GRUPO BLR

FUNDAMENTOS DE QUÍMICA INORGÁNICA

ISBN: 978-9907-852-09-7

Brian Juvenal Mocha Cuenca

2026

FUNDAMENTOS DE QUÍMICA INORGÁNICA

Brian Juvenal Mocha Cuenca

AUTOR



Este libro ha sido debidamente examinado y valorado en la modalidad doble par ciego con fin de garantizar la calidad científica.

©Grupo Editorial BLR
Universidad Técnica de Machala
Riobamba – Ecuador
Correo: publicaciones@grupoblr.com
https://grupoblr.com/libros-investigo
REPOSITORIO



Mocha, B. (2026) Fundamentos de química inorgánica. Grupo Editorial BLR.

© Brian Juvenal Mocha Cuenca

Fundamentos de química inorgánica.

ISBN: 978-9907-852-09-7

El copyright promueve la libertad de expresión, protege la diversidad de ideas y conocimiento, además apoya la libre expresión. Se prohíbe de manera rigurosa la producción o el almacenamiento de esta publicación, ya sea en su totalidad o en parte, está estrictamente prohibido por ley, incluyendo el diseño de la portada, así como su difusión a través de cualquiera de sus medios, ya sean electrónicos, mecánicos, ópticos, de grabación o incluso de fotocopia, sin permiso de los propietarios de los derechos de autor.

FILIACIÓN DEL AUTOR

Brian Juvenal Mocha Cuenca

Universidad Técnica de Machala

Correo Electrónico:bmocha@utmachala.edu.ec

ORCID: https://orcid.org/0000-0002-5989-7516

Fundamentos de Química Inorgánica

Brian Juvenal Mocha Cuenca

19 de marzo de 2026

Índice general

Reseña del Autor **1**

Prefacio **3**

Introducción general **6**

1. Importancia de las ciencias químicas **9**
1.1. Introducción 10
1.2. Definición y origen 11
1.3. Ramas fundamentales de la química . . . 12
1.4. Relación de la química con otras ciencias 13
1.5. Práctica guiada 17
1.6. Problemas resueltos 19
1.7. Enlace con la ciencia 21
1.8. Problemas propuestos 22
1.9. Conclusión del capítulo 23

2. Estructura atómica y tabla periódica **25**
2.1. Introducción 26

2.2. Evolución histórica del modelo atómico . 27
2.3. Modelos atómicos 29
2.4. Configuración electrónica 33
2.4.1. Principios cuánticos de organización 33
2.4.2. Números cuánticos y descripción del electrón 34
2.4.3. Representación gráfica de configuraciones 35
2.4.4. Relación con la reactividad química 36
2.4.5. Configuraciones electrónicas excepcionales 37
2.5. Tabla periódica y periodicidad química . . 38
2.5.1. Propiedades periódicas 39
2.6. