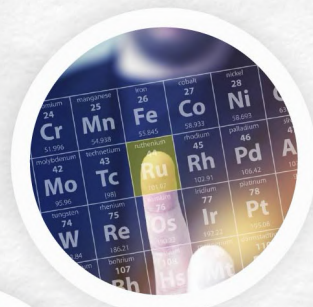


QUÍMICA GENERAL

EN LA EDUCACIÓN SUPERIOR

Fundamentos para la formación científica de estudiantes universitarios



AUTORES:

Flores-Murillo, Carlos Rene

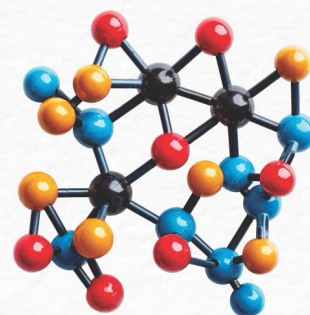
Ramos- Gallo, Wendy Waleska

Macías-Tubay, Ángel André

Peñafiel-Pazmiño, Magaly Elizabeth



Grupo de Asesoría Empresarial & Académica
Grupoeaecuador
Editorial Grupo AEA



Química general en la educación superior: Fundamentos para la formación científica de estudiantes universitarios

Autor/es:

Flores-Murillo, Carlos Rene

Universidad Ecotec

Ramos- Gallo, Wendy Waleska

Centro Universitario Tecnológico (CEUTEC)

Macías-Tubay, Ángel André

Universidad Ecotec

Peñafiel-Pazmiño, Magaly Elizabeth

Universidad Ecotec

Datos de Catalogación Bibliográfica

Flores-Murillo, C. R.
Ramos- Gallo, W. W.
Macías-Tubay, A. A.
Peñañiel-Pazmiño, M. E.

Química general en la educación superior: Fundamentos para la formación científica de estudiantes universitarios

Editorial Grupo AEA, Ecuador, 2026
ISBN: 978-9942-598-22-6
Formato: 210 cm X 270 cm

128 págs.



Publicado por Editorial Grupo AEA

Ecuador, Santo Domingo, Vía Quinindé, Urb. Portón del Río.

Contacto: +593 983652447; +593 985244607

Email: info@editorialgrupo-aea.com

<https://www.editorialgrupo-aea.com/>

Director General:	<i>Prof. César Casanova Villalba.</i>
Editor en Jefe:	<i>Prof. Giovanni Herrera Enríquez</i>
Editora Académica:	<i>Prof. Maybelline Jaqueline Herrera Sánchez</i>
Supervisor de Producción:	<i>Prof. José Luis Vera</i>
Diseño:	<i>Tnlgo. Oscar J. Ramírez P.</i>
Consejo Editorial	<i>Editorial Grupo AEA</i>

Primera Edición, 2026

D.R. © 2026 por Autores y Editorial Grupo AEA Ecuador.

Cámara Ecuatoriana del Libro con registro editorial No 708

Disponible para su descarga gratuita en <https://www.editorialgrupo-aea.com/>

Los contenidos de este libro pueden ser descargados, reproducidos difundidos e impresos con fines de estudio, investigación y docencia o para su utilización en productos o servicios no comerciales, siempre que se reconozca adecuadamente a los autores como fuente y titulares de los derechos de propiedad intelectual, sin que ello implique en modo alguno que aprueban las opiniones, productos o servicios resultantes. En el caso de contenidos que indiquen expresamente que proceden de terceros, deberán dirigirse a la fuente original indicada para gestionar los permisos.

Título del libro:

Química general en la educación superior: Fundamentos para la formación científica de estudiantes universitarios

© Flores-Murillo, Carlos Rene; Ramos- Gallo, Wendy Waleska; Macías-Tubay, Ángel André; Peñafiel-Pazmiño, Magaly Elizabeth.

© Septiembre, 2026

Libro Digital, Primera Edición, 2026

Editado, Diseñado, Diagramado y Publicado por Comité Editorial del Grupo AEA, Santo Domingo de los Tsáchilas, Ecuador, 2026

ISBN: 978-9942-598-22-6



<https://doi.org/10.55813/egaea.l.171>

Como citar (APA 7ma Edición):

Flores-Murillo, C. R., Ramos- Gallo, W. W., Macías-Tubay, A. A., & Peñafiel-Pazmiño, M. E. (2026). *Química general en la educación superior: Fundamentos para la formación científica de estudiantes universitarios*. Editorial Grupo AEA. <https://doi.org/10.55813/egaea.l.171>

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

Revisores:



Mgs. Castillo Quijije Danna
Belén

Universidad Técnica Estatal de
Quevedo – Ecuador



Mgs. Fernández Vélez Cristina
Vanessa

Universidad Técnica de Machala –
Ecuador



Los libros publicados por “**Editorial Grupo AEA**” cuentan con varias indexaciones y repositorios internacionales lo que respalda la calidad de las obras. Lo puede revisar en los siguientes apartados:



Editorial Grupo AEA

 <http://www.editorialgrupo-aea.com>

 Editorial Grupo AeA

 editorialgrupoea

 Editorial Grupo AEA

Aviso Legal:

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

Derechos de autor ©

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



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

RESEÑA DE AUTORES

**Flores-Murillo, Carlos Rene**

Universidad Ecotec

cflores@ecotec.edu.ec<https://orcid.org/0000-0003-1507-9113>

Bachiller Químico-Biólogo e Ingeniero Químico por la Universidad de Guayaquil, con estudios de cuarto nivel. Su trayectoria integra la experiencia en los sectores alimenticio, químico y de consultoría con una profunda vocación docente. Apasionado por las ciencias, la investigación y la creatividad, ha publicado libros y artículos científicos. Formado en innovación y tecnologías educativas, promueve el aprendizaje significativo y el valor humano. Ha enseñado en instituciones públicas y actualmente en la Universidad Ecotec. Agradecido con Dios y sus padres, a quienes dedica esta obra, cree que enseñar es despertar el entusiasmo por aprender, crear y descubrir.

**Ramos-Gallo, Wendy Waleska**Centro Universitario Tecnológico
(CEUTEC)wendy.ramos@unitec.edu.hn<https://orcid.org/0009-0008-0459-0550>

Doctora en Ciencias Químicas y Farmacia, con énfasis en Tecnología de Alimentos, con Maestría en Gestión de la Calidad Total y en Nutrición y Dietética. Docente en diversas instituciones de educación superior como la Escuela Agrícola Panamericana El Zamorano; 1a Escuela Nacional de Agricultura (ENA), la Universidad Católica de Honduras (UNICAH) y la Universidad Cristiana Evangélica Nuevo Milenio (UCENM). Coordinadora Académica del Bloque de Estructura, Función y Fundamentos Biológicos de la Escuela de Ciencias de la Salud en el Centro Universitario, participa en la planificación; coordinación y mejora continua de programas académicos; promoviendo la innovación educativa y el fortalecimiento del aprendizaje por competencias.

RESEÑA DE AUTORES



Macías-Tubay, Ángel André



Universidad Ecotec



amacias@ecotec.edu.ec



<https://orcid.org/0009-0005-3133-741X>



Graduado en la Escuela Superior Politécnica del Litoral, ESPOL, en la carrera de Ingeniería Química en el año 2024. Ha laborado en el área industrial como supervisor de mantenimiento en planta y como asesor técnico en sistemas de tratamientos de agua. Ejerciendo la docencia en el área de química, impartiendo asignaturas teóricas como prácticas en el laboratorio en la Educación Superior.



Peñafiel-Pazmiño, Magaly Elizabeth



Universidad Ecotec



mpenafiel@ecotec.edu.ec



<https://orcid.org/0000-0002-3661-6603>



Bióloga con más de 20 años de experiencia en biología y gestión ambiental le ha permitido destacarse en diversos ámbitos, tanto ejerciendo la docencia, la investigación y consultoría, reflejando su compromiso con la conservación del medio ambiente y el desarrollo sostenible. Ha participado en actividades académicas como congresos y ha realizado publicaciones científicas relacionadas con su profesión. En la Universidad Ecotec, lidera el colectivo académico de la carrera de Agronomía en las áreas de Sanidad Vegetal, Ecología y Desarrollo Sostenible, impulsando proyectos innovadores y colaborativos.

Índice

Reseña de Autores.....	ix
Índice.....	xi
Índice de Tablas	xvii
Índice de Figuras.....	xvii
Introducción.....	xix
Capítulo I: La materia y sus transformaciones	1
1.1. Introducción a la química	3
1.2. La materia	3
1.3. Cambios físicos y químicos de la materia.....	4
1.4. Clasificación de la materia	5
1.4.1. Sustancias puras.....	5
1.4.2. Mezclas	6
1.5. Métodos de separación de mezclas	6
1.6. El átomo y su estructura	7
1.6.1. La composición del átomo	7
1.6.2. El átomo desde el modelo actual	7
1.6.3. Evolución de los modelos atómicos	8
1.6.4. Números cuánticos	10
1.6.5. Configuración electrónica.....	12
1.6.6. Isótopos, Isóbaros e Isótonos	14
1.7. Tabla periódica	14
1.7.1. Principales familias de elementos	15
1.7.2. Clasificación general de los elementos.....	16
1.7.3. Propiedades periódicas.....	16
1.8. Enlaces químicos.....	17
1.9. Unidades de medición y factores de conversión	19

1.10.	Cifras significativas	21
1.11.	Notación científica, prefijos y redondeo	22
1.12.	Nomenclatura inorgánica	24
1.13.	La conductividad eléctrica	25
1.14.	Identificación de especies químicas	26
1.14.1.	Identificación de cationes mediante ensayo a la llama	26
1.14.2.	Identificación cualitativa de aniones.....	28
Capítulo II: Reacciones químicas y estequiometría		31
2.1.	Reacción química	33
2.2.	Clasificación general de las reacciones químicas	41
2.2.1.	Reacciones de síntesis o combinación	42
2.2.2.	Reacciones de descomposición.....	42
2.2.3.	Reacciones de desplazamiento simple.....	42
2.2.4.	Reacciones de doble desplazamiento	42
2.2.5.	Reacciones de combustión	43
2.3.	Reacciones de oxidación-reducción (REDOX).....	43
2.3.1.	Oxidación	43
2.3.2.	Reducción	44
2.3.3.	Agente oxidante	44
2.3.4.	Agente reductor.....	44
2.3.5.	Identificar una reacción REDOX mediante los estados de oxidación.....	44
2.4.	Reacciones no redox	45
2.4.1.	Reacciones de neutralización	45
2.4.2.	Reacciones de precipitación	46
2.4.3.	Reacciones de combinación que no son REDOX.....	46
2.5.	Balanceo de ecuaciones químicas	47

2.5.1.	Método de tanteo o inspección	48
2.5.2.	Balanceo de ecuaciones REDOX	49
2.5.3.	Importancia del balanceo químico	49
2.6.	Fundamentos de estequiometría	49
2.6.1.	Concepto de estequiometría	49
2.6.2.	Fundamentos históricos	50
2.6.3.	Conceptos fundamentales	50
2.7.	Cálculos estequiométricos	51
2.7.1.	Estequiometría de masa	51
2.7.2.	Estequiometría de volumen	52
2.7.3.	Estequiometría molar	52
2.8.	Reactivo limitante y rendimiento	52
2.9.	Leyes ponderales.....	53
2.10.	Cálculos estequiométricos por factor de conversión	53
2.11.	Composición porcentual de un compuesto.....	54
2.12.	Determinación de la fórmula empírica y molecular.....	55
2.13.	Pureza de los reactivos	56
Capítulo III: Ácidos, bases, pH y soluciones		57
3.1.	Ácidos y bases.....	59
3.1.1.	Concepto de ácido	59
3.1.2.	Concepto de bases	60
3.1.3.	Fuerza de ácidos y bases	60
3.2.	Reacciones ácido-base.....	61
3.3.	pH: medida de la acidez y basicidad	61
3.3.1.	Concepto de ph.....	61
3.3.2.	Escala de ph	62
3.3.3.	Interpretación del ph	62

3.3.4.	Cálculo del ph	62
3.3.5.	Relación entre ph y poh	62
3.4.	Importancia del ph en el suelo	63
3.5.	Soluciones	64
3.5.1.	Concepto de solución.....	64
3.5.2.	Soluto y disolvente	64
3.5.3.	Clasificación de las soluciones según el estado físico.....	64
3.5.4.	Clasificación de las soluciones según la cantidad de soluto.....	64
3.6.	Electrolitos y no electrolitos	65
3.7.	Solubilidad	65
3.7.1.	Concepto de solubilidad	65
3.7.2.	Factores que afectan la solubilidad.....	66
3.8.	Reglas generales de solubilidad	67
3.9.	Formas de expresar la concentración.....	67
3.9.1.	Concentraciones físicas	67
3.9.2.	Concentraciones químicas	69
Capítulo IV: Propiedades físicas y energéticas de los sistemas químicos.....		73
4.1.	Propiedades coligativas	75
4.1.1.	Descenso de la presión de vapor.....	76
4.1.2.	Elevación del punto de ebullición	77
4.1.3.	Descenso del punto de congelación o descenso crioscópico	78
4.1.4.	Presión osmótica.....	79
4.2.	Estado gaseoso y leyes de los gases.....	80
4.2.1.	Ley de Boyle-Mariotte (proceso isotérmico).....	81
4.2.2.	Ley de charles i y ii (proceso isobárico)	82
4.2.3.	Ley de Gay-Lussac (proceso isocórico).....	83
4.2.4.	Ley combinada de los gases.....	85

4.2.5.	Ecuación general de los gases (ecuación de estado).....	86
4.2.6.	Ley de Dalton	87
4.3.	Equilibrio químico.....	88
4.3.1.	Principio De Le Chatelier	89
4.3.2.	Equilibrio en soluciones	90
4.4.	Cinética química	91
4.4.1.	Velocidad de reacción	91
4.4.2.	Factores que afectan la velocidad de reacción:.....	92
4.4.3.	Teoría de colisiones y energía de activación	93
4.4.4.	Complejo activado o estado de transición	94
4.4.5.	Distribución de Maxwell-Boltzmann y fracción de partículas reactivas.....	95
4.4.6.	Importancia práctica en química e ingeniería	95
4.5.	Noción de Termodinámica y Termoquímica	95
4.5.1.	Sistema, entorno y frontera	95
4.5.2.	Clasificación de los sistemas termodinámicos	96
4.5.3.	Variables termodinámicas	97
4.5.4.	Primer principio de la termodinámica	97
4.5.5.	Calor y trabajo	98
4.5.6.	Entalpía	98
4.5.7.	Entalpía de reacción	98
4.5.8.	Entalpía de formación	99
4.5.9.	Ley De Hess.....	99
4.5.10.	Ejercicios de aplicación de la primera ley de la termodinámica.....	100
4.5.11.	Segunda ley de la termodinámica: entropía, energía libre de Gibbs.....	100
4.5.11.1.	Entropía (S).....	100
4.5.11.2.	Espontaneidad de los procesos.....	100

4.5.11.3. Energía libre de Gibbs	101
4.5.11.4. Criterios de espontaneidad y equilibrio	102
4.5.11.5. Aplicación de la energía libre de Gibbs	102
Referencias Bibliográficas	103

Índice de Tablas

Tabla 1 <i>Características de la materia</i>	4
Tabla 2 <i>Números cuánticos</i>	10
Tabla 3 <i>Nomenclatura de subniveles energéticos según número cuántico (I)</i> .	12
Tabla 4 <i>Átomo-enlace</i>	18
Tabla 5 <i>Intervalos y enlace</i>	18
Tabla 6 <i>Unidades y sus equivalencias</i>	19
Tabla 6 <i>Unidades y sus equivalencias</i>	20
Tabla 8 <i>Unidades de medida comunes</i>	21
Tabla 9 <i>Múltiplos</i>	22
Tabla 10 <i>Submúltiplos</i>	23
Tabla 11 <i>Números de oxidación (II)</i>	25
Tabla 12 <i>Áreas en que aporta la Química</i>	34
Tabla 13 <i>Relaciones estequiométricas</i>	52
Tabla 14 <i>Tabla teorías ácido – base</i>	60
Tabla 15 <i>Clasificación según su estado</i>	64
Tabla 16 <i>Resumen de las propiedades coligativas</i>	80

Índice de Figuras

Figura 1 <i>Diagrama de Moeller</i>	13
Figura 1 <i>Números de oxidación (I)</i>	25
Figura 3 <i>Colores característicos a la llama</i>	27

Introducción

La presente obra tiene la intención de mostrar que la química es una ciencia con una posición indispensable en la sociedad moderna, que permite obtener y utilizar productos generados en procesos químicos. En este contexto el autor en base a su experiencia ofrece un contenido claro, útil y amigable que consta de cuatro capítulos, para comprender y descubrir paso a paso la manera en que elementos básicos se transforman en productos procesados.

En la primera parte, se revisan los conceptos básicos y sus características. En la segunda parte se analizan el recurso del agua, el equilibrio del pH y las soluciones. En su tercera parte, las reacciones químicas y las concentraciones de las sustancias que intervienen en ellas. En el capítulo final, se relacionan sobre los nutrientes que sostienen la vida, ese componente vital del planeta que a menudo pasa desapercibido, pero del cual dependemos profundamente.

Esta obra busca una nueva forma de ver la química, considerando que lejos de ser una colección de fórmulas difíciles de memorizar, es una herramienta que, cuando se entiende y se aplica con responsabilidad, contribuye a un mundo más equilibrado, sostenible y humano.

CAPITULO 01

LA MATERIA Y SUS TRANSFORMACIONES

La materia y sus transformaciones

Objetivo:

Analizar la estructura, las propiedades y las transformaciones de la materia a partir de los modelos de estructura atómica, la configuración electrónica y la organización periódica de los elementos, relacionándolas con la formación y las propiedades de los compuestos químicos y aplicando el Sistema Internacional de Unidades y herramientas cuantitativas para la interpretación y resolución de problemas químicos.

1.1. Introducción a la química

La química es la ciencia que involucra estudiar, observar y comprender los procesos de los fenómenos químicos que se generan en diversos ámbitos del entorno natural y de producción industrial y que se representan con fórmulas químicas, ecuaciones, magnitudes y modelos cuantitativos. El aprendizaje de la Química General asociado a la complejidad de conceptos químicos constituye una base fundamental para analizar información, interpretar datos, establecer relaciones entre variables y utilizar evidencia para explicar fenómenos.

En Ecuador, el aprendizaje de la Química General enfrenta múltiples desafíos relacionados con la disponibilidad y calidad de los laboratorios físicos muchos estudiantes, especialmente en instituciones de zonas rurales o con recursos limitados, no cuentan con acceso regular a laboratorios bien equipados, esta situación dificulta el desarrollo de competencias experimentales, la comprensión de conceptos complejos y el aprendizaje práctico de los fundamentos de la química (Cataldi & Lage 2012).

1.2. La materia

La materia es el material físico del universo; todo lo que tenga masa y ocupe espacio. Los átomos, moléculas e iones que forman la materia no se encuentran

aislados; entre ellos existen interacciones de naturaleza eléctrica que influyen en su organización y movimiento, la materia se puede presentar en diversas formas, volumen y estado, que pueden cambiar dependiendo de las reacciones que experimente al interrelacionarse con otras. La química estudia la materia, su composición, su estructura, su comportamiento, sus transformaciones y sus propiedades, reconociendo que una propiedad es cualquier característica que permita reconocer un tipo de materia y distinguirla de otros tipos (Brown et al., 2009,).

Tabla 1
Características de la materia

Sólido	Líquido	Gas
Volumen constante	Volumen constante	Volumen variable
Forma constante	Forma variable	Forma variable
No se comprimen	Se comprimen con dificultad	Fáciles de comprimir
Partículas estructurales en posiciones fijas, unidas por elevadas fuerzas	Partículas se deslizan unas sobre otras	Partículas con total movilidad (fuerzas intermoleculares mínimas)

Nota: Autores (2026).

1.3. Cambios físicos y químicos de la materia

Cambio físico: Cambio que sufre la materia en su estado, volumen o forma sin alterar su composición, como son los: Cambios de estado: El estado en que se encuentre un material depende de las condiciones de presión y temperatura, modificando una de estas variables o ambas, se puede pasar la materia de un estado a otro.

Evaporación. - Por este método se puede separar rápidamente un sólido disuelto en un líquido, se incrementa la temperatura del líquido hasta el punto de ebullición, con lo cual se evapora y el sólido queda en forma de polvo seco.

Sublimación. - El cambio de estado sólido a gas sin atravesar el estado líquido, bajo determinadas condiciones de temperatura y presión.

Solidificación. - El cambio cuando un líquido pasa al estado sólido.

Condensación. - El paso del estado gaseoso al estado líquido.

Licuefacción. - Es el proceso mediante el cual una sustancia en estado gaseoso pasa al estado líquido mediante cambios adecuados de temperatura y presión, generalmente mediante enfriamiento y/o compresión.

Cambio químico: Cambio en la naturaleza interna de la materia, variación permanente en su composición. Ejemplo: La combustión de una hoja de papel.

1.4. Clasificación de la materia

La materia puede encontrarse en una gran variedad de formas y composiciones. Para estudiarla de manera ordenada, la química establece una clasificación basada principalmente en su composición y en la posibilidad de separar o transformar sus componentes. Desde esta perspectiva, la materia puede clasificarse en sustancias puras y mezclas.

1.4.1. Sustancias puras

Una sustancia pura posee una composición química definida y propiedades características que permiten diferenciarla de otras sustancias.

Las sustancias puras se clasifican en elementos y compuestos.

Elementos: Son sustancias puras más sencillas constituidas por átomos que poseen el mismo número de protones en su núcleo, puede presentarse como una sustancia simple formada por átomos individuales o por moléculas constituidas por átomos del mismo elemento. Ejemplo, el oxígeno O₂, la plata, el hierro o el aluminio. Se reconocen 118 elementos químicos, organizados en la tabla periódica., ejemplos de elementos son. (Timberlake, 2013).

Compuestos: Son sustancias puras formadas por la combinación química de 2 o más elementos en proporciones definidas, unidos químicamente y con propiedades diferentes de las originales. Las fórmulas químicas representan de a los compuestos. Ej. El agua, H₂O, constituida por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Mediante la electrólisis, el agua puede transformarse en sustancias más simples, en este caso hidrógeno y oxígeno.

1.4.2. Mezclas

Se forman cuando dos o más sustancias se encuentran juntas sin que necesariamente exista entre ellas una combinación química, forman parte de numerosos materiales. El aire, está constituido por diferentes gases según la uniformidad de su composición, se clasifican en homogéneas y heterogéneas.

Mezclas homogéneas: Presentan una composición uniforme a escala macroscópica. Sus componentes no pueden distinguirse visualmente y presenta, homogeneidad. Las disoluciones como la sal en agua, otros ejemplos son el aire y determinadas aleaciones metálicas. En una disolución se distinguen generalmente dos componentes: el disolvente, que constituye el medio en el que se distribuye el otro componente, y el soluto, que se encuentra disuelto.

Mezclas heterogéneas: Presentan una composición no uniforme. La mezcla de agua y arena puede separarse por filtración o decantación.

Suspensiones y los coloides. Mezcla heterogénea. En una suspensión, partículas relativamente grandes se encuentran dispersas en otra y pueden separarse, por filtración o sedimentación. Los coloides, en cambio, presentan partículas de tamaño intermedio que permanecen dispersas durante períodos prolongados y presentan características particulares, como el efecto Tyndall. Algunos materiales como la leche, la mayonesa, la gelatina y ciertos productos de uso industrial y agrícola presentan comportamiento coloidal.

1.5. Métodos de separación de mezclas

Decantación. - Se emplea para separar un sólido de grano grueso de un líquido, y consiste en verter el líquido una vez que el sólido se ha sedimentado. También se utiliza para separar dos líquidos inmiscibles que tienen diferentes densidades.

Filtración. - Permite separar un sólido de un líquido mediante un medio poroso que permite el paso del fluido y retiene las partículas sólidas. Entre los medios filtrantes se encuentran el papel de filtro, membranas, fibras y materiales porosos de diversa naturaleza.

Centrifugación. - Utilizado para separar partículas sólidas finas o componentes de una mezcla mediante la aplicación de una aceleración centrífuga. La rotación a alta velocidad favorece la sedimentación de las partículas más densas hacia el fondo del recipiente, permitiendo su separación del medio líquido.

Destilación. - Permite separar componentes de una mezcla aprovechando sus diferencias de volatilidad, de sus temperaturas de ebullición. El proceso comprende la vaporización de uno o más componentes y su posterior condensación.

Cristalización. - Método de separación y purificación mediante el cual un soluto disuelto forma cristales a partir de una solución, generalmente como consecuencia de cambios en la temperatura, evaporación parcial del disolvente o modificación de las condiciones de solubilidad.

1.6. El átomo y su estructura

1.6.1.La composición del átomo

El átomo posee una estructura interna formada por partículas subatómicas, está constituido un núcleo que contiene protones y neutrones donde se concentra prácticamente toda la masa del átomo, además de una envoltura que contiene los electrones que son mucho más ligeros, rodean al núcleo. Los protones poseen carga eléctrica positiva, los electrones tienen carga negativa y los neutrones no tienen carga eléctrica neta. La identidad de un elemento químico está determinada por el número atómico, protones presentes en el núcleo.

En un átomo eléctricamente neutro, el número de protones es igual al número de electrones. Puede ganar o perder electrones sin modificar el número de protones de su núcleo, se forma un ion. Si un átomo pierde electrones, queda con un exceso de carga positiva y forma un catión. Si gana electrones, adquiere un exceso de carga negativa y forma un anión.

1.6.2.El átomo desde el modelo actual

La imagen moderna del átomo es muy diferente de las representaciones sencillas en las que los electrones se imaginan girando alrededor del núcleo

como planetas alrededor del Sol. Los electrones se encuentran asociados a orbitales atómicos, la distribución de los electrones, especialmente, desempeña un papel fundamental en como los átomos interactúan entre sí.

Cada elemento químico posee un número de protones y esta cantidad constituye su identidad. Los átomos de carbono poseen 6 protones en su núcleo, los átomos de azufre poseen 16. El magnesio tiene 12 protones y el cadmio tiene 48.

Número Atómico (Z). - Es el número de protones que hay en el núcleo atómico. Determina la identidad del átomo.

$Z = p$ Donde: Z = número atómico p = número de protones

Número de Masa (A). - Es la suma del número de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo: $A = Z + N$

Donde A : número de masa, Z : número atómico y N : número de neutrones.

Masa Atómica. - Es el promedio ponderado de las masas de los isótopos de un elemento, considerando su abundancia relativa en una muestra natural. Se expresa convencionalmente en unidades de masa atómica (u).

1.6.3. Evolución de los modelos atómicos

La idea actual del átomo no apareció de manera repentina. Es el resultado de un proceso histórico en el que diferentes científicos propusieron modelos para explicar las evidencias experimentales disponibles en cada época. Cada modelo aportó una nueva pieza al conocimiento de la estructura de la materia y, al mismo tiempo, mostró las limitaciones de las explicaciones anteriores.

Modelo atómico de Dalton: A comienzos del siglo XIX, John Dalton formuló una teoría atómica basada en observaciones experimentales relacionadas con las proporciones en las que las sustancias se combinaban. Para Dalton, la materia estaba constituida por partículas extremadamente pequeñas denominadas átomos. Su propuesta representó un cambio importante porque permitió relacionar las propiedades observables de las sustancias con una estructura formada por partículas. Posteriormente se descubrió que el átomo posee una estructura interna y que los átomos de un mismo elemento pueden presentar diferencias en el número de neutrones.

Entre las ideas fundamentales de Dalton se encontraban las siguientes:

- La materia está constituida por átomos.
- Los átomos de un mismo elemento presentan características comunes que los diferencian de los átomos de otros elementos.
- Los compuestos se forman cuando átomos de diferentes elementos se combinan en proporciones definidas.
- Los átomos pueden combinarse en diferentes proporciones para formar sustancias diferentes.

La teoría de Dalton fue posteriormente modificada con el descubrimiento de las partículas subatómicas y de los isótopos, pero constituye uno de los fundamentos históricos de la química moderna.

Modelo atómico de Thomson: El descubrimiento del electrón modificó de manera importante la concepción que se tenía del átomo. A partir de sus investigaciones con rayos catódicos, J. J. Thomson demostró que existían partículas con carga negativa presentes en la materia y determinó la relación entre su carga y su masa, su modelo era considerado una estructura de carga positiva en la que se encontraban distribuidos los electrones, se conoce como modelo del “budín de pasas”. El modelo de Thomson permitió reconocer que el átomo no era indivisible.

Modelo atómico de Rutherford: Los experimentos realizados por Ernest Rutherford y sus colaboradores al estudiar la dispersión de partículas alfa al atravesar una lámina metálica muy delgada, observaron que la mayoría atravesaba el material sin desviarse considerablemente, mientras que una pequeña fracción experimentaba desviaciones importantes.

Estos resultados llevaron a Rutherford a proponer que el átomo posee un núcleo muy pequeño, denso y con carga positiva, en el que se concentra prácticamente toda su masa. La mayor parte del volumen atómico corresponde a una región en la que se encuentran los electrones. Este modelo representó un cambio fundamental: el átomo dejó de considerarse una estructura uniforme y pasó a entenderse como un sistema con un núcleo central y una región electrónica.

Modelo atómico de Bohr: El modelo nuclear de Rutherford: no explicaba adecuadamente la estabilidad del átomo ni los espectros de emisión observados en determinados elementos. En 1913, Niels Bohr propuso un modelo en el que los electrones podían ocupar determinados niveles de energía alrededor del núcleo. En este modelo, un electrón no podía adoptar cualquier valor de energía, sino únicamente determinados estados permitidos.

Cuando un electrón absorbe energía suficiente, puede pasar a un nivel energético superior. Este proceso se conoce como excitación. Cuando el electrón regresa a un nivel de menor energía, libera la diferencia energética en forma de radiación electromagnética, que puede manifestarse como luz, permitió explicar determinadas características del espectro del hidrógeno y representó un paso importante hacia la descripción cuántica del átomo.

Modelo atómico actual: El modelo que utilizamos actualmente para describir el átomo se fundamenta en la mecánica cuántica, desarrollada a partir de las contribuciones de diferentes científicos, entre ellos Erwin Schrödinger, Werner Heisenberg, Louis de Broglie y otros investigadores. En su lugar, se utilizan los orbitales atómicos, que representan regiones del espacio donde existe una determinada probabilidad de encontrar un electrón. Estos conceptos constituyen la base para comprender posteriormente la configuración electrónica, la organización de los elementos en la tabla periódica y su capacidad para formar enlaces químicos.

1.6.4. Números cuánticos

Los números cuánticos son el resultado de la ecuación de Schrödinger, y la tabulación indica la zona probable donde el electrón puede localizarse.

Tabla 2
Números cuánticos

Número cuántico	Símbolo
Número cuántico principal	n
Número cuántico secundario, azimutal o de forma	l
Número cuántico magnético o de orientación	m
Número cuántico spin (de giro)	s

Nota: Autores (2026).

Significado y valores de números cuánticos

Para describir el comportamiento de los electrones en un átomo no es suficiente indicar que se encuentran alrededor del núcleo. El modelo cuántico permite caracterizar el estado de cada electrón mediante un conjunto de cuatro números llamados números cuánticos. Estos valores proporcionan información sobre el nivel energético, el tipo de orbital, su orientación espacial y el estado de espín del electrón. El desarrollo de estos conceptos fue resultado del trabajo de diferentes científicos. Entre ellos destaca Wolfgang Pauli, quien formuló en 1925 el principio de exclusión de Pauli.

Este principio establece que, dentro de un mismo átomo, no pueden existir dos electrones que posean exactamente los mismos cuatro números cuánticos. Esta condición permite explicar la manera en que los electrones se distribuyen en los diferentes orbitales y constituye uno de los fundamentos de la configuración electrónica. Los cuatro números cuánticos son:

Número cuántico principal (n). - Indica el nivel energético donde está el electrón, es un valor entero y positivo del 1 al 7. Es la distancia que existe entre el electrón y el núcleo e indica el tamaño del orbital (nube electrónica).

Número cuántico secundario, azimutal o de forma (l). - describe el subnivel energético en el que se encuentra un electrón y está relacionado con la forma del orbital. Sus valores dependen del número cuántico principal (n) y pueden variar desde 0 hasta $n - 1$.

Número cuántico magnético (m). - Representa la orientación espacial de los orbitales contenidos en los subniveles energéticos, cuando están sometidos a un campo magnético. Los subniveles energéticos están formados por orbitales que son las regiones del espacio alrededor del núcleo donde hay mayor probabilidad de encontrar el electrón. El número cuántico magnético adquiere valores enteros desde $-l$ hasta $+l$, incluido el cero.

Número Cuántico spin (s). - Describe una propiedad intrínseca del electrón denominada espín. Para un electrón, sus valores permitidos son $+1/2$ y $-1/2$.

Tabla 3

Nomenclatura de subniveles energéticos según número cuántico (l)

Numero cuántico secundario (l)	Nombre del subnivel (orbital)	n	l	Nombre del subnivel
0	s	1	0	s
1	p	2	0, 1	p
2	d	3	0, 1, 2	d
3	f	4	0, 1, 2, 3	f

Nota: Autores (2026).

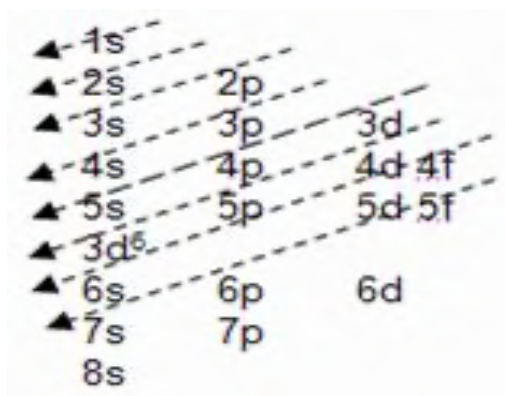
1.6.5. Configuración electrónica

Conocer los números cuánticos permite describir el estado de un electrón, pero todavía necesitamos una forma de representar cómo se distribuyen todos los electrones de un átomo. Para ello se utiliza la configuración electrónica. La configuración electrónica es la representación ordenada de la distribución de los electrones de un átomo entre sus diferentes niveles, subniveles y orbitales de energía. Esta distribución no es arbitraria: responde a las reglas de la mecánica cuántica y permite comprender muchas de las propiedades químicas de los elementos. Para construir una configuración electrónica se consideran principalmente tres principios: el principio de Aufbau, el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund.

Principio de Aufbau o de edificación progresiva

El término alemán Aufbau significa construcción o edificación. Este principio establece que, al construir la configuración electrónica de un átomo en su estado fundamental, los electrones ocupan primero los orbitales disponibles de menor energía y posteriormente aquellos de mayor energía. El orden de llenado más utilizado en los elementos de los primeros períodos puede representarse de la siguiente manera:

Figura 1
Diagrama de Moeller



Nota: Autores (2026).

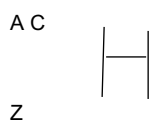
Ejemplo: $^{12}\text{C}_6 : 1s^2 2s^2 2p^2$

$^{56}\text{Fe}_{26} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Los isótopos son especies de un mismo elemento que poseen igual número atómico pero diferente número de masa; es decir, se diferencian en el número de neutrones. Prácticamente, todos los elementos químicos descubiertos a la fecha tienen isótopos, algunos de los cuales, con aplicaciones en la industria, la medicina y la agricultura. En el campo agrícola, los isótopos se usan para:

- Estudiar el transporte de fuentes de contaminación subterránea causadas por la presencia de nitratos (NO_3^-).
- El estudio de la persistencia de metabolitos derivados de agroquímicos en el suelo, el agua o en el aire.
- El estudio de la asimilación de dióxido de carbono en el proceso de fotosíntesis de algunas plantas y el estudio de la biosíntesis de compuestos orgánicos (un área de estudio de la fotoquímica).

La notación que se utiliza para describir especies isotópicas es la siguiente



Dónde: E = símbolo químico del elemento (por ejemplo: Na, H, Cu, Hg, O, etc.)

Z = número atómico ($\#p^+$)

A = Número de masa ($\#p^+ + n^0$)

$C = \text{carga eléctrica neta de la especie } (\#p^+ - \#e^-)$

1.6.6. Isótopos, Isóbaros e Isótonos

Isótopo: Presentan el mismo número atómico, diferente número de neutrones y, por tanto, diferente número de masa. Debido a esto, comparten propiedades químicas muy parecidas, pero cambian en su masa y en su peso físico

Isóbaros: Átomos de diferente número atómico, e igual número másico.

Isótono: Átomos de diferente número atómico pero mismo número de neutrones.

1.7. Tabla periódica

En 1869, el químico ruso Dimitri Mendeléyev propuso una de las primeras formas sistemáticas de organización de los elementos, permitió identificar patrones en las propiedades de los elementos e incluso anticipar la existencia de algunos que no habían sido descubiertos. La tabla periódica moderna ordena los elementos según el número creciente de protones en el núcleo y relaciona esta posición con su configuración electrónica y sus propiedades químicas, permite reconocer patrones para predecir el comportamiento químico de las sustancias.

Está organizada en períodos, grupos y bloques, cada uno aporta información sobre la estructura electrónica de los elementos. Los períodos corresponden a las filas horizontales de la tabla, existen siete períodos, la posición de un elemento dentro de un período está relacionada con el nivel principal de energía más alto ocupado por sus electrones en el estado fundamental. Al avanzar de izquierda a derecha, aumenta el número atómico y se incorporan electrones de acuerdo con el orden de llenado de los subniveles.

Grupos o familias

Los grupos corresponden a las columnas verticales de la tabla y se numeran del 1 al 18. Los elementos que pertenecen a un mismo grupo presentan configuraciones electrónicas externas relacionadas y, por ello, suelen mostrar semejanzas en su comportamiento químico.

Algunos grupos poseen nombres propios que facilitan su identificación.

1.7.1.Principales familias de elementos

Grupo 1: Metales alcalinos: Incluye elementos como litio (Li), sodio (Na) y potasio (K). Presentan un electrón en su nivel externo y son, en general, metales muy reactivos. Suelen formar iones con carga +1 al perder ese electrón.

Grupo 2: Metales alcalinotérreos: Comprende elementos como berilio (Be), magnesio (Mg) y calcio (Ca). Poseen dos electrones en su nivel externo y tienden a formar cationes con carga +2.

Grupo 17: Halógenos: Incluye elementos como flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br) y yodo (I). Poseen siete electrones de valencia y presentan una elevada tendencia a participar en procesos de ganancia o compartición de electrones. Muchos de ellos reaccionan fácilmente con los metales para formar compuestos.

Grupo 18: Gases nobles: Incluye helio (He), neón (Ne), argón (Ar) y otros elementos. Presentan configuraciones electrónicas particularmente estables y, en condiciones normales, muestran una reactividad relativamente baja. El helio es la excepción respecto al número de electrones de valencia, posee dos.

Elementos de transición: Ocupan principalmente la región central de la tabla periódica y corresponden al bloque d. En estos elementos se produce el llenado progresivo de subniveles d, aporta a la diversidad de sus propiedades químicas.

Elementos de transición interna: Se encuentran representados en 2 filas ubicadas debajo del cuerpo principal de la tabla periódica. Los lantánidos y actínidos, asociados principalmente con el llenado de los subniveles f.

Lantánidos: Los elementos de número atómico 57 al 71. Son metales con propiedades físicas y químicas particulares y algunos presentan importantes aplicaciones tecnológicas. Por ejemplo, el neodimio (Nd) se utiliza en la fabricación de imanes permanentes de alta intensidad.

Actínidos: Los elementos de número atómico 89 al 103. Muchos de ellos son radiactivos y algunos tienen aplicaciones relacionadas con la investigación y la tecnología nuclear. Entre ellos se encuentran el uranio (U) y el plutonio (Pu).

1.7.2. Clasificación general de los elementos

Una clasificación distingue entre metales, no metales y metaloides.

Los metales presentan, en general, buena conductividad térmica y eléctrica, brillo metálico, maleabilidad y ductilidad, muchos tienden a perder electrones durante determinadas reacciones químicas. Los no metales presentan propiedades muy diversas, pero generalmente poseen menor conductividad eléctrica y térmica que los metales. Algunos tienden a ganar electrones o compartirlos durante la formación de compuestos. Los metaloides presentan propiedades intermedias entre los metales y los no metales.

1.7.3. Propiedades periódicas

Permite reconocer tendencias en las propiedades de los elementos. Las propiedades periódicas presentan variaciones sistemáticas relacionadas con la posición de los elementos en la tabla y son el radio atómico, la energía de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad.

Radio atómico: El átomo no posee un límite físico definido, aumenta al descender dentro de un grupo, por la incorporación de nuevos niveles de energía. En un período, tiende a disminuir de izquierda a derecha, por el aumento de la carga nuclear efectiva que atrae con mayor intensidad a los electrones.

Energía de ionización: Es la energía mínima necesaria para retirar un electrón de un átomo gaseoso en su estado fundamental. En términos generales, aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un período y disminuye al descender en un grupo. Estas tendencias están relacionadas con la distancia de los electrones respecto al núcleo y con la intensidad de la atracción electrostática entre el núcleo y los electrones.

Afinidad electrónica: Se relaciona con el cambio energético que ocurre cuando un átomo gaseoso acepta un electrón. Esta propiedad ayuda a comprender la tendencia de determinados elementos a incorporar electrones y su comportamiento durante la formación de especies cargadas.

Electronegatividad: Expresa la capacidad relativa de un átomo para atraer los electrones compartidos en un enlace químico. Aumenta de izquierda a derecha

en un período y disminuye al descender en un grupo. El flúor es el elemento con mayor electronegatividad en la escala de Pauling.

1.8. Enlaces químicos

Se define como una interacción que mantiene unidos a los átomos o iones dentro de una estructura química, le permiten al átomo alcanzar estados de menor energía y mayor estabilidad. Los principales tipos de enlace son el iónico, covalente y metálico.

Enlace iónico: Se origina principalmente por la atracción electrostática entre especies con cargas opuestas. Generalmente se forma cuando existe una transferencia de electrones entre átomos, dando lugar a cationes y aniones que posteriormente se organizan en una estructura estable. El cloruro de sodio (NaCl) constituye un ejemplo clásico. El sodio pierde un electrón y forma Na^+ , mientras que el cloro gana ese electrón y forma Cl^- . La atracción entre ambos iones contribuye a la formación de la estructura cristalina del compuesto.

Enlace covalente: Los átomos comparten uno o más pares de electrones, es característico de numerosos compuestos formados por elementos no metálicos. Dependiendo de cómo se distribuya la densidad electrónica entre los átomos, pueden distinguirse enlaces covalentes no polares y polares. Cuando los átomos presentan electronegatividades similares, la distribución electrónica del enlace tiende a ser relativamente uniforme. Cuando existe una diferencia apreciable de electronegatividad, los electrones compartidos se distribuyen de manera desigual y se genera un enlace covalente polar.

Enlace metálico: Describe la interacción entre los átomos de los metales en la estructura metálica. En una descripción simplificada, los electrones de valencia pueden desplazarse a través de la estructura. Este modelo ayuda a explicar las propiedades características de los metales, conductividad eléctrica, térmica, y su capacidad para deformarse sin romperse.

Relación entre estructura y tipo de enlace

La naturaleza del enlace químico se relaciona con la configuración electrónica de los átomos y con la forma en que estos interactúan. Comprender los enlaces químicos permite explicar cómo se combinan, qué estructuras forman y por qué las sustancias presentan propiedades diferentes.

Tabla 4

Átomo-enlace

Átomos	Enlace	Ejemplo
Metal + No metal	Iónico	NaCl, Al ₂ O ₃
Metal + Metal	Metálico	Al, Cu, Au, Acero, latón
No metal + No metal	Covalente	NH ₃ , H ₂ O
	Covalente polar	N ₂ , O ₂ , Br ₂
	Covalente no polar	

Nota: Autores (2026).

Para predecir el tipo de enlace en una molécula a partir de las diferencias de electronegatividades si se encuentra entre los intervalos, el tipo de enlace será:

Tabla 5

Intervalos y enlace

Intervalo	Enlace
Igual a 0	Covalente no polar
Mayor a 0 y menor a 1.7	Covalente polar
Igual o mayor a 1.7	Iónico

Nota: Autores (2026).

Puente de hidrógeno. - El puente de hidrógeno es una interacción intermolecular de naturaleza electrostática que se establece cuando un átomo de hidrógeno, unido covalentemente a un átomo muy electronegativo, como flúor (F), oxígeno (O) o nitrógeno (N), interacciona con un átomo electronegativo de otra molécula o de otra región de la misma molécula. Debido a la diferencia de electronegatividad, el hidrógeno adquiere una carga parcial positiva (δ^+), mientras que el átomo electronegativo presenta una carga parcial negativa (δ^-). Esta distribución de cargas favorece la atracción entre moléculas.

El puente de hidrógeno es más débil que un enlace covalente o iónico, pero puede tener una influencia significativa sobre las propiedades físicas y químicas de las sustancias. El agua, estas interacciones contribuyen a explicar su elevado punto de ebullición, su capacidad calorífica y el comportamiento particular de su fase sólida. Cuando el agua se congela, los puentes de hidrógeno favorecen la formación de una estructura más ordenada y relativamente abierta, las

moléculas se organizan en forma tetraédrica, ocupa mayor volumen que el líquido, el hielo tiene menor densidad que el agua líquida flota sobre ella.

1.9. Unidades de medición y factores de conversión

La química es una ciencia cuantitativa, utilizada en la industria, y otras, para determinar la masa de un componente se debe medir significa comparar una determinada magnitud física con una unidad establecida como patrón. El resultado se expresa con un valor numérico acompañado de la unidad.

Un saco de fertilizante tiene una masa de 100 kg, el 100 representa el valor numérico, mientras que kg corresponde a la unidad utilizada para expresar la masa, es decir una muestra con numero de “100” no proporciona información suficiente; se debe indicar si se trata de 100 g, 100 kg o cualquier otra unidad.

Tabla 6
Unidades y sus equivalencias

Magnitud física	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Intensidad de corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura termodinámica	kelvin	K
Intensidad luminosa	candela	cd
Cantidad de sustancia	mol	mol
Superficie	metro cuadrado	m ²
Volumen	metro cúbico	m ³
Densidad	kilogramo por metro cúbico	kg/m ³
Velocidad	metro por segundo	m/s
Velocidad angular	radián por segundo	rad/s
Aceleración	metro por segundo al cuadrado	m/s ²
Concentración molar	mol por metro cúbico	mol/m ³

Nota: Autores (2026).

Equivalencias entre unidades

En el trabajo científico y tecnológico pueden encontrarse diferentes sistemas y unidades de medida. El Sistema Internacional de Unidades (SI) constituye la referencia principal en la ciencia, sin embargo, algunas áreas y documentos técnicos emplean unidades de otros sistemas, especialmente el sistema anglosajón o estadounidense, entre estas unidades se encuentran la pulgada

(in), el pie (ft) y la milla (mi) para longitud; la libra (lb) para masa; el grado Fahrenheit (°F) para temperatura; el BTU para energía y la psi para presión.

En química y en otras ciencias es habitual utilizar unidades y submúltiplos que permiten expresar cantidades muy grandes o pequeñas de manera conveniente. Por ejemplo, la masa puede expresarse en gramos (g), miligramos (mg) o microgramos (µg), mientras que para longitudes de escala microscópica y nanoscópica se utilizan unidades como el micrómetro (µm) y el nanómetro (nm).

Tabla 7
Unidades y sus equivalencias

Categoría	Unidad, equivalencia o constante	Valor
Longitud	Micrómetro-ångstrom	1 µm = 10 ⁴ Å
Longitud	Ångstrom-centímetro	1 Å = 10 ⁻⁸ cm
Longitud	Metro-pie	1 m = 3,281 pies
Longitud	Pie-centímetro-pulgada	1 pie = 30,48 cm = 12 pulgadas
Longitud	Pulgada-centímetro	1 pulgada = 2,54 cm
Longitud	Yarda-pie-metro	1 yarda = 3 pies = 0,9144 m
Longitud	Milla marina-metro	1 milla marina = 1.852 m
Longitud	Milla terrestre-metro	1 milla terrestre = 1.609 m
Masa	Libra-onza	1 lb = 16 onzas
Masa	Onza-gramo	1 onza = 28,36 g
Masa	Tonelada métrica-kilogramo	1 t = 10 ³ kg
Masa	Kilogramo-libra	1 kg = 2,205 lb
Volumen	Barril de petróleo-litro	1 barril ≈ 159 L
Volumen	Decímetro cúbico-centímetro cúbico	1 dm ³ = 10 ³ cm ³
Volumen	Pie cúbico-litro	1 pie ³ = 28,316 L
Volumen	Metro cúbico-litro	1 m ³ = 1.000 L
Volumen	Mililitro-centímetro cúbico	1 mL = 1 cm ³
Presión	Atmósfera-kilogramo-fuerza	1 atm = 1,03323 kgf/cm ²
Presión	Atmósfera-libra-fuerza-torr	1 atm = 14,696 lbf/pulg ² = 760 torr
Energía	Caloría-julio	1 cal = 4,184 J
Energía	Electronvoltio-julio	1 eV = 1,602 × 10 ⁻¹⁹ J
Energía	Julio-ergio	1 J = 10 ⁷ erg
Constante	Velocidad de la luz	c = 3,0 × 10 ⁸ km/s
Constante	Constante de Planck	h = 6,626 × 10 ⁻³⁴ J·s
Constante	Número de Avogadro	N _a = 6,023 × 10 ²³ partículas/mol
Constante	Constante universal de los gases	R = 0,082 atm·L/(mol·K)
Constante	Constante universal de los gases	R = 62,4 mmHg·L/(mol·K)

Nota: Autores (2026).

1.10. Cifras significativas

Toda medición está limitada por la precisión del instrumento utilizado y por las condiciones en las que se realiza. Cuando se reporta el resultado de una medición, no todos los dígitos tienen necesariamente el mismo grado de certeza. Las cifras significativas son los dígitos que aportan información sobre la precisión de una cantidad medida. Incluyen los dígitos. Por ejemplo, si una balanza permite medir una masa como: 25,43g los cuatro dígitos registrados forman parte del resultado de la medición y comunican el nivel de precisión alcanzado.

Tabla 8

Unidades de medida comunes

Longitud	Masa	Volumen
1 milla = 1.609 m	1 libra = 0,454 kg	1 galón = 3,785 dm ³
1 yarda = 0,915 m	1 onza = 0,0283 kg	—
1 pie = 0,305 m	—	—
1 pulgada = 0,0254 m	—	—

Nota: Autores (2026).

Cifras significativas en los cálculos

Las cifras significativas deben considerarse al realizar operaciones matemáticas con datos experimentales. El resultado final requiere precisión y coherencia con la de los datos utilizados.

En términos generales:

- En multiplicaciones y divisiones, el resultado se expresa con el mismo número de cifras significativas que tenga el dato con menor cantidad de cifras significativas.
- En sumas y restas, el resultado se determina considerando el número de posiciones decimales de los datos.

Por ejemplo: $2,5 \times 3,42 = 8,55$. Como 2,5 posee dos cifras significativas, el resultado debe expresarse como: 8,6. En una suma: $12,35 + 4,2 = 16,55$

El resultado debe expresarse con una sola cifra decimal: 16,6 porque 4,2 es el dato con menor número de posiciones decimales.

1.11. Notación científica, prefijos y redondeo

En química es frecuente trabajar con cantidades muy grandes o pequeñas. La masa de una muestra, el tamaño de una partícula, la distancia entre átomos o la concentración de una sustancia pueden expresarse mediante valores con muchos ceros, por ello se utiliza la notación científica.

La notación científica permite representar una cantidad mediante el producto de un número comprendido entre 1 y 10 y una potencia de diez: $a \times 10^n$

Donde a es un número que contiene un solo dígito diferente de cero a la izquierda de la coma decimal y n es un número entero. $a \times 10^n$

$$2.12 \times 10^5 = 212000$$

El signo del exponente indica la dirección en que debe desplazarse la coma:

- Si el número original es mayor o igual que 10, el exponente es positivo.
- Si el número original está entre 0 y 1, el exponente es negativo.

Por ejemplo: $4500 = 4,5 \times 10^3$ $0,00045 = 4,5 \times 10^{-4}$

Prefijos utilizados con las unidades

Expresar cantidades muy grandes o pequeñas consiste en utilizar prefijos, que se colocan delante del nombre o símbolo de una unidad para indicar un múltiplo o submúltiplo decimal. Algunos de los prefijos más utilizados en química son:

Tabla 9
Múltiplos

Prefijo	Símbolo	Factor
exa	E	10^{18}
peta	P	10^{15}
tera	T	10^{12}
giga	G	10^9
mega	M	10^6
kilo	k	10^3
hecto	h	10^2
deca	da	10^1

Nota: Autores (2026).

En el siguiente cuadro están los submúltiplos.

Tabla 10
Submúltiplos

Prefijo	Símbolo	Factor
deci	d	10^{-1}
centi	c	10^{-2}
mili	m	10^{-3}
micro	μ	10^{-6}
nano	n	10^{-9}
pico	p	10^{-12}
femto	f	10^{-15}
atto	a	10^{-18}

Nota: Autores (2026).

Redondeo de resultados

En los cálculos químicos, los resultados deben expresarse con un número de cifras significativas, el redondeo permite conservar el número de cifras requerido y utilizar el primer dígito descartado para decidir si el último dígito conservado debe modificarse.

Reglas básicas de redondeo

1. Si el primer dígito que se elimina es menor que 5, el último dígito conservado permanece sin cambios. Ejemplo: 4,232→4,23

A tres cifras significativas.

2. Si el primer dígito que se elimina es mayor que 5, se aumenta en una unidad el último dígito conservado. Ejemplo: 4,238→4,24

A tres cifras significativas.

3. Si el primer dígito que se elimina es 5 y existen otros dígitos diferentes de cero después de él, se aumenta en una unidad el último dígito conservado.

Ejemplo: 2,3451→2,35

A tres cifras significativas.

4. Cuando el dígito descartado es exactamente 5 y no existen otros dígitos diferentes de cero después de él, pueden utilizarse diferentes convenciones de redondeo. En contextos científicos puede emplearse el criterio de redondeo al número par, especialmente en cálculos repetitivos.

Ejemplos: Al expresar las siguientes cantidades con tres cifras significativas:

4,236 → 4,24

14,2773 → 14,3

0,0003698 → 0,000370

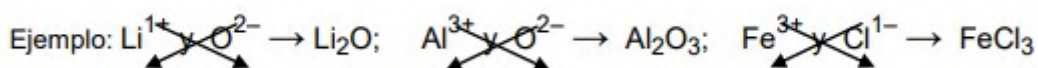
0,0365003 → 0,0365

25,0500 → 25,1

En el tercer ejemplo, escribir 0,000370 es importante porque los ceros finales forman parte de las cifras significativas. También puede expresarse mediante notación científica: $3,70 \times 10^{-4}$

1.12. Nomenclatura inorgánica

En química, se usa nombres para reconocer las sustancias. Los elementos se combinan entre sí según sus valencias. La fórmula expresa la combinación la cantidad y tipo de elementos que forman parte de un compuesto.



Para establecer la valencia y número de oxidación de cada elemento, se toma en cuenta la posición en la tabla periódica.

Las reglas para establecer el número de oxidación de los elementos son:

- El número de oxidación del flúor es de -1 ; el oxígeno es casi siempre 2^-
- El número de oxidación del hidrógeno, generalmente es igual a 1^+ . Excepto en los hidruros, en los que su número de oxidación es igual a 1^- .
- Los metales presentan números de oxidación positivos según su grupo en la Tabla Periódica.

Figura 2
Números de oxidación (I)

I	II	III	IV	V
1+	2+	3+	4+	5+
			2+	3+

Los números de oxidación que pueden tener algunos metales de transición, son:

Cr	Mn	Fe, Co, Ni	Ag	Au	Zn, Cd	Cu, Hg
2+	2+					
3+	4+	2+	1+	1+	2+	1+
6+	6+	3+		3+		2+
	7+					

Nota: Autores (2026).

d. Los no metales pueden tener números de oxidación positivos y negativos de acuerdo al elemento con que se combinan y al grupo que va a la tabla periódica.

Tabla 11
Números de oxidación (II)

III A	IV A	VA	VI A	VII A
				1+
	2+	3+	4+	3+
3+	4+	5+	6+	5+
				7+
	4-	3-	2-	1-

Nota: Autores (2026).

Los compuestos químicos inorgánicos se clasifican según las familias o funciones químicas que representan. Estas incluyen: óxidos (metálicos y no metálicos), hidruros, hidrácidos, sales binarias o haloideas, hidróxidos (bases o álcalis), oxiácidos, oxisal y sales ácidas. En la nomenclatura tradicional, se utiliza una parte genérica que indica la función química, y una parte específica donde se emplean los prefijos "hipo" y "per" así como los sufijos "oso" e "ico".

1.13. La conductividad eléctrica

La conductividad eléctrica es la capacidad de un material o una solución para permitir el movimiento de cargas eléctricas. En las soluciones acuosas, esta conducción está asociada principalmente con el movimiento de iones, especies que poseen carga eléctrica positiva o negativa. El agua pura presenta una conductividad eléctrica muy baja.

La conductividad depende, entre otros factores, de la concentración de iones, su carga y su movilidad. En un compuesto iónico sólido, como el cloruro de sodio (NaCl), los iones Na^+ y Cl^- se encuentran organizados en una estructura

cristalina. Aunque existen cargas eléctricas, los iones permanecen en posiciones relativamente fijas y no pueden desplazarse libremente por el material.

Disolución y solvatación de los compuestos iónicos

Cuando un compuesto iónico se introduce en agua, las moléculas de agua interactúan con los iones debido a su naturaleza polar. En una molécula de agua, el átomo de oxígeno presenta una carga parcial negativa, mientras que los átomos de hidrógeno presentan cargas parciales positivas. Por ello el extremo del oxígeno de las moléculas de agua se orienta hacia los cationes, como Na^+ . Los extremos de hidrógeno se orientan hacia los aniones, como Cl^- .

Estas interacciones favorecen la separación de los iones del cristal y su incorporación a la solución. Una vez rodeados por moléculas de agua, los iones se encuentran solvatados; cuando el solvente es específicamente agua, también se utiliza el término hidratados. Por ejemplo, al disolver cloruro de sodio en agua: $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$. Los iones Na^+ y Cl^- pueden desplazarse por la solución y, por ello, la disolución puede conducir corriente eléctrica.

Electrolitos: Las sustancias que generan iones y permiten que una solución conduzca electricidad se denominan electrolitos.

1.14. Identificación de especies químicas

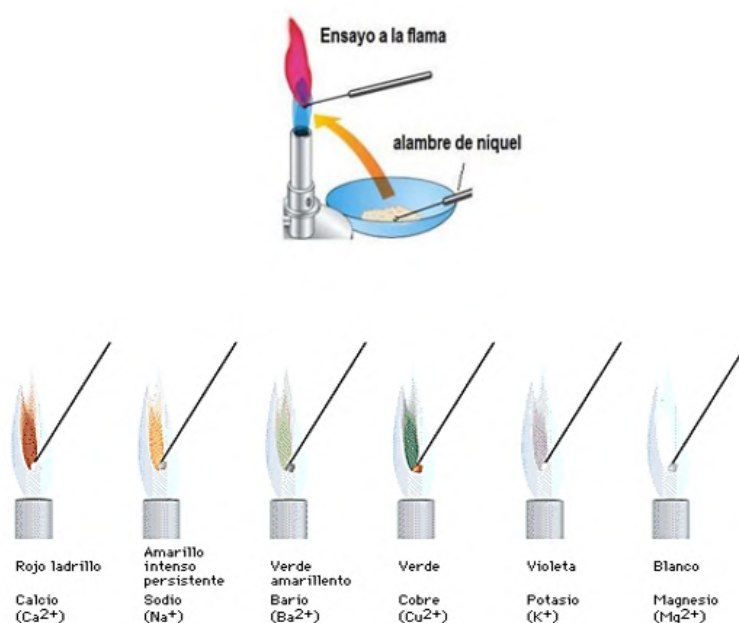
El ensayo a la llama es una técnica cualitativa utilizada en el laboratorio para detectar la presencia de un elemento químico específico en una muestra. Para realizarlo, primero se ajusta la llama del mechero hasta que se vuelva incolora. Luego, se coloca una pequeña cantidad de la sustancia a analizar en la punta de una varilla limpia, que puede ser de platino o de una aleación de níquel y cromo (nicromo). Finalmente, se introduce la varilla en la llama para observar la reacción. Los elementos mostrados dan un color característico a la llama:

1.14.1. Identificación de cationes mediante ensayo a la llama

Preparación del extracto acuoso de la muestra de suelo.

Pesar 10 g de suelo previamente secado al aire y transferirlo a un matraz o recipiente adecuado. Añadir 50 mL de agua destilada, tapar y agitar durante 3 a 5 minutos. Posteriormente, filtrar la suspensión y conservar el filtrado para los ensayos cualitativos.

Figura 3
Colores característicos a la llama



Nota: Coloración a la llama. (s. f.).

Identificación de calcio (Ca^{2+})

Introducir un alambre de nicromo previamente limpio en el extracto de suelo y llevarlo a la llama del mechero. Una coloración rojo ladrillo o rojo anaranjado puede indicar la presencia de calcio. La observación debe interpretarse con precaución, debido a que otros elementos pueden interferir en la apreciación del color de la llama.

Identificación de sodio (Na^+)

Colocar aproximadamente 1 g de suelo seco y tamizado en un tubo de ensayo. Añadir 5 mL de ácido clorhídrico diluido (1:1) y agitar cuidadosamente.

Introducir el alambre de nicromo previamente limpio en la solución y llevarlo a la llama. Una coloración amarilla intensa es característica de la presencia de sodio.

Colocar aproximadamente 1 g de suelo seco y tamizado en un tubo de ensayo. Añadir 20 mL de solución de acetato de sodio 1 N y agitar durante

aproximadamente 5 minutos. Filtrar la suspensión y humedecer el alambre de nicromo con el filtrado.

Al llevarlo a la llama, una coloración violeta o lila puede indicar la presencia de potasio. La observación puede verse afectada por la intensa emisión amarilla del sodio, por lo que debe realizarse bajo condiciones adecuadas de observación.

1.14.2. Identificación cualitativa de aniones

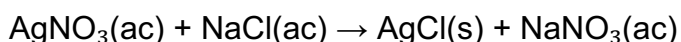
Determinación de cloruros (Cl^-)

Colocar 2 mL del filtrado en un tubo de ensayo. Acidificar cuidadosamente con unas gotas de ácido nítrico (HNO_3) diluido y, posteriormente, añadir unas gotas de una solución de nitrato de plata (AgNO_3) 0,1 N.

La formación de un precipitado blanco de cloruro de plata (AgCl) constituye una evidencia cualitativa de la presencia de iones cloruro.

La reacción iónica neta es: $\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$

También puede representarse mediante una ecuación molecular, por ejemplo:



Determinación de sulfatos (SO_4^{2-})

Colocar 2 mL del filtrado en un tubo de ensayo. Añadir unas gotas de una solución de cloruro de bario (BaCl_2).

La formación de un precipitado blanco de sulfato de bario (BaSO_4) indica cualitativamente la posible presencia de iones sulfato.

La reacción iónica neta es: $\text{Ba}^{2+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$

Por ejemplo: $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{BaCl}_2(\text{ac}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2\text{NaCl}(\text{ac})$

Determinación de carbonatos (CO_3^{2-})

Colocar una pequeña cantidad de suelo seco sobre un vidrio de reloj y añadir unas gotas de ácido clorhídrico (HCl) diluido.

La aparición de efervescencia indica la liberación de dióxido de carbono (CO_2), lo que constituye una evidencia cualitativa de la posible presencia de carbonatos.

Reacción general se representa: $\text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Por ejemplo, para el carbonato de calcio:



La reacción adicional: $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Puede utilizarse como ensayo complementario para confirmar la formación de CO_2 mediante la aparición de turbidez por formación de carbonato de calcio.

Determinación de sulfuros (S^{2-})

Los iones sulfuro pueden identificarse mediante una reacción de acidificación que favorece la formación de sulfuro de hidrógeno (H_2S). Este gas presenta un olor característico; sin embargo, no se recomienda utilizar el olor como criterio de identificación, debido a que el H_2S es un gas tóxico.

Procedimiento: Coloca aproximadamente 2 mL del extracto de suelo en un tubo de ensayo. Agrega cuidadosamente unas gotas de ácido clorhídrico (HCl) diluido. Si la muestra contiene iones sulfuro (S^{2-}), la acidificación puede producir sulfuro de hidrógeno.

La reacción iónica puede representarse como: $\text{S}^{2-}(\text{ac}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{g})$

La presencia de sulfuro puede confirmarse mediante un reactivo específico para H_2S , siguiendo las condiciones de seguridad y el protocolo establecido para el laboratorio.

Fundamento: En medio ácido, el ion sulfuro forma sulfuro de hidrógeno. Esta reacción diferencia los sulfuros de otras especies en el extracto del suelo.

Nota de seguridad: El sulfuro de hidrógeno es tóxico, por lo que esta determinación debe realizarse en condiciones de ventilación adecuadas y sin utilizar el olor como método de detección.

CAPITULO 02

REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA

Reacciones químicas y estequiometría

Objetivo:

Interpretar las reacciones químicas mediante su clasificación, representación y balanceo, diferenciando los procesos de oxidación-reducción y aplicando principios estequiométricos para establecer relaciones cuantitativas entre reactivos y productos, así como determinar la composición y concentración de soluciones en diferentes procesos químicos.

2.1. Reacción química

Una reacción química es un proceso mediante el cual una o más sustancias, denominadas reactivos, se transforman en otras sustancias, denominadas productos. La transformación es una reorganización de los átomos y un cambio en las interacciones químicas que determinan la composición y las propiedades de las sustancias involucradas (Brown et al., 2018; Chang & Goldsby, 2016).

Las reacciones químicas están presentes en procesos naturales, tecnológicos o industriales. La combustión, la corrosión, la respiración celular, la síntesis de materiales y diversos procesos de tratamiento ambiental son ejemplos de transformaciones químicas (Atkins & Jones, 2012; Brown et al., 2018).

Se representa mediante una ecuación química, en la cual los reactivos se ubican a la izquierda y los productos a la derecha: Reactivos→Productos

Utilidad a la sociedad

La química se encuentra presente en vida cotidiana, ya que nos ayuda a comprender y controlar muchos aspectos tanto del cuerpo humano como del espacio o medio ambiente. Es importante considerar que su impacto tiene íntima relación con actividades variadas, como parte de un proceso ya sea industrial, médico ambiental o cotidiano, como cuando se requiere de un fármaco como parte de un tratamiento, le puede crear adicción al no tener un tratamiento adecuado. (García Ordaz, M. I. 2024).

Las reacciones químicas son el motor invisible del desarrollo humano, se cree que la vida se originó mediante una serie de reacciones químicas, donde los átomos se combinaron para formar compuestos simples, que luego se organizaron en estructuras más complejas, dando lugar a los primeros organismos. Participan en procesos de diversa índole que impactan a la salud, a la tecnología, a la alimentación y al medio ambiente. En la Tierra primitiva, los materiales más ligeros y abundantes en la atmósfera eran átomos de hidrógeno, oxígeno, carbono y nitrógeno. Estos átomos desempeñaron un papel crucial en la formación de compuestos más complejos a medida que las temperaturas descendían.

El cuerpo humano está constituido por una serie de células que tienen un gran efecto sobre los carbohidratos, lípidos y proteínas en el organismo, de ahí la importancia de nuestra alimentación, sana y equilibrada, para que cada célula se regenere y reestructure de manera natural.

Tabla 12
Áreas en que aporta la Química

Área de Impacto	Reacción / Proceso Clave	Beneficio Social Directo	Desafío Contemporáneo
Medicina	Síntesis orgánica, catálisis, polimerización.	Vacunas, antibióticos, prótesis.	Resistencia a antibióticos, efectos secundarios.
Agricultura	Proceso Haber-Bosch ($\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$).	Fertilizantes, sustento de la población mundial.	Eutrofización de aguas, huella de carbono del proceso.
Energía	Reacciones redox, electrólisis, combustión.	Movilidad eléctrica, almacenamiento energético.	Reciclaje de baterías, eficiencia de celdas de combustible.
Ambiente	Química Verde, fotocátalisis, captura de CO_2 .	Mitigación del cambio climático, remediación.	Escalabilidad industrial de tecnologías limpias.

Nota: Autores (2026).

Entre los principales ámbitos de acción se pueden mencionar los siguientes:

1. Salud y Medicina:

En la evaluación de Riesgos para la Salud, se investiga cómo ciertos productos químicos y contaminantes afectan la salud humana, lo que es vital para la elaboración de políticas de salud pública y para informar al público acerca de los riesgos ambientales. (García, 2024).

La síntesis química ha permitido duplicar la esperanza de vida humana en el último siglo en lo que se ha denominado la revolución farmacéutica, los aportes incluyen la síntesis orgánica de fármacos muy útiles para ayudar a restablecer la salud de los pacientes, además a disminuir el dolor, con este fin se han elaborado medicamentos como la aspirina, además se ha trabajado en la creación de moléculas complejas para combatir enfermedades como el cáncer, y otros para tratar infecciones, los estudios tienen la finalidad de enfrentar los nuevos retos para controlar virus agresivos y hasta pandemias.

Entre otros aportes importantes en el área de la salud se encuentran la creación de materiales biocompatibles para fabricar prótesis, válvulas cardíacas artificiales, hilos de sutura reabsorbibles y sistemas de liberación prolongada de medicamentos.

2. Alimentación y Agricultura:

La química también se relaciona con el medio ambiente, ya que se preocupa por la evaluación de la Calidad del Agua y del Aire, a través de la química ambiental, lo que es fundamental para la vida animal y vegetal, así como para las actividades humanas. La química ambiental sirve como una herramienta esencial para entender y proteger el entorno natural y permite desarrollar prácticas más sostenibles y saludables.

De acuerdo con el artículo de Luis Domenech (2023) denominado química ambiental, que es y para qué sirve. Química es una ciencia que se encarga del estudio de la materia, sus cambios, transformaciones y su relación con la energía, optimizar recursos, disminuir el calentamiento global, mejorar los materiales en las prendas textiles, ayudar a la agricultura en el uso de pesticidas, germicidas o la mejora de semillas.

En la industria alimenticia el uso de los conservadores, disminuir la huella de ecológica, usar materiales idóneos para la electrónica, impactar en la manipulación del genoma humano, el uso de nueva cura para las enfermedades, así como artículos de uso personal como jabón, crema, perfume, aceites, tinte, barniz de uñas, maquillaje, entre otros.

Para la conservación de Alimentos la química también interviene al aplicar procesos de oxidación controlada y el uso de aditivos químicos (antioxidantes y conservantes) evita la descomposición prematura de los alimentos, reduciendo el desperdicio a gran escala.

La química garantiza la seguridad alimentaria de miles de millones de personas.

Al crear la base de los fertilizantes sintéticos, algunos estudios estiman que casi el 50% de la población mundial depende de los alimentos cultivados gracias a este proceso industrial generando un aumento en la producción y garantizando la alimentación de la población. (Domenech. 2022).

3. Energía y Sostenibilidad:

La sostenibilidad del planeta tierra, es un tema de vital importancia que ha orientado las medidas para reducir la contaminación ambiental producida por las plantas químicas. El uso de recursos naturales (petróleo, carbón, gas natural) para la obtención de energía y el dióxido de carbono generado, así como los demás impactos ambientales, son temas que afectan de una forma directa la sostenibilidad. La búsqueda de alternativas energéticas para sustituir a los combustibles fósiles depende enteramente de la manipulación de reacciones químicas.

La sostenibilidad en el contexto de la química responde a la obligación ética de contribuir al desarrollo y bienestar de todas las naciones del planeta, sin afectar a la naturaleza ni a las generaciones futuras. Esta contribución tiene lugar de manera primordial por la sostenibilidad de la propia actividad química industrial, que ve amenazada la viabilidad de su producción por el previsible agotamiento irreversible de las fuentes de las materias de partida y por las normativas legales, formuladas en defensa de la sociedad y de la naturaleza cada vez más estrictas y costosas.

Electroquímica y Almacenamiento: Las reacciones de óxido-reducción (redox) en las baterías de ion de litio permiten el funcionamiento de la electrónica portátil y los vehículos eléctricos. La electrólisis del agua para producir hidrógeno verde y las celdas de combustible (donde el hidrógeno y el oxígeno reaccionan para producir electricidad y agua) son pilares de la descarbonización global.

4. Tecnología y Ciencia de Materiales:

La industria química es un importante sector presente en la mayoría de países, que dinamiza el crecimiento económico, genera empleo y ofrece diversidad de productos, no obstante produce contaminación al medio ambiente y utiliza recursos naturales no renovables.

El principal desafío de la industria química es encontrar formas de reducir la dependencia de fuentes de energía no renovables como el petróleo y sus derivados. Los polímeros o plásticos derivados del petróleo son no biodegradables causando un problema de eliminación de desechos, de otro lado son materiales que consumen recursos fósiles como el petróleo crudo en grandes cantidades, sin embargo son utilizados para elaborar los empaques médicos estériles en medicina, abarcando la manufactura global, lamentablemente estos productos sostienen las economías en los países en desarrollo. (American Chemistry Council, 2013)

Otro desafío de la industria química son las nuevas tecnologías basadas en nanomateriales, las propiedades de estos no están siempre bien identificadas y requieren una valoración de los riesgos de posibles exposiciones que surjan durante su fabricación y uso. La nanotecnología consiste en el diseño y la producción de objetos o estructuras muy pequeños, inferiores a 100 nanómetros (100 millonésimas de milímetro).

La fabricación de microchips para computadoras y teléfonos depende de la deposición química de vapor (CVD) y procesos de ataque químico (etching) a escala nanométrica. (Montes-Valencia, 2015). Los nanomateriales son uno de los productos principales de las nanotecnologías, como partículas, tubos o fibras a nanoescala. A medida que la nanotecnología avanza, se van encontrando aplicaciones para los nanomateriales en el cuidado de la salud, en alimentos, la electrónica, los cosméticos, los textiles, la informática y la protección medioambiental (Roco et al., 2011).

Las propiedades tecnológicas y benéficas de la ingeniería de materiales se deben a su pequeño tamaño, gran relación de superficie a volumen, alta área superficial, reactividad, a menudo poseen excelente conductividad eléctrica,

persistencia y alta resistencia a la tracción y su potencial para formar superficies altamente resistentes, durables y que se autolimpian.

Entre las clases de contaminantes emergentes que demandan una más urgente atención se encuentran: los retardantes de llama bromados, los cloroalcanos, los pesticidas polares, los compuestos perfluorados, los fármacos, las drogas de abuso y los metabolitos y/o productos de degradación de las clases de sustancias anteriores. (Barceló & López, 2015)

Otra situación importante presente en el mundo actual y que representa un reto es la contaminación del agua que se ha convertido en un problema global, causado por el incremento del número de industrias y plantas, contaminantes provenientes del sector de la agricultura, residuos domésticos y municipales. La mayor parte de las aguas residuales son descargadas sin tratamiento en los ríos, lagos y aguas costeras lo cual produce más deterioro en la calidad del agua. (Roco et al., 2011)

Un cambio en la gestión del agua urbana es necesario para mejorar la sostenibilidad del sistema y debe integrar aspectos económicos, sociales y ambientales a través de prácticas como un manejo integrado de agua lluvia, conservación del agua, reutilización de aguas residuales, gestión racional de la energía, recuperación de nutrientes y separación en la fuente.

La Biomasa: Es la única fuente de energía renovable basada en carbono, su demanda potencial se ve incrementada considerablemente, como única fuente renovable de combustibles líquidos (sustitutos de las gasolinas y gasóleos minerales), por consiguiente, el uso de tecnologías basadas en biomasa son una forma ambientalmente aceptable, en términos de la energía gastada y los efluentes producidos. (Huber et al., 2006.)

La forma tradicional de aprovechar la biomasa es la combustión un proceso de carbono neutral porque las emisiones de CO₂ son equilibradas al ser absorbidas por las plantas y árboles mediante la fotosíntesis. De hecho para el protocolo de Kyoto la biomasa tiene un factor de emisión de dióxido de carbono (CO₂) igual a cero. Su uso reduce las emisiones de CO₂ a la atmosfera. La transformación de la biomasa en combustibles puede llevarse a cabo por vía química,

enzimática, o mediante procesos híbridos, siendo la vía química-catalítica una de las que resultados más prometedores a corto plazo (Faba et al., 2013).

A partir de la biomasa se pueden obtener productos químicos de elevado valor agregado, donde se integra la viabilidad técnica y económica denominado biorefinería. En estas se integra la obtención de energía eléctrica, combustibles líquidos y productos químicos muy variados. Siendo el etanol una molécula muy valorada porque es considerado como un biocombustible equivalente a la gasolina mineral (bioetanol de primera generación) y sirve como precursor mediante diferentes reacciones catalíticas para producir otros productos de elevado valor. (Quesada et al., 2014.)

La composición de la biomasa determina la capacidad con la que puede ser convertida en productos finales o intermedios útiles e influye en la funcionalidad del producto final. A pesar de la heterogeneidad de la materia prima, su composición se puede dividir en cuatro macromoléculas principales, obteniendo una clasificación bastante homogénea. Principalmente, un 75 % de la biomasa total se corresponde a hidratos de carbono (en forma de celulosa, hemicelulosa y almidón) y un 20 % está formado por polímeros aromáticos más complejos (denominados lignina), de forma que sólo un 5 % se correspondería a productos minoritarios, como aceites, grasas y proteínas

Química Verde: Utiliza técnicas y metodologías de química que reducen o eliminan el uso o generación de materia prima, productos y subproductos que son peligrosos para la salud humana y el ambiente, promueve una química limpia al servicio de la humanidad en armonía con los recursos naturales manteniendo un enfoque dirigido hacia la sostenibilidad. (Manley, 2008).

Está basada en principios fundamentales desarrollados por Warner y Arnastas:

1. Es preferible evitar la producción de un residuo que tratar de limpiarlo cuando se haya formado.
2. Los métodos de síntesis deberán diseñarse de manera que incorporen al máximo, en el producto final, de todos los materiales usados durante el proceso.

3. Siempre que sea posible, los métodos de síntesis deberán diseñarse para utilizar y generar sustancias que tengan poca o ninguna toxicidad, tanto para el hombre como para el medio ambiente.
4. Los productos químicos deberán ser diseñados de manera que mantengan su eficacia a la vez que reduzcan su toxicidad.
5. Se evitará, usar de sustancias auxiliares (disolventes, reactivos de separación, etcétera) y en caso de usarla que sean lo más inocuas posible.
6. Los requerimientos energéticos serán catalogados por su impacto medioambiental y económico, reduciéndose todo lo posible. Se intentará llevar a cabo los métodos de síntesis a temperatura y presión ambiente.
7. La materia prima ha de ser preferiblemente renovable en vez de agotable, siempre que sea técnica y económicamente viable.
8. Se evitará en lo posible la formación de derivados (grupos de bloqueo, de protección/desprotección, modificación temporal de procesos físicos/químicos).
9. Se emplearán catalizadores (lo más selectivos posible) en vez de reactivos estequiométricos.
10. Los productos químicos se diseñarán de tal manera que al finalizar su función no persistan en el medio ambiente, sino que se transformen en productos de degradación inocuos.
11. Las metodologías analíticas serán desarrolladas posteriormente para permitir una monitorización y control en tiempo real del proceso, previo a la formación de sustancias peligrosas.
12. Se elegirán las sustancias empleadas en los procesos químicos de forma que se minimice el potencial de accidentes químicos, incluidas las emanaciones, explosiones e incendios. (Warner et al., 2004; Anastas et al., 2001)

Catálisis Heterogénea: Procesos que aceleran las reacciones químicas para ahorrar energía y recursos en la industria.

Remediación Química: Uso de reacciones (como la oxidación avanzada) para limpiar suelos y fuentes de agua contaminadas por desechos industriales.

Economía Circular en Química: Reacciones orientadas al reciclaje químico de plásticos (despolimerización) para volver a las materias primas originales.

Los coeficientes estequiométricos permiten establecer las proporciones relativas en las que participan las diferentes especies químicas. Una ecuación correctamente balanceada debe cumplir con la conservación de los átomos de cada elemento.

Valencia: Concepto tradicionalmente utilizado para describir la capacidad de combinación de un elemento, se relaciona con el número de enlaces que puede establecer un átomo en una determinada especie química (Brown et al., 2018).

La valencia no debe confundirse con el número de oxidación, ya que ambos conceptos representan propiedades químicas diferentes.

Número de oxidación o estado de oxidación

El número de oxidación es un valor entero que permite representar formalmente la distribución electrónica de una especie química. Puede presentar valores positivos, negativos o cero. En un compuesto eléctricamente neutro, la suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos es igual a cero. En un ion poliatómico, esta suma corresponde a la carga total del ion.

Por ejemplo, en el agua: H_2O El hidrógeno presenta un estado de oxidación de +1 y el oxígeno de -2: entonces $2(+1)+(-2)=0$

El estado de oxidación constituye una herramienta fundamental para identificar y analizar las reacciones de oxidación-reducción (Brown et al., 2018; IUPAC, 2019).

2.2. Clasificación general de las reacciones químicas

Las reacciones químicas pueden clasificarse de acuerdo con la forma en que se reorganizan los reactivos para formar los productos. Esta clasificación permite reconocer patrones de transformación y facilita la interpretación y representación de las ecuaciones químicas (Chang & Goldsby, 2016; Brown et al., 2018). Entre los principales tipos se encuentran las reacciones de síntesis o combinación, descomposición, desplazamiento simple, doble desplazamiento y combustión.

2.2.1. Reacciones de síntesis o combinación

Son aquellas en las que dos o más sustancias reaccionan para formar un único producto (Brown et al., 2018).

Forma general: $A + B \rightarrow AB$

Ejemplo: $2\text{Mg(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{MgO(s)}$

En esta reacción, el magnesio y el oxígeno se combinan para formar óxido de magnesio.

2.2.2. Reacciones de descomposición

Son aquellas en las que un compuesto se transforma en dos o más sustancias de menor complejidad.

Forma general: $AB \rightarrow A + B$

Ejemplo: $2\text{HgO(s)} \rightarrow 2\text{Hg(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$

El óxido de mercurio se descompone para formar mercurio y oxígeno.

2.2.3. Reacciones de desplazamiento simple

Son aquellas en las que un elemento desplaza a otro elemento presente en un compuesto, dando lugar a una nueva sustancia y al elemento desplazado (Chang & Goldsby, 2016).

Forma general: $A + BC \rightarrow AC + B$

Ejemplo: $\text{Fe(s)} + \text{CuSO}_4\text{(ac)} \rightarrow \text{FeSO}_4\text{(ac)} + \text{Cu(s)}$

El hierro desplaza al cobre del sulfato de cobre.

Esta reacción también corresponde a una reacción REDOX, porque el hierro se oxida y el cobre se reduce.

2.2.4. Reacciones de doble desplazamiento

Son aquellas en las que dos compuestos intercambian determinados iones o grupos de átomos para formar dos nuevos compuestos.

Forma general: $AB + CD \rightarrow AD + CB$

Ejemplo: $\text{AgNO}_3(\text{ac}) + \text{NaCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{ac})$

En este proceso se forma un precipitado de cloruro de plata.

La ecuación iónica neta es: $\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$

2.2.5. Reacciones de combustión

Son reacciones en las que una sustancia reacciona con oxígeno molecular y, generalmente, se libera energía en forma de calor y, en algunos casos, luz (Atkins & Jones, 2012; Brown et al., 2018). En la combustión completa de hidrocarburos se producen dióxido de carbono y agua.

Ejemplo: $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

El propano reacciona con oxígeno y produce dióxido de carbono y agua.

Nota: Las reacciones de combustión pueden involucrar cambios en los estados de oxidación, por lo que muchas de ellas son también reacciones REDOX. Sin embargo, “combustión” y “REDOX” corresponden a criterios de clasificación diferentes.

2.3. Reacciones de oxidación-reducción (REDOX)

Las reacciones de oxidación-reducción, conocidas como reacciones REDOX, son procesos químicos en los que se produce un cambio en el estado de oxidación de una o más especies químicas. Estos cambios están asociados con una transferencia de electrones entre las especies participantes (IUPAC, 2019; Atkins & Jones, 2012).

La oxidación y la reducción ocurren simultáneamente: cuando una especie pierde electrones, otra especie debe aceptarlos. Por esta razón, una reacción REDOX siempre implica ambos procesos.

2.3.1. Oxidación

La oxidación es el proceso en el cual una especie química pierde electrones y, como consecuencia, aumenta su estado de oxidación.

De manera general: $\text{M} \rightarrow \text{M}^{n+} + n\text{e}^-$

Por ejemplo: $\text{Fe(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^{-}$

El hierro pierde dos electrones y su estado de oxidación cambia de 0 a +2. Por tanto, el hierro se oxida.

2.3.2.Reducción

La reducción es el proceso en el cual una especie química gana electrones y, como consecuencia, disminuye su estado de oxidación.

De manera general: $\text{M}^{n+} + \text{ne}^{-} \rightarrow \text{M}$

Por ejemplo: $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu(s)}$

El ion cobre (II) gana dos electrones y su estado de oxidación cambia de +2 a 0. Por tanto, el cobre se reduce.

Una forma sencilla de recordar ambos procesos es:

Oxidación $\rightarrow$ pérdida de electrones $\rightarrow$ aumento del estado de oxidación

Reducción $\rightarrow$ ganancia de electrones $\rightarrow$ disminución del estado de oxidación (Chang & Goldsby, 2016).

2.3.3.Agente oxidante

El agente oxidante es la especie que provoca la oxidación de otra especie al aceptar electrones. Debido a que acepta electrones, el agente oxidante se reduce durante la reacción.

2.3.4.Agente reductor

El agente reductor es la especie que provoca la reducción de otra especie al ceder electrones. Debido a que pierde electrones, el agente reductor se oxida durante la reacción.

2.3.5.Identificar una reacción REDOX mediante los estados de oxidación

Una reacción puede identificarse como REDOX comparando los estados de oxidación de los elementos antes y después de la transformación química (IUPAC, 2019; Brown et al., 2018).

