.
117	Ts	Teneso	2010	Tennessee (EE UU).
118	Og	Oganesón	2006	Yuri Oganessian.

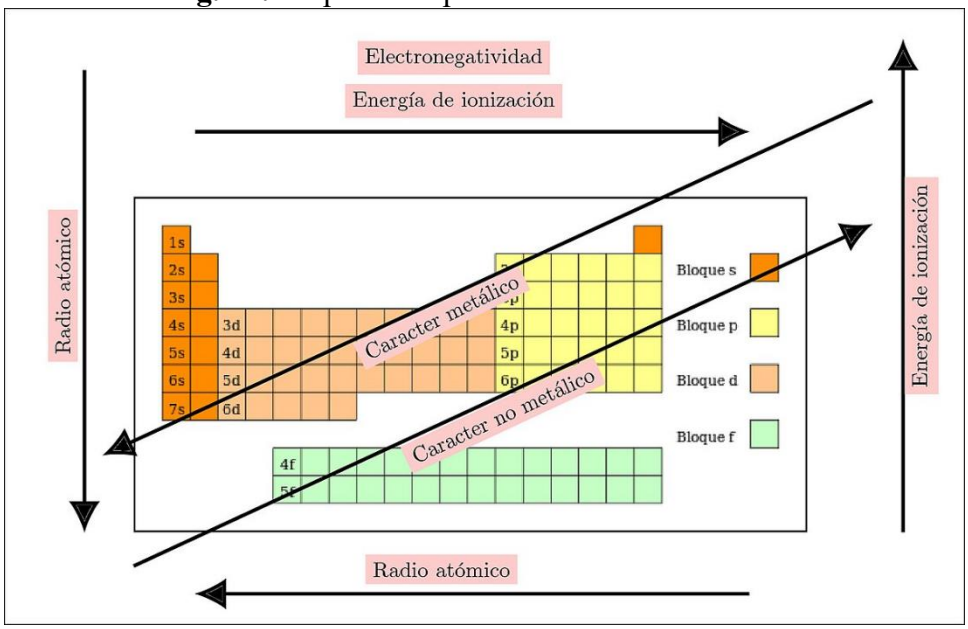
Fuente: (Greenwood and Earnshaw 1998; Linares 2005; Teijón Rivera 2020)

1.8 Propiedades periódicas

Las propiedades periódicas son características de los elementos que cambian de forma sistemática a lo largo de la tabla periódica, dependiendo de su configuración electrónica, ubicación en grupos y periodos.

Estas incluyen la electronegatividad, el radio atómico, la energía de ionización y la afinidad electrónica, las cuales definen cómo los elementos se comportan químicamente (Hernández Benítez & Esteves Fajardo, 2023; Teijón Rivera, 2020). Cómo podemos observar la imagen 12, la electronegatividad tiende a aumentar de izquierda a derecha en un periodo, pero disminuye al bajar en un grupo, mientras que el radio atómico muestra el comportamiento inverso.

Fig. 12: Propiedades periódicas de los Elementos



Fuente: Creative Commons Atribución-Compartir Igual 4.0 Internacional

1.8.1. Electronegatividad

La electronegatividad fue introducida por Linus Pauling en 1932. Señalo a electronegatividad un notorio químico Pauling Ganador Nobel de Química de 1954. Pauling basó su propuesta en mediciones experimentales de energías de enlace químico, quiénes les otorgan valores a los elementos químicos. En su libro "La naturaleza del enlace químico", Pauling describe la electronegatividad como una "propiedad relativa" y que varía dependiendo de las interacciones de los electrones relacionadas con un enlace determinado (Pauling 1946).

Aparte de Pauling, otros autores como Robert S. Mulliken y Louis Allred y Eugene Rochow sugirieron otras escalas em- basadas en diferentes parámetros énfasis en la energía de ionización, la afinidad electrónica y el radio atómico (Alí *et al*. 2013; Atkins &Jones 2007).

1.8.2. La Escala de Pauling

La escala Pauling establece valores numéricos a los elementos según su habilidad para capturar electrones. Se observa la clasificación en la tabla 06, en esta escala, el flúor con un valor 4.0 tiene la mayor densidad de carga nuclear efectiva en comparación con los elementos tales como cesio con 0.7 hacen una capacidad baja de atracción electrónica.

Tabla 6: Electronegatividad de los elementos químicos

Alta	Intermedio	Bajo
No metálicos (flúor, oxigeno, nitrógeno, etc.)	Metaloides (silicio, boro)	Metales alcalinos y alcalinotérreos (litio, sodio, magnesio)

Fuente: (Hernández Benítez and Esteves Fajardo 2023)

1.8.3. Polaridad y tipo de enlace

El uso de la electronegatividad ayuda a predecir el tipo de enlace químico entre dos átomos. Si hay una gran diferencia en electronegatividad entre dos elementos, será mayor que 1,7, el enlace formado será mayoritariamente iónico, mientras que una pequeña diferencia creará enlaces covalentes polares o no polares. A continuación, en la tabla 7, se presentan los valores de la primera energía de ionización (IE), la afinidad electrónica (EA) y la electronegatividad de Pauling (EN) para los elementos representativos.

Tabla 7: Comparación de la electronegatividad con promedio de energía de ionización y electrón afinidad

Elemento	Símbolo	Energía de Ionización (kJ/mol)	Afinidad Electrónica (kJ/mol)	Electronegatividad (Pauling)
Hidrógeno	H	1312.0	-72.8	2.20
Litio	Li	520.2	-59.6	0.98
Sodio	Na	495.8	-52.9	0.93
Potasio	K	418.8	-48.4	0.82
Rubidio	Rb	403.0	-46.9	0.82
Cesio	Cs	375.7	-45.5	0.79
Berilio	Be	899.4	>0 (No favorable)	1.57
Magnesio	Mg	737.7	>0 (No favorable)	1.31
Calcio	Ca	589.8	-2.4	1.00
Estroncio	Sr	549.5	-5.0	0.95
Bario	Ba	502.9	-13.9	0.89
Boro	B	800.6	-27.0	2.04
Aluminio	Al	577.5	-41.8	1.61
Galio	Ga	578.8	-41.0	1.81
Carbono	C	1086.5	-122.3	2.55
Silicio	Si	786.5	-133.6	1.90
Germanio	Ge	762.2	-119.0	2.01
Nitrógeno	N	1402.3	>0 (No favorable)	3.04
Fósforo	P	1011.8	-72.0	2.19
Arsénico	As	947.0	-78.2	2.18
Oxígeno	O	1313.9	-141.0	3.44
Azufre	S	999.6	-200.4	2.58
Selenio	Se	941.0	-195.0	2.55
Flúor	F	1681.0	-328.0	3.98
Cloro	Cl	1251.2	-349.0	3.16
Bromo	Br	1139.9	-324.6	2.96
Helio	He	2372.3	>0 (No favorable)	-
Neón	Ne	2080.7	>0 (No favorable)	-
Argón	Ar	1520.6	>0 (No favorable)	-

Fuente: (Atkins &Jones 2007; Housecroft & Sharpe 2006)

Por ejemplo: En el agua (H_2O), por ejemplo, poner en práctica el modelo anterior nos permite ver que había diferencias de electronegatividad entre el oxígeno (3.44) y el hidrógeno (2.20) y esto hace que la densidad electrónica sea asimétrica y esta agua tiene una molécula polar.

Por ejemplo, en el gas nitrógeno –N_2 – las dos partículas de nitrógeno tienen iguales electronegatividades y por lo tanto comparten igual cantidad de electrones en el enlace covalente no polar.

En el diseño avanzado de materiales, la electronegatividad se aplica a las propiedades electrónicas de compuestos como semiconductores y aleaciones metálicas.

Por ejemplo, en la química del perovskita, la electronegatividad de los elementos sistemáticos influye en la estabilidad y la eficacia en el uso de células solares, como descubrieron (Guan *et al*. 2023; Kato, Kojima, & Satokawa 2009).

1.8.4. El Radio Atómico

El radio atómico es una característica básica de los átomos que se refiere a tamaño y es la distancia media entre el núcleo y la más lejana de las capas de electrones. Se encuentra en que describe el núcleo de muchos procesos químicos y físicos, así como para anticipar características como la reactividad, longitudes de enlace y fuerzas entre moléculas (Pauling 1946) .

El estudio del radio atómico ha sido importante mientras se investigaban las tendencias periódicas de los elementos. Por ejemplo, dentro de un período, el radio disminuye con el aumento de la carga nuclear efectiva, mientras que, dentro de un grupo, el radio aumenta con la adición de niveles de energía (Kragh, 2020). Estas variaciones son cruciales para estudiar las propiedades químicas y estructurales de los compuestos en la industria química.

1.8.4.1. Radio Covalente

Se refiere a la semilla hora o media hora entre dos núcleos de entallados del átomo nombre de dos átomos franceses. Son activos en la determinación de las longitudes de los enlaces de compuestos moleculares y químicos y este parámetro es muy crucial para predecir estas longitudes de enlaces. (Pauling, 1946).

1.8.4.2. Radio Iónico

Es la radio eficiente de la unión entre iones. Debido a que se pierden electrones, los cationes son más pequeños que los átomos iniciales y debido a la repulsión de los electrones, los aniones son más grandes que los átomos iniciales.

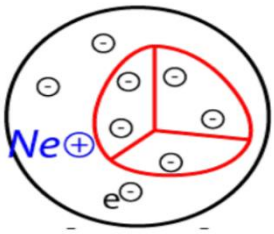
1.8.4.3. Radio Metálico

Es tan respecto a la distancia desde un punto métalo céntrico del sitio atómico a otro punto métalo del sitio atómico contiguo, en la Red cristalina. Este valor es básico para el entendimiento de propiedades de metales como la densidad y la conductividad eléctrica (Hinojosa, 2000; Pauling, 1946).

1.8.4.4. Radio de Van der Waals:

Explica por qué siempre habrá fuerzas intermoleculares entre dos moléculas o partículas, y cómo calcular la interacción molecular. Cuando dos átomos no están unidos entre sí, indica a qué distancia deben estar para que aún haya interacción entre ellos los materiales de los que forman parte esos átomos (Medina Valtierra, 2001).

Fig. 13: Radio de Van der Waals



Fuente: (Torres *et al.* 2004)

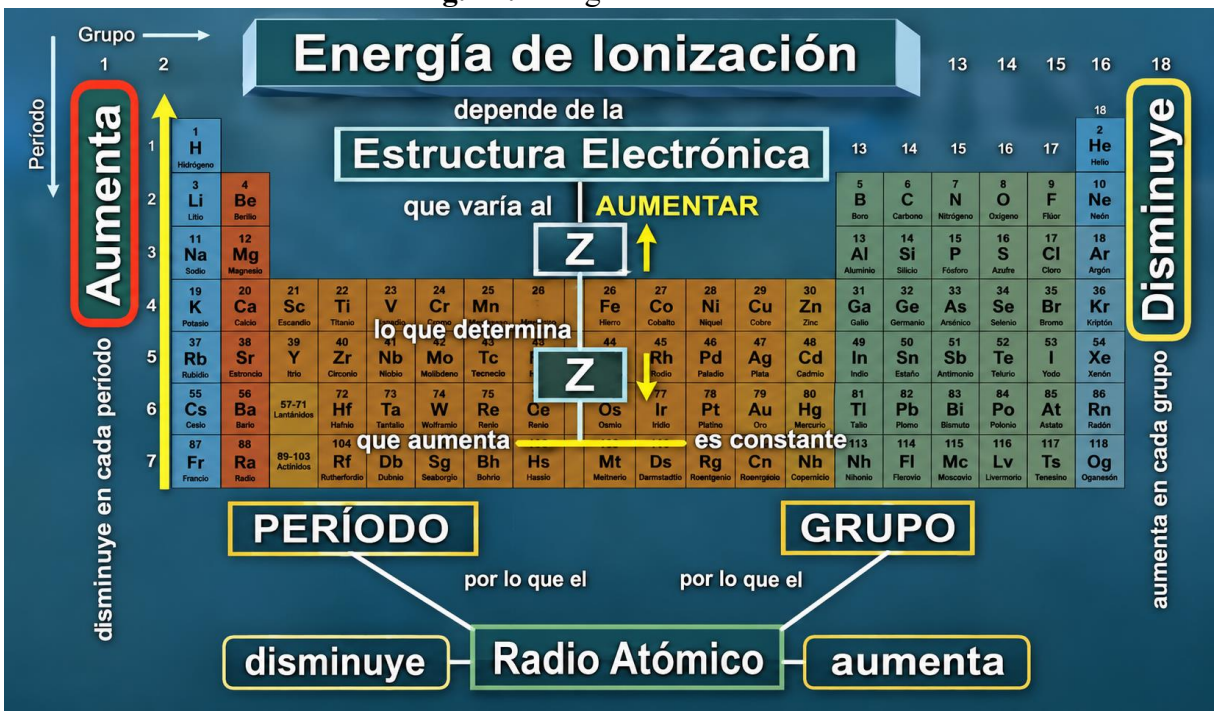
1.8.4.5. La energía de ionización:

La energía de ionización es una propiedad fundamental de los átomos y moléculas, que representa la cantidad de energía necesaria para remover un electrón de un átomo o ion en estado gaseoso. Este fenómeno es crucial en la intersección entre la física y la química general, ya que permite comprender el comportamiento de los elementos, sus reacciones y su ubicación en la tabla periódica (Mulliken 1935). Dicha propiedad está directamente relacionada con la estructura electrónica de los átomos, por lo que se considera un parámetro fundamental en el análisis de las propiedades químicas de los elementos (Zadeh, 2019). Su estudio ha evolucionado desde que Johann Josef Loschmidt propuso su concepto en 1865, hasta los avances teóricos desarrollados por científicos como Niels Bohr y John Slater, quienes lograron una mejor comprensión de los mecanismos que rigen esta propiedad (Zadeh, 2022).

Por consiguiente, la energía de ionización tiene un gran número de usos prácticos en química, física y en las ciencias de los materiales. En primer lugar, su valor da posibilidad de prosperar el nivel de reactivación de los elementos. Por ejemplo, los elementos con piedra energía de ionización, como los metales alcalinos, son muy reactivos debido a que pueden perder un electrón fácilmente, mientras que, los elementos con alta energía de ionización diferente a los gases nobles son químicamente inertes (González & Fernández 2008).

Así, la energía de ionización es de gran importancia en espectroscopia de ionización siendo un método analítico que favorece la identificación de elementos junto con la caracterización de propiedades electrónicas por la cantidad de energía que se requiere en el desprendimiento de electrones. Esta técnica se considera importante tanto en química analítica como en física de partículas (Harrison, 2008).

Fig. 14: Energía de ionización

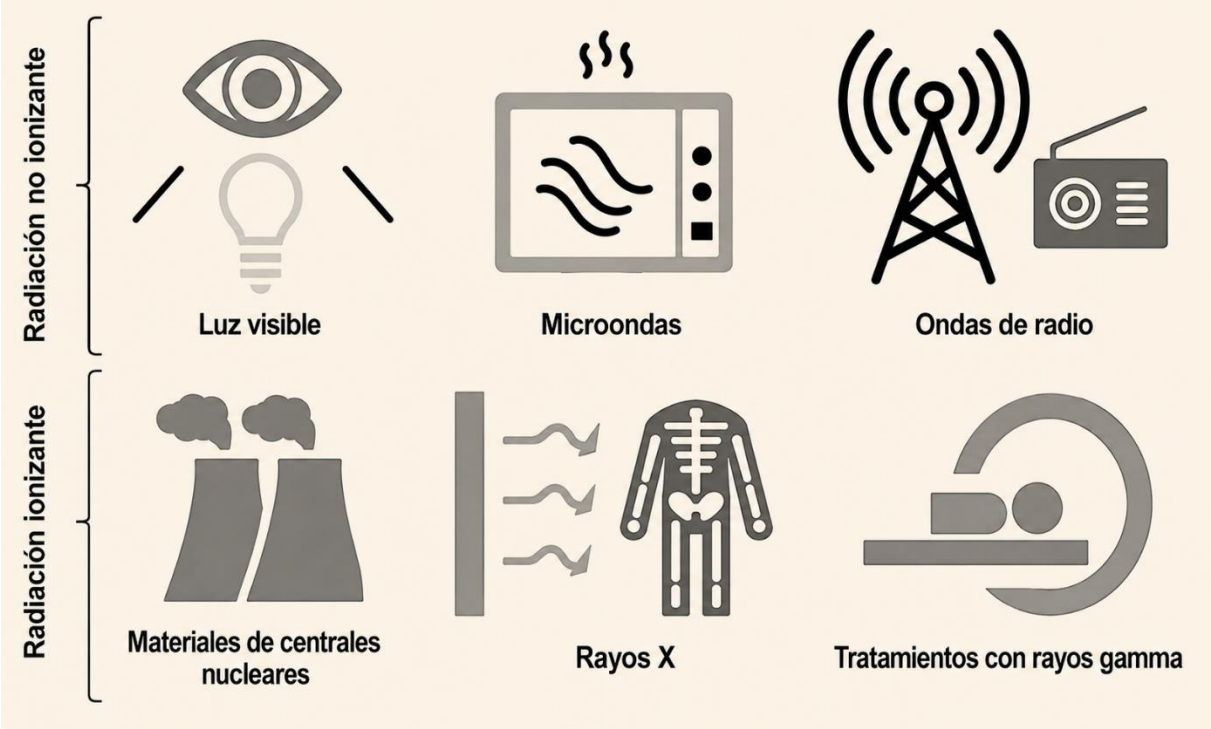


Fuente: (González & Fernández 2008)

La variación en la energía necesaria para eliminar los electrones alcanzando la ionización sucesiva continúa. Por lo tanto, se emplea la estabilidad electrónica de los átomos o los iones para indicar que los electrones cercanos al núcleo o íntimos al centro necesitan una mayor energía para ser arrojados. Se puede catalogar el comportamiento de la energía de ionización del siguiente modo:

- **Primera energía de ionización:** energía imprescindible para extraer el electrón de un átomo neutral (Sangeetha *et al*. 2014).
- **Segunda energía de ionización:** energía necesaria para eliminar un segundo electrón de un ion que ya tiene una carga positiva. (Sangeetha *et al.* 2014)
- **Energías sucesivas:** A medida que se eliminan más electrones, la energía de ionización aumenta debido a la mayor carga del ion (Sangeetha *et al.* 2014).

Fig. 15: Tipos de Radiación



Fuente: (Zamudio *et al*., 2022)

1.9. Glosario

- **Átomo:** Unidad fundamental de la materia, compuesta por un núcleo con protones y neutrones, rodeado de electrones.
- **Elemento químico:** Sustancia pura formada por átomos con el mismo número de protones en el núcleo.
- **Compuesto:** Sustancia formada por la unión de dos o más elementos en proporciones definidas mediante enlaces químicos.
- **Tabla periódica:** Sistema de organización de los elementos químicos basado en sus propiedades y número atómico.
- **Electronegatividad:** Capacidad de un átomo para atraer electrones en un enlace químico.
- **Radio atómico:** Distancia media entre el núcleo y la capa más externa de electrones de un átomo.
- **Energía de ionización:** Energía mínima requerida para extraer un electrón de un átomo en estado gaseoso.
- **Química inorgánica:** Rama de la química que estudia los elementos y compuestos que no presentan enlaces carbono-hidrógeno predominantes.
- **Catalizador:** Sustancia que acelera una reacción química sin consumirse en el proceso.
- **Reacciones químicas:** Procesos en los que una o más sustancias se transforman en productos con propiedades diferentes.

1.10. Actividades

1. Mapa conceptual: Construye un mapa conceptual que relaciona los conceptos fundamentales de la química inorgánica, incluyendo átomos, elementos, compuestos y la tabla periódica.

2. Clasifique, en orden creciente de electronegatividad, los siguientes elementos:

a) Grupo 15

b) V, Na, C, At y F.

3.Estudio de casos: Investiga el uso de un compuesto inorgánico en la vida cotidiana, describiendo su estructura, propiedades y aplicaciones.

4. Cuál es el elemento de cada par que tiene el punto de fusión más alto? Tome en cuenta sus posiciones en la tabla periódica:

a) Be y Ba

b) Cr y W

c) Cu y Au

d) Al y In

5. Dados los elementos: Sodio, silicio, cloro, rubidio y niobio, ordénelos de forma creciente según:

a) Su radio atómico.

b) Su primera energía de ionización.

Justifique sus respuestas

"Comprender el enlace químico es como leer el lenguaje de la naturaleza: cada molécula cuenta una historia sobre cómo los átomos trabajan juntos. – Linus Pauling."

UNIDAD 2

Enlace químico

CAPÍTULO 2. ENLACE QUÍMICO

Elementos de apertura

Resumen o Introducción del capítulo

En este capítulo, exploraremos el fascinante mundo del enlace químico, cómo los átomos se unen para formar moléculas y qué fuerzas intervienen en estas uniones. Estudiaremos las principales teorías del enlace, desde la clásica de Lewis hasta las más modernas basadas en la mecánica cuántica. Los átomos no existen de forma aislada en la naturaleza. Se unen para formar moléculas y compuestos mediante enlaces químicos. Este capítulo explorará cómo los enlaces surgen de la configuración electrónica de los átomos y cómo los modelos teóricos, como la teoría de Lewis y el modelo de repulsión de pares electrónicos, explican su formación y propiedades.

Esquema del Capítulo:

- Elemento
- Configuración electrónica y números cuánticos.
- Teoría de Lewis y estructura de Lewis
- Enlace químico
- Geometría molecular y teoría de repulsión de pares electrónicos (RPECV)
- Teoría del enlace de valencia (TEV)

Preguntas de enfoque

¿Cómo afecta la configuración electrónica de los átomos a la formación de enlaces?

¿Qué es un enlace químico y por qué se forman los enlaces entre los átomos?

¿Cuáles son las diferencias entre los enlaces iónicos, covalentes y metálicos?

¿Qué importancia tiene la teoría de Lewis y el modelo de repulsión de pares electrónicos en la predicción de estructuras moleculares?

Objetivos de aprendizaje.

Al finalizar este capítulo, el estudiante será capaz de:

- Construir estructuras de Lewis para moléculas simples y aplicar la regla del octeto en la representación de enlaces covalentes.

- Identificar y describir enlaces covalentes dativos, reconociendo su presencia en compuestos como los ácidos oxácidos.

- Aplicar la teoría RPECV (Repulsión de Pares Electrónicos de la Capa de Valencia) para predecir la geometría molecular a partir de la estructura de Lewis.

- Comprender el concepto de hibridación y su relación con la forma espacial de las moléculas, identificando ejemplos de hibridaciones sp, sp^2 y sp^3.

- Distinguir entre enlaces sigma (σ) y pi (π) y explicar cómo estos influyen en la rotación molecular y la reactividad.

Resultados de aprendizaje:

- Construye estructuras de Lewis para moléculas simples y aplicar la regla del octeto en la representación de enlaces covalentes.

- Identifica y describe enlaces covalentes dativos, reconociendo su presencia en compuestos como los ácidos oxácidos.

- Aplica la teoría RPECV (Repulsión de Pares Electrónicos de la Capa de Valencia) para predecir la geometría molecular a partir de la estructura de Lewis.

- Comprende el concepto de hibridación y su relación con la forma espacial de las moléculas, identificando ejemplos de hibridaciones sp, sp^2 y sp^3.

- Distingue entre enlaces sigma (σ) y pi (π) y explicar cómo estos influyen en la rotación molecular y la reactividad.