Ejemplo: $\text{Fe(s)} + \text{CuSO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{FeSO}_4(\text{ac}) + \text{Cu(s)}$

Los cambios relevantes son: Fe: $0 \rightarrow +2$

El hierro aumenta su estado de oxidación, por lo que se oxida y actúa como agente reductor. Cu: $+2 \rightarrow 0$

El cobre disminuye su estado de oxidación, por lo que se reduce y el ion Cu^{2+} actúa como agente oxidante. Por tanto: $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$
 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$

La reacción global es REDOX porque existe transferencia de electrones y cambio en los estados de oxidación.

Idea clave

En toda reacción REDOX, la oxidación y la reducción ocurren simultáneamente. La especie que pierde electrones se oxida y actúa como agente reductor; la especie que gana electrones se reduce y actúa como agente oxidante.

2.4. Reacciones no redox

Las reacciones no REDOX son aquellas en las que no se producen cambios en los estados de oxidación de los elementos que participan en la transformación química. En consecuencia, no existe una transferencia neta de electrones entre las especies reaccionantes (Brown et al., 2018).

Estas reacciones pueden presentarse en diferentes procesos químicos, entre ellos las reacciones ácido-base, las reacciones de precipitación y algunas reacciones de combinación.

2.4.1. Reacciones de neutralización

Las reacciones de neutralización son procesos ácido-base en los que un ácido reacciona con una base. En una neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte, la reacción iónica neta corresponde a la formación de agua a partir de los iones hidronio e hidróxido (Harris, 2020).

Por ejemplo: $\text{HCl(ac)} + \text{NaOH(ac)} \rightarrow \text{NaCl(ac)} + \text{H}_2\text{O(l)}$

La ecuación iónica neta puede expresarse como: $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Los estados de oxidación de los elementos permanecen sin cambios, por lo que la reacción no es REDOX.

2.4.2.Reacciones de precipitación

Las reacciones de precipitación ocurren cuando, al mezclar dos soluciones, se forma un compuesto insoluble que se separa de la fase acuosa como un sólido denominado precipitado.

Por ejemplo: $\text{AgNO}_3(\text{ac}) + \text{NaCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{ac})$

La ecuación iónica neta es: $\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$

La formación del sólido AgCl ocurre por la combinación de los iones presentes en la solución. Los estados de oxidación de la plata y del cloro no cambian, por lo que se trata de una reacción no REDOX.

2.4.3.Reacciones de combinación que no son REDOX

Una reacción de combinación puede formar un único producto sin que necesariamente exista transferencia de electrones (Brown et al., 2018).

Por ejemplo: $\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{ac})$

En esta reacción, los estados de oxidación permanecen constantes:

- Ca: +2 $\rightarrow$ +2
- O: -2 $\rightarrow$ -2
- H: +1 $\rightarrow$ +1

Aunque es una reacción de combinación, también es una reacción no REDOX.

Criterio para identificar una reacción no REDOX

Para determinar si una reacción es no REDOX, se comparan los estados de oxidación de los elementos antes y después de la reacción.

- Si los estados de oxidación permanecen iguales $\rightarrow$ no es REDOX.
- Si uno o más estados de oxidación cambian $\rightarrow$ es REDOX.

Ejemplo comparativo

Reacción REDOX: $\text{Fe(s)} + \text{CuSO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{FeSO}_4(\text{ac}) + \text{Cu(s)}$

Fe: $0 \rightarrow +2$

Cu: $+2 \rightarrow 0$

→ Es REDOX.

Reacción no REDOX: $\text{AgNO}_3(\text{ac}) + \text{NaCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{AgCl(s)} + \text{NaNO}_3(\text{ac})$

Ag: $+1 \rightarrow +1$

Cl: $-1 \rightarrow -1$

→ No es REDOX.

Idea clave: La ausencia de cambios en los estados de oxidación permite distinguir una reacción no REDOX de una reacción de oxidación-reducción.

2.5. Balanceo de ecuaciones químicas

El balanceo de una ecuación química consiste en establecer los coeficientes estequiométricos necesarios para que el número de átomos de cada elemento sea igual en los reactivos y en los productos. Este procedimiento se fundamenta en el principio de conservación de la materia (Brown et al., 2018; Chang & Goldsby, 2016).

Una ecuación química correctamente balanceada permite representar cuantitativamente las proporciones en las que reaccionan las sustancias y se forman los productos. Por ejemplo, la reacción de formación de agua puede escribirse inicialmente como: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Esta representación no está balanceada, debido a que existen dos átomos de oxígeno en los reactivos y solamente uno en los productos.

Al colocar los coeficientes adecuados: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

se obtiene:

Elemento	Reactivos	Productos
H	4	4
O	2	2

Por tanto, la ecuación se encuentra balanceada.

2.5.1. Método de tanteo o inspección

El método de tanteo consiste en ajustar progresivamente los coeficientes de las sustancias hasta igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación (Chang & Goldsby, 2016). Para realizarlo se recomienda:

1. Escribir correctamente las fórmulas químicas de reactivos y productos.
2. Contabilizar los átomos de cada elemento en ambos lados.
3. Ajustar los coeficientes estequiométricos, comenzando preferentemente por los elementos que aparecen en menor número de especies químicas.
4. Balancear al final, cuando sea posible, el hidrógeno y el oxígeno.
5. Verificar que el número de átomos de cada elemento sea igual en reactivos y productos.
6. Expresar los coeficientes en la menor relación de números enteros posible.

Ejemplo: $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ la ecuación balanceada es: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

Comprobación:

Elemento	Reactivos	Productos
Fe	4	4
O	6	6

2.5.2. Balanceo de ecuaciones REDOX

En las reacciones de oxidación-reducción, además de conservarse el número de átomos, debe conservarse la carga eléctrica y el número de electrones transferidos (Harris, 2020; Brown et al., 2018).

El balanceo de este tipo de ecuaciones puede realizarse mediante métodos específicos, entre ellos:

- Método del número de oxidación;
- Método de ion-electrón o semirreacciones.

En el método del número de oxidación se identifican los elementos que experimentan cambios en sus estados de oxidación y se iguala el número de electrones perdidos y ganados.

Ejemplo sencillo: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

Los cambios de oxidación son: $\text{FeO} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{CuO}$

El hierro pierde 2 electrones y el cobre gana 2 electrones, por lo que la ecuación ya presenta la proporción electrónica adecuada: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

2.5.3. Importancia del balanceo químico

El balanceo constituye una etapa fundamental para realizar cálculos estequiométricos, ya que los coeficientes de una ecuación balanceada representan las relaciones molares entre las especies participantes.

Por ejemplo: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ indica que: 2 mol H_2 :1 mol O_2 :2 mol H_2O

Estas relaciones permiten posteriormente realizar cálculos de masa, volumen, cantidad de sustancia, reactivo limitante y rendimiento (Chang & Goldsby, 2016).

2.6. Fundamentos de estequiometría

2.6.1. Concepto de estequiometría

La estequiometría estudia las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos de una reacción química. Estas relaciones se obtienen a partir de los

coeficientes de una ecuación química balanceada (Brown et al., 2018; Chang & Goldsby, 2016).

La aplicación de la estequiometría permite determinar cantidades de reactivos y productos, establecer el reactivo limitante, calcular rendimientos teóricos y analizar cuantitativamente diferentes procesos químicos.

En términos generales:

Ecuación balanceada relaciones molares → cantidades de sustancia

2.6.2. Fundamentos históricos

El desarrollo de la estequiometría se encuentra estrechamente relacionado con la consolidación de las leyes cuantitativas de la química (Greenwood & Earnshaw, 2012).

Entre sus principales fundamentos se encuentran:

- Ley de conservación de la masa, asociada a Antoine Lavoisier.
- Ley de las proporciones definidas, asociada a Joseph Proust.
- Ley de las proporciones múltiples, propuesta por John Dalton.
- Hipótesis de Avogadro.
- Concepto de mol y constante de Avogadro.

Estas contribuciones permitieron establecer que las sustancias participan en las reacciones químicas siguiendo relaciones cuantitativas definidas.

2.6.3. Conceptos fundamentales

Mol: El mol es la unidad del Sistema Internacional utilizada para expresar la cantidad de sustancia. Un mol contiene exactamente: $6,02214076 \times 10^{23}$ entidades elementales especificadas.

Masa molar: La masa molar corresponde a la masa de un mol de sustancia y se expresa habitualmente en g/mol.

Volumen molar: El volumen molar es el volumen ocupado por un mol de una sustancia gaseosa bajo determinadas condiciones de temperatura y presión

(Atkins & de Paula, 2014). El valor de 22,4 L/mol corresponde a condiciones específicas y no debe considerarse una constante universal independiente de la temperatura y la presión.

Coeficiente estequiométrico: Es el número que precede a una fórmula química en una ecuación balanceada y que establece la proporción molar entre las especies participantes.

Reactivo limitante: Es el reactivo que se consume primero según las proporciones establecidas por la ecuación balanceada y que, por tanto, determina la cantidad máxima de producto que puede formarse.

Reactivo en exceso: Es el reactivo presente en una cantidad superior a la requerida por la relación estequiométrica y que permanece parcialmente sin reaccionar (Chang & Goldsby, 2016).

Rendimiento teórico: Es la cantidad máxima de producto que puede obtenerse a partir de una determinada cantidad de reactivos, de acuerdo con la estequiometría de la reacción.

Rendimiento porcentual: Permite comparar la cantidad de producto obtenida experimentalmente con la cantidad máxima prevista teóricamente:

$$\%R = (\text{rendimiento real} / \text{rendimiento teórico}) \times 100$$

Estos conceptos constituyen la base para el análisis cuantitativo de las reacciones químicas (Brown et al., 2018).

2.7. Cálculos estequiométricos

2.7.1. Estequiometría de masa

La estequiometría de masa permite establecer relaciones cuantitativas entre las masas de reactivos y productos (Brown et al., 2018).

El procedimiento general puede expresarse como: $g \rightarrow \text{mol} \rightarrow \text{mol} \rightarrow g$

Ejemplo: Considere la reacción: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Si se dispone de 10 g de H_2 y el oxígeno se encuentra en exceso:

$$10\text{gH}_2(1\text{molH}_2/2\text{gH}_2)=5\text{molH}_2$$

La relación molar es: $2\text{molH}_2:2\text{molH}_2\text{O}$ Por tanto: $5\text{molH}_2 \rightarrow 5\text{molH}_2\text{O}$

Finalmente: $5\text{molH}_2\text{O}(18\text{g/mol})=90\text{gH}_2\text{O}$

Resultado: $90\text{gH}_2\text{O}$

2.7.2. Estequiometría de volumen

La estequiometría de volumen permite establecer relaciones entre los volúmenes de sustancias gaseosas cuando estas se encuentran bajo las mismas condiciones de temperatura y presión (Brown et al., 2018).

Por ejemplo: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

La relación entre el propano y el dióxido de carbono es: 1:3

Por tanto: $44,8\text{L C}_3\text{H}_8 \rightarrow 134,4\text{L CO}_2$ si los gases se encuentran bajo las mismas condiciones de temperatura y presión.

2.7.3. Estequiometría molar

La estequiometría molar utiliza los coeficientes de una ecuación química balanceada para establecer relaciones cuantitativas entre las sustancias (Brown et al., 2018). Por ejemplo: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ La relación molar es: $2\text{molH}_2:1\text{molO}_2:2\text{molH}_2\text{O}$ Por tanto: $4\text{molO}_2 \rightarrow 8\text{molH}_2\text{O}$

Tabla 13
Relaciones estequiométricas

Tipo	Relación	Ejemplo
Molar	$\text{mol} \leftrightarrow \text{mol}$	$1\text{molN}_2 + 3\text{molH}_2 \rightarrow 2\text{molNH}_3$
Másica	$\text{masa} \leftrightarrow \text{masa}$	$4\text{gH}_2 + 32\text{gO}_2 \rightarrow 36\text{gH}_2\text{O}$
Volumétrica	$\text{volumen} \leftrightarrow \text{volumen de gases}$	$1\text{LN}_2 + 3\text{LH}_2 \rightarrow 2\text{LNH}_3$

Nota: Autores (2026).

2.8. Reactivo limitante y rendimiento

En una reacción química, los reactivos deben encontrarse en las proporciones establecidas por la ecuación balanceada. Cuando las cantidades disponibles no corresponden a dichas proporciones, uno de los reactivos se consumirá antes que los demás.

Este reactivo se denomina reactivo limitante y determina la cantidad máxima de producto que puede formarse.

El resto de los reactivos presentes en cantidades superiores a las requeridas se consideran reactivos en exceso (Chang & Goldsby, 2016).

La identificación del reactivo limitante se realiza comparando las cantidades disponibles de cada reactivo con las proporciones estequiométricas de la ecuación balanceada (Brown et al., 2018).

2.9. Leyes ponderales

Ley de conservación de la masa: En una reacción química realizada en un sistema cerrado, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos (Brown et al., 2018). Esta ley constituye uno de los fundamentos conceptuales del balanceo de ecuaciones químicas.

Ley de las proporciones definidas: Un compuesto químico presenta una composición constante, de manera que sus elementos se encuentran combinados en proporciones definidas de masa (Chang & Goldsby, 2016).

Ley de las proporciones múltiples: Cuando dos elementos forman diferentes compuestos, las masas de uno de ellos que se combinan con una masa fija del otro mantienen relaciones expresables mediante números enteros pequeños (Brown et al., 2018).

Por ejemplo, en los compuestos CO y CO₂, las cantidades de oxígeno que se combinan con una masa fija de carbono presentan una relación de 1:2.

2.10. Cálculos estequiométricos por factor de conversión

Los cálculos estequiométricos permiten transformar una cantidad conocida de una sustancia en la cantidad correspondiente de otra mediante las relaciones establecidas por una ecuación química balanceada (Chang & Goldsby, 2016).

El procedimiento puede representarse como:

cantidad conocida → moles → relación molar → cantidad buscada

Cálculo mol-mol: Permite determinar la cantidad de moles de una sustancia a partir de los moles conocidos de otra.

Ejemplo: $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

Si reaccionan 2 mol de C_2H_6 : $2\text{molC}_2\text{H}_6 (4\text{molCO}_2 / 2\text{molC}_2\text{H}_6) = 4\text{molCO}_2$

Cálculo mol-masa: Permite obtener la masa de una sustancia a partir de una cantidad conocida en moles.

Para: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Si reaccionan 3 mol de O_2 : $3\text{molO}_2 (2\text{molH}_2\text{O} / 1\text{molO}_2) = 6\text{molH}_2\text{O}$

Como la masa molar del agua es 18g/mol: $6\text{molH}_2\text{O} (18\text{g/mol}) = 108\text{gH}_2\text{O}$

Cálculo masa-masa: Permite determinar la masa de un producto a partir de la masa conocida de un reactivo (Chang & Goldsby, 2016).

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

A partir de 23 g de Na: $23\text{gNa} (23\text{gNa} / 1\text{molNa}) = 1\text{molNa}$

La relación molar es 1:1: $1\text{molNa} \rightarrow 1\text{molNaCl}$

Por tanto: $1\text{molNaCl} (58,5\text{g/mol}) = 58,5\text{gNaCl}$

2.11. Composición porcentual de un compuesto

La composición porcentual expresa la contribución de cada elemento a la masa total de un compuesto (Brown et al., 2018).

Se determina mediante: $\% \text{ elemento} = (\text{masa molar del elemento en un mol del compuesto} / \text{masa molar del compuesto}) \times 100$

Ejemplo: H_2SO_4

La masa molar aproximada es: $M = 2(1) + 32 + 4(16) = 98\text{g/mol}$

Entonces: $\% \text{H} = (2/98) \times 100 = 2,04\%$

$$\%S = (32/98) \times 100 = 32,65\%$$

$$\%O = (64/98) \times 100 = 65,31\%$$

La suma de los porcentajes es aproximadamente: 100%

2.12. Determinación de la fórmula empírica y molecular

La fórmula empírica representa la relación más simple, expresada mediante números enteros, entre los átomos de los elementos presentes en un compuesto.

La fórmula molecular representa el número real de átomos de cada elemento presentes en una molécula (Brown et al., 2018).

Procedimiento

1. Expresar la composición de cada elemento en gramos.
2. Convertir las masas a moles.
3. Dividir cada cantidad de moles entre el menor valor.
4. Ajustar las relaciones obtenidas a números enteros.
5. Establecer la fórmula empírica.
6. Utilizar la masa molar del compuesto para determinar la fórmula molecular.

Ejemplo: Un compuesto contiene 40,0 % de C, 6,7 % de H y 53,3 % de O.

Considerando 100 g de muestra: $40,0\text{gC}/12,0\text{g/mol} = 3,33\text{mol}$

$6,7\text{gH}/1,0\text{g/mol} = 6,70\text{mol}$

$53,3\text{gO}/16,0\text{g/mol} = 3,33\text{mol}$

Dividiendo entre el menor valor: C=1, H≈2, O=1

Por tanto: CH_2O

Si la masa molar del compuesto es 180 g/mol: $180/30 = 6$

La fórmula molecular será: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

2.13. Pureza de los reactivos

En las aplicaciones químicas reales, los reactivos pueden contener sustancias diferentes al compuesto de interés. Por esta razón, antes de realizar determinados cálculos estequiométricos es necesario considerar el grado de pureza de la muestra (Harris, 2020).

El porcentaje de pureza se determina mediante:

$$\% \text{pureza} = (\text{masa de sustancia pura} / \text{masa total de la muestra}) \times 100$$

Ejemplo: Una muestra de 80 g de CaCO_3 contiene 60 g de sustancia pura:

$$\% \text{pureza} = (60/80) \times 100 = 75\%$$

Esto significa que el 75 % de la masa de la muestra corresponde al compuesto de interés.

CAPITULO 03

ÁCIDOS, BASES, PH Y SOLUCIONES

Ácidos, bases, pH y soluciones

Objetivo

Caracterizar el comportamiento de ácidos y bases mediante los principales modelos ácido-base y el concepto de pH, relacionando estos principios con las propiedades, solubilidad y composición de las soluciones, y aplicar diferentes unidades de concentración para cuantificar sistemas químicos en contextos académicos, agrícolas, ambientales e industriales.

3.1. Ácidos y bases

V Los ácidos y las bases constituyen dos grupos fundamentales de sustancias en química. Su comportamiento se encuentra relacionado con procesos de transferencia de protones, transferencia de pares electrónicos y, en sistemas acuosos, con la concentración y actividad de determinadas especies iónicas (IUPAC, 2019; Miessler et al., 2014).

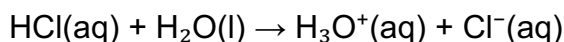
Estas sustancias intervienen en numerosos procesos químicos, biológicos, industriales y ambientales. La neutralización ácido-base, el control de la acidez de alimentos, el tratamiento de aguas, la formulación de medicamentos y la regulación del pH de los suelos son algunos ejemplos de su importancia (Zumdahl & Zumdahl, 2015).

El concepto de ácido y base ha evolucionado históricamente mediante diferentes modelos. Los tres enfoques fundamentales para un curso introductorio son las teorías de Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis (Atkins & Jones, 2012; IUPAC, 2019).

3.1.1. Concepto de ácido

Según la teoría de Arrhenius, un ácido es una sustancia que, al disolverse en agua, incrementa la concentración de iones hidrógeno (H^+), representados en solución acuosa como iones hidronio (H_3O^+) (Zumdahl & Zumdahl, 2015).

Por ejemplo, el ácido clorhídrico en agua se representa mediante:



De acuerdo con este modelo, el carácter ácido de una sustancia se relaciona con el aumento de la concentración de H_3O^+ en el medio acuoso.

En el modelo de Brønsted-Lowry, un ácido es una especie química capaz de donar un protón. Según la teoría de Lewis, un ácido es una especie capaz de aceptar un par de electrones (Miessler et al., 2014).

Estas tres definiciones no son contradictorias; cada una posee un campo de aplicación diferente y permite interpretar distintos tipos de procesos químicos.

3.1.2. Concepto de bases

Según Arrhenius, una base es una sustancia que incrementa la concentración de iones hidróxido en solución acuosa.

Para Brønsted-Lowry, una base es una especie capaz de aceptar un protón.

Desde la perspectiva de Lewis, una base es una especie capaz de donar un par de electrones.

Tabla 14

Tabla teorías ácido – base

Teoría	Ácido	Base	Aplicación principal
Arrhenius	Produce (H^+) en agua	Produce (OH^-) en agua	Sistemas acuosos
Brønsted-Lowry	Dona (H^+)	Acepta (H^+)	Transferencia de protones
Lewis	Acepta un par electrónico	Dona un par electrónico	Procesos de mayor generalidad

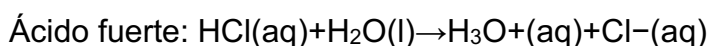
Nota: Autores (2026).

3.1.3. Fuerza de ácidos y bases

La fuerza de un ácido o una base describe su tendencia a ionizarse o reaccionar en un determinado medio.

Los ácidos fuertes presentan una ionización prácticamente completa en agua, mientras que los ácidos débiles establecen un equilibrio entre las especies ionizadas y no ionizadas.

Por ejemplo:



Ácido débil: $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$

La diferencia entre ácido fuerte y débil no depende de la cantidad de ácido presente, sino de su grado de ionización y de la posición del equilibrio químico.

De manera análoga, las bases pueden clasificarse como fuertes o débiles dependiendo de su comportamiento en el medio de reacción.

Nota científica: para un texto universitario es preferible hablar de amoníaco NH_3 en agua como base débil, en lugar de utilizar NH_4OH como si fuera una especie molecular aislada y estable (IUPAC, 2019).

3.2. Reacciones ácido-base

Las reacciones ácido-base implican, en el modelo de Brønsted-Lowry, la transferencia de protones entre las especies participantes.