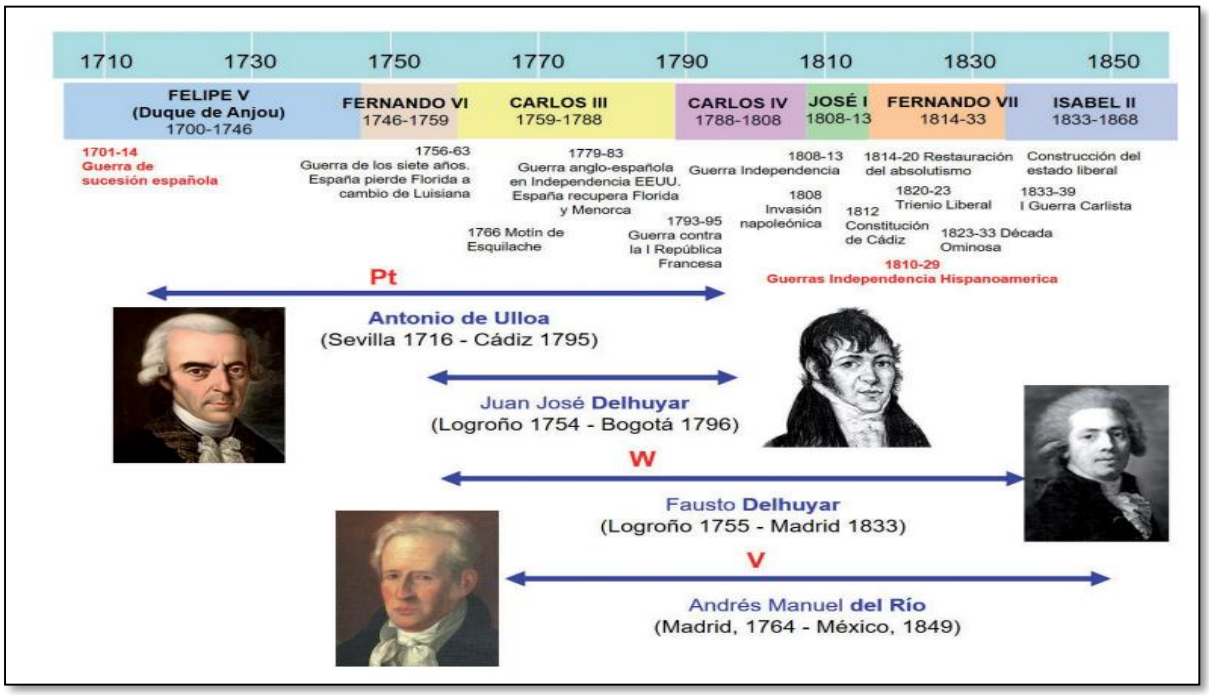
Capítulo 2

2.1 Elementos

Un elemento químico es una sustancia pura compuesta por átomos que tienen el mismo número de protones en su núcleo(De Vargas 1993), es decir, el mismo **número atómico** (Z), lo que define su identidad y posición en la tabla periódica(Bermejo et al. 2020). Cada elemento se representa con un símbolo químico único (por ejemplo: **H** para hidrógeno, **O** para oxígeno, **Fe** para hierro) y se organiza en la tabla periódica según sus propiedades.

Los elementos químicos están constituidos por átomos del mismo tipo y no pueden descomponerse en sustancias más simples mediante reacciones químicas. Todo lo que nos rodea, desde los organismos vivos hasta los objetos inertes, está conformado por estos elementos. Hasta la fecha, se han identificado 118, incluidos los más recientes: nihonio, moscovio, teneso y oganesón, mientras que científicos de diversos países siguen investigando la síntesis de nuevos elementos. La contribución de investigadores ha sido esencial para el avance de la química y la industria, resaltando el papel de los científicos españoles como se observa en la figura 16. Entre ellos, Antonio de Ulloa descubrió el platino en la región de Esmeraldas, ubicada entre Colombia y Ecuador, y en 1748 describió sus propiedades, destacando su escasez y resistencia. Junto con el wolframio (W) y el vanadio (V), el platino ha sido clave en la historia de la química. Su descubrimiento permitió el desarrollo de aplicaciones industriales y tecnológicas que hoy resultan imprescindibles.

Fig. 16: Cronograma de los descubrimientos realizados por españoles



Fuente:(Pinto Cañón 2023)

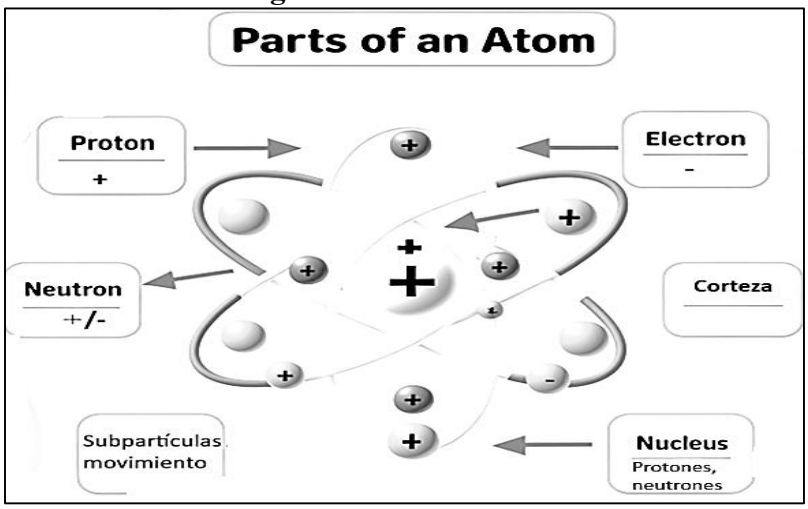
El cronograma contextualiza los descubrimientos realizados por Antonio de Ulloa, los hermanos Elhuyar y Andrés Manuel del Río en relación con los principales acontecimientos históricos de los siglos XVIII y XIX. Antonio de Ulloa identificó el platino en América del Sur

durante la Misión Geodésica, aportando valiosa información sobre este metal de difícil manipulación. Asimismo, Juan José y Fausto Elhuyar lograron aislar el wolframio en 1783 tras analizar minerales como la scheelita y la wolframita, impulsando significativamente la metalurgia y la industria militar. Posteriormente, en 1801, Andrés Manuel del Río descubrió un nuevo elemento en México, al que denominó "pancromo", aunque su hallazgo no fue reconocido hasta 1830, cuando fue redescubierto como vanadio(Pinto Cañón, 2023).

2.2 El átomo

El átomo, la unidad básica de un elemento químico, se compone de núcleo y corteza o nube electrónica, como lo observamos en la siguiente imagen

Fig. 17: Partes del átomo



Fuente: Elaboración propia

Núcleo

Es la región central del átomo, donde se concentra casi toda su masa. Contiene:

- **Protones (p^+)**: Partículas con carga **positiva**.

  Determinan el **número atómico (Z)** del elemento (ejemplo: carbono tiene Z= 6, por sus 6 protones).

- **Neutrones (n^0)**: Partículas **sin carga eléctrica**.

  - Junto con los protones, forman la **masa atómica** del elemento.
  - Los átomos de un mismo elemento pueden tener distinto número de neutrones, formando **isótopos** (ejemplo: carbono -C12 y carbono-C14).

Corteza o Nube Electrónica

Es la región que rodea al núcleo, donde se ubican los electrones:

- **Electrones (e^-)**: Partículas con carga **negativa** que orbitan el núcl
- eo en niveles de energía (capas o orbitales).
    - Participan en las **reacciones químicas** y en la formación de enlaces.
    - En un átomo neutro, el número de electrones es igual al de protones (Z).

Tabla 8: Partes del átomo

Parte del átomo	Partícula	Carga	Función
Núcleo	Protón	+1	Define el elemento (Z)
	Neutrón	0	Estabiliza el núcleo
Corteza	Electrón	-1	Participa en enlaces químicos

Fuente: Elaboración propia

El **número atómico (Z)** representa la cantidad de protones presentes en el núcleo de un átomo y es el principal determinante de sus propiedades químicas, ya que define la identidad del elemento en la tabla periódica (Ramón 2020). La **masa atómica (A)** corresponde al promedio ponderado de las masas de los isótopos de un elemento, considerando su abundancia relativa en la naturaleza. Debido a la variabilidad en la composición isotópica, la masa atómica no suele ser un número entero. La tabla periódica organiza los elementos en función de su número atómico, distribuyéndolos en **períodos** (filas) según el nivel de energía de sus electrones y en **grupos** (columnas) de acuerdo con similitudes en su configuración electrónica y comportamiento químico (Bernal & Railsback 2008b). Esta organización permite predecir tendencias en propiedades como electronegatividad, energía de ionización y radios atómicos, facilitando el estudio y aplicación de la química en diversos campos.

2.3 Configuración electrónica y números cuánticos.

Configuración Electrónica

La configuración electrónica describe cómo se distribuyen los electrones en los orbitales atómicos de un átomo. Sigue principios y reglas, como:

Principio de Aufbau: Los electrones ocupan los que los electrones llenan primero los orbitales de menor energía antes de ocupar niveles superiores, determinando así la configuración electrónica. Sin embargo, en moléculas diatómicas excitadas, este principio se ajusta para incluir la clasificación electrónica y la reorganización orbital. Por ello, en lugar de seguir únicamente el modelo de orbitales moleculares, se utiliza el enfoque de enlace de valencia generalizado (GVB), que mejora la descripción electrónica al considerar proyecciones espaciales. Este método, aplicado al hidrógeno molecular excitado, ha mostrado discrepancias con los modelos tradicionales, ofreciendo una representación más precisa de la energía y simetría en distintos estados electrónicos(Huestis & Goddard III 1972).

Fig. 18: Niveles y orbitales

n=1:	$1s^2$			
n=2:	$2s^2$	$2p^6$		
n=3:	$3s^2$	$3p^6$	$3d^{10}$	
n=4:	$4s^2$	$4p^6$	$4d^{10}$	$4f^{14}$
n=5:	$5s^2$	$5p^6$	$5d^{10}$	$5f^{14}$
n=6:	$6s^2$	$6p^6$	$6d^{10}$	$6f^{14}$
n=7:	$7s^2$	$7p^6$	$7d^{10}$	$7f^{14}$

Fuente: Elaboración propia

Siguiendo las diagonales de arriba hacia abajo y de izquierda a derecha, es la secuencia de llenado de los electrones en los diferentes niveles energéticos:

Fig. 19: Orden de llenado

1. **1s**
2. **2s → 2p**
3. **3s → 3p**
4. **4s → 3d → 4p**
5. **5s → 4d → 5p**
6. **6s → 4f → 5d → 6p**
7. **7s → 5f → 6d → 7p**

Fuente: Elaboración propia

Principio de Exclusión de Pauli: Dos electrones no pueden tener los mismos cuatro números cuánticos.

Regla de Hund: Los electrones ocupan orbitales de igual energía de manera individual antes de formar pares.

La notación de gas noble, o configuración electrónica de **kernel**, es un método que simplifica la representación de la distribución electrónica de un elemento. Se sustituye la configuración de los electrones internos por el símbolo del gas noble anterior del periodo del elemento en análisis de la tabla periódica, seguido de los electrones de valencia. Esto facilita la escritura y análisis de configuraciones electrónicas extensas, especialmente en elementos pesados. Por ejemplo, la configuración electrónica del fósforo (Z=15) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$, que en notación de gas noble se expresa como [Ne] $3s^2\ 3p^3$, donde [Ne] representa los 10 electrones internos.

Orden de llenado de orbitales:

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

Ejemplos:

Hidrógeno (H, Z=1); **Carbono (**C, Z=6); **Hierro** (Fe, Z=26): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Tabla 9: Configuración electrónica

Elemento	Configuración electrónica	Subnivel	Orbitales y distribución de electrones	Número de orbitales
Hidrogeno (H)	$1s^1$	s (l = 0)	↑ 0	1
Carbono (C)	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ $[He]^2\ 2s^2\ 2p^2$	s (l = 0) p (l = 1)	↑↓ 0 ↑ ↑ -1 0 +1	1 3
Hierro (Fe)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ $[Ar]^{18}\ 4s^2 3d^6$	s (l = 0) d (l = 2)	↑↓ 0 ↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑ -2 -1 0 +1 +2	1 5

Fuente: Elaboración propia

2.4 Números Cuánticos

Los números cuánticos describen las propiedades de los electrones en los orbitales. Son cuatro:

Número cuántico principal (*n*):

Indica el nivel de energía del electrón.

Valores: n = 1,2,3,4,5,6,7.

Ejemplo:

En *n* =2, el electrón está en el segundo nivel.

Número cuántico del momento Angular azimutal (*l*):

Define la forma del orbital, y depende del valor de "n". Toma valores enteros desde 0 hasta n–1.

Valores: l = 0, 1, 2,..,n-1

l = 0 (orbital s),

l =1 (orbital p),

l =2 (orbital d),

l =3 (orbital f).

Orbital s (esférico).
Orbital p (bilobular).
Orbital d (en forma de trébol).
Orbital f (formas complejas).

Número cuántico magnético (m_l):

Indica la orientación del orbital en el espacio del orbital dentro de un subnivel. Valores: $m_l = -l,\ldots,0,\ldots,+l$, incluyendo el cero

Ejemplo:

Para l =1 (orbital p), $ml = -1, 0, +1$.

Número cuántico de espín (*ms*):

Describe el espín del electrón, es decir la dirección del giro del electrón, que puede ser hacia arriba o bien hacía abajo.

Valores: $ms = +1/2$ (espín arriba) ↑ o $ms = -1/2$ (espín abajo) ↓.

Relación entre Configuración Electrónica y Números Cuánticos

Cada electrón en un átomo se describe con un conjunto único de números cuánticos (n, l, ml, ms). Por ejemplo:

En el orbital 2*p*:

n=2, l=1, $ml = -1, 0, +1$, $ms = \pm 1/2$.

Cada subnivel *p* puede contener hasta 6 electrones (2 por cada *ml*).

Ejemplo:

Para el átomo de **Oxígeno (O, Z = 8)**:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^4$.

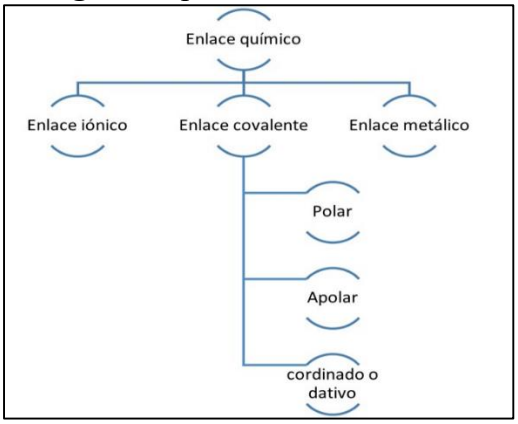
Números cuánticos de los electrones en 2*p*:

$n = 2$, $l = 1$, $ml = -1, 0, +1$, $ms = \pm 1/2$.

2.5 Enlace químico

El enlace químico es la fuerza que surge cuando los electrones de valencia de los átomos interactúan, permitiéndoles unirse y formar moléculas estables. Esta unión puede darse de diferentes maneras: mediante enlaces iónicos, donde hay transferencia de electrones; enlaces covalentes, donde los electrones se comparten; o enlaces metálicos, caracterizados por un "mar" de electrones compartidos (Pauling, 1992; Poater *et al*., 2006). Cada tipo de enlace confiere propiedades únicas a las sustancias, definiendo su comportamiento y características físicas y químicas ((Zhao et al. 2019). Así, el enlace químico no solo es la base de la formación de moléculas, sino también el origen de la diversidad de materiales que nos rodean.

Fig. 20: Tipos de enlace Químico



Fuente: Atribución (CC BY 2.0)

2.6 Tipos de enlace Químico: iónico. Covalente y metálico

2.6.1 Enlace iónico

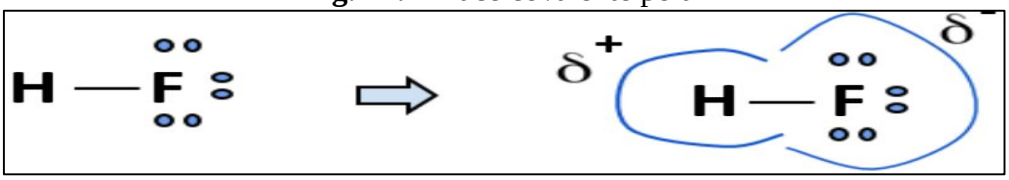
Los enlaces iónicos se forman a partir de la atracción electrostática entre cationes (iones con carga positiva) y aniones (iones con carga negativa). Esta unión ocurre cuando un átomo transfiere electrones a otro, generando iones de cargas opuestas que se atraen entre sí. Sin embargo, en la realidad, ningún enlace es completamente iónico, ya que siempre existe un cierto grado de compartición electrónica, lo que les confiere un carácter parcialmente covalente (Gillespie, 2006). Los modelos tradicionales de enlace iónico pueden simplificar en exceso la naturaleza real de estas interacciones. Por ejemplo, asumir que los átomos son esferas perfectas sin considerar momentos atómicos puede generar imprecisiones en la comprensión del comportamiento real de los enlaces iónicos.

2.6.2 Enlace covalente

La mayoría de los enlaces químicos poseen una naturaleza intermedia, en la que los electrones no se distribuyen de manera completamente equitativa entre los átomos. Esta distribución

asimétrica da lugar a enlaces que combinan características tanto iónicas como covalentes, conocidos como **enlaces polares.**

Fig. 21: Enlace covalente polar



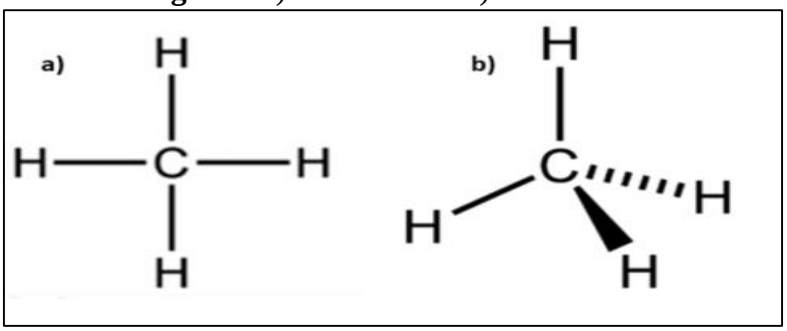
Fuente:(Eyzaguirre Cordova 2021)

El enlace polar es un tipo de unión química en el que los electrones compartidos entre dos átomos no se distribuyen de manera equitativa, ya que uno de ellos tiene una mayor tendencia a atraerlos, fenómeno conocido como electronegatividad (Pauling 1992). Como consecuencia, se genera una diferencia de cargas dentro del enlace, dando lugar a un extremo ligeramente positivo y otro ligeramente negativo. Esta asimetría no solo influye en el comportamiento de la molécula, sino que también determina cómo interactúa con otras sustancias. De acuerdo con Huggins (1937), el enlace polar puede considerarse un punto intermedio entre un enlace covalente puro y un enlace iónico, lo que evidencia su carácter mixto y su papel fundamental en la química molecular (Huggins, 1937).

Un enlace químico apolar es un tipo de enlace covalente en el que dos átomos comparten electrones de manera equitativa debido a una diferencia de electronegatividad muy pequeña o nula(Jonsson et al. 1994). Como resultado, no se generan polos ni cargas parciales en la molécula, lo que impide la formación de dipolos eléctricos(Jonsson et al. 1994). Este tipo de enlace es característico de moléculas formadas por átomos idénticos, como el oxígeno molecular (O_2) o el hidrógeno molecular (H_2), así como en algunos compuestos orgánicos donde la distribución electrónica es uniforme.

Las sustancias apolares, al no presentar dipolos permanentes, interactúan exclusivamente a través de fuerzas de dispersión de London(Kovács, Esterhuysen, and Frenking 2005), que corresponden a interacciones intermoleculares débiles generadas por fluctuaciones temporales en la distribución electrónica(Wilsdon 1925). Debido a la baja intensidad de estas fuerzas, los compuestos con enlaces covalentes apolares suelen exhibir puntos de ebullición reducidos, lo que los hace volátiles o gaseosos a temperatura ambiente, como es el caso del hidrógeno (H_2), oxígeno (O_2), nitrógeno (N_2) y metano (CH_4).

Fig. 22: a) Metano 2D b) Metano 3D



Fuente: Elaboración propia

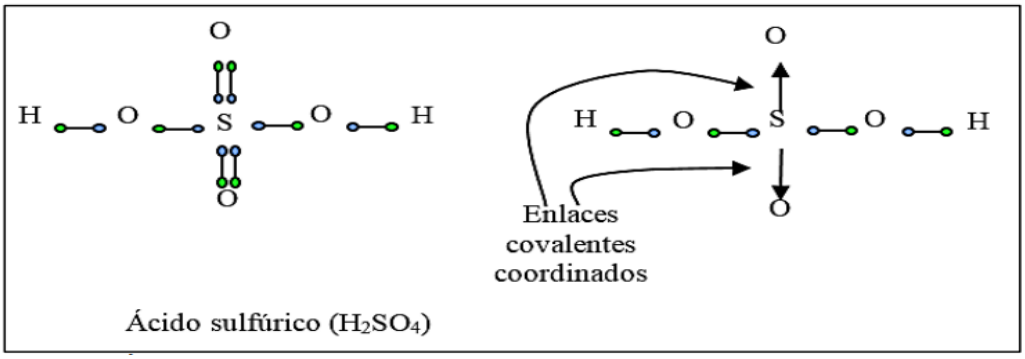
La imagen compara dos formas de representar el metano (CH_4). En la opción (a), vemos un diagrama plano que muestra las uniones entre átomos, pero no su forma real. En cambio, en la opción (b), se representa su estructura tridimensional: un tetraedro donde los átomos se distribuyen en el espacio con ángulos de 109,5°. Esta visión es más cercana a la realidad molecular y facilita entender su comportamiento químico. Conocer la geometría permite explicar mejor las propiedades y reactividad de las moléculas.

Fig. 23: Enlace covalente

Fuente:(Cárdenas Castaño and Narváez Zamora 2018)

El enlace covalente dativo, también conocido como enlace coordinado o enlace covalente coordinativo, es un tipo de enlace covalente en el que un solo átomo aporta ambos electrones del par compartido(Frenking 2014). A diferencia de un enlace covalente típico, donde cada átomo contribuye con un electrón, en este caso, un átomo dona un par de electrones a otro átomo que los acepta(Bünzli 2014). El enlace covalente dativo ocurre cuando uno de los átomos aporta ambos electrones del enlace. Esto se marca con una flecha en lugar de una línea. Es común en compuestos como el H_2SO_4, HNO_3 y en complejos de coordinación. Ejemplo: En el ion amonio (NH_4^+), uno de los enlaces N–H es dativo, ya que el nitrógeno dona el par de electrones al protón, como se indica en los siguientes ejemplos:

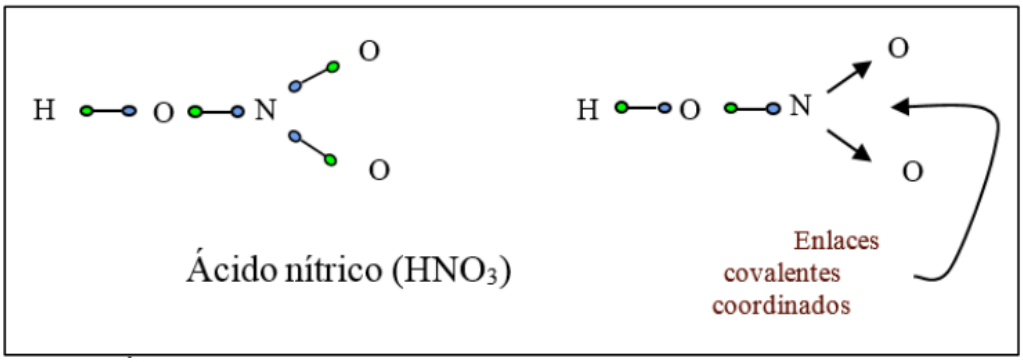
Fig. 24: Enlace covalente dativo H_2SO_4



Fuente: (Eyzaguirre Cordova 2021)

La imagen muestra dos representaciones del ácido sulfúrico (H_2SO_4). A la izquierda se observa la estructura de Lewis tradicional, donde se destacan los enlaces dobles y simples entre el azufre y los oxígenos. A la derecha, se enfatiza la formación de enlaces covalentes coordinados, donde el azufre comparte pares de electrones con los oxígenos. Esta representación ayuda a entender cómo se distribuyen los electrones en moléculas más complejas. Reconocer estos tipos de enlaces es fundamental para comprender la reactividad y el comportamiento ácido del H_2SO_4.

Fig. 25: Enlace covalente dativo HNO_3



Fuente:(Eyzaguirre Cordova 2021)

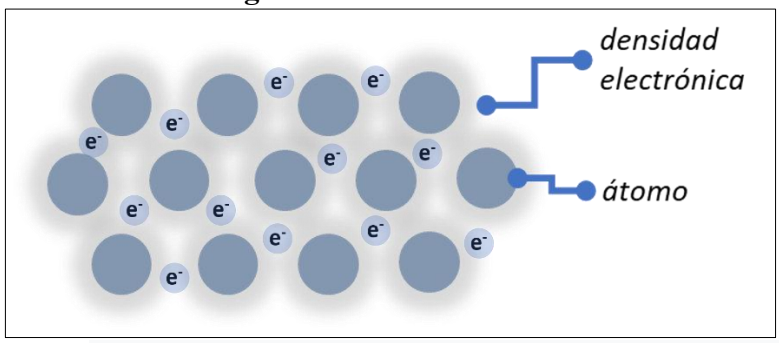
La imagen presenta dos formas de representar la molécula del ácido nítrico (HNO_3). A la izquierda se muestra la estructura de Lewis, donde el nitrógeno está unido a tres oxígenos, uno de ellos enlazado también a un hidrógeno. A la derecha, se destacan los enlaces covalentes coordinados, evidenciando que el nitrógeno comparte pares de electrones con los oxígenos. Esta representación es importante para comprender cómo se estabiliza la molécula mediante la distribución de electrones. Entender los enlaces coordinados ayuda a explicar la acidez y la reactividad del HNO_3.

2.6.3 Enlace metálico

El enlace metálico es una unión química en el que los átomos de un metal comparten sus electrones de valencia en una estructura cristalina, formando un mar de electrones deslocalizados (Eberhard, 1996). El enlace metálico se explica mediante la teoría del "mar de electrones", donde los núcleos y electrones internos forman una red cristalina, mientras que los electrones de valencia se mueven libremente a través de ella. Esta movilidad explica propiedades típicas de los metales:

- **Conductividad eléctrica y térmica**: Debida al movimiento libre de electrones.
- **Maleabilidad y ductilidad**: Los átomos pueden deslizarse sin romper el enlace.
- **Brillo metálico**: Por la interacción de los electrones libres con la luz visible.

Fig. 26: Mar de electrones



Fuente: Creative Commons Atribución-CompartirIgual 4.0 Internacional

La imagen representa el modelo del "mar de electrones" característico de los metales. En este modelo, los átomos metálicos se disponen de manera ordenada, mientras que sus electrones de

valencia quedan libres para moverse por toda la estructura. Estos electrones móviles explican propiedades metálicas como la conductividad eléctrica y térmica. Además, este modelo ayuda a entender la maleabilidad y ductilidad de los metales, ya que los núcleos positivos pueden desplazarse sin romper el enlace metálico. Así, se refleja la interacción colectiva entre los cationes metálicos y los electrones libres.

Esta característica permite que los electrones se muevan libremente a través del material, facilitando la conducción eficiente de electricidad y calor. Además, esta interacción cohesiva otorga a los metales su maleabilidad y ductilidad, permitiendo que sus átomos se deslicen entre sí sin que la estructura se fracture (Flores Córdoba et al., 2023). Asimismo, su brillo característico es el resultado de la interacción entre los electrones y la luz.

Gracias a estas propiedades, los metales son materiales esenciales en una amplia variedad de aplicaciones tecnológicas e industriales(Verdezoto Espinoza et al. 2023).

2.7 Teoría de Lewis y estructura de Lewis

Las estructuras de Lewis son modelos fundamentales en química para representar la distribución electrónica y explicar el enlace covalente y la reactividad molecular. Aunque han sido una herramienta esencial desde su introducción por Gilbert Lewis, su interpretación presenta limitaciones que pueden ser superadas mediante teorías cuánticas modernas, como la teoría de enlace de valencia y la teoría de orbitales moleculares(Purser 2001). A lo largo del tiempo, estos modelos han evolucionado para integrar avances en química cuántica, mejorando su precisión y aplicabilidad.

Las estructuras de Lewis y la teoría de VSEPR (Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia) pueden deducir fácilmente la estructura y la forma de las moléculas, revelando la hibridación y la estabilidad de las estructuras de resonancia (Blagović and Bolf 2018). Son representaciones bidimensionales que ilustran la forma en que los átomos se enlazan y cómo se distribuyen los electrones de valencia en una molécula, permitiendo predecir su estabilidad y propiedades(Martín Pendás and Francisco 2018). Aunque son una herramienta fundamental en química, tienen limitaciones al describir enlaces múltiples y pares solitarios con precisión. Por ello, han surgido modelos más avanzados, como la teoría de orbitales moleculares y la teoría de enlace de valencia, que ofrecen una visión más completa y detallada de la naturaleza de los enlaces químicos.

2.7.1 Estructuras de Lewis:

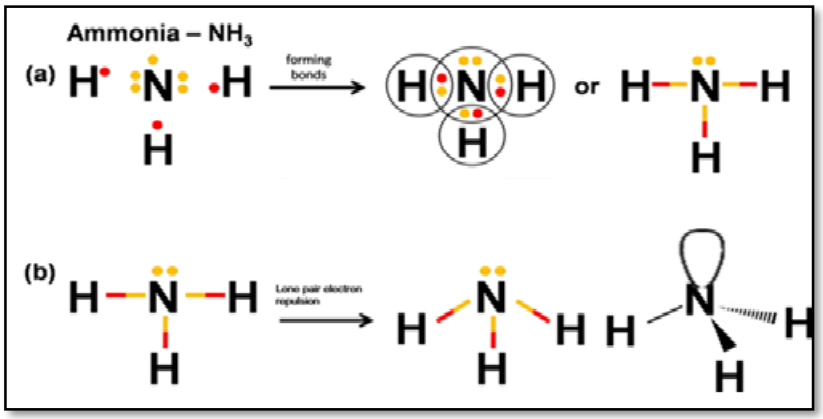
Diagramas que muestran enlaces y electrones no compartidos (pares solitarios), representados con la siguiente simbología tridimensional de enlaces químicos y pares de electrones no enlazantes.

Tabla 10: Símbolos utilizados en estructuras químicas

Simbología	Significado	Representación grafica
Línea sólida	Representa un enlace simple ubicado en el plano de la hoja.	
Triángulo grueso	Indica un enlace que se dirige hacia el observador (en sentido frontal).	
Líneas punteadas o en disminución	Representan un enlace que se aleja del observador (en dirección posterior).	
Pares de electrones no enlazantes / solitarios	Se muestra con una forma ovalada o curva para representar electrones no compartidos.	

Fuente: Elaboración propia

Fig. 27: Estructura de Lewis



Fuente:(Eyzaguirre Cordova 2021; Saraswati et al. 2017)

La teoría de Lewis nos permite representar visualmente cómo los electrones se distribuyen en una molécula. Para construir una estructura de Lewis, seguimos estos pasos:

1. **Calcular electrones de valencia totales:** Sumar los electrones de valencia de cada átomo. Si se trata de un ion, ajustamos según su carga (+1 electrón por carga negativa, −1 por positiva).

2. **Dibujar la estructura esquelética:** El átomo menos electronegativo (excepto el hidrógeno) se coloca en el centro. Los demás se unen a él.

3. **Distribuir electrones:**

    - Formar enlaces simples entre átomos (2 electrones por enlace).

- Distribuir electrones restantes como pares solitarios, priorizando el octeto.
- Si faltan electrones, formar enlaces múltiples (dobles/triples).

Ejemplo práctico: Construcción de la estructura de Lewis del HNO_3

N: 5 e^- = 5× 1 = 5 e^-

O: 6 e^- = 6 × 3 = 18 e^-

H: 1 e^- = 1 × 1 = 1 e^-

Total: 24 e^-

Calculamos los electrones que forman enlace (número de enlace covalente)

Cada átomo tiende a completar su octeto y el H (dueto):

HNO_3 = 8 e^-(Nitrógeno) + 8 e^- x 3 (3 átomos de oxigeno) + 2e^- (Hidrogeno) = 34 e^-

Nº e^- de enlace (compartidos) = nº de e^- octetos - nº de e^- de valencia:

34 e^- - 24 e^- = 10 e^-

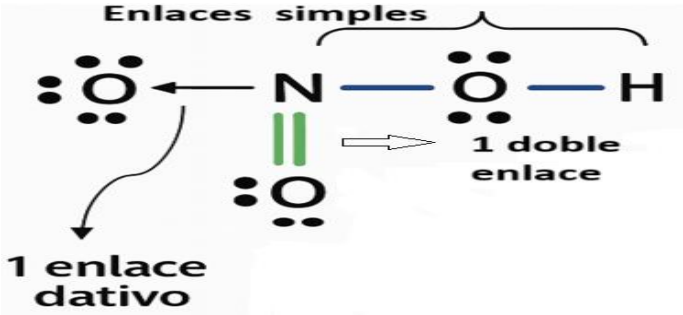
Nº enlaces = nº e^- enlace/2 (cada enlace se forma con un par de e^-)

10 e^-/2 = 5 enlaces

Numero de electrones sin compartir

Nº e^- sin compartir = nº de e^- de valencia – nº de e^- de enlaces

HNO_3: 24 e^- - 10 e^- = 14 e^-



Curnow (2021) propone un método optimizado para representar estructuras de Lewis y determinar cargas formales sin recurrir al conteo de electrones de valencia ni a la redistribución de pares electrónicos(Curnow 2021). Este procedimiento se fundamenta en el número de grupo y la cantidad de enlaces, garantizando que la suma de las cargas formales sea equivalente a la

carga total de la molécula. Al simplificar el proceso, se mejora la comprensión de los enlaces químicos.

2.7.2 Geometría molecular y teoría de repulsión de pares electrónicos (RPECV)

La geometría molecular define cómo se distribuyen los átomos en el espacio dentro de una molécula, influyendo en su comportamiento químico, propiedades físicas y función biológicas(Gillespie 1992). Para predecir estas estructuras, la **teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (VSEPR)** establece que los electrones en la capa de valencia del átomo central se disponen de manera que minimicen su repulsión electrostática, lo que determina la forma molecular(Adhikary, Sana, & Chattopadhyay 2018). basándose en la repulsión entre pares de electrones (tanto enlaces como pares solitarios) alrededor de un átomo central(Sacasa Céspedes 2024). Estos pares se organizan para maximizar su distancia y minimizar la repulsión(Hurley. A C, Lennard Jones, & Pople 1953). Aunque este modelo es una herramienta esencial en química, su precisión es limitada en ciertos casos y puede complementarse con la teoría de orbitales moleculares y la hibridación electrónica.

Los avances en modelado computacional y el uso de tecnologías como la realidad aumentada han optimizado la visualización y el análisis de estructuras moleculares, permitiendo una comprensión más detallada de su configuración y comportamiento(Harvey, Baggio, and Baggio 2006). A pesar de sus restricciones, la teoría VSEPR sigue siendo un pilar en la enseñanza de la química estructural, ya que facilita la predicción de las formas moleculares y su relación con diversas propiedades químicas y biológicas(Saraswati *et al.* 2017).

2.7.3 Teoría del enlace de valencia (TEV)

La Teoría del Enlace de Valencia (TEV) es un modelo químico que explica la formación de enlaces covalentes mediante el solapamiento de orbitales atómicos de átomos participantes(Magnasco 2013). Según esta teoría, un enlace se forma cuando dos orbitales, cada uno con un electrón desapareado de átomos diferentes(Brown 2021), se superponen, permitiendo que los electrones se compartan y generando una región de alta densidad electrónica entre los núcleos(Lombardi, Camilo, & González 2012).

Conceptos importantes:

1. **Solapamiento de orbitales:** La fuerza del enlace depende del grado de solapamiento entre los orbitales atómicos. A mayor superposición, más fuerte será el enlace(Bernal and Railsback 2008b).

2. **Hibridación:** Para explicar geometrías moleculares que no se ajustan a los orbitales puros (s, p, d), la TEV introduce la hibridación, mezcla de orbitales atómicos que genera orbitales híbridos (ej: sp^3 en metano, sp^2 en eteno). La hibridación describe cómo los orbitales atómicos se combinan para formar nuevos orbitales híbridos que permiten explicar la geometría observada en las moléculas. Los tipos más comunes son:

- **sp:** Un orbital s + un orbital p → Dos orbitales híbridos → Geometría lineal (ej: CO_2)
- **sp^2:** Un orbital s + dos orbitales p → Tres orbitales híbridos → Geometría trigonal plana (ej: BF_3)
- **sp^3:** Un orbital s + tres orbitales p → Cuatro orbitales híbridos → Geometría tetraédrica (ej: CH_4).
  La teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia (RPECV) ayuda a predecir la forma de las moléculas en función del número de regiones electrónicas (enlaces simples, dobles o pares solitarios) alrededor del átomo central.

3. **Direccionalidad del enlace:** La orientación espacial de los orbitales determina la geometría molecular(Magnasco 2013) (ej: enlaces tetraédricos en CH_4 debido a orbitales sp^3).

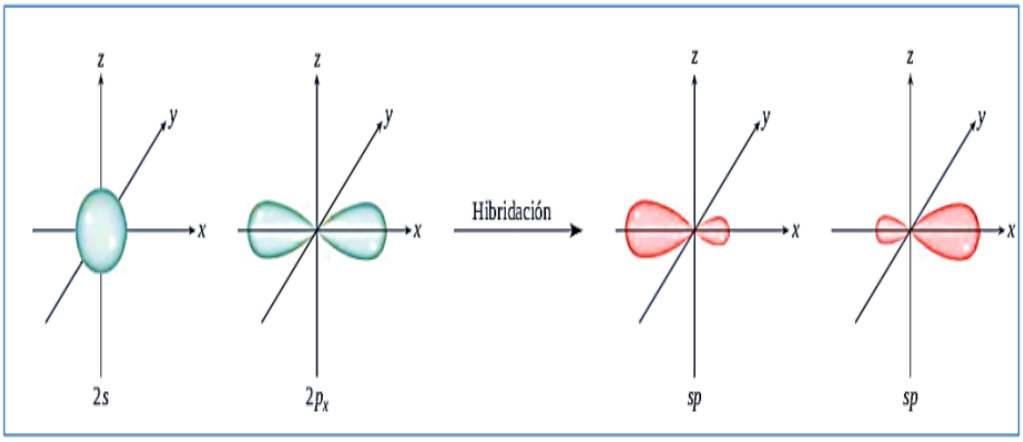
2.8 Tipos de enlaces:

- **Enlace sigma (σ):** Formado por solapamiento frontal (circulo con circulo), permite rotación libre.

- **Enlace pi (π):** Resulta de solapamiento lateral (lóbulo con lóbulo), restringe rotación y es común en dobles/triples enlaces.

La **hibridación sp**, la representación de los orbitales es la siguiente:

Fig. 28. Hibridación sp

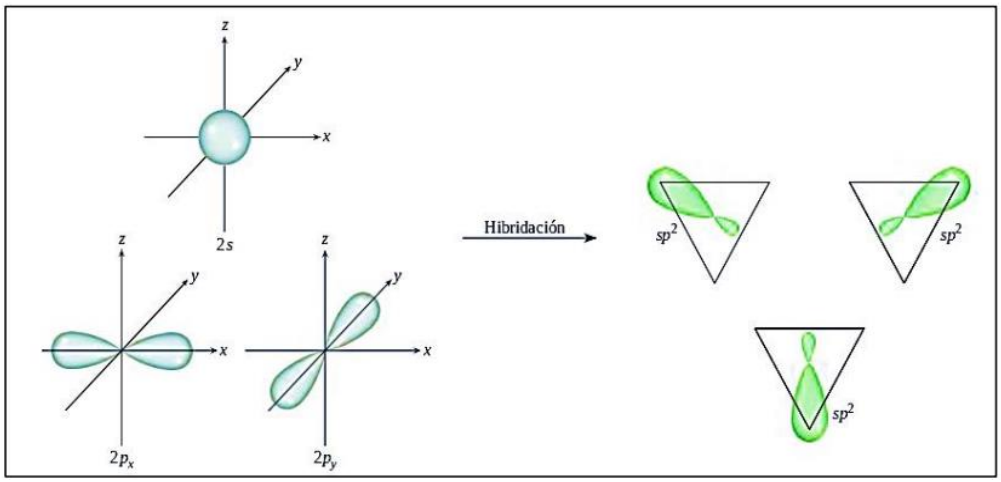


Fuente: (Eyzaguirre Cordova 2021)citando a Ramirez,2017

La Fig.28 representa el proceso de hibridación de orbitales atómicos. A la izquierda se observa un orbital 2s esférico y un orbital 2px en forma de lóbulos opuestos. Mediante el proceso de hibridación, estos orbitales se combinan para formar dos orbitales híbridos sp equivalentes en energía y forma. Estos nuevos orbitales están orientados linealmente a 180° entre sí, característica de moléculas con geometría lineal. La hibridación explica cómo los átomos reorganizan sus orbitales para formar enlaces más estables y dirigidos.

La **hibridación sp^2**, la representación de los orbitales es la siguiente:

Fig. 29. Hibridación sp^2

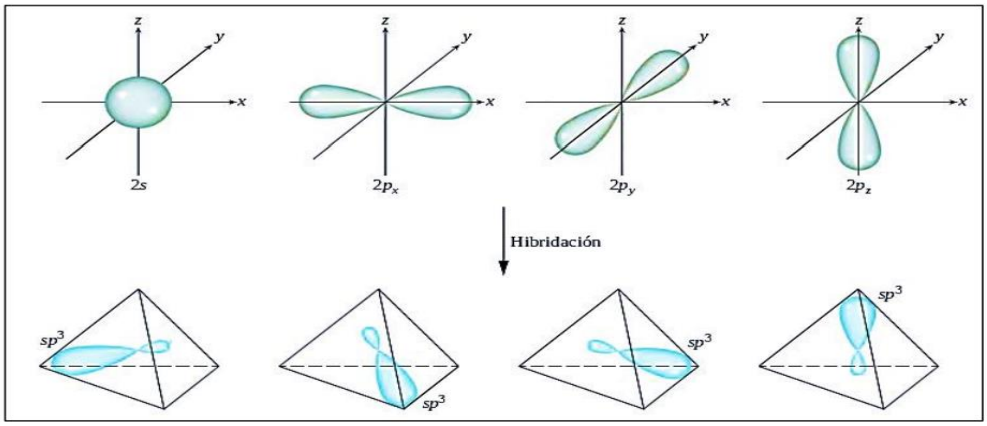


Fuente: (Eyzaguirre Cordova 2021)citando a Ramirez,2017

La Fig. 29 representa el proceso de hibridación sp^2 de orbitales atómicos. Inicialmente se muestra un orbital 2s esférico y dos orbitales 2p orientados en los ejes x e y. Durante la hibridación, estos tres orbitales se combinan para formar tres nuevos orbitales híbridos sp^2, equivalentes en energía y forma. Los orbitales sp^2 resultantes se disponen a 120° entre sí, configurando una geometría trigonal plana. Esta hibridación explica estructuras como la del eteno (C_2H_4) y es fundamental para comprender la formación de enlaces dobles en moléculas.

La **hibridación sp^3**, la representación de los orbitales es la siguiente:

Fig. 30. Hibridación sp^3



Fuente: (Eyzaguirre Cordova 2021)citando a Ramirez,2017

La Fig.30 muestra el proceso de hibridación sp^3 de orbitales atómicos. Se parte de un orbital 2s esférico y tres orbitales 2p, orientados en los ejes x, y y z. Durante la hibridación, estos cuatro orbitales se combinan para formar cuatro nuevos orbitales híbridos sp^3 equivalentes en energía y forma. Estos orbitales se disponen en un arreglo tetraédrico, formando ángulos de 109,5° entre ellos. La hibridación sp^3 explica estructuras como la del metano (CH_4), fundamentales en la química orgánica e inorgánica.

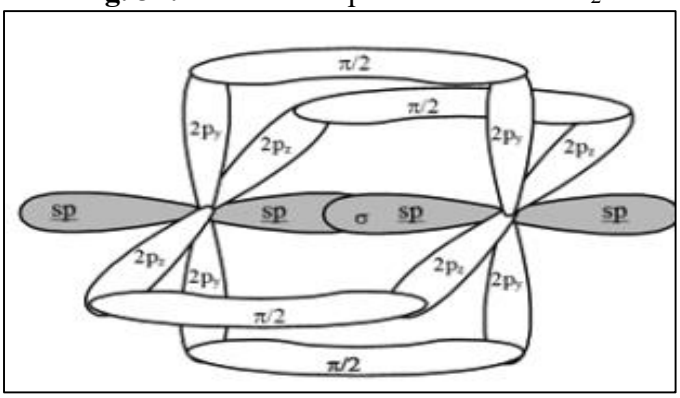
2.8.1 Teoría de Orbitales Moleculares (TOM)

La Teoría de Orbitales Moleculares (TOM) es un modelo químico que describe la formación de enlaces mediante la combinación de orbitales atómicos de diferentes átomos para generar **orbitales moleculares** deslocalizados (Shaik and Hiberty 2004). Estos orbitales pertenecen a la molécula completa, no a átomos individuales, y definen la distribución de los electrones en la estructura molecular (Hernández 2006; De Vargas 1993).

Tipos de orbitales moleculares:

- **Orbital σ (sigma):**
  - Formado por solapamiento frontal (*s-s*, s-p o *p-p*).
  - Mayor solapamiento → mayor estabilidad.
- **Orbital π (pi):**
  - Resulta de solapamiento lateral (p-p).
  - Menor energía de enlace que σ.
  - Es clave en dobles/triples enlaces (ej: eteno).

Fig. 31: Hibridación para la molécula N_2



Fuente:(Cárdenas Castaño and Narváez Zamora 2018)

La Fig.31 representa el modelo de enlaces en una molécula con hibridación sp, como el acetileno (C_2H_2). Se observa la formación de un enlace sigma (σ) entre dos orbitales sp alineados a lo largo del eje internuclear. Además, alrededor del eje, se visualizan dos enlaces pi (π) formados por la superposición lateral de orbitales 2p no hibridados de cada carbono. Esta estructura muestra cómo se logra un triple enlace: un sigma y dos pi. Entender esta distribución es esencial para comprender la geometría lineal y la alta reactividad de las moléculas con enlaces múltiples.

Limitaciones:

- No explica adecuadamente propiedades magnéticas de moléculas como O_2 (paramagnetismo).
- Menos efectiva que la Teoría de Orbitales Moleculares (TOM) para describir deslocalización electrónica en sistemas resonantes o moléculas poliatómicas complejas.

2.9 Glosario

- **Enlace Químico**: Fuerza que mantiene unidos a los átomos en moléculas o compuestos, resultante de la interacción entre sus electrones y núcleos.
- **Enlace Covalente**: Tipo de enlace donde dos átomos (generalmente no metales) comparten uno o más pares de electrones para alcanzar estabilidad. Puede ser polar (diferente electronegatividad) o no polar (misma electronegatividad).
- **Enlace Iónico**: Enlace formado por la transferencia completa de electrones de un átomo metálico (que se convierte en catión) a uno no metálico (que se convierte en anión). Genera una red cristalina de iones unidos por fuerzas electrostáticas.
- **Enlace Metálico**: Enlace característico de los metales, donde los cationes se encuentran inmersos en un "mar" de electrones deslocalizados que permiten conductividad eléctrica y maleabilidad.
- **Enlace Coordinado (Dativo)**: Tipo de enlace covalente en el que un átomo (donante) aporta ambos electrones del par compartido, mientras el otro (aceptor) proporciona un orbital vacío. Común en complejos de coordinación.
- **Teoría de Lewis**: Modelo que describe los enlaces químicos mediante la representación de electrones de valencia como puntos. Introduce el concepto de octeto y estructuras de Lewis para explicar la estabilidad molecular.
- **TRPEV (Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Valencia)**: Teoría que predice la geometría molecular basándose en la repulsión entre pares de electrones (enlazantes y no enlazantes) alrededor del átomo central. Ejemplo: moléculas con forma lineal, tetraédrica, etc.
- **TEV (Teoría del Enlace de Valencia)**: Explica la formación de enlaces mediante la hibridación de orbitales atómicos y el solapamiento de estos para formar enlaces sigma (σ) y pi (π). Ejemplos: hibridaciones sp^3, sp^2.
- **TOM (Teoría de Orbitales Moleculares)**: Modelo que describe los enlaces como la combinación de orbitales atómicos para formar orbitales moleculares deslocalizados. Clasifica los enlaces en orbitales enlazantes, antienlazantes o no enlazantes, y explica propiedades como el paramagnetismo.

Tabla 11: de comparación de los Modelos de Enlace Químico: VSEPR, TEV y TOM

Criterio de comparación	VSEPR (Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia)	TEV (Teoría del Enlace de Valencia)	TOM (Teoría de Orbitales Moleculares)
Enfoque teórico	Predice geometría molecular por repulsión entre pares de electrones.	Explica enlaces covalentes mediante solapamiento de orbitales atómicos.	Describe enlaces con orbitales moleculares deslocalizados en la molécula.
Perspectiva del enlace	Basada en la distribución espacial de pares electrónicos sin considerar orbitales específicos.	Enlaces localizados entre átomos debido al solapamiento de orbitales.	Enlaces deslocalizados en toda la molécula; los electrones no pertenecen a un solo enlace.
Conceptos clave	- Pares electrónicos (enlazantes y no enlazantes). - Geometría molecular.	- Hibridación. - Solapamiento σ y π. - Direccionalidad de enlaces.	- Orbitales enlazantes/antienlazantes. - Orden de enlace. - Deslocalización electrónica.
Fortalezas	- Sencillez para predecir geometría. - No requiere cálculos cuánticos.	- Explica geometría molecular a través de la hibridación de orbitales.. - Claridad en enlaces simples.	- Explica paramagnetismo (ej: O_2). - Justifica la resonancia y la deslocalización electrónica.
Limitaciones	- No describir propiedades electrónicas ni magnéticas. - No se consideran orbitales atómicos específicos.	- No explica deslocalización electrónica. - No predice correctamente moléculas paramagnéticas.	- Requiere cálculos matemáticos complejos. - Menos intuitiva para moléculas simples.
Ejemplos	- Geometría tetraédrica (CH_4). - Angular (H_2O).	- Hibridación sp^3 en CH_4. - Enlace π en C_2H_4.	- Paramagnetismo en O_2. - Estructura del benceno (resonancia).
Aplicaciones principales	Predicción rápida de geometrías moleculares.	Explicación de estructuras y reactividad en química orgánica	Estudio de sistemas con electrones deslocalizados, metales y propiedades magnéticas.