Por ejemplo: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

El agua actúa como base porque acepta un protón procedente del HCl.

En una reacción de neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte:

$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

La reacción iónica neta puede representarse como: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Este enfoque permite comprender que la neutralización no debe interpretarse únicamente como la formación de “sal y agua”, sino como un proceso químico fundamentado en la interacción entre especies ácido-base (Zumdahl & Zumdahl, 2015).

3.3. pH: medida de la acidez y basicidad

3.3.1. Concepto de pH

El pH es una magnitud logarítmica utilizada para expresar la actividad de los iones hidronio en una solución acuosa (IUPAC, 2019; Harris, 2020):

$\text{pH} = -\log a_{\text{H}_3\text{O}^+}$

En aproximaciones para soluciones diluidas, puede utilizarse:

$\text{pH} \approx -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ donde H_3O^+ representa la actividad del ion hidronio y $[\text{H}_3\text{O}^+]$ su concentración molar.

3.3.2. Escala de pH

La escala de pH es logarítmica. Por ello, una diferencia de una unidad de pH representa aproximadamente un factor de diez en la actividad de los iones hidronio, bajo condiciones comparables.

Por ejemplo, una solución de pH 4 presenta una actividad de H_3O^+ aproximadamente diez veces mayor que una solución de pH 5.

3.3.3. Interpretación del pH

En condiciones acuosas convencionales:

$\text{pH} < 7 \rightarrow$ medio ácido $\text{pH} = 7 \rightarrow$ medio neutro $\text{pH} > 7 \rightarrow$ medio básico

Importante: la escala de 0 a 14 es una referencia útil para soluciones acuosas diluidas a temperatura cercana a 25 °C; no constituye un límite universal del pH.

3.3.4. Cálculo del pH

Para una solución en la que se conoce directamente la concentración de H_3O^+ :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Ejemplo

Si: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{M}$ entonces: $\text{pH} = -\log(1,0 \times 10^{-3})$ $\text{pH} = 3,00$

La solución presenta carácter ácido.

3.3.5. Relación entre pH y pOH

El producto iónico del agua, a 25 °C, se expresa como: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$

Por tanto: $\text{p}K_w = 14,00$

y: $\text{pH} + \text{pOH} = 14,00$ a 25 °C.

Esta relación permite determinar una de estas magnitudes cuando se conoce la otra.

3.4. Importancia del pH en el suelo

El pH del suelo constituye una propiedad química de gran importancia agronómica debido a su influencia sobre la disponibilidad de nutrientes, la actividad microbiana, la solubilidad de minerales y el comportamiento de diversos elementos (Brady & Weil, 2017).

El pH del suelo no depende de un único factor.

Entre los principales procesos que contribuyen a su comportamiento se encuentran:

- Naturaleza mineralógica del suelo;
- Material parental;
- Contenido y transformación de materia orgánica;
- Precipitación y lixiviación;
- Intercambio catiónico;
- Actividad biológica;
- Acumulación de sales;
- Incorporación de fertilizantes y enmiendas.

La disponibilidad de nutrientes no presenta una relación lineal simple con el pH. Cada elemento posee un intervalo de mayor disponibilidad, que también depende de las propiedades del suelo y de las condiciones ambientales.

3.5. Soluciones

3.5.1. Concepto de solución

Una solución es una mezcla homogénea constituida por uno o más solutos distribuidos molecular o iónicamente en un disolvente.

Las soluciones presentan composición uniforme a escala macroscópica y pueden encontrarse en diferentes estados físicos.

Por ejemplo:



En este sistema:

- NaCl: soluto.
- Agua: disolvente.
- Solución acuosa de NaCl: sistema resultante.

3.5.2. Solute y disolvente

Solute: componente que se encuentra disuelto en el disolvente.

Disolvente: componente que proporciona el medio de dispersión y que, en una solución, generalmente determina el estado físico de la mezcla.

3.5.3. Clasificación de las soluciones según el estado físico

Tabla 15

Clasificación según su estado

Tipo	Característica	Ejemplo
Sólida	Disolvente sólido	Aleaciones metálicas
Líquida	Disolvente líquido	NaCl en agua
Gaseosa	Disolvente gaseoso	Mezclas gaseosas

Nota: Autores (2026).

3.5.4. Clasificación de las soluciones según la cantidad de soluto

Solución diluida: contiene una cantidad relativamente pequeña de soluto.

Solución concentrada: presenta una cantidad elevada de soluto respecto a otra solución de referencia.

Solución saturada: contiene la máxima cantidad de soluto que puede mantenerse disuelta bajo determinadas condiciones de temperatura y presión.

Solución sobresaturada: contiene una cantidad de soluto superior a la correspondiente al equilibrio de saturación y, por tanto, constituye un estado metaestable.

3.6. Electrolitos y no electrolitos

Cuando determinadas sustancias se disuelven en agua, pueden producir especies cargadas capaces de transportar corriente eléctrica.

Los electrolitos son sustancias que generan iones en solución y, por ello, permiten la conducción eléctrica.

Ejemplos: $\text{NaCl(aq)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

$\text{HCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

Los no electrolitos se disuelven sin producir cantidades significativas de iones.

Por ejemplo, la sacarosa: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s}) \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{aq})$ permanece principalmente como moléculas en solución.

La capacidad de conducir electricidad depende, por tanto, de la presencia y movilidad de especies cargadas.

3.7. Solubilidad

3.7.1. Concepto de solubilidad

La solubilidad es la cantidad máxima de un soluto que puede disolverse en una cantidad determinada de disolvente bajo condiciones específicas de temperatura, presión y composición.

La solubilidad debe diferenciarse de la velocidad de disolución. La agitación y la disminución del tamaño de partícula pueden acelerar el proceso de disolución,

pero no necesariamente modifican la cantidad máxima de soluto que puede permanecer disuelta en equilibrio (Petrucci et al., 2017).

Por ejemplo, a aproximadamente 25 °C, la solubilidad del NaCl en agua es cercana a 36 g por cada 100 g de agua (Haynes, 2016).

3.7.2. Factores que afectan la solubilidad

1. Naturaleza del soluto y del disolvente

Las interacciones entre las partículas del soluto y las moléculas del disolvente determinan en gran medida la solubilidad.

La expresión: “lo semejante disuelve a lo semejante”

es una aproximación cualitativa útil, pero debe interpretarse en términos de polaridad e interacciones intermoleculares.

2. Temperatura

La influencia de la temperatura depende de la naturaleza del proceso de disolución. En muchos sólidos, la solubilidad aumenta al elevar la temperatura; sin embargo, existen excepciones. En los gases, la solubilidad generalmente disminuye al aumentar la temperatura.

3. Presión

La presión tiene un efecto particularmente importante sobre la solubilidad de los gases.

La ley de Henry establece, bajo condiciones apropiadas, una relación entre la concentración de un gas disuelto y su presión parcial sobre la solución:

$$C = k_H P$$

Por ejemplo, el dióxido de carbono puede mantenerse disuelto en bebidas carbonatadas debido a la presión elevada de CO₂.

4. Presencia de otras especies

La presencia de otros solutos puede modificar la solubilidad debido a fenómenos como:

- efecto del ion común;
- interacciones iónicas;
- formación de complejos;
- cambios en la fuerza iónica.

3.8. Reglas generales de solubilidad

Las reglas de solubilidad permiten realizar una primera predicción cualitativa sobre la capacidad de determinados compuestos iónicos para permanecer disueltos en agua. Estas reglas constituyen generalizaciones, no leyes absolutas. La solubilidad real depende del equilibrio entre las interacciones que mantienen unido el sólido y las interacciones que establecen los iones o moléculas con el disolvente (Petrucci et al., 2017).

Por ejemplo, aunque muchos compuestos de metales alcalinos son solubles en agua, otros compuestos iónicos presentan solubilidad limitada. Este comportamiento puede analizarse mediante conceptos como energía reticular, energía de hidratación y equilibrio de solubilidad.

3.9. Formas de expresar la concentración

La concentración expresa cuantitativamente la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de solución o disolvente. La elección de la unidad depende del propósito del análisis y de las propiedades del sistema (Harris, 2020).

Las unidades pueden clasificarse en:

3.9.1. Concentraciones físicas

Porcentaje en masa

El porcentaje masa/masa se expresa como:

$$\%m/m = (m_{\text{solute}} / m_{\text{solución}}) \times 100$$

Ejemplo

Una solución contiene 15 g de NaCl y presenta una masa total de 165 g.

$$\%m/m = (15/165) \times 100$$

$$\%m/m = 9,09\%$$

Porcentaje masa/volumen

El porcentaje masa/volumen expresa los gramos de soluto presentes en 100 mL de solución:

$$\%m/V = (m_{\text{solute}}(\text{g}) / V_{\text{solución}}(\text{mL})) \times 100$$

Esta expresión es ampliamente utilizada en formulaciones químicas y bioquímicas.

Partes por millón y partes por billón

Las unidades ppm y ppb son apropiadas para expresar concentraciones muy pequeñas. En soluciones acuosas diluidas puede utilizarse como aproximación:

$$1 \text{ ppm} \approx 1 \text{ mg/L, cuando la densidad de la solución es cercana a } 1 \text{ g/mL.}$$

Estas unidades son frecuentes en análisis ambiental, control de calidad de agua, determinación de residuos de plaguicidas y evaluación de concentraciones de determinados contaminantes.

Ejemplo

Se preparan 200 L de una solución que contienen 250 g de KCl.

Primero:

$$250\text{g} = 250000\text{mg}$$

Entonces:

$$\text{ppm} = (250000\text{mg} / 200 \text{ L}) = 1250 \text{ mg/L}$$

Para una solución acuosa suficientemente diluida, este valor puede expresarse aproximadamente como: 1250 ppm

3.9.2. Concentraciones químicas

Molaridad

La molaridad M corresponde a la cantidad de sustancia del soluto expresada en moles por litro de solución:

$$M = (n \text{ soluto} / V_{\text{solución}})$$

Donde:

- M: molaridad (mol/L);
- n: cantidad de sustancia (mol);
- V: volumen de solución (L).

Ejemplo:

Se disuelven 20 g de NaOH para preparar 500 mL de solución.

Masa molar del NaOH:

$$M_m = 40 \text{ g/mol}$$

Cantidad de sustancia:

$$n = 20 \text{ g} / 40 \text{ g/mol} = 0,50 \text{ mol}$$

Volumen:

$$500 \text{ mL} = 0,500 \text{ L}$$

Por tanto:

$$M = (0,50 \text{ mol} / 0,500 \text{ L})$$

$$M = 1,00 \text{ mol/L}$$

Molalidad

La molalidad m corresponde a los moles de soluto por kilogramo de disolvente:

$$m = n \text{ soluto} / m \text{ disolvente (kg)}$$

Ejemplo

Se disuelven 10 g de NaCl en 250 g de agua.

$$n \text{ NaCl} = (10/58.44) = 0,171 \text{ mol}$$

La masa del disolvente es:

$$250 \text{ g} = 0,250 \text{ kg}$$

Por tanto:

$$m = (0,171/0,250)$$

$$m = 0,684 \text{ mol/kg o } 0,684 \text{ m}$$

La diferencia fundamental respecto a la molaridad es que la molalidad utiliza masa de disolvente, mientras que la molaridad utiliza volumen de solución.

Normalidad

La normalidad N expresa la cantidad de equivalentes químicos por litro de solución:

$$N = \text{equivalentes} / \text{L de solución}$$

El concepto de equivalente depende de la reacción considerada. Por esta razón, la normalidad es una unidad dependiente del contexto químico, especialmente utilizada históricamente en cálculos ácido-base, redox y algunas aplicaciones analíticas.

Para un ácido, por ejemplo, el factor de equivalencia depende del número de protones que participan efectivamente en la reacción considerada.

Ejemplo

Para HCl, cuya masa molar es aproximadamente:

$$36,46 \text{ g/mol}$$

y cuyo factor de equivalencia es 1 en una neutralización ácido-base:

$$1 \text{ equivalente} = 36,46 \text{ g}$$

Por tanto, una solución que contenga 36,46 g de HCl por litro tendrá, bajo esta reacción: 1N

Actividades de aplicación y análisis

1. Análisis de una solución en un contexto agrícola

Una solución acuosa utilizada en un sistema agrícola contiene una determinada cantidad de una sal soluble y presenta un valor de pH conocido.

A partir de la información proporcionada por el docente:

- Identifique el soluto y el disolvente.
- Determine si la sustancia disuelta corresponde a un electrolito o no electrolito y explique su relación con la conductividad eléctrica.
- Calcule la concentración de la solución utilizando la unidad indicada: porcentaje masa/masa, porcentaje masa/volumen, ppm, molaridad o molalidad.
- Interprete el valor de pH e indique si el medio es ácido, neutro o básico.
- Explique cómo el pH puede influir en la disponibilidad de nutrientes en el suelo.
- Analice cómo la temperatura, la presión y la presencia de otras especies químicas pueden afectar la solubilidad.
- Justifique qué condiciones químicas deberían mantenerse para favorecer la disponibilidad de los nutrientes.

2. Comparación de unidades de concentración

Una solución contiene una cantidad conocida de soluto y un volumen determinado.

Determine su concentración mediante dos unidades diferentes, por ejemplo:

porcentaje masa/volumen y molaridad;

ppm y molaridad;

molaridad y molalidad.

Compare los resultados y explique por qué las diferentes unidades describen el mismo sistema químico desde perspectivas cuantitativas distintas.

3. Análisis del efecto del pH

Considere tres soluciones con valores de pH de 3, 6 y 9.

- a) Clasifique cada solución como ácida, neutra o básica.
- b) Determine cuál presenta mayor actividad de iones hidronio.
- c) Compare cualitativamente la acidez de las soluciones.
- d) Explique por qué una diferencia de una unidad de pH representa un cambio aproximado de diez veces en la actividad del ion hidronio, bajo condiciones comparables.
- e) Relacione estos resultados con la importancia del pH en los sistemas agrícolas.

4. Solubilidad y condiciones del sistema

Una sustancia presenta una solubilidad determinada en agua a 25 °C.

Analice cómo podría modificarse su comportamiento al:

- a) aumentar la temperatura;
- b) disminuir el tamaño de partícula;
- c) agitar la solución;
- d) modificar la presión, cuando se trate de un gas;
- e) incorporar otra especie química que produzca un ion común.

Diferencie entre los factores que afectan la velocidad de disolución y aquellos que pueden modificar la solubilidad de equilibrio.

5. Análisis de una situación ambiental

En una muestra de agua se determina la presencia de un contaminante en una concentración expresada en ppm.

- a) Explique qué representa la unidad ppm.
- b) Convierta la concentración a mg/L cuando sea válida la aproximación para una solución acuosa diluida.
- c) Analice la importancia de expresar correctamente las unidades de concentración en el análisis ambiental.
- d) Explique cómo el pH del medio podría influir en la forma química, movilidad o disponibilidad de determinadas sustancias.

CAPITULO 04

PROPIEDADES FÍSICAS Y ENERGÉTICAS DE LOS SISTEMAS QUÍMICOS

Propiedades físicas y energéticas de los sistemas químicos

Objetivo

Analizar los principios que describen el comportamiento de sistemas químicos y físicos, relacionando las propiedades coligativas, el comportamiento de los gases, el equilibrio químico, la cinética y los cambios energéticos de las reacciones, mediante modelos, leyes y relaciones cuantitativas aplicables a diferentes procesos químicos.

4.1. Propiedades coligativas

Las propiedades coligativas son propiedades de las soluciones que dependen principalmente del número de partículas de soluto presentes en relación con la cantidad de disolvente, y no de la naturaleza química específica de dichas partículas, siempre que se cumplan las condiciones necesarias para aplicar las aproximaciones correspondientes.

Estas propiedades se originan porque la presencia de un soluto modifica determinadas propiedades del disolvente, particularmente aquellas relacionadas con los cambios de fase y el equilibrio entre las fases líquidos y gaseosos.

Las principales propiedades coligativas son:

- Descenso de la presión de vapor;
- Elevación del punto de ebullición;
- Descenso del punto de congelación;
- Presión osmótica.

En soluciones de electrolitos, el número efectivo de partículas puede ser mayor que el número de unidades fórmula inicialmente disueltas debido a la disociación en iones. Por esta razón, en las expresiones de las propiedades coligativas se incorpora el factor de van't Hoff, i .

4.1.1. Descenso de la presión de vapor

Cuando se incorpora un soluto no volátil a un disolvente, disminuye la fracción de partículas del disolvente que puede escapar hacia la fase gaseosa. Como consecuencia, la presión de vapor de la solución es menor que la del disolvente puro. Para una solución ideal que contiene un soluto no volátil, este comportamiento se describe mediante la ley de Raoult:

$$P_A = X_A P_A^0$$

donde:

- P_A : presión parcial del disolvente sobre la solución;
- X_A : fracción molar del disolvente;
- P_A^0 : presión de vapor del disolvente puro.

Como $X_A < 1$ cuando existe soluto, se cumple que: $P_A < P_A^0$

La disminución de la presión de vapor puede expresarse también mediante:

$$\Delta P = P_A^0 - P_A$$

y, para una solución ideal con soluto no volátil: $\Delta P = X_B P_A^0$

donde X_B representa la fracción molar del soluto.

Ejemplo: Una solución acuosa contiene un soluto no volátil. Si la presión de vapor del agua pura a determinada temperatura es de 23,8 mmHg y la fracción molar del agua en la solución es 0,95, la presión de vapor de la solución será:

$$P_A = X_A P_A^0$$

$$P_A = (0,95)(23,8)$$

$$P_A = 22,61 \text{ mmHg}$$

Por tanto, la presencia del soluto reduce la presión de vapor del agua de 23,8 a aproximadamente 22,61 mmHg.

4.1.2. Elevación del punto de ebullición

El punto de ebullición de un líquido corresponde a la temperatura a la cual su presión de vapor se iguala a la presión externa.

Cuando se disuelve un soluto no volátil, la presión de vapor de la solución disminuye. Por ello, es necesario aumentar la temperatura hasta alcanzar nuevamente la presión externa. Como consecuencia, el punto de ebullición de la solución es mayor que el del disolvente puro.

La elevación del punto de ebullición se expresa mediante:

$$\Delta T_b = i K_b m$$

donde:

- ΔT_b : elevación del punto de ebullición;
- i : factor de van't Hoff;
- K_b : constante ebulloscópica del disolvente;
- m : molalidad del soluto.

El punto de ebullición de la solución puede determinarse mediante:

$$T_b = T_b^0 + \Delta T_b$$

donde T_b^0 es el punto de ebullición del disolvente puro.

Ejemplo: Para una solución acuosa de un soluto no electrolito con:
 $m = 0,50 \text{ mol/kg}$

y considerando para el agua: $K_b = 0,512 \text{ } ^\circ\text{C kg/mol}$

Como el soluto no se disocia: $i = 1$

Entonces:

$$\Delta T_b = (1)(0,512)(0,50)$$

$$\Delta T_b = 0,256 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Por tanto, el agua, cuyo punto de ebullición normal es aproximadamente 100,00 °C, hervirá en estas condiciones a:

$$T_b = 100,00 + 0,256$$

$$T_b = 100,256 \text{ } ^\circ\text{C}$$

4.1.3. Descenso del punto de congelación o descenso crioscópico

El descenso del punto de congelación ocurre cuando la presencia de un soluto provoca que una solución congele a una temperatura inferior a la del disolvente puro. La relación cuantitativa se expresa mediante: $\Delta T_f = i K_f m$

donde:

- ΔT_f : descenso del punto de congelación;
- i : factor de van't Hoff;
- K_f : constante crioscópica del disolvente;
- m : molalidad del soluto.

El punto de congelación de la solución se determina mediante:

$$T_f = T_f^0 - \Delta T_f$$

Donde T_f^0 corresponde al punto de congelación del disolvente puro.

Ejemplo: Una solución acuosa contiene un soluto no electrolito con una molalidad de: $m = 0,50 \text{ mol/kg}$

Para el agua: $K_f = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C kg/mol}$

Como el soluto no se disocia: $i = 1$

Entonces: $\Delta T_f = (1)(1,86)(0,50) \Delta T_f = 0,93 \text{ } ^\circ\text{C}$

Como el agua pura congela aproximadamente a $0 \text{ } ^\circ\text{C}$:

$$T_f = 0 - 0,93$$

$$T_f = -0,93 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Por tanto, la solución presenta un punto de congelación inferior al del agua pura.

Aplicación: Este fenómeno es importante en la formulación de soluciones utilizadas para controlar la congelación y en procesos donde se requiere modificar las temperaturas de cambio de fase de una solución.

4.1.4. Presión osmótica

La ósmosis es el movimiento neto del disolvente a través de una membrana semipermeable desde una región de menor concentración efectiva de soluto hacia otra de mayor concentración efectiva de soluto. La presión osmótica π es la presión mínima que debe aplicarse para detener este flujo neto de disolvente.

Para soluciones diluidas, la presión osmótica puede aproximarse mediante la ecuación de van't Hoff:

$$\pi = iMRT$$

Donde:

- π : presión osmótica;
- i : factor de van't Hoff;
- M : concentración molar del soluto;
- R : constante de los gases;
- T : temperatura absoluta en kelvin.

La expresión muestra que la presión osmótica aumenta con la concentración efectiva de partículas y con la temperatura absoluta.

Ejemplo: Una solución acuosa de un soluto no electrolito presenta:

$$M = 0,10 \text{ mol/L}$$

$$a: T = 298 \text{ }^{\circ}\text{K}$$

Para un no electrolito: $i = 1$

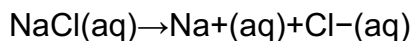
$$\text{Utilizando: } R = 0,08206 \text{ Latm mol}^{-1} \text{K}^{-1}$$

$$\text{Se obtiene: } \pi = (1)(0,10)(0,08206)(298) \pi \approx 2,45 \text{ atm}$$

Por tanto, la presión osmótica de la solución es aproximadamente 2,45 atm.