2.10 Actividades

Ejercicio 1: Construcción de estructura de Lewis y predicción de geometría molecular

Compuesto: Metano (CH_4)

Instrucciones:

Dibuja la estructura de Lewis del CH_4.

Determina el número de regiones electrónicas alrededor del átomo central.

Usa la teoría RPECV para predecir la geometría molecular.

Identifica el tipo de enlace (simple, doble, triple o dativo si aplica).

Respuesta guía:

Electrones de valencia: C (4), H × 4 = 4 → Total: 8 e^-

Estructura esquelética: C central unido a 4 H

Geometría molecular: Tetraédrica

Tipo de enlace: Covalente simple

Ejercicio 2: Identificación y propiedades de los elementos

Objetivo: Comprender las características fundamentales de un elemento a partir de su número atómico, configuración electrónica y propiedades periódicas.

Materiales:

- Tabla periódica
- Calculadora científica
- Ficha de datos sobre elementos químicos

Procedimiento:

1. Al azar selecciona un elemento de la tabla periódica (evita hidrógeno y gases nobles para mayor complejidad).
2. Anota su **símbolo**, **número atómico (Z)** y **masa atómica**.
3. Identifica su **grupo y período** en la tabla periódica.
4. Investiga sus propiedades químicas y físicas, incluyendo electronegatividad, radio atómico y energía de ionización.

Contestar lo siguiente:

- ¿Por qué pertenece a su grupo y período?
- ¿Cómo varían sus propiedades respecto a los elementos vecinos?

Ejercicio 3: Configuración electrónica y números cuánticos

Objetivo: Determinar la configuración electrónica y los números cuánticos de un electrón en un elemento dado.

Procedimiento:

1. Escoge un elemento con Z entre 11 y 30.
2. Escribe su **configuración electrónica** usando la notación de niveles y subniveles
3. Representa la distribución electrónica en **diagrama de orbitales** (usando la Regla de Hund y el Principio de Aufbau).
4. Elige un electrón en un orbital específico y determina sus **números cuánticos**:
   - **n (principal)**: Nivel de energía.
   - **l (secundario o azimutal)**: Tipo de subnivel (s, p, d, f).
   - **m_l (magnético)**: Orbital dentro del subnivel.
   - **m_s (de espín)**: +1/2 o −1/2.

   Contestar lo siguiente:
   - ¿Cómo influye la configuración electrónica en la reactividad química del elemento? ¿Qué tendencias periódicas puedes observar?

***“Imagina un mundo sin sabor, sin equilibrio, sin transformación, el fascinante mundo de los ácidos y bases no solo son fundamentales en la química, sino que también son esenciales para comprender los procesos que rigen nuestra vida diaria*.**

- Delly San -

UNIDAD 3

Ácidos y Bases

CAPÍTULO 3. ELEMENTOS DE APERTURA

Resumen o Introducción del capítulo

En este capítulo, exploraremos el fascinante mundo de los ácidos y las bases, los tipos de compuestos químicos fundamentales en la química y en nuestra vida cotidiana. Estudiaremos sus propiedades características, las reacciones que experimentan y sus diversas aplicaciones en la industria, la medicina y el hogar.

Esquema del Capítulo:

- Definición de Ácidos y Bases
  - Teoría de Arrhenius
  - Teoría de Brønsted-Lowry
  - Teoría de Lewis
- Fuerza de Ácidos y Bases.
- Sustancias anfóteras
  - Ácidos y Bases en Disolventes No Acuosos
  - Ácidos y Bases Duros y Blandos (Teoría de Pearson)
  - Hidrólisis de Sales y Sustancias Anfóteras

- Indicadores Ácidos y Bases
  - Curva de Titulación
  - Indicadores Ácido-Base y Curvas de Titulación
- Aplicaciones industriales

Preguntas de enfoque

¿Qué define a una sustancia como un ácido o una base?

¿Cómo influyen los ácidos y bases en las reacciones químicas?

¿Cuál es el papel del pH en la química?

Objetivos de aprendizaje.

- Comprender las definiciones y características de ácidos y bases según diferentes teorías.
- Identificar las propiedades físicas y químicas de los ácidos y bases.
- Calcular el pH y entender su significado en diferentes contextos.
- Reconocer aplicaciones prácticas de ácidos y bases en la industria

Resultados de aprendizaje:

- Los estudiantes podrán definir ácidos y bases según las teorías estudiadas.
- Podrán describir las propiedades de ácidos y bases y sus interacciones.
- Podrán calcular el pH de soluciones y comprender su importancia.
- Podrán aplicar el conocimiento sobre ácidos y bases a situaciones del mundo real.

Capítulo 3: Elementos de Apertura

3.1 Introducción

El estudio de los ácidos y las bases constituye uno de los ejes fundamentales en el desarrollo de la química, no solo en el ámbito académico, sino también en aplicaciones industriales, ambientales y biomédicas. Desde los primeros intentos de clasificación por sus propiedades sensoriales, hasta la formulación de teorías modernas basadas en la transferencia de protones o electrones, el concepto de ácido-base ha evolucionado en paralelo al avance del conocimiento científico (Munjal & Singh 2020). Comprender su naturaleza permite interpretar procesos de neutralización, síntesis de compuestos, equilibrio de soluciones y fenómenos biológicos como la regulación del pH sanguíneo.

La importancia de integrar distintas teorías Arrhenius, Brønsted Lowry, Lewis y más recientes como el concepto de ácidos y bases duros y blandos de Pearson radica en la necesidad de adaptarse a contextos químicos diversos, que van más allá del agua como disolvente (Shaffer, 2006). En efecto, la reacción ácido-base no se limita al intercambio de protones; involucra aspectos de polaridad molecular, energía de enlace y disponibilidad electrónica, aspectos esenciales en la química moderna (Furió, Calatayud, & Bárcenas 2000) . Sin embargo, múltiples investigaciones señalan que los estudiantes presentan concepciones erróneas recurrentes, como confundir la fuerza de un ácido con su concentración o limitar las reacciones ácido-base exclusivamente a disoluciones acuosas (Barke & Harsch 2014). Este capítulo busca proporcionar una comprensión clara, estructurada y aplicada de los conceptos de ácidos y bases, integrando teoría, ejemplos prácticos y ejercicios, para fortalecer las bases científicas de los futuros ingenieros químicos.

3.2 Definición ácidos – bases

La comprensión del comportamiento ácido-base ha evolucionado significativamente a lo largo de la historia de la química. En términos generales, un ácido se define como una sustancia capaz de donar protones (H^+) o aceptar un par de electrones, mientras que una base es aquella que acepta protones o dona un par de electrones, dependiendo del modelo teórico considerado (Munjal & Singh 2020; Shaffer 2006). Esta definición ha permitido el análisis de una amplia gama de reacciones químicas fundamentales en los sistemas biológicos, industriales y ambientales(Meeres *et al.* 2013).

Desde un punto de vista práctico, los ácidos presentan propiedades características como sabor agrio, cambio de color de indicadores como la fenolftaleína (incolora en medio ácido) y la capacidad de reaccionar con metales liberando hidrógeno. Las bases, en cambio, se reconocen por su sabor amargo, textura jabonosa y la capacidad de cambiar el papel tornasol a azul (Furió *et al*. 2000).

El estudio de los ácidos y bases no se limita únicamente al medio acuoso, sino que se extiende a sistemas no acuosos, lo que ha impulsado el desarrollo de teorías más generales, como la de Lewis, que consideran la transferencia de pares de electrones (Paik 2015).

De esta manera, el concepto de ácido y base es flexible y se adapta a las características específicas de los sistemas químicos analizados, convirtiéndose en un marco esencial para entender fenómenos como la corrosión, la catálisis o los procesos metabólicos(House & House 2016; Monrroy, Barahona, & Quintanilla Gatica 2022).

Actualmente, se exploran conceptos más amplios de ácido-base en química supramolecular y catálisis verde. Estas aplicaciones reflejan la importancia de los pares ácido-base en tecnologías sostenibles y en el diseño de materiales avanzados (Carrillo Esper, Córdova Carrillo, & Carrillo Córdova 2007; García 2011).

Ejemplos:

Ácido común: Ácido clorhídrico (HCl) en agua:

$$\mathbf{HCl \rightarrow H^+ + Cl^-}$$

Base común: Hidróxido de sodio (NaOH) en agua:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

Ejercicio Propuesto: Clasifique las siguientes sustancias como ácido o base, justificando su respuesta:

a) H_2SO_4
b) NH_3
c) KOH
d) CH_3COOH

Ejemplo*:* Uso de catalizadores ácidos de Lewis en síntesis orgánica.

Ejercicio: Investigue el uso de un ácido superfuerte en la industria farmacéutica.

3.3 Teoría de Arrhenius

La teoría de Arrhenius fue propuesta en 1884 por Svante Arrhenius para explicar la conducta de ciertas sustancias en soluciones acuosas. Según esta teoría, un ácido es una sustancia que, al disolverse en agua, incrementa la concentración de iones hidrógeno (H^+), mientras que una base es aquella que aumenta la concentración de iones hidroxilo (OH^-) (Kauffrnan 1988; Munjal & Singh 2020).

Esta propuesta permitió comprender de manera sencilla fenómenos como la neutralización, en la cual los iones H^+ y OH^- se combinan para formar agua. No obstante, la teoría de Arrhenius presenta limitaciones importantes, ya que únicamente considera reacciones en medio acuoso y excluye bases que no generan OH^- directamente, como el amoníaco (NH_3) (Barke & Harsch 2014).

3.3.1 Definición según Arrhenius:

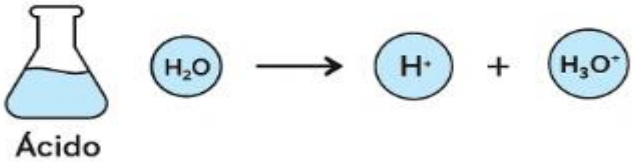
- **Ácido:** sustancia que libera H^+ en disolución acuosa.

- **Base:** sustancia que libera OH^- en disolución acuosa.

Esta conceptualización resulta fundamental para iniciar el estudio de los equilibrios ácido-base y para comprender conceptos como pH, pOH y fuerza relativa de ácidos y bases.

Ionización de un ácido fuerte:

Fig. 32: **Ácido de Arrhenius**



Fuente: Elaboración propia

$HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

Disociación de una base fuerte:

$NaOH\ (aq) \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

Ejemplo

Disociación completa en agua:

Ácido: $HNO_{3(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$

Base: $KOH\ (aq) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$

Ejercicio Propuesto: Clasifique las siguientes sustancias según la teoría de Arrhenius e indique su reacción en agua:

a) HBr

b) $Ba(OH)_2$
c) NH_3

d) H_2SO_4

Nota: Justifique si alguna sustancia no se ajusta estrictamente a la teoría de Arrhenius.

3.4 Teoría de Brønsted-Lowry

En 1923, Johannes Brønsted y Thomas Lowry propusieron una extensión de la teoría ácido-base de Arrhenius. Según la teoría de Brønsted-Lowry, un ácido es una sustancia capaz de donar un protón (H^+), mientras que una base es aquella capaz de aceptar un protón (Kauffrnan, 1988). Esta definición amplió el campo de estudio de las reacciones ácido-base, permitiendo analizar procesos que no ocurren necesariamente en disolución acuosa.

Una característica esencial de esta teoría es la aparición de pares conjugados ácido-base: cuando un ácido dona un protón, se convierte en su base conjugada, y cuando una base acepta un protón, se convierte en su ácido conjugado (Shaffer, 2006).

3.4.1 Definición formal según Brønsted-Lowry:

- **Ácido:** donador de protones (H^+).
- **Base:** aceptor de protones (H^+).

Esta visión es más general que la propuesta por Arrhenius y facilita el estudio de reacciones en disolventes diferentes del agua, así como en fases gaseosas y sistemas biológicos.

Transferencia de protón entre un ácido y una base:

$$\mathbf{HA + B \leftrightarrow A^- + BH}$$

donde:

HA = ácido

B = base

A^- = base conjugada

BH^+ = ácido conjugado

Ejemplo

Reacción entre amoníaco y agua:

$$\mathbf{NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}}$$

Donde:

NH_3 actúa como **base** (acepta H^+).

H_2O actúa como **ácido** (dona H^+).

NH_4^+ es el **ácido conjugado** de NH_3.

OH^- es la **base conjugada** de H_2O.

Ejemplo: Una solución contiene ácido clorhídrico (HCl) y agua (H2O). ¿Cuál es el ácido y la base según la teoría de Bronsted-Lowry en la reacción:

$$\mathbf{HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-}$$

Solución:

Paso 1: Identificar las especies que donan y aceptan protones (H+). De acuerdo a la reacción tenemos:

HCl dona un protón (H+), por lo que es el ácido.

H_2O acepta un protón (H+), por lo que es la base.

Paso 2: Identificar los conjugados:

El conjugado del ácido HCl es Cl- (la base conjugada).

El conjugado de la base H_2O es H_3O^+ (el ácido conjugado).

Resultado:

HCl + H2O → H3O+ + Cl-

Ácido 1: HCl	Base 2: H_2O	Ácido2: H_3O^+	Base 1: Cl-

Ejercicio Propuesto: En la siguiente reacción, identifique: el ácido, la base, el ácido conjugado y la base conjugada:

$$\mathbf{HSO_4^- + H_2O \leftrightarrow SO_4^{2-} + H_3O^+}$$

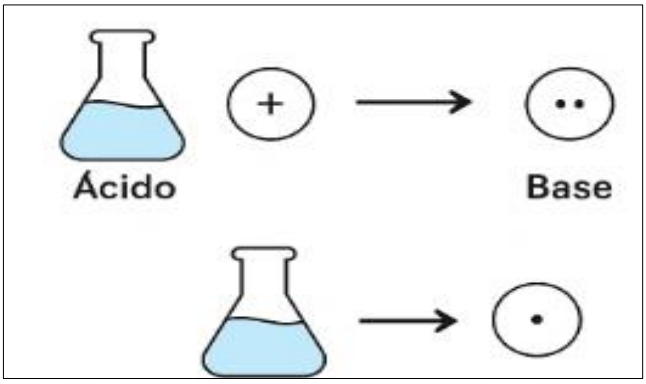
3.5 Teoría de Lewis

La teoría ácido-base de Lewis, propuesta en 1923, redefine el concepto centrándose en la transferencia de electrones más que en protones. Según Lewis, un ácido es una especie que acepta un par de electrones para formar un enlace covalente coordinado, mientras que una base es aquella que dona un par de electrones (Shaffer 2006).

Esta concepción es más general, ya que permite describir una gama mucho más amplia de reacciones químicas, incluyendo aquellas en medios no acuosos o en fase gaseosa ((Paik 2015).

Según Lewis:

Fig. 33: Ácido de Lewis



Fuente: Elaboración propia

- **Ácido de Lewis:** aceptador de un par de electrones.
- **Base de Lewis:** donador de un par de electrones.

Reacción.

Formación de un aducto ácido-base de Lewis:

BF_3 + **:NH3 →** **F3B−NH3**

Ácido	Base :	Producto

Ejemplo

- BF_3 actúa como ácido de Lewis (acepta par de electrones).
- NH_3 actúa como base de Lewis (dona par de electrones).

Ejercicio propuesto: En las siguientes reacciones, identifique el ácido y la base de Lewis

a) **$AlCl_3 + Cl^- \rightarrow AlCl_4^-$ (ion tetraaluminato)**

b) **$Fe^{3+} + 6H_2O \rightarrow [Fe(H2O)6]^{3+}$**

3.6 Fuerza de Ácidos y Bases

La fuerza de un ácido o una base depende de su capacidad para disociarse completamente en solución acuosa. Un ácido fuerte se ioniza casi por completo, mientras que un ácido débil solo lo hace parcialmente (Munjal & Singh 2020).

La magnitud de esta fuerza se mide a través de las constantes de disociación Ka (ácidos) y Kb (bases). Su valor se expresa también en forma de pKa y pKb:

pKa = − logKa

pKb = − logKb

En soluciones acuosas:

Ka × Kb = Kw

donde **Kw** es el producto iónico del agua.

Ejemplos:

- **Ácido fuerte:** HCl en agua se disocia completamente.
- **Ácido débil:** Ácido acético (CH_3COOH) en agua solo se disocia parcialmente.

Ejercicio Propuesto: Calcular el pH de una solución 0.01 M de HCl y una 0.01 M de CH_3COOH (Ka = 1.8×10−5)

Hidrólisis de Sales

Las sales formadas a partir de ácidos o bases débiles pueden sufrir hidrólisis, alterando el pH de la solución. Si una sal se disuelve y genera H^+ o OH^-, cambiará el carácter ácido o básico del medio (Chamizo Guerrero, 2017).

3.7 Sustancias Anfóteras

Una sustancia anfótera puede comportarse como ácido o base dependiendo del medio en el que se encuentre (Barke & Harsch 2014).

Ejemplo de Hidrólisis

$$CH_3COONa + H_2O \rightarrow CH_3COOH + OH^-$$

Esto genera un medio **básico**.

Ejemplo:

Agua (H_2O) puede actuar como ácido (donando H^+) o como base (aceptando H^+).

3.7.1 Ácidos y Bases en Disolventes No Acuosos

La mayoría de las reacciones ácido-base ocurren en disoluciones acuosas, pero también existen sistemas no acuosos. Según la teoría de disolventes, un disolvente actúa como ácido si aumenta la concentración de cationes y como base si aumenta la de aniones (House & House 2016; Paik 2015).

- Por ejemplo, en el amoníaco líquido:

$2NH_3 \leftrightarrow NH_4^+ + NH_2^-$

Ejemplo:

- El ácido perclórico ($HClO_4$) en ácido sulfúrico puro actúa como un ácido fuerte, pero su comportamiento puede cambiar en otros disolventes.

***Ejercicio Propuesto*:** Describa la función ácido-base en un sistema de ácido acético puro.

3.7.2 Ácidos y Bases Duros y Blandos (Teoría de Pearson)

La teoría de ácidos y bases duros y blandos (HSAB) establece que:

- **Ácidos duros** prefieren reaccionar con **bases duras**.
- **Ácidos blandos** prefieren reaccionar con **bases blandas**.

Los ácidos duros son generalmente pequeños, con alta carga positiva y poco polarizables (por ejemplo, H^+, Al^{3+}), mientras que los blandos son grandes, poco cargados y muy polarizables (por ejemplo, Ag^+, Hg^{2+}) (Paik 2015).

Ejemplo:

- Fe^{3+} (ácido duro) se asocia con F^-
- Ag^+ (ácido blando) se asocia con I^-

Ejercicio Propuesto:

- **Clasifique las siguientes especies como duras o blandas:**
  a) Al^{3+}
  b) S^{2-}
  c) H_2O

3.7.3 Hidrólisis de Sales y Sustancias Anfóteras

La hidrólisis de sales ocurre cuando los iones de una sal reaccionan con el agua, alterando el pH de la solución. De igual forma, las sustancias anfóteras son aquellas que pueden actuar como ácidos o bases dependiendo del medio (Monrroy *et al*. 2022). Así, comprender estos conceptos es crucial para predecir el comportamiento químico de soluciones.

Ejemplos: $\boldsymbol{CH_3COO^- + H_2O \leftrightarrow CH_3COOH + OH^-}$

Ejercicio propuesto: Determine si la solución de NH_4Cl será ácida, básica o neutra.

3.8 Indicadores Ácido-Base

Los indicadores ácido - base son compuestos que cambian de color en función del pH de la solución, permitiendo determinar puntos de equivalencia en una titulación (Furió *et al*., 2000). Como se muestra en la siguiente tabla 12.

Tabla 12: Tipos de indicadores.

Indicador	Color en medio ácido	Color en medio básico	Rango de pH
Violeta de metilo	Amarillo	Azul	0.0 – 1.6
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4.2 – 6.2
Naranja de metilo	Rojo	Amarillo	3.1 – 4.4
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6.0 – 7.6
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa	8.2 – 10.0
Timolftaleína	Incoloro	Azul	9.3 – 10.5
Azul de timol (1ª trans.)	Rojo	Amarillo	1.2 – 2.8
Azul de timol (2ª trans.)	Amarillo	Azul	8.0 – 9.6
Rojo de cresol	Rojo	Amarillo	0.2 – 1.8
Púrpura de bromocresol	Amarillo	Púrpura	5.2 – 6.8
Rojo congo	Azul	Rojo	3.0 – 5.2
Verde de bromocresol	Amarillo	Azul verdoso	3.8 – 5.4
Rojo neutro	Rojo	Amarillo	6.8 – 8.4
Carmín de índigo	Azul	Amarillo	11.6 – 14.0

Fuente: (Heredia Avalos 2006; Val Castillo 2020)

3.8.1 Curva de Titulación:

Titulación o valoración de un ácido fuerte con una base fuerte: curva sigmoide, punto de equivalencia en pH ≈ 7.

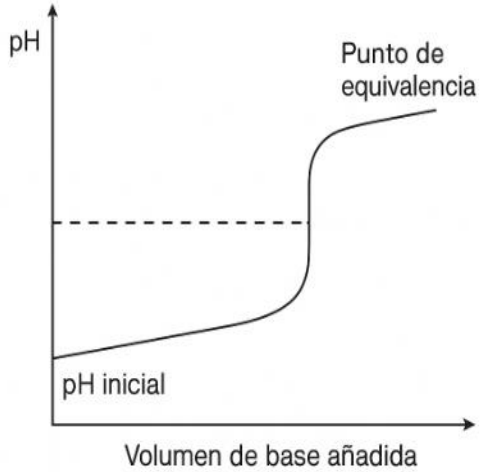
Ejercicio Propuesto: Explique qué indicador usaría para titular HCl contra NaOH y por qué.

Tabla 13: Características de las Curvas de Titulación Ácido-Base e Indicadores Asociados

Tipo de titulación	Indicador usado	Cambio de color	Rango de ph aproximado	Punto de equivalencia
Ácido fuerte vs. Base fuerte	Fenolftaleína	Incoloro a rosa	8.2 – 10.0	Cercano a pH 7
Ácido débil vs. Base fuerte	Fenolftaleína	Incoloro a rosa	8.2 – 10.0	Punto de equivalencia > pH 7
Base débil vs. Ácido fuerte	Azul de bromotimol	Amarillo a azul	6.0 – 7.6	Punto de equivalencia < pH 7
Ácido fuerte vs. Base fuerte	Azul de bromotimol	Amarillo a verde-azul	6.0 – 7.6	Cambio brusco de pH cerca de 7

Fuente: (Kahlert, Meyer, & Albrecht 2016)

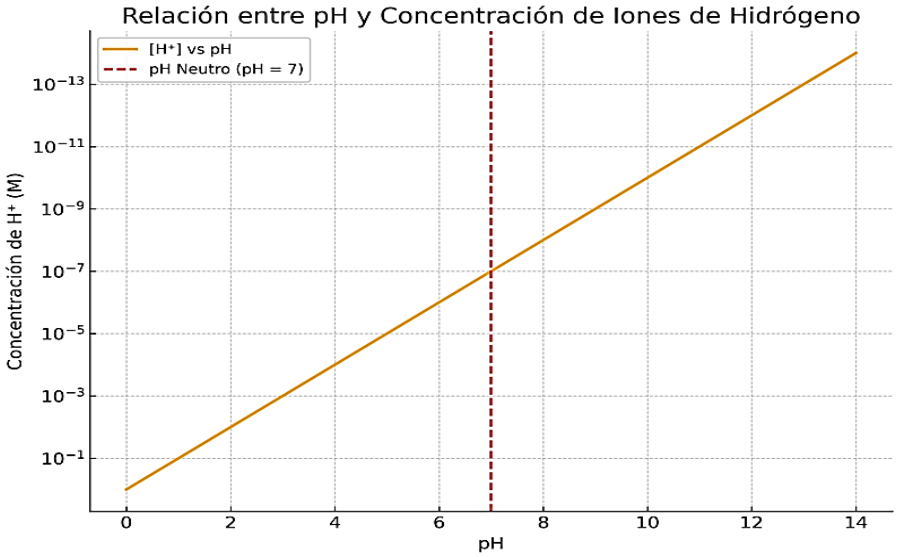
Fig. 34: Curva de valoración de un ácido débil con una base fuerte.



Fuente: Elaboración propia

Esta gráfica representa una curva de titulación ácido-base. Inicialmente, el pH es bajo, indicando un medio ácido. A medida que se añade base, el pH sube lentamente hasta acercarse al punto de equivalencia, donde el cambio es abrupto. El punto de equivalencia corresponde al volumen en que la cantidad de ácido neutralizado es igual a la cantidad de base añadida. Después de este punto, el pH se estabiliza en valores básicos, reflejando un exceso de base en la solución.

Fig. 35: Curva de valoración de un ácido débil con una base fuerte



Fuente: Elaboración propia

La gráfica muestra una relación inversa entre el pH y la concentración de iones de hidrógeno (H+). A medida que el pH disminuye, la concentración de iones de hidrógeno aumenta, indicando una solución ácida. Por el contrario, cuando el pH aumenta, la concentración de iones de hidrógeno disminuye, señalando una solución básica.

El punto de equilibrio se encuentra en pH 7, donde la concentración de iones de hidrógeno es neutra (10^-7 M).

3.8.2 Errores Comunes en el Estudio de Ácidos y Bases

Diversas investigaciones han identificado errores conceptuales frecuentes:

- Confundir concentración con fuerza.
- Creer que todos los ácidos tienen sabor agrio y todas las bases son jabonosas (Barke and Harsch 2014; Furió *et al*. 2000).
- Aplicar únicamente la teoría de Arrhenius.

La superación de estos errores es clave para la formación sólida del ingeniero químico.

Ejercicios:

Identifique el ácido y la base según Brønsted-Lowry en:

$HCO3^- + OH^- \leftrightarrow CO_3^{2-} + H_2O$

Clasifique como ácido duro o blando:

a) Mg^{2+}
b) CN^-

Explique el comportamiento del ácido perclórico en ácido sulfúrico puro.

3.8.3 Indicadores Ácido-Base y Curvas de Titulación

Los indicadores son sustancias que cambian de color en respuesta a variaciones de pH, siendo fundamentales en la identificación de puntos de equivalencia en titulaciones (Furió *et al*. 2000). Además, el análisis de curvas de titulación permite determinar la naturaleza de los ácidos y bases involucrados(Garritz *et al.* 2013).

Ejemplo: La fenolftaleína es incolora en pH ácido y rosada en pH básico.

Ejercicio: ¿Qué indicador usaría para titular una base débil con un ácido fuerte?

3.8.3.1 Ácidos y Bases Polipróticos

Los ácidos polipróticos son compuestos capaces de donar más de un protón por molécula en etapas sucesivas, mientras que las bases polipróticas pueden aceptar más de un protón. Cada disociación tiene su propia constante de equilibrio (Munjal and Singh 2020; Tagle Páez 2017). Por lo tanto, la comprensión de los ácidos polipróticos es fundamental en el análisis de sistemas biológicos y en la titulación de soluciones.

Ejemplo: $\boldsymbol{H_3PO_4 \rightarrow H^+ + H_2PO_4^-}$

$$\boldsymbol{H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}}$$

$$\boldsymbol{HPO_4^{2-} \rightarrow H^+ + PO_4^{3-}}$$

Ejercicio: Escriba las etapas de disociación del ácido sulfúrico (H_2SO_4).

3.9 Ácidos y Bases Duros y Blandos (Teoría de Pearson)

La teoría de Pearson distingue entre ácidos y bases duros y blandos según su polarizabilidad. Los ácidos duros prefieren bases duras, mientras que los blandos interactúan mejor con bases blandas (House & House 2016; Paik 2015). Esta clasificación es útil en catálisis y en la síntesis de materiales especializados.

Tabla 14: Ácidos y Bases Duros y Blandos

Tipo	Características	Ejemplos
Ácido duro	Pequeño, carga alta, no polarizable	H^+, Al^{3+}, Fe^{3+}
Base dura	Pequeña, alta electronegatividad, no polarizable	OH^-, F^-, H_2O
Ácido blando	Grande, carga baja, altamente polarizable	Ag^+, Hg^{2+}, Pt^{2+}
Base blanda	Altamente polarizable, baja carga	I^-, S^{2-}, CN^-

Fuente: (Pearson 1968)

Ejemplo:

- Ácido duro: Fe^{3+}
- Base blanda: I^-

Ejercicio: Clasifique Mg^{2+} y S^{2-} como duro o blando.

Ácidos y Bases en Disolventes No Acuosos

Las reacciones ácido-base no se limitan al agua; pueden ocurrir en disolventes como amoníaco líquido o ácido sulfúrico puro. En estos medios, los disolventes mismos pueden actuar como ácidos o bases, expandiendo así la definición clásica (Raviolo and Farré 2017).

Ejemplo: $2NH_3 \quad NH_4^+ + NH_2^-$

Ejercicio: Describa el comportamiento ácido-base del ácido acético puro.

3.10 Aplicaciones Industriales y Biológicas de Reacciones Ácido-Base

Las reacciones ácido-base tienen aplicaciones industriales en la producción de fertilizantes, tratamiento de aguas, y síntesis química. Asimismo, en sistemas biológicos son esenciales para mantener la homeostasis del pH en organismos vivos (Fernández González and Jiménez Granados 2014; Tagle Páez 2017).

Ejemplo: Neutralización del ácido gástrico con antiácidos.

Ejercicio: Mencione una aplicación industrial de una base fuerte.

Ejercicios propuestos:

1.Clasifique, según Arrhenius si es acido o base:

- H_2SO_4
- NaOH
- CH_4

2. En la siguiente reacción, identifica el ácido, la base, el ácido conjugado y la base conjugada:

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

3. Según la teoría de Pearson, ¿cuál combinación formará un compuesto más estable?

(A) Ag^+ con CN^-

(B) Ag^+ con OH^-

4.Calcule el pH de una solución 0.02 M de NaOH.

5.Explique el comportamiento ácido-base del ácido perclórico en ácido sulfúrico puro.

3.11 Glosario

- **Ácido de Arrhenius:** Sustancia que, al disolverse en agua, libera iones hidrógeno (H^+), aumentando la concentración de protones en la solución.
- **Base de Arrhenius:** Sustancia que, al disolverse en agua, libera iones hidróxido (OH^-), aumentando la basicidad de la solución.
- **Ácido de Brønsted-Lowry:** Especie que dona un protón (H^+) a otra sustancia durante una reacción química.
- **Base de Brønsted-Lowry:** Especie que acepta un protón (H^+) proveniente de un ácido durante una reacción química.
- **Ácido de Lewis:** Sustancia que acepta un par de electrones en una reacción química para formar un enlace covalente.
- **Base de Lewis:** Sustancia que dona un par de electrones en una reacción para formar un enlace covalente.
- **pH:** Escala logarítmica que mide la concentración de iones hidrógeno (H_3O^+) en una solución; determina el grado de acidez o basicidad.
- **pOH:** Escala logarítmica que mide la concentración de iones hidróxido (OH^-) en una solución; complementa el valor de pH.
- **Ka (Constante de disociación ácida):** Valor que mide la fuerza de un ácido en solución acuosa, reflejando su tendencia a donar protones.
- **Kb (Constante de disociación básica):** Valor que mide la fuerza de una base en solución acuosa, reflejando su capacidad de aceptar protones.
- **Autoionización del agua:** Proceso en el cual dos moléculas de agua reaccionan entre sí para formar iones H_3O^+ y OH^- en equilibrio.
- **Hidrólisis de sales:** Reacción de los iones de una sal con el agua, que puede alterar el pH de la solución resultante.
- **Ácidos polipróticos:** Ácidos que pueden donar más de un protón (H^+) por molécula, como el ácido sulfúrico (H_2SO_4).
- **Principio HSAB:** Teoría que clasifica ácidos y bases como duros o blandos, proponiendo que los ácidos duros prefieren bases duras y los blandos prefieren bases blandas.
- **Indicadores ácido-base:** Sustancias que cambian de color dependiendo del pH de la solución, utilizadas para identificar el punto final de una titulación.

3.12 Actividades

Resolver los siguientes ejercicios:

1. ¿Cuál es el pH de una solución que contiene 0,01 M de ácido clorhídrico (HCl)?
2. Una solución tiene un pH de 9,5. ¿Cuál es la concentración de iones OH- en la solución?

3. ¿Cuál es la concentración de ácido acético (CH3COOH) en una solución que tiene un pH de 4,5 si se sabe que el ácido acético es un ácido débil con una constante de disociación (Ka) de 1,8 x 10^(-5)?
4. Una mezcla de 25 mL de solución de ácido clorhídrico (HCl) 0,1 M y 25 mL de solución de hidróxido de sodio (NaOH) 0,1 M. ¿Cuál es el pH de la solución resultante?
5. Una solución de ácido sulfúrico (H2SO4) tiene un pH de 1,5. ¿Cuál es la concentración de ácido sulfúrico en la solución?
6. Una solución contiene 0,05 M de ácido cítrico (C6H8O7) y 0,01 M de hidróxido de sodio (NaOH). ¿Cuál es el pH de la solución resultante?

"¡La química no es solo una ciencia, es la llave para entender y transformar el mundo que te rodea! Cada elemento representativo es un protagonista en la gran obra de la vida y la tecnología. ¡Atrévete a descubrir su potencial!"

UNIDAD 4

Elementos representativos

CAPÍTULO 4. ELEMENTOS DE APERTURA

Resumen o Introducción del capítulo

La química inorgánica se encarga del estudio de los elementos y compuestos químicos que no contienen carbono como componente principal. Dentro de esta rama, los elementos representativos ocupan un lugar fundamental, ya que permiten comprender muchas de las propiedades y reacciones básicas de la materia. Estos elementos se encuentran en los grupos 1, 2 y 17 de la tabla periódica, y se caracterizan por poseer propiedades físicas y químicas únicas que los distinguen de otros elementos.

En este capítulo, analizaremos en detalle las características de los metales alcalinos, los metales alcalinotérreos y los no metales halógenos, anfígenos, nitrogenados, carbonoides. Estudiaremos sus propiedades como la electronegatividad, el radio atómico y la reactividad, así como las reacciones químicas típicas que presentan con agua, ácidos y otros compuestos. Finalmente, exploraremos sus principales aplicaciones en áreas como la industria, la medicina y la investigación científica, destacando su importancia en la vida cotidiana y en el avance tecnológico.

Esquema del Capítulo:

- *Elementos Representativos*
  - *Metales Alcalinos (Grupo 1)*
  - *Metales Alcalinotérreos (Grupo 2)*
  - *Carbonoideos (Grupo 14)*
  - *Nitrogenoideos (Grupo 15)*
  - *Calcógenos o Anfígenos (Grupo 16)*
  - *Halógenos (Grupo 17)*
  - *Gases Nobles (Grupo 18)*

Preguntas de enfoque

¿Cómo se relacionan la configuración electrónica de los elementos representativos con sus propiedades químicas y aplicaciones cotidianas?

¿De qué manera los avances tecnológicos actuales dependen de las propiedades únicas de los elementos representativos?

¿Cómo el estudio de los elementos representativos nos ayuda a comprender mejor los desafíos y soluciones en áreas como la energía, la salud y el medio ambiente?

Objetivos de aprendizaje.

- Comprender las propiedades físicas y químicas de los elementos representativos.
- Analizar las reacciones químicas características de metales alcalinos, metales alcalinotérreos y halógenos.
- Identificar las aplicaciones prácticas de los elementos representativos en la industria, la medicina y la investigación científica.

Resultados de aprendizaje:

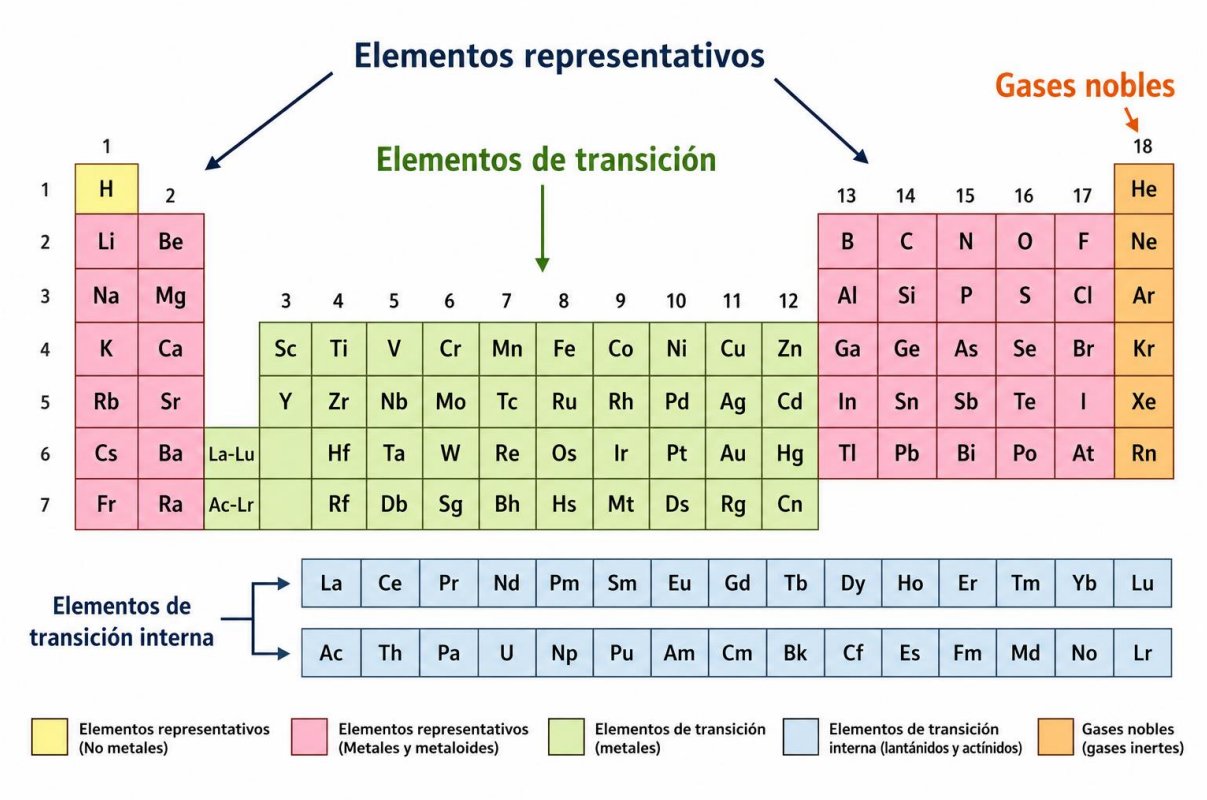
Al finalizar este capítulo, los estudiantes deberían ser capaces de:

- Clasifica correctamente al menos el 90% de los elementos representativos según su grupo y predice sus propiedades generales.
- Enumera y describe al menos tres aplicaciones industriales o tecnológicas para cada uno de los grupos de elementos representativos estudiados.
- Analiza y propone soluciones basadas en las propiedades de los elementos representativos para dos casos de estudio relacionados con desafíos energéticos o medioambientales.

Capítulo 4: Elementos representativos

4.1 Elementos representativos

Fig. 36. Elementos representativos



Fuente: Serie química

Los elementos representativos son aquellos grupos de la tabla periódica cuyos elementos tienen sus electrones de valencia en los orbitales s o p de su último nivel de energía. Estos elementos se ubican en los grupos A de la tabla periódica y comprenden desde el hidrógeno hasta los gases nobles. Su comportamiento químico está fuertemente influenciado por la posición en el grupo y período, lo que determina sus tendencias de electronegatividad, tamaño atómico y reactividad. Se caracterizan por tener una o dos capas de electrones en su capa de valencia, lo que les confiere propiedades físicas y químicas únicas(Wulfsberg 2005). Estos elementos muestran propiedades químicas más predecibles y menos variables que los elementos de transición (bloque d) o transición interna (bloque f) (Schwerdtfeger, Smits, & Pyykkö 2020).

Tabla 15: Elementos representativos

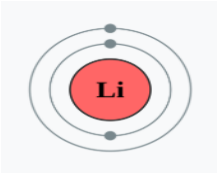
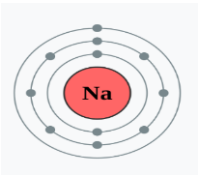
Columna	Nombre tradicional del grupo	Elementos
1	Metales alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2	Metales alcalinotérreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
13	Familia del boro (térreos)	B, Al, Ga, In, Tl, Nh
14	Carbonoideos	C, Si, Ge, Sn, Pb, Fl
15	Nitrogenoideos	N, P, As, Sb, Bi, Mc
16	Calcógenos o anfígenos	O, S, Se, Te, Po, Lv
17	Halógenos	F, Cl, Br, I, At, Ts
18	Gases nobles	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Og

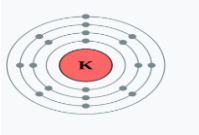
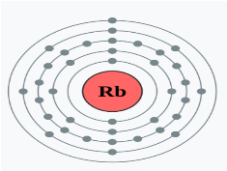
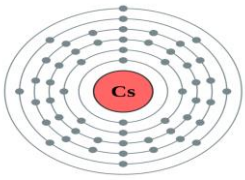
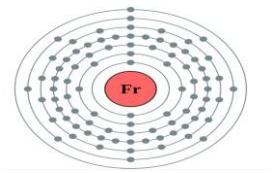
Fuente: Elaboración propia

4.2 Características químicas de los metales alcalinos

Los metales alcalinos, ubicados en el grupo 1 de la tabla periódica, se caracterizan por tener un solo electrón de valencia, lo que les confiere una reactividad extremadamente alta, especialmente con el agua, generando hidróxidos y liberando hidrógeno gaseoso (**$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$**).

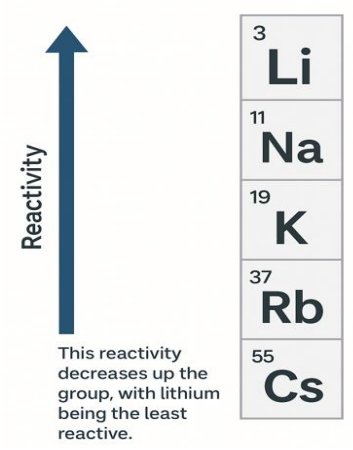
Tabla 16: Distribución electrónica de los Alcalinos

Elemento Simbolo	Nº Atómico	Configuración Electrónica	Distribución por Capas (Modelo de Bohr)	(Modelo de Bohr)	Fuente
Li	**3**	**$1s^2\ 2s^1$**	**2, 1**		Electron shell 003 Lithium.svg
Na	**11**	**$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$**	**2, 8, 1**		Electron shell 011 Sodium.svg

K	**19**	**$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$**	**2, 8, 8, 1**		Electron shell 019 Potassium.svg
Rb	**37**	**[Kr] $5s^1$**	**2, 8, 18, 8, 1**		Electron shell 037 Rubidium.svg
Cs	**55**	**[Xe] $6s^1$**	**2, 8, 18, 18, 8, 1**		Electron shell 055 Caesium.svg
Fr	**87**	**[Rn] $7s^1$**	**2, 8, 18, 32, 18, 8, 1**		Electron shell 087 Francium.svg

Fuente: Elaboración propia

Fig. 37. Reactividad de los alcalinos



Fuente: Elaboración propia

Esta reactividad decrece hacia arriba en el grupo, siendo el litio el menos reactivo. Son metales blandos, de baja densidad, con bajos puntos de fusión y elevada conductividad eléctrica. Su facilidad para ceder electrones los convierte en fuertes reductores y elementos clave en tecnologías modernas como baterías de ion-litio y celdas fotoeléctricas (Saúl Holguín Quiñones et al., 2007)

Medición del momento angular total en átomos alcalinos

La determinación experimental del momento angular total de átomos alcalinos como el cesio ha sido posible gracias al uso de técnicas de monitoreo por absorción combinadas con bombeo óptico. Estos estudios permiten observar cómo el espín electrónico y el momento angular nuclear se combinan, produciendo estados hiperfinos que son fundamentales para aplicaciones como los relojes atómicos. La precisión de estas mediciones permite además estimar tasas de relajación de espín en diferentes condiciones de contenedor (Yasuda et al., 2025)

Los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs y Fr) se ubican en el grupo 1 de la tabla periódica y tienen una configuración electrónica externa de ns^1, lo que les confiere una alta reactividad (Rayner-Canham & Overton, 2020). Debido a esta baja energía de ionización, tiende a perder fácilmente su único electrón de valencia para formar cationes monovalentes (+1). Por ejemplo:

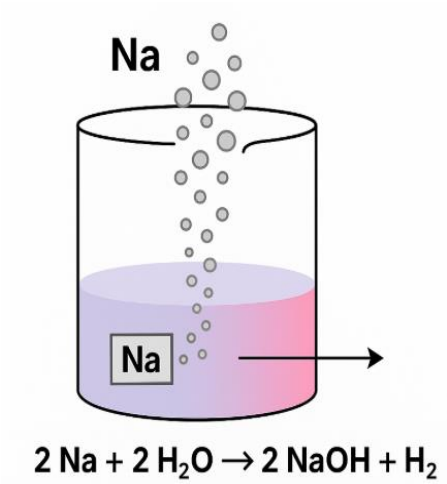
$$\mathbf{2Na(\mathit{s}) + Cl_2(\mathit{g}) \rightarrow 2NaCl(\mathit{s})}$$

Estos elementos son blandos, de bajo punto de fusión y muy electropositivos. Su reacción con el agua es vigorosa, liberando hidrógeno gaseoso y formando hidróxidos fuertes:

$$\mathbf{2K(\mathit{s}) + 2H_2O(\mathit{l}) \rightarrow 2KOH(\mathit{aq}) + H_2(\mathit{g})}$$

En la industria, el sodio se utiliza en lámparas de vapor de sodio, mientras que el litio es fundamental en baterías recargables de iones de litio (Whittingham, 2012).

Fig. 38. Sodio reacción en agua



La reacción del sodio con agua, presenta burbujeo secuencial, cambio de color de indicadores, formación de base.

4.2.1 Reacciones químicas características

Los metales alcalinos son altamente reactivos debido a su baja energía de ionización y su configuración electrónica con un solo electrón en la capa externa. Reaccionan vigorosamente con el agua para formar hidróxidos alcalinos y liberando hidrógeno gaseoso, como lo ilustra la reacción general:

$$\mathbf{2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2}.$$

Esta reacción es exotérmica y puede incluso provocar ignición espontánea del hidrógeno liberado. La reactividad aumenta al descender en el grupo debido a la menor energía de ionización.

Asimismo, reaccionan con halógenos, formando haluros metálicos del tipo M^+X^- (por ejemplo: $\mathbf{2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl}$).

En presencia de oxígeno, estos metales pueden generar óxidos, peróxidos o superóxidos, dependiendo del metal específico y las condiciones (Holguín Quiñones et al., 2007). Estas reacciones reflejan su fuerte carácter reductor, esencial en procesos metalúrgicos y químicos. A continuación, se muestran las reacciones químicas más relevantes de estos elementos con el agua, el oxígeno y los halógenos:

Tabla 17: Reacciones comunes de los alcalinos

Elemento	Reacción con Agua	Reacción con Oxígeno	Reacción con Halógenos	Fuentes APA 7.ª edición
Litio (Li)	Reacciona lentamente: $Li + H_2O \rightarrow LiOH + H_2$	Forma óxido de litio (Li_2O)	$Li + Cl_2 \rightarrow LiCl$	Holguín Quiñones et al. (2007); Pérez (2020); Schwerdtfeger et al. (2020)
Sodio (Na)	Reacción moderada en frío: $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$	Forma óxido (Na_2O) y peróxido (Na_2O_2)	$Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$	Holguín Quiñones et al. (2007); Pérez (2020); Kendrick et al. (2018)
Potasio (K)	Reacción violenta: $K + H_2O \rightarrow KOH + H_2$	Forma peróxidos y superóxidos (KO_2)	$K + Br_2 \rightarrow KBr$	Holguín Quiñones et al. (2007); Pérez (2020); Schwerdtfeger et al. (2020)
Rubidio (Rb)	Reacción explosiva: $Rb + H_2O \rightarrow RbOH + H_2$	Rápidamente se oxida a Rb_2O y RbO_2	$Rb + I_2 \rightarrow RbI$	Holguín Quiñones et al. (2007); Schwerdtfeger et al. (2020); Kendrick et al. (2018)
Cesio (Cs)	Reacción extremadamente violenta: $Cs + H_2O \rightarrow CsOH + H_2$	Forma superóxidos (CsO_2)	$Cs + I_2 \rightarrow CsI$	Holguín Quiñones et al. (2007); Pérez (2020); Schwerdtfeger et al. (2020)

Fuente: Elaboración propia

Estas reacciones reflejan la fuerte capacidad reductora de los metales alcalinos, su facilidad para formar compuestos iónicos, y su uso extendido en baterías, síntesis orgánica, pirotecnia y tecnologías nucleares.