Importancia del factor de Van't Hoff

En los electrolitos, el número de partículas presentes en solución puede aumentar debido a la disociación. Por ejemplo:



Idealmente, una unidad fórmula de NaCl produce dos partículas en solución, por lo que el factor de van't Hoff se aproxima a: $i \approx 2$

En sistemas reales, el valor efectivo puede diferir del valor ideal debido a las interacciones entre los iones.

Por ello, las propiedades coligativas dependen del número efectivo de partículas presentes en la solución, más que simplemente de la cantidad de sustancia añadida.

Tabla 16

Resumen de las propiedades coligativas

Propiedad	Expresión	Efecto del soluto
Descenso de la presión de vapor	$P_A = X_A P_A^0$	Disminuye la presión de vapor
Elevación del punto de ebullición	$\Delta T_b = i K_b m$	Aumenta T_b
Descenso del punto de congelación	$\Delta T_f = i K_f m$	Disminuye T_f
Presión osmótica	$\pi = i M R T$	Aumenta con la concentración efectiva

Nota: Autores (2026).

Observación: Las ecuaciones anteriores corresponden a las aproximaciones utilizadas para soluciones diluidas e ideales o suficientemente próximas al comportamiento ideal. En soluciones concentradas o con interacciones significativas entre las especies, deben emplearse modelos más rigurosos basados en actividades.

4.2. Estado gaseoso y leyes de los gases

Los gases se caracterizan por presentar partículas separadas por distancias relativamente grandes y un movimiento continuo.

Su comportamiento macroscópico puede describirse mediante variables como:

- Presión;
- Volumen;

- Temperatura;
- Cantidad de sustancia.

Las relaciones entre estas variables dieron origen a las leyes experimentales que constituyen la base de la descripción matemática de los gases.

4.2.1.Ley de Boyle-Mariotte (proceso isotérmico)

Enunciado: La ley de Boyle-Mariotte establece que, a temperatura constante, el volumen de una masa fija de gas es inversamente proporcional a su presión. En otras palabras, si la presión aumenta, el volumen disminuye; y si la presión disminuye, el volumen aumenta, siempre que la temperatura no cambie.

Matemáticamente: $P \times V = k$

Donde:

P: Presión del gas

V: Volumen del gas

K: Constante para una cantidad fija de gas

Para dos estados diferentes del mismo gas:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Analogía cotidiana: Imagina una jeringa con aire: Si empujas el émbolo, comprimes el aire: la presión aumenta y el volumen disminuye. Si tiras del émbolo, dejas que el aire se expanda: la presión baja y el volumen aumenta. Este comportamiento es exactamente lo que describe la Ley de Boyle-Mariotte.

Ejemplo_práctico: Un gas ocupa 4 L a 1 atm. Si se aumenta la presión a 2 atm, sin cambiar la temperatura, su nuevo volumen será:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$(1 \text{ atm}) (4 \text{ L}) = (2 \text{ atm}) (V_2)$$

$$V_2 = 2\text{L}$$

El volumen se reduce a la mitad porque la presión se duplicó.

Aplicaciones:

- Respiración pulmonar: al inhalar, la presión interna disminuye y el aire entra a los pulmones.
- Bombas de vacío y compresores industriales.
- Envases presurizados (como aerosoles).

4.2.2.Ley de charles i y ii (proceso isobárico)

Enunciado: La Ley de Charles establece que, a presión constante, el volumen de una masa fija de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta (en Kelvin).

Matemáticamente:

$$V \propto T \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Donde:

V = Volumen del gas (L)

T = Temperatura absoluta (⁰K)

Los subíndices 1 y 2 corresponden a los estados inicial y final.

Esta ley es válida únicamente si la presión y la cantidad de gas permanecen constantes.

Ley de Charles I: Relación Volumen-Temperatura

Si un gas se calienta manteniendo la presión constante, sus partículas aumentan su energía cinética y se mueven más rápido, e incrementa el volumen que ocupa.

Ejemplo: Un globo con 2,0 L de aire a 300 ⁰K se calienta hasta 360 ⁰K manteniendo la presión constante. ¿Cuál será su nuevo volumen?

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

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

$$V_2 = 2,0 \text{ L} \times \frac{360 \text{ K}}{300 \text{ K}} = 2,4 \text{ L}$$

El volumen del globo aumenta debido al incremento de temperatura.

Ley de Charles II:

Volumen a temperatura nula

Si se representa gráficamente el volumen frente a la temperatura, la extrapolación de la recta hasta volumen cero predice un valor cercano a $-273,15^\circ\text{C}$, conocido como cero absoluto. En este punto, la energía cinética de las partículas sería prácticamente nula.

Fórmula generalizada: $V = k \cdot T$

donde k es una constante de proporcionalidad que depende de la cantidad de gas y la presión.

Analogía cotidiana: Imagina una masa de pan en el horno: a medida que aumenta la temperatura, el aire atrapado en la masa se expande, haciendo que el pan crezca. Esto ilustra cómo el volumen de un gas aumenta con la temperatura si no se cambia la presión

Aplicaciones de la Ley de Charles:

- Diseño de globos aerostáticos y neumáticos.
- Cálculo de la dilatación de gases en sistemas de ventilación.
- Predicción de cambios volumétricos en recipientes cerrados sujetos a cambios de temperatura.

4.2.3.Ley de Gay-Lussac (proceso isocórico)

Enunciado: La Ley de Gay-Lussac establece que, a volumen constante, la presión de una masa fija de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta (en Kelvin).

Matemáticamente:

$$P \propto T \Rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Donde:

- P = presión del gas (atm, Pa, mmHg)
- T = temperatura absoluta (°K)
- Los subíndices 1 y 2 indican los estados inicial y final.

La ley solo se cumple si el volumen y la cantidad de gas permanecen constantes.

Explicación: Cuando un gas se calienta sin que su volumen varíe, las partículas se mueven con mayor velocidad y chocan más frecuentemente contra las paredes del recipiente, incrementando así la presión interna.

Ejemplo: Un cilindro rígido contiene un gas a 1,0 atm y 300 °K. Si la temperatura aumenta hasta 450 °K, ¿cuál será la nueva presión?

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

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

$$P_2 = 1,0 \text{ atm} \times \frac{450 \text{ K}}{300 \text{ K}} = 1,5 \text{ atm}$$

La presión aumenta debido al incremento de temperatura, manteniendo el volumen constante.

Analogía cotidiana: Imagina una olla de presión: al calentarla, el volumen del recipiente no cambia, pero la presión interna aumenta rápidamente debido a que las moléculas del gas (vapor de agua) chocan con mayor frecuencia y fuerza contra las paredes.

Aplicaciones de la Ley de Gay-Lussac:

- Diseño de recipientes presurizados como extintores y tanques de gas.
- Seguridad en la industria de transporte de gases.
- Explicación del funcionamiento de ollas de presión y autoclaves.

- Predicción del comportamiento de gases en sistemas cerrados.

4.2.4. Ley combinada de los gases

Enunciado: La Ley Combinada de los Gases une en una sola ecuación las leyes de Boyle-Mariotte, Charles y Gay-Lussac. Esta ley establece que, para una masa fija de gas, el cociente entre el producto de la presión y el volumen, dividido por la temperatura absoluta, permanece constante:

$$\frac{PV}{T} = \text{constante}$$

O bien, para dos estados del mismo gas:

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

Donde:

P = presión del gas (atm, Pa, mmHg)

V = volumen del gas (L)

T = temperatura absoluta (⁰K)

Los subíndices 1 y 2 representan los estados inicial y final del gas.

Explicación: Esta ley es especialmente útil cuando varias variables (presión, volumen y temperatura) cambian simultáneamente, permitiendo calcular el nuevo estado del gas sin necesidad de aplicar cada ley por separado.

Ejemplo: Un gas ocupa un volumen de 3,0 L a 1,0 atm y 300 ⁰K. Se comprime hasta un volumen de 2,0 L y se calienta a 400 ⁰K. ¿Cuál será su nueva presión?

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

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

$$P_2 = \frac{(1,0 \text{ atm})(3,0 \text{ L})(400 \text{ K})}{(300 \text{ K})(2,0 \text{ L})}$$

La presión del gas se duplica debido a la disminución del volumen y al aumento de temperatura.

Analogía cotidiana: Imagina un globo inflado dentro de un auto: si el vehículo sube a una montaña (disminuye la presión exterior) y al mismo tiempo el clima se enfría, el globo cambia de volumen. Este comportamiento combina los efectos de las tres leyes de los gases en una sola relación.

Aplicaciones de la Ley Combinada:

- Cálculo de condiciones de gases en procesos industriales.
- Ajustes en sistemas de almacenamiento de gases.
- Estimación de cambios de presión y volumen en recipientes cerrados cuando varía la temperatura.
- Diseño de sistemas de seguridad para recipientes presurizados.

4.2.5. Ecuación general de los gases (ecuación de estado)

Enunciado: La ecuación general de los gases, también llamada Ecuación de Estado de los Gases Ideales, integra en una sola expresión el comportamiento de presión, volumen, temperatura y cantidad de gas:

$$P V = n R T$$

Donde:

P = presión del gas (atm, Pa)

V = volumen del gas (L)

n = cantidad de sustancia (mol)

R = constante universal de los gases = 0,082 atm·L/mol·°K o 8,314 J/mol·°K

T = temperatura absoluta (°K)

Explicación: La ecuación muestra que, para una cantidad fija de gas, la presión, el volumen y la temperatura están relacionadas. Si una de ellas cambia, las otras se ajustan para mantener el equilibrio.

Ejemplo: Calcular el volumen que ocuparán 2,0 moles de un gas ideal a 1,5 atm y 350 °K.

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{(2,0\text{mol})(0,082\text{atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K})(350\text{K})}{1,5\text{atm}}$$

El gas ocupará un volumen de aproximadamente 38,3 L.

Analogía cotidiana: Imagina una jeringa: si se tapa la boquilla (volumen constante) y se tira del émbolo para aumentar el volumen, la presión disminuye. Si, en cambio, se calienta el gas dentro de la jeringa, la presión aumentará, ilustrando cómo todas las variables de la ecuación general interactúan.

Aplicaciones de la Ecuación General:

- Diseño de tanques y sistemas de almacenamiento de gases.
- Predicción del comportamiento de gases en procesos industriales.
- Cálculo de volúmenes en reacciones químicas en fase gaseosa.
- Meteorología y estudios atmosféricos.

4.2.6.Ley de Dalton

Enunciado: La ley de Dalton establece que, en una mezcla de gases no reactivos, la presión total ejercida sobre las paredes del recipiente es igual a la suma de las presiones parciales que cada gas ejercería si estuviera solo en el mismo volumen a la misma temperatura.

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

Donde:

P_{total} : Presión total del sistema gaseoso.

P_i : Presión parcial del gas

Presión Parcial: Es la presión que un gas de la mezcla ejercería si ocupase por sí solo el volumen total del recipiente, manteniendo la temperatura constante.

Fracción molar y presión parcial: La fracción molar (X_i) de un gas se define como el cociente entre el número de moles del gas y el número total de moles de la mezcla.

$$X_i = \frac{n_i}{n_{total}} \text{ y } P_i = X_i \cdot P_{total}$$

Ejemplo: Se mezclan 2 moles de oxígeno (O_2) y 3 moles de nitrógeno (N_2) en un recipiente cerrado a una presión total de 5 atm. ¿Cuál es la presión parcial de cada gas?

$$n_{total} = 2 + 3 = 5 \text{ mol}$$

$$X_{O_2} = \frac{2}{5} = 0,4 \Rightarrow P_{O_2} = 0,4 \cdot 5 = 2,0 \text{ atm}$$

$$X_{N_2} = \frac{3}{5} = 0,6 \Rightarrow P_{N_2} = 0,6 \cdot 5 = 3,0 \text{ atm}$$

Aplicaciones:

- Cálculos en reacciones gaseosas.
- Determinación de presiones parciales en fisiología respiratoria (por ejemplo, oxígeno y dióxido de carbono en sangre).
- Preparación de mezclas gaseosas industriales (soldaduras, atmósferas controladas, etc.).

4.3. Equilibrio químico

Un sistema químico se encuentra en equilibrio dinámico cuando las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales.

Para una reacción general: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

la constante de equilibrio puede expresarse, para un sistema homogéneo ideal, como: $K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$

La constante de equilibrio permite describir cuantitativamente la composición relativa del sistema en equilibrio. Es importante señalar que el equilibrio no

significa que la reacción se haya detenido. Los procesos directo e inverso continúan ocurriendo, pero a velocidades iguales.

4.3.1. Principio De Le Chatelier

Cuando un sistema que se encuentra en equilibrio experimenta una perturbación, el sistema responde de manera que tiende a contrarrestar dicha perturbación (Brown et al., 2018; Chang & Goldsby, 2016).

Los principales factores que pueden modificar la posición de equilibrio son:

- Concentración;
- Presión o volumen en sistemas gaseosos;
- Temperatura. (atkins & de paula, 2014; brown et al., 2018).

Los catalizadores no desplazan el equilibrio. Su función consiste en acelerar tanto la reacción directa como la inversa, permitiendo alcanzar el equilibrio con mayor rapidez. (Atkins & de Paula, 2014).

Se trata de una herramienta predictiva que permite saber hacia qué lado (productos o reactivos) se desplazará una reacción ante un cambio externo. (Chang & Goldsby, 2016).

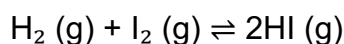
Ejemplo aplicado: Reacción: $\text{N}_2 (\text{g}) + 3\text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{g}) + \text{Calor}$

En este sistema:

- Aumento de la presión: Favorece la formación de NH_3 , porque el lado de los productos presenta menor número de moles gaseosos.
- Aumento de la temperatura: favorece la reacción inversa, debido a que la formación de NH_3 es exotérmica.
- Aumento de la concentración de H_2 : Favorece el desplazamiento del equilibrio hacia la formación de NH_3 . (Brown et al., 2018; Chang & Goldsby, 2016).

Este principio constituye una herramienta cualitativa para predecir cómo responde un sistema químico ante determinadas perturbaciones. (Atkins & de Paula, 2014).

Cálculo de K_c : Considérese la reacción:



y las siguientes concentraciones en equilibrio:

$$- [\text{H}_2] = 0,10 \text{ M}$$

$$- [\text{I}_2] = 0,10 \text{ M}$$

$$- [\text{HI}] = 0,40 \text{ M}$$

La expresión de la constante de equilibrio en términos de concentración se obtiene a partir de la estequiometría de la reacción (Brown et al., 2018):

$$K_c = [\text{HI}]^2 / ([\text{H}_2][\text{I}_2]) = (0,40)^2 / (0,10 \times 0,10) = 0,16 / 0,01 = 16$$

El valor de K_c proporciona información sobre la composición relativa del sistema en equilibrio (Chang & Goldsby, 2016).

4.3.2. Equilibrio en soluciones

El equilibrio químico también se presenta en soluciones acuosas y constituye la base para interpretar numerosos procesos químicos. Entre los principales sistemas de equilibrio se encuentran:

- Ionización de ácidos débiles;
- Ionización de bases débiles;
- Equilibrio de solubilidad;
- Formación de complejos;
- Sistemas ácido-base (brown et al., 2018; harris, 2020).

Estos equilibrios permiten relacionar conceptos desarrollados en el capítulo anterior, como pH, concentración y solubilidad, con el comportamiento dinámico de las especies químicas en solución (Harris, 2020).

4.4. Cinética química

4.4.1. Velocidad de reacción

La cinética química estudia la velocidad con la que ocurren las reacciones químicas y los factores que afectan dicha velocidad (Atkins & de Paula, 2014; Brown et al., 2018).

Para una reacción general: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

La velocidad puede expresarse en función de la variación de concentración de reactivos o productos con respecto al tiempo (Atkins & de Paula, 2014).

Para una reacción general, la velocidad puede expresarse como:

$v = -1/a \left(\Delta[A] / \Delta t \right) = -1/b \left(\Delta[B] / \Delta t \right) = 1/c \left(\Delta[C] / \Delta t \right) = 1/d \left(\Delta[D] / \Delta t \right)$ (Brown et al., 2018).

Los signos negativos se utilizan para los reactivos porque sus concentraciones disminuyen durante la reacción, mientras que para los productos se utiliza el signo positivo porque sus concentraciones aumentan.

La unidad habitual de velocidad de reacción es:

$\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$ (Atkins & de Paula, 2014).

Los principales factores que pueden modificar la velocidad de reacción son:

- Concentración;
- Temperatura;
- Naturaleza de los reactivos;
- Superficie de contacto;
- Presión, en sistemas gaseosos;
- Catalizadores (brown et al., 2018; chang & goldsby, 2016).

Concepto de velocidad de reacción y factores que la afectan

La velocidad de reacción es una medida de la rapidez con la que los reactivos se transforman en productos durante una reacción química. Se expresa

generalmente como el cambio en la concentración de un reactivo o producto por unidad de tiempo ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$) (Atkins & de Paula, 2014).

Matemáticamente, puede escribirse como:

$$V = \frac{-\Delta[\text{Reactivo}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{Producto}]}{\Delta t}$$

Donde:

- $\Delta[\text{Reactivo}]$ o $\Delta[\text{Producto}]$ representa el cambio en concentración.
- Δt representa el intervalo de tiempo (Brown et al., 2018).

4.4.2. Factores que afectan la velocidad de reacción:

Concentración de los reactivos

En muchos sistemas, un aumento de la concentración de los reactivos incrementa la frecuencia de colisiones entre las partículas y puede producir un aumento de la velocidad de reacción (Chang & Goldsby, 2016).

Temperatura: Al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética promedio de las partículas. Como consecuencia, una mayor fracción de ellas puede alcanzar la energía necesaria para que ocurran colisiones eficaces (Atkins & de Paula, 2014; Brown et al., 2018).

Presión en sistemas gaseosos: En una reacción que involucra gases, un aumento de la presión, a temperatura constante, puede incrementar la concentración de las especies gaseosas y, por tanto, favorecer una mayor frecuencia de colisiones (Chang & Goldsby, 2016).

Superficie de contacto: En reacciones heterogéneas, el aumento del área superficial de un sólido puede incrementar el contacto entre los reactivos y favorecer una mayor velocidad de reacción.

Por ejemplo, un sólido finamente dividido puede reaccionar más rápidamente que el mismo material en una pieza de mayor tamaño, manteniendo constantes las demás condiciones (Brown et al., 2018).

Catalizadores: Son sustancias que modifican la velocidad de una reacción mediante un mecanismo que proporciona una ruta de reacción con menor energía de activación (Atkins & de Paula, 2014).

El catalizador participa en las etapas del mecanismo, pero se regenera al finalizar el ciclo catalítico y no modifica la posición del equilibrio químico (Brown et al., 2018; Atkins & de Paula, 2014).

4.4.3. Teoría de colisiones y energía de activación

La teoría de colisiones es uno de los pilares fundamentales para explicar cómo y por qué ocurren las reacciones químicas. Esta teoría establece que para que una reacción tenga lugar, las partículas (átomos, iones o moléculas) deben chocar entre sí, pero no cualquier choque da lugar a una reacción. Sin embargo, no todas las colisiones producen una reacción. Para que una colisión sea eficaz, deben cumplirse principalmente dos condiciones:

1. Las partículas deben poseer una energía suficiente para superar la barrera energética de la reacción.
2. Las partículas deben presentar una orientación adecuada que permita la reorganización de los enlaces químicos (Brown et al., 2023; Atkins et al., 2022).

Colisiones eficaces y no eficaces: Aquella que posee la energía y orientación adecuadas para producir la transformación de los reactivos en productos.

Una colisión no eficaz no conduce a la reacción porque las partículas no poseen suficiente energía o no presentan una orientación favorable (OpenStax, 2022).

Energía de activación (E_a): Es la energía mínima que deben alcanzar los reactivos para que pueda ocurrir la transformación química. Puede considerarse como una barrera energética que debe superarse durante el proceso de reacción.

De manera simplificada:

Reactivos → Estado de transición → Productos

La energía de activación corresponde a la diferencia energética entre los reactivos y el estado de transición:

$$E_a = E_{\text{estado de transición}} - E_{\text{reactivos}}$$

Una reacción con una energía de activación elevada requiere, en general, una mayor proporción de partículas con energía suficiente para reaccionar. Los catalizadores proporcionan una ruta alternativa de reacción con una energía de activación menor, aumentando la velocidad de reacción sin modificar la composición del equilibrio (Atkins et al., 2022; Brown et al., 2023).

4.4.4. Complejo activado o estado de transición

Es una estructura inestable y de vida muy corta, en la que los enlaces viejos están parcialmente rotos y los nuevos parcialmente formados. Representa el punto de mayor energía del proceso. Visualmente, en un gráfico de energía potencial vs. coordenada de reacción, el complejo activado se representa en el pico máximo de la curva (McMurry, 2023).

Factores que afectan la frecuencia y eficacia de las colisiones

1. **Temperatura:** A mayor temperatura, mayor energía cinética promedio. Esto implica más colisiones por segundo y más partículas capaces de superar E_a .
2. **Concentración de reactivos:** Al aumentar la concentración, se incrementa el número de colisiones por unidad de tiempo.
3. **Superficie de contacto:** En reacciones heterogéneas, una mayor área expuesta permite mayor interacción entre fases.
4. **Presión (en gases):** Un aumento en la presión incrementa la densidad molecular, lo que favorece las colisiones.
5. **Catalizadores:** Sustancias que proporcionan un camino alternativo con menor energía de activación, sin consumirse en el proceso. Permiten que un mayor número de moléculas logren la transformación química. (Brown et al., 2023; OpenStax, 2022).