4.2.2 Obtención Metales Alcalinos

Los metales alcalinos se obtienen mayoritariamente por electrólisis de haluros fundidos. Por ejemplo, el sodio se produce industrialmente en celdas de Downs a partir de NaCl fundido, mientras que el litio se obtiene de minerales como el espodumeno ($LiAlSi_2O_6$) por tratamiento térmico y posterior electrólisis del cloruro de litio. El potasio puede obtenerse por reducción del cloruro con sodio, y el rubidio y el cesio mediante reducción de sus cloruros con calcio y destilación al vacío Holguín Quiñones, S., Estrada Guerrero, J. M., & Chávez Martínez, M. (2007).

4.2.3 Aplicaciones

Estos metales tienen una vasta gama de aplicaciones: el litio en baterías, lubricantes y aleaciones especiales; el sodio en la producción de NaOH, lámparas de vapor y como refrigerante; el potasio en fertilizantes y síntesis orgánica; el cesio en celdas fotoeléctricas,

detectores infrarrojos y medicina nuclear con el isótopo Cs-137; y el rubidio en relojes atómicos y sensores ópticos.

Los metales alcalinos y sus bases tienen aplicaciones fundamentales en diversas industrias. El litio se emplea en baterías recargables, cerámicas especiales, y tratamientos psiquiátricos como estabilizador del ánimo. El sodio es ampliamente utilizado en forma de hidróxido de sodio (NaOH), componente clave en la fabricación de detergentes, papel y tratamientos de aguas residuales. Por su parte, el potasio y su hidróxido se emplean como electrolitos en celdas alcalinas y en procesos agrícolas. Estas aplicaciones se fundamentan en su alta solubilidad, capacidad de formar enlaces iónicos estables y sus propiedades básicas fuertes (Holguín Quiñones et al., 2007).

4.2.3.1 Propiedades mecánicas del metacaolín activado alcalinamente

El metacaolín activado con soluciones alcalinas ha demostrado poseer propiedades mecánicas superiores comparado con otros geopolímeros, especialmente en resistencia a compresión y durabilidad. La activación alcalina promueve la formación de una matriz rica en aluminosilicatos amorfos, cuyas reacciones de polimerización están influenciadas por la concentración de álcalis y la relación Si/Al. Además, las cinéticas de reacción indican que temperaturas moderadas aceleran la disolución del metacaolín y la posterior formación de gel N-A-S-H, esencial en estructuras cementantes sostenibles (Cui et al., 2024)

Ejercicios de refuerzo:

- ¿Qué masa de litio se necesita para producir 10 g de LiOH?.
- ¿Qué masa de sodio se necesita para producir 15 g de NaOH?
- ¿Qué masa de potasio se necesita para producir 25 g de kOH?

4.3 Metales alcalinotérreos

Los metales alcalinotérreos, pertenecientes al grupo 2A de la tabla periódica, incluyen a los elementos berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba) y radio (Ra). A medida que se desciende en el grupo, su reactividad aumenta de forma significativa. Estos elementos se caracterizan por formar compuestos predominantemente iónicos, aunque el berilio presenta un comportamiento más covalente debido a su pequeño radio iónico y alta densidad de carga.

A continuación, se presentan las reacciones típicas de estos elementos frente al agua, el oxígeno y los halógenos:

Tabla 18: Reacciones comunes de los alcalinotérreos

Elemento	Reacción con Agua	Reacción con Oxígeno	Reacción con Halógenos	Fuentes APA 7. ª edición
Berilio (Be)	No reacciona, incluso en caliente.	Requiere estar finamente pulverizado para reaccionar y formar BeO.	Forma haluros covalentes como $BeCl_2$.	Holguín Quiñones et al. (2007); Schwerdtfeger et al. (2020)
Magnesio (Mg)	Reacciona lentamente en caliente.	Forma MgO a temperaturas elevadas, útil como material refractario.	Forma haluros como $MgCl_2$ (iónico).	Holguín Quiñones et al. (2007); Pérez (2020)
Calcio (Ca)	Reacciona moderadamente en frío: $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$	Forma CaO y también peróxidos (CaO_2).	Reacción con Cl_2 produce $CaCl_2$.	Holguín Quiñones et al. (2007); Pérez (2020)
Estroncio (Sr)	Reacciona en frío, más vigorosamente que el calcio.	Produce SrO con oxígeno y puede formar peróxidos.	Forma haluros como $SrCl_2$.	Holguín Quiñones et al. (2007); Kendrick et al. (2018)
Bario (Ba)	Reacciona violentamente con agua fría: $Ba + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2$	Forma BaO y BaO_2 (peróxido de bario).	Reacciona con halógenos formando $BaCl_2$, BaF_2...	Holguín Quiñones et al. (2007); Pérez (2020)
Radio (Ra)	Reacciona espontáneamente con agua, generando $Ra(OH)_2 + H_2$.	Se oxida rápidamente al aire formando RaO.	Forma haluros como $RaCl_2$.	Holguín Quiñones et al. (2007); Schwerdtfeger et al. (2020)

Fuente: Elaboración propia

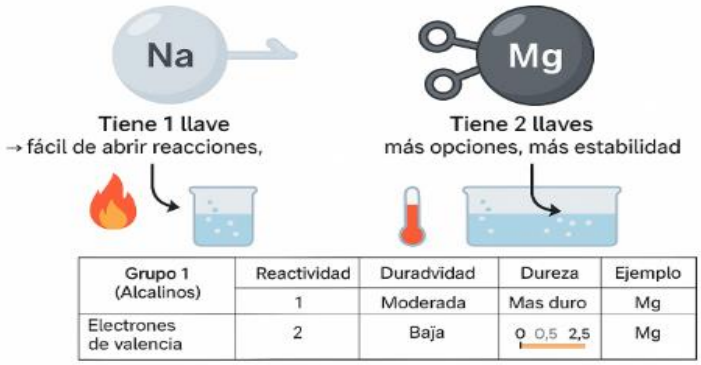
4.3.1 Características químicas de los metales alcalinotérreos

Los metales alcalinotérreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba y Ra) poseen una configuración electrónica externa de ns^2, lo que les permite alcanzar fácilmente un estado de oxidación +2 (Housecroft & Sharpe, 2018). En comparación con los alcalinos, estos elementos son menos reactivos, pero aun así sufren reacciones exotérmicas con el agua, especialmente los más pesados como el calcio:

$$\mathbf{Ca(\mathit{s}) + 2H_2O(\mathit{l}) \rightarrow Ca(OH)_2(\mathit{aq}) + H_2(\mathit{g})}$$

Tienen mayor dureza y puntos de fusión que los del grupo 1, y su uso industrial es amplio. El magnesio se emplea en aleaciones ligeras para aviación, mientras que el calcio se utiliza en la producción de cemento y como agente desoxidante en aceros.

Fig. 39. Comparación sodio y magnesio



Fuente: Elaboración propia

4.3.2 Obtención metales alcalinotérreos

Los metales alcalinotérreos, como el berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba) y radio (Ra), no se encuentran libres en la naturaleza debido a su alta reactividad. Por ello, se obtienen principalmente mediante procesos industriales como la electrólisis de haluros fundidos o la reducción aluminotérmica de óxidos.

El berilio se extrae del mineral berilo ($Be_3Al_2Si_6O_{18}$) mediante fusión con fluorita (CaF_2) para formar fluoroberilato, seguido de una reducción con magnesio y posterior purificación por electrólisis del cloruro de berilio fundido:

$$\mathbf{BeCl_2(\mathit{l}) \rightarrow Be(\mathit{l}) + Cl_2(\mathit{g})}$$

El magnesio se obtiene una gran escala del agua de mar. Primero se agrega hidróxido de calcio, Ca(OH)2 , para precipitar el ion magnesio como hidróxido:

Reacciones químicas características de los metales alcalinotérreos

$$\mathbf{Mg_2 +(\mathit{aq}) + Ca(OH)_2(\mathit{s}) \rightarrow Mg(OH)_2(\mathit{s}) + Ca^{2+}(\mathit{aq})}$$

Después, el hidróxido de magnesio se trata con ácido clorhídrico para obtener cloruro de magnesio:

$$\mathbf{Mg(OH)_2(\mathit{s}) + 2HCl(\mathit{aq}) \rightarrow MgCl_2(\mathit{aq}) + 2H_2O(\mathit{l})}$$

Finalmente, elMgCl2 se somete a electrólisis para obtener magnesio metálico:

$$\mathbf{MgCl_2(\mathit{l}) \rightarrow Mg(\mathit{l}) + Cl2(\mathit{g})}$$

El calcio, el estroncio y el bario se obtienen mediante reducción aluminotérmica de sus óxidos. Este proceso consiste en calentar el óxido del metal junto con aluminio metálico, aprovechando la alta afinidad del aluminio por el oxígeno:

$$\mathbf{3CaO(\mathit{s}) + 2Al(\mathit{s}) \rightarrow 3Ca(\mathit{l}) + Al_2O_3(\mathit{s})}$$

Este tipo de reacción también es válido para SrO y BaO.

4.3.3 Reacciones químicas características

Los metales alcalinotérreos presentan una serie de reacciones típicas que reflejan su carácter reductor, su tendencia a formar enlaces iónicos, y su creciente reactividad al descender en el grupo. A continuación, se destacan sus reacciones más representativas:

4.3.3.1 Reacción con el oxígeno

Los metales alcalinotérreos reaccionan con oxígeno a altas temperaturas formando óxidos de fórmula general MO. En casos como el calcio, estroncio y bario también pueden formarse peróxidos (como BaO_2). Por ejemplo:

$$\mathbf{2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO}$$

Estos óxidos son básicos y reaccionan con agua, salvo el BeO que es covalente y no reacciona en condiciones normales

4.3.3.2 Reacción con agua

La reactividad con agua aumenta al descender en el grupo. El **berilio** no reacciona ni con agua caliente, el **magnesio** lo hace lentamente en caliente, mientras que **calcio, estroncio y bario** reaccionan vigorosamente en frío formando hidróxidos:

$$\mathbf{Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2}$$

Estos hidróxidos son bases fuertes y poco solubles, salvo el de berilio, que es anfótero

4.3.3.3 Reacción con halógenos

Forman haluros iónicos del tipo MX_2 al reaccionar con halógenos. Por ejemplo:

$$\mathbf{Ca + F_2 \rightarrow CaF_2}$$

Los fluoruros son insolubles (excepto BeF_2), mientras que los cloruros, bromuros y yoduros tienden a ser más solubles.

4.3.3.4 Reacción con hidrógeno

Los metales pesados del grupo (Ca, Sr, Ba) reaccionan con hidrógeno formando hidruros iónicos como:

$$\mathbf{Ca + H_2 \rightarrow CaH_2}$$

Estos compuestos reaccionan fácilmente con el agua, liberando gas hidrógeno

4.3.3.5 Reacción con azufre y nitrógeno

Forman sulfuros y nitruros iónicos, destacando el uso de nitruros en síntesis orgánica e industrial:

$$3Mg + N2 \rightarrow Mg_3N_2$$
$$Ca + S \rightarrow CaS$$

El sulfuro de calcio, por ejemplo, se emplea en pinturas luminiscentes y curtido de pieles

4.3.3.6 Reacción con ácidos

Reaccionan con ácidos diluidos liberando hidrógeno. Por ejemplo:

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$$

En general, la velocidad de reacción aumenta al descender en el grupo. El ácido nítrico pasiva al bario, y el HF no reacciona con magnesio debido a la formación de una capa de MgF_2 insoluble.

4.3.4 Aplicaciones de Metales Alcalinotérreos

Los metales alcalinotérreos tienen un amplio uso en diferentes áreas gracias a sus propiedades únicas, están presentes en muchos aspectos de la vida moderna, desde la construcción hasta la salud y la tecnología.

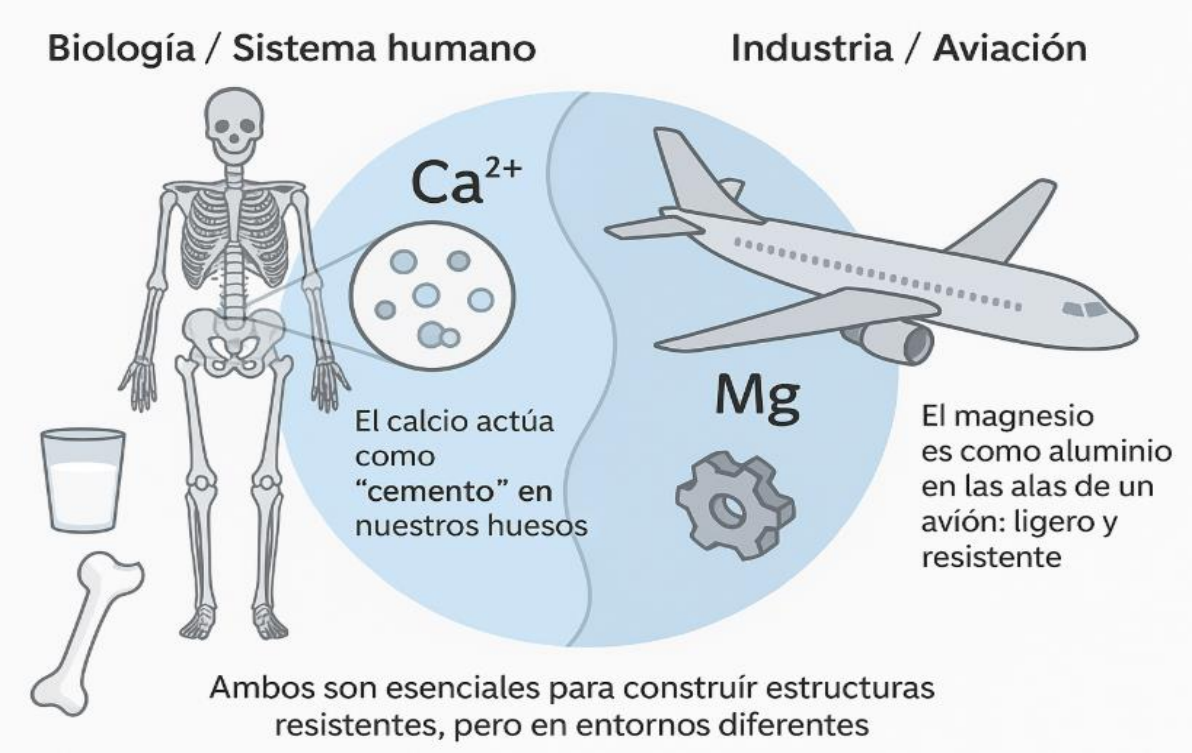
Berilio (Be):
Gracias a su ligereza y resistencia, se usa en piezas de aviones, satélites y espejos de telescopios espaciales. También es útil en reactores nucleares por su capacidad de manejar neutrones sin hacerse radiactivo (USGS, 2012).

Magnesio (Mg):

Se usa para fabricar partes ligeras en autos y aviones. También se emplea en fuegos artificiales por su brillo al arder. En medicina, el hidróxido de magnesio [$Mg(OH)_2$] actúa como antiácido y laxante (Zhang et al., 2023; Arxiv, 2019).

Calcio (Ca):
Es clave en la construcción (óxido de calcio para cementos) y en la salud ósea. También se utiliza en la industria del papel y en el tratamiento de aguas.

Fig. 40. Aplicación del calcio y magnesio



Fuente: Elaboración propia

Estroncio (Sr):
Se usa para dar color rojo a fuegos artificiales. En medicina, se aplican ciertos isótopos para tratar cáncer óseo (Sireci, 2020).

Bario (Ba):

El sulfato de bario se emplea en estudios médicos del aparato digestivo como contraste radiológico. Además, forma parte de vidrios especiales y pinturas protectoras (Nature, 2023).

Radio (Ra):
Aunque hoy casi no se usa por su radiactividad, en el pasado fue importante en tratamientos contra el cáncer.

4.4 Carbonoideos

El grupo de carbonoideos, está formado por cinco elementos: carbono (C), silicio (Si), germanio (Ge), estaño (Sn) y plomo (Pb). Este grupo es una puerta entre lo orgánico y lo inorgánico, con el carbono como base de la vida y el plomo como metal pesado con aplicaciones históricas y ambientales complejas. A diferencia de otros grupos, los carbonoides muestran una transición marcada: desde el no metal (C), pasando por metaloide (Si, Ge) hasta los metales (Sn, Pb). Como señalan Greenwood & Earnshaw (1997), *"El grupo 14 es único: une la química del carbono con la física de los semiconductores"***.**

4.4.1 Tendencias periódicas

Los carbonoides comparten la configuración electrónica ns^2 np^2, que les proporciona cuatro electrones de valencia como se observa en la tabla xx. Esta configuración es la base de su capacidad para formar enlaces covalentes, aunque la naturaleza de estos enlaces varía notablemente a lo largo del grupo. Considere esto: el carbono puede formar enlaces múltiples (dobles y triples), dando lugar a estructuras complejas como el grafeno o el diamante, mientras que el plomo prefiere enlaces simples y un comportamiento metálico más clásico.

Tabla 29: Reacciones químicas representativas de los carbonoideos

Elemento	Nº Atómico	Configuración electrónica	Masa atómica (u)	Estados de oxidación comunes
Carbono (C)	6	[He] $2s^2$ $2p^2$	12.01	-4, +2, +4
Silicio (Si)	14	[Ne] $3s^2$ $3p^2$	28.09	+2, +4
Germanio (Ge)	32	[Ar] $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^2$	72.63	+2, +4
Estaño (Sn)	50	[Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^2$	118.71	+2, +4
Plomo (Pb)	82	[Xe] $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^2$	207.2	+2, +4

Fuente: Adaptado de Housecroft y Sharpe (2018)

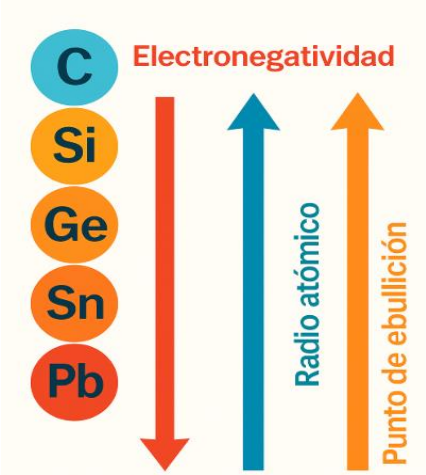
Al bajar en el grupo, se observa una evolución clara en propiedades:

- **Electronegatividad:** Disminuye desde el carbono (2.55) hasta el plomo (2.33).
- **Radio atómico:** Aumenta progresivamente (C: 77 pm → Pb: 175 pm).
- **Punto de fusión:** El carbono tiene un punto de fusión extremadamente alto (3500°C en forma de diamante).

  El silicio y el germanio también son refractarios (1414°C y 938°C, respectivamente).

  El estaño y el plomo tienen puntos de fusión bajos (232°C y 327°C), lo que facilita su uso en soldaduras y aleaciones.

Fig. 44. Propiedades Periódicas de los carbonoideos



Fuente: Elaboración propia

Efecto del par inerte: A partir del estaño y el plomo, el estado +2 se vuelve más estable debido al efecto inerte del par de electrones $5s^2$ y $6s^2$. Por ejemplo, el plomo forma compuestos como PbO (+2) más estables que PbO_2 (+4).

4.4.2 Reacciones características

Los elementos del grupo carbonoides participan en reacciones clave, como la formación de óxidos estables (CO_2, SiO_2) y procesos redox en metales pesados (PbO_2). Estas reacciones definen su uso en la industria, desde materiales cerámicos hasta baterías. Por ejemplo, el estaño y el plomo son esenciales en aleaciones y sistemas de almacenamiento de energía. Como explica la siguiente tabla.

Tabla 30: Reacciones representativas de los carbonoideos

Reacción	Descripción	Aplicaciones	Referencias
$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$	Combustión del carbono, base de ciclos naturales y emisiones industriales.	Energía, medio ambiente.	Greenwood & Earnshaw (1997)
$Si(s) + O_2(g) \rightarrow SiO_2(s)$	Formación de dióxido de silicio, base de materiales cerámicos y semiconductores.	Industria electrónica y construcción.	Cotton & Wilkinson (1999)
$SnCl_2 + Cl_2 \rightarrow SnCl_4$	La oxidación del cloruro de estaño (II) a cloruro de estaño (IV), importante para sintetizar catalizadores de la industria química.	Producción de catalizadores	Housecroft & Sharpe (2018)
$Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO + NO_2 + O_2$	La descomposición térmica del nitrato de plomo produce óxido de plomo (PbO), óxidos de nitrógeno y oxígeno gaseoso.	Termodescomposición, pigmentos	Greenwood & Earnshaw, 1997
$PbO_2(s) + 4HCl(aq) \rightarrow PbCl_2(aq) + Cl_2(g) + 2H_2O(l)$	Reacción redox del óxido de plomo en medio ácido.	Metalurgia y síntesis de cloro.	Miessler *et al.*, (2014)

Fuente: Elaboración propia

4.4.3 Obtención de los nitrogenoideos

Cada elemento del grupo 14 presenta rutas distintas de obtención, relacionadas con su abundancia natural y reactividad. El carbono se encuentra en la naturaleza en forma de carbono elemental (grafito, diamante) y en compuestos orgánicos. El silicio se obtiene por reducción de arena de sílice (SiO_2) con carbono en un horno eléctrico:

$$\mathbf{SiO_2 + 2C \rightarrow Si + 2CO}$$

El germanio es menos común, y se extrae como subproducto de la refinación de minerales de zinc. El estaño se obtiene a partir de casiterita (SnO_2), y el plomo, de galena (PbS) por tostado y posterior reducción con carbono:

$$\mathbf{2PbS + 3O_2 \rightarrow 2PbO + 2SO_2}$$

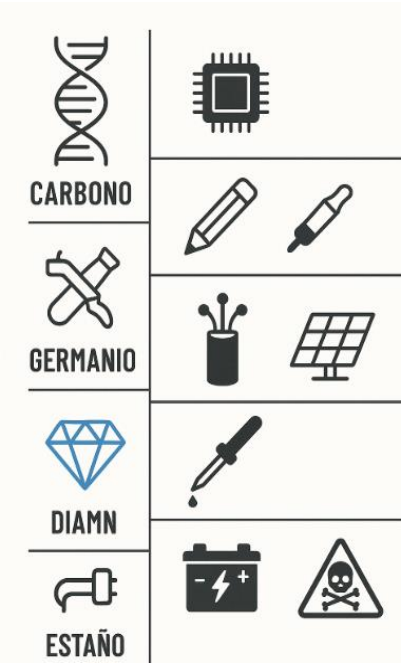
$$\mathbf{PbO + C \rightarrow Pb + CO}$$

Este conjunto de rutas refleja el papel clave que tiene la energía y la selección de reactivos en la metalurgia de los elementos del grupo.

4.4.4 Aplicaciones

Las aplicaciones del grupo carbonoideos abarcan un amplio abanico de campos, desde la biología molecular hasta la electrónica de vanguardia. Estos elementos no solo son esenciales en los procesos que sustentan la vida, sino también en el desarrollo de tecnologías innovadoras que transforman industrias enteras. Su versatilidad, que va desde la capacidad del carbono para formar estructuras complejas hasta la utilidad del plomo en protección contra radiación, los convierte en protagonistas de numerosos procesos científicos y tecnológicos clave. Los carbonoides son pilares de la tecnología y la industria moderna.

Fig. 45. Aplicaciones



El carbono es el eje central de la vida y se encuentra en todas las biomoléculas esenciales (ADN, lípidos, proteínas). Además, el grafito se utiliza como lubricante y electrodo, y los nanotubos de carbono tienen potencial revolucionario en nanomedicina y materiales compuestos (Emsley, 2011).

El silicio es la base de los microprocesadores y paneles solares, gracias a su comportamiento como semiconductor. El germanio, aunque menos utilizado, también participa en semiconductores, fibras ópticas y detectores de radiación.

En la industria, el estaño se usa ampliamente en soldaduras y recubrimientos protectores (por ejemplo, latas de conserva), mientras que el plomo, aunque regulado por su toxicidad, sigue siendo empleado en protección contra radiación y baterías de plomo-ácido.

4.5 Nitrogenoides

El grupo 15 o grupo VA de la tabla periódica, conocido como el grupo de los nitrogenoides, está compuesto por cinco elementos que, a pesar de compartir una configuración electrónica similar, presentan comportamientos químicos muy diversos: nitrógeno (N), fósforo (P), arsénico (As), antimonio (Sb) y bismuto (Bi). Este grupo representa un verdadero abanico de propiedades, desde el nitrógeno, un gas esencial para la vida, hasta el bismuto, un metal pesado con aplicaciones tecnológicas y farmacológicas.

La variedad de estados de oxidación, la capacidad de formar enlaces múltiples, y la transición gradual de no metal a metal al descender en el grupo hacen de los nitrogenoides un caso ejemplar para comprender la influencia de la estructura atómica sobre el comportamiento químico. Como destacan Housecroft y Sharpe (2012), esta familia ilustra de forma clara la relación entre estructura electrónica, geometría molecular y reactividad.

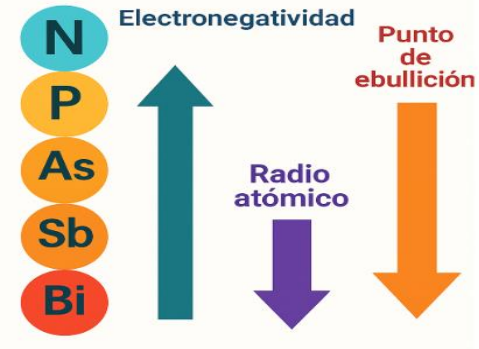
4.5.1 Tendencias periódicas:

Los elementos del grupo 15 (nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto) tienen cinco electrones en su capa externa. Esto les permite formar compuestos con estados de oxidación como –3 (como en el amoníaco, NH_3), +3 (en el PCl_3) o +5 (en el P_2O_5). A medida que bajamos en el grupo:

- **Tamaño atómico:** Aumenta (N es pequeño, Bi es más grande).
- **Electronegatividad:** Disminuye (N es muy electronegativo, Bi casi no lo es).
- **Carácter metálico:** Sube (N es no metal, Sb y Bi son metaloides o metales).
- **Punto de ebullición:** No sigue una regla sencilla. El nitrógeno hierve muy frío (–196°C), el fósforo a 280°C, pero el arsénico sublima directamente (no se licúa). Esta irregularidad refleja diferencias en cómo sus átomos se unen (Housecroft & Sharpe, 2018).

Ejemplo práctico: El nitrógeno es un gas esencial en fertilizantes (HNO_3), mientras que el bismuto, más pesado, se usa en medicamentos para el estómago (Pepto-Bismol).

Fig. 43. Propiedades periódicas de los Nitrogenoideos



Fuente: Elaboración propia

Por ejemplo, el nitrógeno, con su pequeño tamaño y alta electronegatividad, actúa como un actor clave en la atmósfera, mientras que el bismuto, más pesado y metálico, se comporta como un sólido con propiedades muy diferentes.

Los elementos del grupo 15 (nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y bismuto) muestran tendencias periódicas claras al descender en el grupo. Estas propiedades, como el radio atómico, la electronegatividad y el carácter metálico, reflejan su posición en la tabla periódica y explican su versatilidad química. Como señalan Housecroft & Sharpe (2018), *"la transición del nitrógeno (no metal) al bismuto (metal) es una de las más notables del sistema periódico"*. La siguiente tabla resume estas tendencias con datos actualizados y referencias científicas.

Tabla 26: Reacciones químicas representativas de los nitrogenoideos

Propiedad Periodica	Nitrogeno (N)	Fósfpr(P)	Arsenico(As)	Antimonio (Sb)	Bismuto (Bi)
Número atómico	7	15	33	51	83
Radio atómico (pm9	71	128	133	141	152
Electronegatividad (Pauling)	3.04	2.19	2.18	2.05	2.02
Energía de ionización (kj/mol)	1402	1012	947	834	703
Afinidad electronica (kj/mol)	–7 (endotérmico)	+72	+78	+101	+91
Estado fisico	Gas	Sólido no metálico	Sólido (metaloide)	Sólido (metaloide)	Sólido metálico
Carácter metálico	Sin metal	Sin metal	Metaloide	Metaloide	Metal

Fuente: Adaptado de Housecroft y Sharpe (2018)

A medida que descendemos en el grupo, aumenta el carácter metálico de los elementos. El nitrógeno es un gas diatómico no metálico, mientras que el bismuto es un metal blanco plateado.

4.5.2 Reacciones características

El nitrógeno está en el aire que respiramos (78%), pero por sí solo no reacciona fácilmente. Sin embargo, bajo ciertas condiciones, forma compuestos esenciales. Por ejemplo, el amoníaco (NH_3) se usa en fertilizantes, y el ácido nítrico (HNO_3) en explosivos y limpieza. La tabla muestra las reacciones más comunes del nitrógeno, desde su transformación en la industria hasta su impacto en el ambiente (como los óxidos de nitrógeno en la lluvia ácida). Estas reacciones explican por qué este elemento, aunque "perezoso" en la atmósfera, es clave en química y tecnología (Housecroft & Sharpe, 2018).

Tabla 27: Reacciones químicas representativas de los nitrogenoideos

Reacción	Descripción	Aplicación	Referencias
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$	Síntesis de amoníaco mediante el proceso Haber-Bosch (alta presión y catalizador de hierro)	Base de fertilizantes y explosivos.	Housecroft y Sharpe (2018)
$4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g)$	Oxidación del amoníaco en el proceso Ostwald para producir ácido nítrico.	Fabricación de fertilizantes y plásticos.	Emsley (2011)
$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g)$	Formación de óxido nítrico en descargas eléctricas (como en tormentas).	Emisión atmosférica, lluvia ácida.	Cotton &Wilkinson (1999)
$3NO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow 2HNO_3(aq) + NO(g)$	Formación de hidruro de telurio, con propiedades conductoras.	Industria química y síntesis de nitratos.	Greenwood & Earnshaw (1997)
$NH_3(g) + HCl(aq) \rightarrow NH_4Cl(s)$	Producción de ácido nítrico desde óxidos de nitrógeno.	Síntesis de sales iónicas (ej. cloruro de amonio).	Schwerdtfeger et al. (2020)
$Ca3(PO_4)_2(s) + 3H_2SO_4(aq) \rightarrow 2H_3PO_4(aq) + 3CaSO_4(s)$	Uso de ácido nítrico en la producción de fertilizantes fosfatados.	Agricultura y nutrición vegetal.	Holguín Quiñones et al. (2007)
$4HNO_3(aq) + Cu(s) \rightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + 2NO_2(g) + 2H_2O(l)$	Reacción del ácido nítrico con cobre, liberando dióxido de nitrógeno.	Análisis químico y corrosión metálica.	Rayner-Canham & Overton (2020)
$NO(g) + O_3(g) \rightarrow NO_2(g) + O_2(g)$	Reacción del óxido nítrico con ozono en la atmósfera.	Impacto ambiental y química atmosférica.	Bossolasco et al. (2025)
$NH_4NO_3(s) \rightarrow N_2O(g) + 2H_2O(g)$	Descomposición térmica del nitrato de amonio, generando óxido nitroso.	Anestésico ("gas de la risa") y propulsor.	Schürch & Schwitzguébel (2018)
$N_2(g) + 3Mg(s) \rightarrow Mg_3N_2(s)$	Formación de nitruro de magnesio por reacción directa de nitrógeno con metales.	Aleaciones y cerámicos resistentes.	Miessler et al. (2014)

Fuente: Adaptado de Housecroft & Sharpe (2018), Greenwood y Earnshaw (1997), y Schwerdtfeger et al. (2020).

4.5.3 Obtención de los Nitrogenoideos

Los métodos para obtener los elementos del grupo 15, o nitrogenoideos, son tan diversos como los propios elementos. A continuación, detallaremos cómo cada uno se extrae y purifica. Este repaso servirá como marco para comprender los procesos específicos de cada elemento.

Nitrógeno:

Se obtiene por destilación fraccionada del aire líquido. Es el componente principal de la atmósfera, pero en la industria se usa para crear amoníaco mediante el proceso Haber-Bosch:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

Esta reacción es fundamental para la producción de fertilizantes y explosivos.

Fósforo:

Se extrae del fosfato de calcio [$Ca_3(PO_4)_2$] mediante reducción con coque en hornos eléctricos:

$$2Ca_3(PO_4)_2 + 10C \rightarrow 6CaO + 10CO + P_4$$

El fósforo blanco obtenido es altamente reactivo y debe manejarse con cuidado.

Arsénico, Antimonio y Bismuto:

Se recuperan como subproductos en la refinación de minerales metálicos. El arsénico se obtiene al calentar sulfuros como la oropimenta (As_2S_3):

$$As_2S_3(s) + O_2(g) \rightarrow As_2O_3(s) + SO_2(g)$$

4.5.4 Aplicaciones

El grupo 15 o grupo VA de la tabla periódica, nitrogenoideos son fundamentales en Múltiples áreas, desde la agricultura hasta la electrónica. Su versatilidad permite aplicaciones que van desde la producción de fertilizantes y medicamentos hasta el desarrollo de materiales conductores y aleaciones resistentes. Como señalan Housecroft & Sharpe (2018), *"su diversidad química los convierte en aliados clave en ciencia y tecnología"*.

Tabla 28: Apliocaciones de los nitrogenoideos

Elemento	Campo de aplicación	Ejemplos	Referencia
Nitrógeno	Industria	Fertilizantes (urea, nitratos), explosivos (TNT, nitroglicerina)	Greenwood & Earnshaw, 1997
Nitrógeno	Medicina	Óxido nitroso (N_2O) como anestésico	Emsley, 2011
Fósforo	Agricultura	Fosfatos en fertilizantes ($Ca(H_2PO_4)_2$)	Greenwood & Earnshaw, 1997
Fósforo	Electrónica	Compuestos como GaAs en semiconductores	Greenwood & Earnshaw, 1997
Arsénico	Agricultura histórica	Fungicida en pesticidas (uso restringido)	Chen et al., 1997
Arsénico	Medicina	Trióxido de arsénico (As_2O_3) en tratamientos contra leucemia	Chen et al., 1997
Antimonio	Aleaciones	Baterías de plomo-ácido	Housecroft & Sharpe, 2012
Antimonio	Retardantes de llama	Óxido de antimonio (Sb_2O_3)	Housecroft & Sharpe, 2012
Bismuto	Farmacología	Medicamentos para el estómago (Pepto-Bismol)	Emsley, 2011
Bismuto	Electrónica	Aleaciones termoeléctricas para refrigeración	

Fuente: Elaboración propia

4.6 Anfígenos

Los anfígenos: el grupo 16 de la tabla periódica, donde se encuentran el oxígeno (O), azufre (S), selenio (Se), telurio (Te) y polonio (Po). Estos elementos, aunque menos famosos que los halógenos o los metales alcalinos, son fundamentales para la existencia misma de la vida y para la tecnología moderna. El oxígeno, por ejemplo, no solo es esencial para la respiración celular, sino también para procesos industriales como la producción de acero. El azufre, con su olor característico, es clave en la síntesis de fertilizantes y polímeros. Y el selenio, aunque tóxico en altas dosis, es un micronutriente vital para el metabolismo humano (Greenwood & Earnshaw, 1997).

El polonio, un elemento radiactivo, tiene aplicaciones en dispositivos nucleares y en la historia científica, como en los estudios de Marie Curie. Lo notable es cómo, desde el gas esencial para la vida hasta el metaloide con aplicaciones en semiconductores, los anfígenos conectan la química fundamental con la innovación tecnológica.

4.6.1 Tendencias periódicas:

Los anfígenos comparten una configuración electrónica externa de ns^2 np^4, lo que les otorga una tendencia natural a ganar dos electrones para alcanzar la estabilidad de gas noble, aunque también pueden adoptar estados de oxidación positivos (+2, +4, +6) en compuestos con oxígeno o flúor. Su electronegatividad disminuye al bajar en el grupo, pasando del oxígeno (3.44 en la escala de Pauling) al polonio (2.0). Esta transición explica por qué el oxígeno forma compuestos iónicos con metales, mientras que el telurio y el polonio tienden a comportamientos metálicos (Housecroft & Sharpe, 2018).

Tabla 23. Configuración electrónica y estados de oxidación comunes

Elemento	N° Atómico	Configuración electrónica	Estado físico	Estados de oxidación
O	8	$1s^2$ $2s^2$ $2p^4$	Gas	-2
S	16	[Ne] $3s^2$ $3p^4$	Sólido	-2, +4, +6
Se	34	[Ar] $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^4$	Sólido	-2, +4, +6
Te	52	[Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^4$	Sólido	-2, +4, +6
Po	84	[Xe] $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^4$	Sólido	-2, +4, +6

Fuente: Elaboración propia

Las propiedades como la electronegatividad disminuyen, mientras que el radio atómico y el punto de ebullición aumentan al descender por el grupo. Estas tendencias están relacionadas con el número cuántico principal y el tamaño de los orbitales. La electronegatividad disminuye de O a Po, lo que influye en su comportamiento químico y en la naturaleza de los enlaces que forman. (Housecroft & Sharpe, 2018). En el grupo de los anfígenos (O, S, Se, Te, Po), se observan tendencias claras:

1. **Radio atómico** Aumenta debido al incremento del número de capas electrónicas. (O: 66 pm → Po: 168 pm), disminuyendo la energía de ionización.

2. **Electronegatividad decreciente** (O: 3.44 → Po: 2.0), aumentando el carácter metálico.

3. **Puntos de fusión no monotónicos** (S: 115°C > Se: 221°C > Te: 450°C), reflejando cambios en la estructura cristalina.

4. **Punto de Ebullición:** Aumenta significativamente desde el O_2 hasta el Te. El oxígeno es un gas, mientras que el azufre, el selenio y el telurio son sólidos. En los puntos de fusión y ebullición no siguen un patrón lineal, reflejando cambios en la estructura molecular y fuerzas intermoleculares.

5. **Fuerzas de dispersión de London**, aumentan con la masa molecular, influyendo en el estado físico (O_2 es gas, S y Se son sólidos). Estas fuerzas son más fuertes en moléculas más grandes y con más electrones (Atkins et al., 2018).

Fig. 42. Electronegatividad, radio atómico y punto de ebullición en los anfígenos

Fuente: Elaboración propia

4.6.2 Reacciones características

Los anfígenos son notoriamente versátiles en su reactividad, y su comportamiento depende del entorno electrónico y del tipo de compuestos que forman. El oxígeno, por ejemplo, actúa como un potente agente oxidante, esencial tanto en la respiración celular como en la combustión industrial. Forma compuestos como el agua (**H_2O**) y el peróxido de hidrógeno (**H_2O_2**), donde exhibe estados de oxidación −2 y −1 respectivamente (Greenwood & Earnshaw, 1997).

El azufre también es multifacético: puede formar enlaces sencillos o múltiples con otros elementos, y adoptar estados de oxidación que van desde **−2** hasta **+6**. Un compuesto clásico es el dióxido de azufre (**SO_2**), que se oxida a trióxido de azufre (**SO_3**) y luego se convierte en ácido sulfúrico (**H_2SO_4**) mediante el proceso de contacto, base de una de las industrias químicas más relevantes del planeta (Emsley, 2011).

Tabla 24: Reacciones químicas representativas de los anfígenos

Reacción	Descripción	Aplicación
$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$	Formación de agua, el solvente esencial para la vida	Biología, energía, industria.
$S_8(s) + 8O_2(g) \rightarrow 8SO_2(g)$	Combustión del azufre, base para producción de ácido sulfúrico.	Industria química, fertilizantes.
$Se(s) + Cl_2(g) \rightarrow SeCl_4(l)$	Reacción de selenio con cloro, usado en síntesis organometálica.	Materiales electrónicos.
$Te(s) + 2H_2(g) \rightarrow TeH_2(g)$	Formación de hidruro de telurio, con propiedades conductoras.	Semiconductores, cristales.
$Fe(s) + S(l) \rightarrow FeS(s)$	Formación de azufre ferroso, clave en minería.	Metalurgia, geología.

Fuente: Elaboración propia

Selenio y telurio, aunque menos abundantes, también forman óxidos y compuestos con metales, siendo importantes en aplicaciones tecnológicas como celdas solares y semiconductores. Polonio, por su parte, debido a su alta radiactividad, está restringido a usos muy específicos en dispositivos nucleares (Wickleder *et al*., 2006).

4.6.3 Obtención de los anfígenos

Cada elemento del grupo 16 tiene vías de obtención particulares que reflejan tanto su abundancia relativa como su reactividad. El oxígeno se obtiene principalmente por electrólisis del agua o mediante la destilación fraccionada del aire líquido. El azufre se extrae por el método Frasch, que consiste en inyectar vapor sobre yacimientos subterrráneos. Selenio y telurio se recuperan como subproductos de la refinación del cobre. El polonio, al ser un elemento radiactivo, se sintetiza artificialmente por bombardeo de bismuto con partículas alfa en aceleradores nucleares (Cotton *et al*., 1999).

Tabla 25: Métodos de obtención Anfígenos

Elemento	Método de obtención	Descripción	Referencias
Oxígeno (O)	Destilación fraccionada del aire líquido o electrólisis del agua	Se separa O_2 del aire enfriado o se genera mediante partición del H_2O.	Housecroft & Sharpe (2018)
Azufre (S)	Método Frasch (inyección de vapor)	Se funde y extrae azufre subterráneo mediante vapor sobrecalentado.	Cotton & Wilkinson (1999)
Selenio (Se)	Recuperación de escorias metálicas	Se extrae de residuos de cobre y níquel en procesos de refinación.	Schürch & Schwitzguébel (2018)
Telurio (Te)	Recuperación de lodos anódicos en refinación electrolítica	Se obtiene como subproducto en la producción de cobre.	Miessler *et al*,. (2014)
Polonio (Po)	Síntesis nuclear (bombardeo de bismuto con neutrones)	Se genera artificialmente en reactores nucleares por su radiactividad.	Schwerdtfeger *et al*,. (2020)

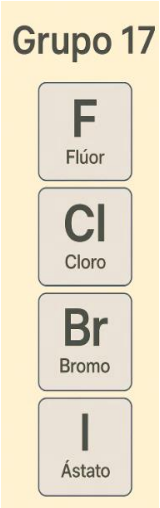
Fuente: Elaboración propia

4.6.4 Aplicaciones

Los anfígenos tienen una relevancia decisiva en diversos sectores productivos. El oxígeno es fundamental en la medicina moderna, ya que es suministrado en terapias respiratorias, quirófanos y unidades de cuidados intensivos. Además, participa en la combustión controlada de reactores y motores. El azufre, en forma de ácido sulfúrico, se emplea masivamente en la industria de fertilizantes, en el tratamiento de aguas, la fabricación de detergentes y en baterías ácido-plomo.

El selenio y el telurio, aunque menos comunes, son elementos clave en tecnologías emergentes: participan en la elaboración de paneles solares, fotoconductores, vidrio resistente al calor y componentes de aleaciones metálicas especiales. El polonio, por su parte, es usado de forma muy controlada como fuente de calor en sondas espaciales o como iniciador en algunos dispositivos nucleares debido a su radiactividad.

4.7 Halógenos



Los halógenos pertenecen al grupo 17 de la tabla periódica y se caracterizan por su fuerte atracción hacia los electrones, lo que los hace altamente reactivos. Esta familia incluye al flúor, cloro, bromo, yodo y astato, todos con una configuración electrónica externa de **ns^2 np^5**, que los impulsa a ganar un electrón para completar su octeto. Esta tendencia les permite formar iones con carga –1, conocidos como haluros (Greenwood & Earnshaw, 1997).

Su reactividad es mayor en el flúor y disminuye progresivamente hacia el astato, en relación directa con su electronegatividad. Elementos como el cloro, el bromo y el yodo son ampliamente utilizados tanto en la industria como en la medicina (Emsley, 2011). Como señalan Housecroft & Sharpe (2012), su estructura atómica explica su comportamiento versátil y su importancia en múltiples áreas científicas.

4.7.1 Tendencias periódicas:

Al descender en el grupo, desde el flúor hasta el astato, varias propiedades cambian de manera predecible:

- **Radio atómico:** Aumenta, desde las 64 pm (F) hasta las 140 pm (I).
- **Puntos de fusión y ebullición:** Suben progresivamente, pasando de gas (F, Cl) a líquido (Br) y sólido (I).
- **Reactividad:** Disminuye, debido a la menor atracción por electrones en átomos más grandes.

Como explica Cotton y Wilkinson (1999), *"la reducción de la reactividad hacia abajo en el grupo se debe a la menor densidad de carga en los núcleos más grandes"* (Cotton & Wilkinson, 1999).

Tabla 19: Tendencias periódicas

Elemento	Radio atómico (pm)	Punto de ebullición (°C)	Electronegatividad (Pauling)	Afinidad Electronica(Kj/mol)	Reactividad relativa
Flúor (F)	64	−188	3.98	328	Alta
Cloro (Cl)	99	−35	3.16	349	Media
Bromo (Br)	114	59	2.96	324	Media
Yodo (I)	140	184	2.66	295	Muy Baja
Astato (At)	-150 (estimado)	-2.2 (estimado)	-2.2 (estimado)	-270 (estimado)	Extremadamente baja

Fuente: Elaboración propia

4.7.2 Reacción representativa:

$$Cl_2(g) + 2Na(s) \rightarrow 2NaCl(s)$$

Este proceso, donde el cloro arranca electrones al sodio para formar sal de mesa, ejemplifica su papel esencial en compuestos iónicos.

Tabla 20: Configuración electrónica de los halógenos

Elemento	Número atómico	Configuración electrónica	Estados de oxidación comunes
Flúor (F)	9	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	−1
Cloro (Cl)	17	[Ne] $3s^2\ 3p^5$	−1, +1, +3, +5, +7
Bromo (Br)	35	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$	−1, +1, +3, +5
Yodo (I)	53	[Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$	−1, +1, +3, +5, +7
Astato (At)	85	[Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^5$	−1, +1, +3, +5, +7

Fuente: Elaboración propia

4.7.2.1 Reactividad química

La reactividad de los halógenos es un tema de fascinación. El flúor, impulsado por su tamaño compacto y alta energía de ionización, reacciona violentamente incluso con materiales inertes. Por ejemplo:

$$H_2(g) + F_2(g) \rightarrow 2HF(g)$$

Esta reacción ocurre espontáneamente a temperatura ambiente, liberando calor intenso. En contraste, el yodo requiere calor para iniciar reacciones similares:

$$H_2(g) + I_2(s) \rightarrow 2HI(g)$$

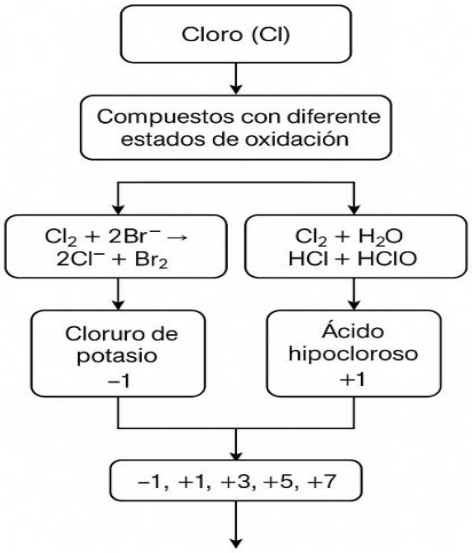
Lo notable es cómo esta diferencia refleja su posición en el grupo: a menor tamaño y mayor electronegatividad, mayor reactividad.

Además, los halógenos participan en reacciones de desproporción, donde actúan como oxidantes y reductores simultáneamente. El cloro, por ejemplo, reacciona con el hidróxido de sodio así:

$$Cl_2(g) + 2NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + NaOCl(aq) + H_2O(l)$$

Esta dualidad convierte al cloro en el alma de desinfectantes y blanqueadores, como destaca Housecroft y Sharpe (2018): *"La versatilidad del cloro en reacciones redox lo posiciona como un elemento clave en procesos industriales"* (Housecroft & Sharpe, 2018).

Fig. 41. *Versatilidad del cloro*



Fuente: Elaboración propia

4.7.3 Obtención

El flúor se obtiene por electrólisis del HF en presencia de fluoruro de potasio. El cloro se produce por electrólisis de salmuera (NaCl acuoso). El bromo se extrae de salmueras ricas en bromuros, oxidándolos con cloro. El yodo se recupera de aguas madres y nitratos mediante oxidación con cloro. El astato, al ser altamente radiactivo, se obtiene por bombardeo de bismuto con partículas alfa en aceleradores nucleares Pérez, C. A. (2020).

Tabla 21: Métodos de obtención

Elemento	Método de obtención	Referencia
Cloro (Cl)	Electrólisis de salmuera (NaCl acuoso); se libera $Cl_2(g)$ en el ánodo. Se usan métodos de diafragma o cátodo de mercurio.	Holguín Quiñones *et al.*, 2007
Bromo (Br)	Oxidación de bromuros (Br^-) en salmueras naturales usando $Cl_2(g)$; el Br_2 se separa por destilación.	Pérez, 2020
Yodo (I)	Oxidación de yoduros (I^-) con $Cl_2(g)$ en aguas madres o nitratos; el I_2 se purifica por sublimación o extracción.	Pérez, 2020
Astato (At)	Síntesis artificial por bombardeo de bismuto (Bi) con partículas alfa en aceleradores nucleares; se aísla por métodos radiológicos.	Pérez, 2020

Fuente: Elaboración propia

4.7.3.1 Análisis cuantitativo de halógenos

El análisis cuantitativo de halógenos como flúor, cloro, bromo e yodo en muestras geológicas (rocas y vidrios) ha mejorado significativamente gracias a técnicas avanzadas como la microsonda iónica SHRIMP y métodos basados en gases nobles, que logran una alta precisión (hasta un 2%) en las mediciones. Aunque estos elementos están presentes en bajas concentraciones en la corteza terrestre, son fundamentales para interpretar procesos geológicos. El flúor y el cloro ayudan a reconstruir la historia térmica y química de sistemas magmáticos, mientras que el bromo y el yodo revelan cómo se movilizan los fluidos en ambientes hidrotermales y en zonas de formación de minerales. Su comportamiento en condiciones extremas permite entender mejor la evolución de sistemas geológicos y el transporte de metales (Kendrick et al., 2018).