4.4.5. Distribución de Maxwell-Boltzmann y fracción de partículas reactivas

La distribución de Maxwell-Boltzmann describe cómo se distribuyen las energías cinéticas de las moléculas de un gas a una temperatura dada. Solo una fracción de las moléculas tiene suficiente energía para reaccionar. Cuando se eleva la temperatura, la distribución se desplaza y aumenta la fracción de moléculas con “energía $\geq E_a$ ” lo que explica por qué las reacciones químicas se aceleran con el calor (Atkins et al., 2022; Chang & Goldsby, 2016).

4.4.6. Importancia práctica en química e ingeniería

- El diseño de reactores químicos debe considerar la energía de activación y la orientación de las moléculas.
- En bioquímica, muchas reacciones sólo son viables gracias a enzimas (biocatalizadores) que disminuyen drásticamente E_a .
- En procesos industriales, el control de temperatura y el uso de catalizadores optimizan la eficiencia energética y la productividad (Fogler, 2021; Atkins et al., 2022).

4.5. Noción de Termodinámica y Termoquímica

4.5.1. Sistema, entorno y frontera

La termodinámica estudia las relaciones entre energía, trabajo, calor y las propiedades macroscópicas de los sistemas. La termoquímica se ocupa específicamente de los cambios de energía asociados con procesos físicos y reacciones químicas.

Para analizar un proceso es necesario distinguir:

- Sistema: Parte del universo que se estudia;
- Entorno: Todo aquello que rodea al sistema;
- Frontera: Límite que separa sistema y entorno. (Atkins & de Paula, 2018; Çengel & Boles, 2019).

4.5.2. Clasificación de los sistemas termodinámicos

Para estudiar un proceso termodinámico es necesario establecer qué parte de la realidad será objeto de análisis. Esta porción seleccionada se denomina sistema, mientras que todo aquello que se encuentra fuera de sus límites constituye el entorno. De acuerdo con la posibilidad de intercambiar materia y energía con el entorno, los sistemas termodinámicos se clasifican en abiertos, cerrados y aislados (Çengel & Boles, 2019).

Sistema abierto: Un sistema abierto puede intercambiar materia y energía con el entorno. Por ejemplo, una corriente de agua que circula por una tubería puede recibir o transferir calor y, al mismo tiempo, intercambiar materia a través de sus límites. Este tipo de sistema es frecuente en procesos industriales, ambientales y biológicos, donde existe un flujo continuo de sustancias y energía (Çengel & Boles, 2019).

Ejemplos: una caldera con alimentación continua, un reactor químico con entrada y salida de materia y los seres vivos.

Sistema cerrado: Un sistema cerrado puede intercambiar energía, en forma de calor o trabajo, con el entorno, pero no permite el intercambio de materia a través de sus límites.

Un ejemplo sencillo es un recipiente herméticamente cerrado que contiene un gas. Si el recipiente puede transferir calor con el exterior, la energía del sistema puede cambiar, aunque la cantidad de materia permanezca constante.

Ejemplos: un gas contenido en un cilindro cerrado, una botella sellada que se calienta y determinados reactores por lotes. (Atkins & de Paula, 2018).

Sistema aislado

Un sistema aislado idealmente no intercambia ni materia ni energía con el entorno. En estas condiciones, la cantidad de materia y la energía total del sistema permanecen constantes. En la práctica, un aislamiento perfecto es difícil de alcanzar. Por ello, los sistemas aislados constituyen principalmente un modelo ideal que permite analizar determinados procesos y establecer aproximaciones termodinámicas.

Ejemplo: un recipiente térmico idealmente aislado. (Çengel & Boles, 2019).

4.5.3. Variables termodinámicas

Las principales variables que describen un sistema termodinámico son:

- Presión (P): Fuerza ejercida por unidad de área. En sistemas gaseosos, es crucial para entender la energía contenida.
- Volumen (V): Espacio que ocupa el sistema.
- Temperatura (T): Relacionada con la energía cinética promedio de las partículas.
- Energía interna (U): Suma de todas las energías (cinética y potencial) de las partículas del sistema.
- Entalpía (H): Función de estado definida como la suma de la energía interna y el producto de la presión por el volumen del sistema.

$$H = U + P \cdot V$$

4.5.4. Primer principio de la termodinámica

El primer principio establece la ley de conservación de la energía: “La energía no se crea ni se destruye, solo se transforma”.

$$\Delta U = q + w$$

Donde:

ΔU : cambio en la energía interna del sistema.

q: calor intercambiado (positivo si entra al sistema).

w: trabajo realizado (positivo si se hace sobre el sistema).

Con la convención de signos utilizada en química:

- $q > 0$: el sistema absorbe calor.
- $q < 0$: el sistema libera calor.
- $w > 0$: se realiza trabajo sobre el sistema.
- $w < 0$: el sistema realiza trabajo sobre el entorno.

Esta expresión permite establecer un balance energético del sistema. (Atkins & de Paula, 2018; Brown et al., 2023).

4.5.5. Calor y trabajo

El calor es energía transferida entre el sistema y el entorno como consecuencia de una diferencia de temperatura. El trabajo corresponde a una transferencia de energía asociada a una fuerza que actúa a través de una distancia.

En los procesos químicos, una forma frecuente es el trabajo de expansión o compresión de un gas: $w = -P_{\text{ext}} \Delta V$

Donde P_{ext} representa la presión externa y ΔV el cambio de volumen.

Cuando un gas se expande, $\Delta V > 0$ y, por tanto, $w < 0$: el sistema realiza trabajo sobre el entorno. (Atkins & de Paula, 2018).

4.5.6. Entalpía

La entalpía es una función de estado definida por:

$$H = U + PV$$

En muchos procesos químicos realizados a presión constante, el cambio de entalpía se relaciona directamente con el calor transferido:

$$Q_p = \Delta H$$

Por ello, la entalpía constituye una magnitud especialmente útil para describir los cambios energéticos de las reacciones químicas.

Cuando: $\Delta H < 0$

El proceso es exotérmico, ya que libera calor al entorno.

Cuando: $\Delta H > 0$

El proceso es endotérmico, porque absorbe calor del entorno. (Brown et al., 2023; Atkins & de Paula, 2018).

4.5.7. Entalpía de reacción

La entalpía de reacción ΔH_{rxn} es el cambio de entalpía asociado a una reacción química, medido generalmente a presión constante. Si $\Delta H_{\text{rxn}} < 0$, la reacción es

exotérmica; si $\Delta H_{rxn} > 0$, es endotérmica. El valor de ΔH depende de las cantidades y estados físicos de las sustancias que participan en la reacción. (Brown et al., 2023).

4.5.8. Entalpía de formación

La entalpía estándar de formación (ΔH_f°) es el cambio de entalpía que ocurre cuando se forma un mol de un compuesto a partir de sus elementos en su estado estándar (más estable) a una presión de 1 bar y una temperatura especificada, habitualmente 25 °C (298,15 °K) 1 atm y 25°C (298 °K). Por convenio, la entalpía estándar de formación de un elemento en su estado estándar más estable es:

$$\Delta H_f^\circ = 0$$

Estos valores permiten calcular la entalpía estándar de una reacción mediante:

$$\Delta H_{rxn}^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum n \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

Esta relación constituye una herramienta fundamental para estimar cambios energéticos de reacciones químicas. (Atkins & de Paula, 2018; Brown et al., 2023).

4.5.9. Ley De Hess

La ley de Hess establece que el cambio de entalpía de una reacción depende únicamente de los estados inicial y final del sistema, y no de la cantidad de etapas mediante las cuales se desarrolla el proceso.

Esta propiedad permite determinar la entalpía de una reacción que no puede medirse directamente mediante la combinación algebraica de otras reacciones cuyos cambios de entalpía son conocidos.

Por ejemplo, si una reacción global puede obtenerse sumando varias reacciones intermedias, su cambio de entalpía será:

$$\Delta H_{\text{global}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \dots$$

La ley de Hess constituye una aplicación directa del carácter de función de estado de la entalpía. (Brown et al., 2023).

4.5.10. Ejercicios de aplicación de la primera ley de la termodinámica

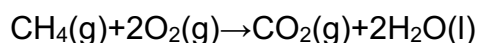
Ejercicio 1: Cálculo de ΔU

Un sistema libera 250 J de calor al entorno y realiza 100 J de trabajo. ¿Cuál es el cambio de energía interna?

$$\Delta U = q + w = (-250 \text{ J}) + (-100 \text{ J}) = -350 \text{ J}$$

Ejercicio 2: Cálculo de ΔH

Se quema 1 mol de metano según la ecuación:



Sabemos que $\Delta H_{\text{rxn}} = -890 \text{ kJ/mol}$. Esto significa que, al quemar 1 mol de metano, se liberan 890 kJ al entorno: la reacción es exotérmica.

4.5.11. Segunda ley de la termodinámica: entropía, energía libre de Gibbs

La segunda ley de la termodinámica establece que, para un proceso espontáneo, la entropía del universo aumenta; en un proceso reversible ideal permanece constante.

4.5.11.1. Entropía (S)

La entropía (S) es una función de estado relacionada con la distribución de la energía y con el número de microestados accesibles de un sistema. (Atkins & de Paula, 2018).

4.5.11.2. Espontaneidad de los procesos

Un proceso espontáneo es aquel que puede ocurrir de manera natural bajo determinadas condiciones, sin que sea necesario mantener una intervención externa para que avance. La espontaneidad indica la tendencia termodinámica de un proceso, pero no determina qué tan rápido ocurre.

Por ejemplo, la transferencia de calor desde un cuerpo caliente hacia uno más frío ocurre espontáneamente.

Sin embargo, que un proceso sea espontáneo no significa necesariamente que sea rápido; algunas transformaciones espontáneas pueden desarrollarse muy lentamente.

A temperatura y presión constantes, la espontaneidad puede evaluarse mediante el cambio de energía libre de Gibbs (ΔG):

- $\Delta G < 0$: el proceso es espontáneo en el sentido considerado.
- $\Delta G > 0$: el proceso no es espontáneo en ese sentido.
- $\Delta G = 0$: el sistema se encuentra en equilibrio.

La espontaneidad depende de las condiciones del sistema y puede cambiar cuando se modifican variables como la temperatura, la presión o la composición.

Es importante diferenciar espontaneidad de velocidad de reacción: La termodinámica indica si un proceso es favorable, mientras que la cinética determina qué tan rápidamente puede ocurrir. (Atkins & de Paula, 2018; Brown et al., 2023).

4.5.11.3. Energía libre de Gibbs

La energía libre de Gibbs (G) es una función termodinámica que permite evaluar la tendencia de un proceso a ocurrir espontáneamente cuando la temperatura y la presión se mantienen constantes.

El cambio de energía libre se expresa mediante:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Donde ΔH representa el cambio de entalpía, ΔS el cambio de entropía y T la temperatura absoluta.

La ecuación muestra que la espontaneidad de un proceso depende tanto de los cambios de energía como de la distribución de la materia y la energía en el sistema. (Atkins & de Paula, 2018).

4.5.11.4. Criterios de espontaneidad y equilibrio

A temperatura y presión constantes, el signo de ΔG permite establecer la tendencia de un proceso:

- $\Delta G < 0$: el proceso es espontáneo en la dirección considerada.
- $\Delta G > 0$: el proceso no es espontáneo en esa dirección.
- $\Delta G = 0$: el sistema se encuentra en equilibrio.

Estos criterios permiten interpretar el comportamiento de una reacción sin necesidad de conocer todos los detalles de su mecanismo.

Es importante recordar que espontaneidad y rapidez son conceptos diferentes. Un proceso puede ser termodinámicamente favorable y, sin embargo, ocurrir lentamente debido a una elevada energía de activación (Atkins & de Paula, 2018; Brown et al., 2023).

4.5.11.5. Aplicación de la energía libre de Gibbs

La energía libre de Gibbs permite analizar procesos químicos y físicos en condiciones reales de operación. Su aplicación es especialmente útil para determinar si una reacción presenta una tendencia favorable bajo determinadas condiciones de temperatura, presión y composición.

Por ejemplo, para una reacción química:

Reactivos $\rightleftharpoons$ Productos

Un valor negativo de ΔG indica una tendencia termodinámica favorable en la dirección considerada mientras que un valor positivo indica que la dirección inversa es la favorable.

En equilibrio: $\Delta G = 0$

Por tanto, el concepto de energía libre de Gibbs proporciona una conexión entre entalpía, entropía, temperatura y equilibrio químico, y constituye una herramienta fundamental para interpretar la dirección de los procesos químicos. (Atkins & de Paula, 2018; Brown et al., 2023).

The background features a light gray, abstract design. It includes several large, organic, bubble-like shapes that overlap each other. In the bottom-left corner, there is a dense, curved pattern of small dots, resembling a halftone or a textured surface. The overall aesthetic is clean and modern.

Referencias Bibliográficas

Referencias Bibliográficas

- American Chemistry Council, (2013) "Year-End 2013 Chemical Industry Situation and Outlook American Chemistry is Back in the Game," Dec. 2013. Disponible: <http://www.americanchemistry.com/Jobs/EconomicStatistics/Year-End-2013-Situation-and-Outlook.pdf>
- Atkins, Peter William, Julio De Paula, James Keeler (2018). Química física de Atkins, Editor Oxford University Press. Edición ilustrada ISBN: 0198769865, 9780198769866. <https://chemistry.com.pk/books/atkins-physical-chemistry-11e/>
https://books.google.com.ec/books/about/Atkins_Physical_Chemistry.html?id=3QpDDwAAQBAJ&redir_esc=y
- Brady, N. C., & Weil, R. R. (2017). *The Nature and Properties of Soils* (15th ed.). Pearson. Naturaleza y propiedades de los suelos, edición global Editor Pearson Education, 2016 ISBN 1292162244, 9781292162249
https://books.google.com.ec/books/about/Naturaleza_y_propiedades_de_los_suelos.html?id=AooytAEACAAJ&redir_esc=y
- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., & Stoltzfus, M. W. (2023). *Chemistry: The Central Science* (15th ed.). Pearson. <https://chemistry.com.pk/books/chemistry-the-central-science-15e/>
- Çengel, Y. A., & Boles, M. A. (2019). *Termodinámica* (9.ª ed.). McGraw-Hill Education. <https://chemistry.com.pk/books/thermodynamics-an-engineering-approach-9e/>
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2016). *Química* (12.ª ed.). McGraw-Hill Education. <https://archive.org/details/libro-de-quimica-raymond-chang-12va-edi/page/n3/mode/2up>
- Domenech. (2022). Química ambiental Qué es y para qué sirve. recuperado Copyright DIMATERIA © 2023 https://books.google.com.ec/books?id=S4bjFOEXRzMC&printsec=frontcover&hl=es&source=gbs_ge_summary_r&cad=0#v=onepage&q&f=false
- Flores-Murillo, C. R., Ochoa-Celi, J. A., Santamaría-Robles, L. B. & Magaly-Elizabeth, P. P. (2025). Fundamento a la química ambiental. Editorial Grupo AEA. <https://doi.org/10.55813/eqaea.l.114>
- Fogler, H. S. (2021). *Elements of Chemical Reaction Engineering* (6th ed.). Pearson. https://madar-ju.com/storage/images/files/file_17385878671A62u.pdf
- García Ordaz, M. I. (2024). Química: su importancia en la humanidad. Ciencia Boletín Científico De La Escuela Preparatoria No. 3, 11(22), 8–12. <https://doi.org/10.29057/prepa3.v11i22.12642>
- G. W. Huber & S. Iborra, A. Corma. (2006). "Synthesis of transportation fuels from biomass: chemistry, catalysts and engineering," Chemical Reviews, vol.106, pp. 4044-4098, URL. Disponible: <http://bit.ly/1OXnujr>

Referencias:

- Harris, D. C. (2020). *Análisis químico cuantitativo* (10.^a ed.). Reverté.
<https://books.google.com.ec/books?id=H-8vZYdL70C&printsec=copyright#v=onepage&q&f=false>
- Haynes, W. M. (Ed.). (2016). *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (97th ed.). CRC Press.
<https://archive.org/details/CRCHandbookOfChemistryAndPhysics97thEdition2016>
- IUPAC. (2019). *Compendium of Chemical Terminology* (Gold Book) (2nd ed.). International Union of Pure and Applied Chemistry.
<https://iupac.org/project/2022-014-1-600/>
- Greenwood, N. N., & Earnshaw, A. (2012). *Chemistry of the Elements* (2nd ed.). Butterworth-Heinemann.
http://lib.ysu.am/disciplines_bk/931545868d143aa17a18c4ad33a7ea3e.pdf
- L. D. Barceló & M. J. López de Alda. "Conta-minación y calidad química del agua: el proble-ma de los contaminantes emergentes" En Panel científico-técnico de seguimiento de la política de aguas. URL. Disponible: <http://www.unizar.es/fnca/varios/panel/15.pdf>. Julio 20 de 2015.
- L. Faba, E. Díaz & S. Ordóñez, (2013)"La biomasa como materia prima para la obtención de com-bustibles líquidos," Ecotimes, revista ambien-tum.com, Junio . Disponible en: <http://bit.ly/1YGhxeV>
- M. C. Roco, C. A. Mirkin & M. C Hersam, (2011)"Na-notechnology research directions for societal needs in 2020: summary of international study," Journal of nanoparticle research, Mar. . URL. Disponible: https://www.nsf.gov/crssprgm/nano/reports/MCR_11-0301_Nanotechnology_Research_Directions_To_2020_JNR13.pdf
- McMurry, J. (2023). *Organic Chemistry* (10th ed.). Cengage Learning.
<https://openstax.org/details/books/organic-chemistry>
- Miessler, G. L., Fischer, P. J., & Tarr, D. A. (2014). *Inorganic Chemistry* (5th ed.). Pearson.
<https://celqusb.wordpress.com/wp-content/uploads/2017/12/inorganic-chemistry-g-l-miessler-2014.pdf>
- Montes-Valencia, N. (2015). La Industria Química: Importancia y Retos. Lámpsakos (14), 72–85. <https://doi.org/10.21501/21454086.1562>
- OpenStax. (2022). *Chemistry* 2e. Rice University.
https://coursehouse.org/coursehouse/open-textbooks?utm_source=google&utm_medium=cpc&utm_campaign=textbook_oc_slides&utm_content=open_textbooks&qad_source=1&qad_campaignid=24022205491&qbraid=0AAAABCQ6F3xsX2t8rQ3zOwY-JOy9BYXSh&qclid=CjwKCAjwtp7VBhBjEiwAJfpV-w3L45yY_mfihig6Yv2BHaxXzv1f9pOpS9PZGQdVxAJevwksAzbtLhoCEgQAvD_BwE
- Petrucci, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2017). *Química general: Principios y aplicaciones modernas* (11.^a ed.). Pearson Educación. <https://ucm.on.worldcat.org/oclc/912463545>

Referencias:

- Timberlake, K. C. (2013). *Química general, orgánica y biológica: Estructura de la vida* (4.^a ed.). Pearson Educación. <https://archive.org/details/libro-de-quimica-cuarta-edicion>
- Villa, X. (2023). *Didáctica de la química: Enfoques e innovación pedagógica*. Editorial Universitaria.
- Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2015). *Chemistry* (9th ed.). Cengage Learning. https://dn790008.ca.archive.org/0/items/chem-7-zumdahl/Zumdahl_Text.pdf

RESUMEN

La química es la ciencia que estudia la composición, estructura, propiedades y transformaciones de la materia y sus relaciones cuantitativas para comprender los cambios que ocurren en los sistemas químicos. Su aprendizaje en las instituciones educativas a nivel nacional conlleva entender la parte teórica y relacionarla con la práctica en ámbitos diversos. En Ecuador, el aprendizaje de la Química General enfrenta múltiples desafíos, especialmente en instituciones de zonas rurales o con recursos limitados, no cuentan con acceso regular a laboratorios bien equipados, ya que la complejidad de conceptos químicos que no es observable de forma directa, dificulta su comprensión. El estudio de la materia implica identificar las propiedades de la composición y estructura de los elementos, analizar información, interpretar datos, establecer relaciones entre variables, para facilitar la comprensión de los fenómenos que rigen las reacciones químicas facilitando la comprensión de fenómenos que rigen las reacciones químicas. La química desempeña un papel fundamental en áreas como la ingeniería, las ciencias ambientales, la salud, la agricultura, la industria y el desarrollo tecnológico, donde el conocimiento de las propiedades y transformaciones de la materia permite diseñar procesos, evaluar materiales, controlar la calidad de productos y analizar el uso sostenible de los recursos.

Palabras Clave: Química, producción, tecnología, composición.

Abstract

Chemistry is the science that studies the composition, structure, properties, and transformations of matter and their quantitative relationships in order to understand the changes that occur in chemical systems. Learning chemistry in educational institutions nationwide involves understanding the theoretical aspects and applying them to practical situations in various fields. In Ecuador, the teaching of general chemistry faces multiple challenges, especially in schools in rural areas or those with limited resources, which lack regular access to well-equipped laboratories; the complexity of chemical concepts—which cannot be directly observed—makes them difficult to understand. Studying this subject involves identifying the properties of the composition and structure of elements, analyzing information, interpreting data, and establishing relationships between variables to facilitate an understanding of the phenomena that govern chemical reactions. Chemistry plays a fundamental role in fields such as engineering, environmental sciences, health, agriculture, industry, and technological development, where knowledge of the properties and transformations of matter enables the design of processes, the evaluation of materials, the control of product quality, and the analysis of the sustainable use of resources.

Keywords: Chemistry, production, technology, composition.

<http://www.editorialgrupo-aea.com>



[Editorial Grupo AeA](#)



[editorialgrupoea](#)



[Editorial Grupo AEA](#)

ISBN: 978-9942-598-22-6



9 789942 598226