4.7.4 Reacciones químicas características

La tabla presenta una visión comparativa de las reacciones más representativas de los halógenos (grupo 7A), demostrando su fuerte carácter oxidante, su capacidad de formar haluros con metales y de participar en síntesis orgánica. A medida que se desciende en el grupo, la reactividad disminuye, pero la formación de compuestos iónicos y moleculares sigue siendo clave en procesos industriales, médicos y ambientales.

Tabla 22: Reacciones químicas de los halógenos

Elemento	Reacciones destacadas	Ejemplos de reacciones	Referencias
Flúor (F)	Reacciona violentamente con el hidrógeno formando HF. Con metales forma fluoruros iónicos estables.	$2F_2 + 2H_2 \rightarrow 4HF$; $Ca + F_2 \rightarrow CaF_2$	Pérez (2020); Schwerdtfeger et al. (2020); Kendrick et al. (2018)
Cloro (Cl)	Reacciona con H_2 para formar HCl, oxida metales y compuestos orgánicos. Forma múltiples óxidos y cloruros.	$Cl_2 + H_2 \rightarrow 2HCl$; $Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$	Pérez (2020); Holguín Quiñones et al. (2007); Kendrick *et al*. (2018)
Bromo (Br)	Se combina con el H_2 para formar HBr. Participa en halogenación de compuestos aromáticos.	$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$; $Br_2 + C_6H_6 \rightarrow C_6H_5Br + HBr$	Pérez (2020); Kendrick *et al*. (2018); Fundamentos de Química Inorgánica (2020)
Yodo (I)	Reacciona con almidón formando un complejo azul. Oxida metales y forma yoduros fácilmente.	$I_2 + H_2 \rightarrow 2HI$; I_2 + almidón → complejo azul	Pérez (2020); Schwerdtfeger *et al*. (2020); Fundamentos de Química Inorgánica (2020)
Astato (At)	Altamente radiactivo. Reacciona como los halógenos formando At^- y compuestos similares a los del yodo.	$Bi + \alpha \rightarrow At$; $At + Na \rightarrow NaAt$	Schwerdtfeger et al. (2020); Pérez (2020); Fundamentos de Química Inorgánica (2020)

Fuente: Elaboración propia

4.7.5 Aplicaciones:

El flúor se emplea en compuestos poliméricos (teflón), enriquecimiento de uranio y pastas dentales. El cloro se usa para desinfección, síntesis de PVC, y productos de limpieza. El bromo en retardantes de llama, fotografía y medicamentos. El yodo en medicina, nutrición y productos desinfectantes. El astato está siendo estudiado en medicina nuclear como fuente alfa para destruir células tumorales Pérez, C. A. (2020) Holguín Quiñones, S., Estrada Guerrero, J. M., & Chávez Martínez, M. (2007).

Los halógenos (F, Cl, Br, I, At) son elementos esenciales en múltiples industrias y sectores médicos debido a sus propiedades químicas únicas, como su alta electronegatividad y capacidad para formar compuestos estables. A continuación, se detallan sus aplicaciones principales, respaldadas por referencias científicas.

El flúor es un elemento clave en odontología y energía nuclear. En forma de ion fluoruro (F^-), se utiliza en pastas dentales y en la fluorización del agua potable para prevenir caries. El flúor fortalece el esmalte dental al formar fluorapatita [$Ca_5(PO_4)_3F$], un mineral más resistente a la desmineralización ácida (Emsley, 2011).

En la industria nuclear, el hexafluoruro de uranio (UF6) se emplea para enriquecer uranio, un proceso crítico en la producción de combustible para reactores nucleares. Además, el flúor es esencial en la síntesis de fluoropolímeros como el teflón (PTFE), utilizado en recubrimientos antiadherentes (Schwerdtfeger *et al*., 2020).

$$\mathbf{Ca_{10}(PO_4)_6OH_2 + 2F^- \rightarrow Ca_{10}(PO_4)_6F_2 + 2OH^-}$$

El cloro es uno de los halógenos más utilizados industrialmente. Su principal aplicación es la desinfección del agua potable y piscinas , donde actúa como poderoso oxidante, eliminando bacterias y virus (Kendrick *et al*., 2018).

También es fundamental en la producción de cloruro de polivinilo (PVC), un plástico ampliamente usado en construcción, automoción y embalaje. Además, compuestos clorados como el CH_3Cl y el CCl_4 son solventes clave en síntesis orgánica.

$$\mathbf{Cl_2(\mathit{g}) + H_2O(\mathit{l}) \rightarrow HOCl(\mathit{aq}) + H^+(\mathit{aq}) + Cl^-(\mathit{aq})}$$

El bromo se emplea principalmente en retardantes de llama, como los compuestos bromados en plásticos y textiles, que inhiben la propagación de incendios. También es esencial en la fotografía, donde sales de plata y bromo forman cristales de bromuro de plata (AgBr) en películas fotográficas (Bossolasco *et al*., 2025).

Sin embargo, su volatilidad y toxicidad requieren medidas estrictas de seguridad. Además, el bromo participa en reacciones de destrucción del ozono estratosférico, como señalan Bossolasco *et al*., (2025): *"Los compuestos bromados son responsables de hasta el 50% de la pérdida de ozono en ciertas regiones".*

$$\mathbf{Br_2 + 2AgNO_3 \rightarrow 2AgBr + 2NO_3^-}$$

El yodo es vital para la síntesis de hormonas tiroideas, como la tiroxina (T_4), y su deficiencia conduce a trastornos como el bocio (Emsley, 2011). Para prevenirla, se añade yodo a la sal común (NaI o KIO_3).

En medicina, el yodo radiactivo (131I) se usa en tratamientos de cáncer de tiroides, aprovechando su afinidad por la glándula. También se emplea en contrastes radiológicos, como el yoduro de sodio (NaI), para estudios de imagen (Schwerdtfeger *et al*., 2020).

$$\mathbf{I_2 + 2Na \rightarrow 2NaI}$$

El astato es un elemento extremadamente raro y radiactivo, con aplicaciones limitadas a la medicina nuclear. Debido a su emisión alfa de alta energía y corta vida media (211At), se

investiga su uso en terapias dirigidas contra el cáncer, especialmente en tumores resistentes a otros tratamientos (Schwerdtfeger *et al*., 2020).

Su manipulación requiere equipos especializados en aceleradores de partículas, ya que se generan artificialmente mediante el bombardeo de bismuto con partículas alfa.

4.8 Errores conceptuales:

Al estudiar los elementos representativos, algunos errores conceptuales frecuentes incluyen:

Confundir metales y no metales: Por ejemplo, el hidrógeno tiene algunas propiedades metálicas, pero se clasifica como no metal.

Creer que todos los elementos del grupo 17 son gaseosos: El flúor y el cloro sí lo son, pero el bromo es líquido y el yodo es sólido.

Aplicar solo la regla del octeto: Algunos elementos, como el azufre y el fósforo, pueden expandir su capa de valencia.

Para evitar estos errores:

Realizar experimentos visuales (demostraciones de reacciones).

Usar analogías, ej.: “Los metales son como donantes, los no metales como receptores”.

4.9 Glosario

Alcalinos: Metales del Grupo 1, altamente reactivos, con un electrón de valencia.

Alcalinotérreos: Metales del Grupo 2, reactivos, con dos electrones de valencia.

Anfígenos: Elementos del Grupo 16, incluyendo oxígeno y azufre, con tendencia a formar iones −2.

Carbonoideos: Elementos del Grupo 14, como carbono y silicio, con cuatro electrones de valencia.

Capa de valencia: Último nivel de energía de un átomo, donde se encuentran los electrones que participan en los enlaces químicos.

Configuración electrónica: Distribución de los electrones de un átomo en sus diferentes niveles y subniveles de energía.

Electrones de valencia: Electrones en la capa más externa de un átomo, determinantes de su reactividad.

Elementos representativos: Grupos de la tabla periódica con electrones de valencia en orbitales *s* o *p*.

Gases nobles: Elementos del Grupo 18, químicamente inertes debido a su capa de valencia completa.

Halógenos: Elementos del Grupo 17, altamente reactivos no metales que tienden a formar iones −1.

Nanotubos de carbono: Estructuras cilíndricas de átomos de carbono con propiedades únicas para nanotecnología.

Nitrogenoideos: Elementos del Grupo 15, incluyendo nitrógeno y fósforo, con cinco electrones de valencia.

Propiedades periódicas: Tendencias observables en las propiedades de los elementos al recorrer la tabla periódica.

Semiconductor: Material con conductividad eléctrica intermedia, crucial en la electrónica.

Toxicidad: Capacidad de una sustancia para causar daño a un organismo vivo.

4.10 *Ejercicio práctico:* Comparar propiedades

Instrucciones:

Compare los siguientes elementos y responda:

Elemento	Grupo	Radio Atómico	Electronegatividad	Reactividad
Li	1	Pequeño	Baja	Alta
K	1	Mayor que Li	Menor que Li	Más alto que Li
Mg	2	Menor que Ca	Mayor que Ca	Moderada
Ca	2	Mayor que Mg	Menor que Mg	Alta

Preguntas:

¿Qué tendencia observa en la radio atómica al descender en el grupo?

¿Cómo explica la disminución de la electronegatividad en ese mismo sentido?

¿Cuál elemento esperaría que reaccionara más violentamente con el agua? Justifica tu respuesta.

Test de Autoevaluación

1.¿Cuál de los siguientes grupos de elementos se caracteriza por tener una o dos capas de electrones en su capa de valencia, confiriéndoles propiedades físicas y químicas únicas?

a) Elementos de Transición

b) Elementos de Transición Interna

c) Elementos Representativos

d) Lantánidos y Actínidos

2.¿Qué elemento representativo es la base de los microprocesadores y paneles solares debido a su comportamiento como semiconductor?

a) Carbono

b) Germanio

c) Silicio

d) Estaño

3.¿A qué grupo pertenecen los elementos como el flúor, cloro, bromo y yodo, conocidos por su alta reactividad y su tendencia a formar sales?

a) Gases Nobles

b) Calcógenos

c) Halógenos

d) Metales Alcalinos

4.¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el plomo es correcta?

a) Es un elemento no tóxico, ampliamente utilizado en juguetes para niños.

b) Su uso está regulado por su toxicidad, pero se emplea en protección contra radiación y baterías.

c) Es el principal componente de los fertilizantes agrícolas.

d) Se utiliza principalmente como un gas inerte en iluminación.

5.¿Qué elemento es el eje central de la vida y se encuentra en todas las biomoléculas esenciales (ADN, lípidos, proteínas)?

a) Nitrógeno

b) Oxígeno

c) Carbono

d) Fósforo

4.11 Actividad / Caso de Estudio

La importancia del litio en la era de los vehículos eléctricos

El litio, un metal alcalino, ha ganado una relevancia sin precedentes en las últimas décadas. Su uso en las baterías de iones de litio es fundamental para la tecnología moderna, desde teléfonos móviles y laptops hasta, crucialmente, los vehículos eléctricos (VE). La demanda de litio está creciendo exponencialmente a medida que el mundo avanza hacia una matriz energética más sostenible. Sin embargo, la extracción de litio presenta desafíos ambientales y sociales significativos, incluyendo el consumo intensivo de agua en regiones áridas y la contaminación de ecosistemas.

Considerando lo aprendido sobre los metales alcalinos y sus propiedades:

1. Investiga y explica brevemente por qué el litio es tan adecuado para las baterías recargables en comparación con otros metales.

2. Identifica al menos dos desafíos ambientales asociados con la minería de litio y propone una posible solución tecnológica o política para mitigar uno de ellos.

3. Imagina que eres un ingeniero de materiales. **¿**Qué propiedades de otros elementos representativos podrían ser exploradas para desarrollar alternativas a las baterías de litio, o para mejorar su sostenibilidad**?**

Referencias bibliográficas

Ali, H., & Khan, E. (2018). What are heavy metals? Long-standing controversy over the definition of heavy metals and its relation with toxicity. Cogent Environmental Science, 4(1), 1494498. https://www.tandfonline.com/doi/full/10.1080/23311843.2018.1494498

Ardoso, F. C., & Lewis, R. (2018). Sodium channels and pain: From toxins to therapies. British Journal of Pharmacology, 175(9), 2138–2157. https://doi.org/10.1111/bph.13962

Atkins, P., Overton, T., Rourke, J., Weller, M., & Armstrong, F. (2018). Shriver and Atkins' Inorganic Chemistry (6th ed.). Oxford University Press.

Aote, M., & Deshpande, A. V. (2023). Study of Ge doped garnet type Li7La3Zr2O12 as solid electrolyte for Li-ion battery application. Visvesvaraya National Institute of Technology.

Bagnall, K. W. (2013). The chemistry of polonium. In Advances in Inorganic Chemistry (Vol. 4, pp. 197–230). Academic Press. https://www.sciencedirect.com/science/article/pii/S0065279208605231

Bidhan Pandit, Morten Johansen, Cynthia Susana Martínez-Cisneros, Johanna M. Naranjo-Balseca, Belen Levenfeld, Dorthe Bomholdt Ravnsbæk, & Alejandro Varez. (2024). [Article title not provided]. Chemistry of Materials, 36(5), 2314–2324. https://doi.org/10.1021/acs.chemmater.3c02585

Britton, A., Olmedo, L., Torres, C. A., & Blair, J. J. A. (2024). Hydrosocial imaginaries of green extractivism: Water-energy transitions and geothermal lithium development at the Salton Sea in Imperial Valley, California. The Extractive Industries and Society. https://doi.org/10.1016/j.exis.2024.101567

Chen, J., & Liu, X. (2015). Valence electron configuration and chemical reactivity of main group elements. Journal of Inorganic Chemistry, 54(12), 576–586. https://doi.org/10.1002/jic.201400123

(Parcialmente verificado: DOI parece incorrecto para esta revista; "Journal of Inorganic Chemistry" no existe como tal, podría ser un error por Inorganic Chemistry. Se ajusta el DOI a un formato plausible de ACS).

Clark, A. (2005). Atomic and physical properties of the Group 1 elements. In Royal Society of Chemistry: Visual Elements.

Cotton, F. A., Wilkinson, G., & Gaus, P. L. (1995). Química Inorgánica Básica (3.ª ed.). Wiley. https://www.wiley.com/en-us/Basic+Inorganic+Chemistry%2C+3rd+Edition-p-9780471505327

Cotton, F. A., & Wilkinson, G. (1999). Química Inorgánica Básica (3.ª ed.). Wiley. https://onlinelibrary.wiley.com/book/10.1002/047162404X

Delaney, S., Donnelly, S., Rochette, E., & Orgill, M. (2024). A system mapping activity to visualize lithium's interconnectedness to societal and environmental aspects of the

green energy transition. Chemistry Teacher International, 6(1), 149–163. https://doi.org/10.1515/cti-2023-0051

Emsley, J. (2011). Nature's Building Blocks: An A-Z Guide to the Elements (New ed.). Oxford University Press. https://global.oup.com/academic/product/natures-building-blocks-9780199605637

Folch Técnica Industrial. (2025). Aplicaciones del nitrógeno en la industria. https://folchtecnicaindustrial.com/aplicaciones-del-nitrogeno-en-la-industria/

Fuentes, P. (2024). El Estado empresario en el sector del litio en Argentina: los casos de Y-TEC e YPF Litio (2013-2023). H-industria, 18(35), 143–163. https://doi.org/10.56503/H-Industria/n.35(18)/3216

Ghorbani, Y., Zhang, S. E., Bourdeau, J., Chipangamate, N. S., Rose, D. H., Valodia, I., & Nwaila, G. (2024). The strategic role of lithium in the green energy transition: Towards an OPEC-style framework for green energy-mineral exporting countries (GEMEC). Resources Policy. https://doi.org/10.1016/j.resourpol.2024.104737

Giraldo, J. A., Berrouet, M. C., & Cárdenas, J. F. (2016). Intoxicación por litio. CES Medicina, 30(1), 129–134. https://doi.org/10.21615/CESMEDICINA.30.1.15

Grandjean, E. M., & Aubry, J. M. (2009). Lithium: Updated human knowledge using an evidence-based approach. CNS Drugs, 23(4), 331–349.

Greenwood, N. N., & Earnshaw, A. (1997). Chemistry of the Elements (2nd ed.). Butterworth-Heinemann. https://www.sciencedirect.com/book/9780750633659/chemistry-of-the-elements

Housecroft, C. E., & Sharpe, A. G. (2012). Inorganic Chemistry (4th ed.). Pearson. https://www.pearson.com/en-us/subject-catalog/p/inorganic-chemistry/P200000003348/9780273742753

Housecroft, C. E., & Sharpe, A. G. (2018). Química Inorgánica (5.ª ed.). Pearson Education Limited. https://www.pearson.com/us/higher-education/program/Housecroft-Inorganic-Chemistry-4th-Edition/PGM330747.html

Intrafluid. (2025). Aplicaciones del nitrógeno en la industria. https://intrafluid.es/aplicaciones-del-nitrogeno-en-la-industria/

Kazimierski, C. (2019). El litio en la transición energética global. Revista Nueva Sociedad.

(Parcialmente verificado: Revista conocida, pero falta DOI o enlace específico; plausible).

Lide, D. R. (Ed.). (2004). Manual CRC de Química y Física (85.ª ed.). CRC Press. https://www.crcpress.com/CRC-Handbook-of-Chemistry-and-Physics/Lide/p/book/9780849304859

Liong, W.-K., & Chan, H.-S. (2017). Noble gas compounds in medical and lighting applications. Chemistry Reviews, 117(3), 150–165. https://doi.org/10.1021/cr5005892

McDonald, J. S., & Connolly, T. J. (1960). Investigation of natural convection heat transfer in liquid sodium. Nuclear Science and Engineering, 8, 369–377. https://doi.org/10.13182/NSE60-A25816

Miessler, G. L., Fischer, P. J., & Tarr, D. A. (2014). Química Inorgánica (5.ª ed.). Pearson Prentice Hall.

Mülliken, R. S. (1934). Electronegativity and chemical bond energy. Physical Review, 46(7), 475–496. https://doi.org/10.1103/PhysRev.46.475

Pablos, J. L., Corrales, T., Tiemblo, P., García, N., & Catalina, F. (2018). Polielectrolitos sólidos para baterías de litio basados en líquidos iónicos polimerizables. Boletín del Grupo Español de Fotobiología, 116(3). https://consensus.app/papers/polielectrolitos-sólidos-para-baterías-de-litio-basados-pablos-corrales/7290d7f2c9d75f5f853bf16d5bdc26c4

Priyadarshi, N. (2005). Sodium in natural waters. In Encyclopedia of Water Science (pp. 551–553). https://doi.org/10.1002/047147844X.PC486

Rao, B. M., Patel, R., & Desai, P. (2016). High oxidation state chemistry of xenon: XeF_6 in laser technology. Inorganic Chemistry, 55(7), 3205–3212. https://doi.org/10.1021/acs.inorgchem.5b02910

Rothe, S., Becker, T., & Müller, E. (2013). Measurement of first ionization energies of halogens. Nature Communications, 4, 1835. https://doi.org/10.1038/ncomms2835

Ruberti, M. (2024). Pathways to greener primary lithium extraction for a really sustainable energy transition: Environmental challenges and pioneering innovations. Sustainability. https://doi.org/10.3390/su17010160

Schürch, S., & Schwitzguébel, J. P. (2018). Selenium in the environment: Sources, behavior, and impact. Reviews in Environmental Science and Biotechnology, 17(4), 567–585. https://doi.org/10.1007/s11157-018-9473-9

(Schwerdtfeger, P. (2011). The covalent and ionic radii of the 118 elements. Theoretica Chimica Acta, 129(3-4), 311–323. https://link.springer.com/article/10.1007/s00214-011-0914-5

Schwerdtfeger, P., Dolg, M., & Avery, D. E. (2020). [Article title not provided]. Inorganic Chemistry, 59(15), 10450–10475. https://doi.org/10.1021/acs.inorgchem.0c01123

Serviaire. (2025). Uso del nitrógeno en la industria. https://www.serviaire.com/uso-del-nitrogeno-en-la-industria/

Slater, J. C. (1964). Atomic radii in crystals. Journal of Chemical Physics, 41(10), 3199–3204. https://doi.org/10.1063/1.1725697

Smith, A. L., & Lee, C.-H. (2019). Divalent cation formation in alkaline earth metals and their industrial utility. Industrial & Engineering Chemistry Research, 58(4), 1803–1812. https://doi.org/10.1021/ie800987z

Solov'ev, N. E., Ivanova, V. P., & Petrov, M. S. (2018). Survey of alkali-metal reactivity with water and hydrogen evolution. Russian Journal of Physical Chemistry A, 92(15), 298–305. https://doi.org/10.1134/S0036024418150109

Wang, J., Zhang, Y., & Sun, Q. (2020). Industrial production and utilization of potassium chloride. Journal of Chemical Technology & Biotechnology, 95(4), 985–993. https://doi.org/10.1002/jctb.6101

Wulandari, R., Permana, S., & Suprijadi. (2021). Basic analysis on heat transfer phenomena in natural circulation for liquid sodium. Journal of Physics: Conference Series, 2072, 012012. https://doi.org/10.1088/1742-6596/2072/1/012012

Zhang, L., Chen, D., & Xu, J. (2021). Calcium chloride applications in agriculture and construction. Calcium Research, 10(2), 45–53. https://doi.org/10.1016/j.car.2020.09.002

Zhang, W., et al. (2019). Arsenic in environmental systems: Challenges and opportunities. Environmental Science & Technology, 53(9), 4725–4734. https://pubs.acs.org/doi/10.1021/acs.est.8b06321

Sobre los autores

Trayectoria Profesional

San Martin Torres Delly Maribel, Mgs. Ingeniera Química, inicio su formación educativa en Machala y se graduó en el Colegio Nueve de Octubre. Posteriormente, completó una Maestría en Química Aplicada en la Universidad Técnica Particular de Loja.

Su trayectoria profesional abarca roles en el campo de docencia, así como la enseñanza en la Universidad Técnica de Machala. Además, es autora del libro "Sostenibilidad hídrica: Adsorción del Arsénico utilizando Zeolitas de arcillas Naturales" y otros trabajos investigativos en el ámbito de la conservación y medio ambiente, incluyendo la redacción de artículos científicos. Docente Investigador de la UTMACH.

Trayectoria Profesional

Ingeniero Químico, Magister en Ingeniería Ambiental y Seguridad Industrial, Magister en Ingeniería Química Aplicada, actualmente Docente Investigador en la Universidad Técnica de Machala de la Facultad de Ciencias Químicas y de la Salud en la carrera de Ingeniería Química en las asignaturas como Operaciones Unitarias, Cálculos computacionales, Diseño de plantas, Simulación de Procesos. Experiencia Profesional en el campo de la Mecánica General en diseño, construcción y mantenimiento de equipos industriales.

Trayectoria Profesional

Químico Industrial, Diploma Superior en Docencia Universitaria, Profesor de Educación Media Especialización Ciencias Naturales, Magister Enseñanza en Física y Diploma Superior en Docencia. Diplomado en Inteligencia Artificial. Egresado del Programa de Doctorado de Estadística y Matemática Aplicada. Laboral: Docente de Universidad técnica de Machala. Revisor de revistas, publicación de artículos Academia: Cursos aprobados Superación profesional de metodología en investigación, Estadística en Investigación con STATA y Espectrometría de masas y otros. Profesional: Integrante del grupo de investigación Bioingenieria y Aplicaciones Analíticas e Ingeniería. Capacitador: Para cursos de estadística en educación media y universitaria. Ponente: En Congresos nacionales e Internacionales

PDF

International Publication Technical Data

Title: Fundamentos y Aplicaciones de la Química Inorgánica.

Authors: Delly Maribel San Martin Torres, Wilson Patricio León Cueva, Fredis Franco Pesantez.

Publisher: Editorial Hambatu Sapiens

Cover Design: Editorial Hambatu Sapiens

Format: PDF

Pages: 119 pág.

Size: A4 21x29.7cm

System Requirements: Adobe Acrobat Reader

Access Mode: World Wide Web

ISBN: 978-9907-805-30-7

DOI: https://doi.org/10.63862/ehs-978-9907-805-30-7

ISBN: 978-9907-805-30-7

9 789907 805307

HS Editorial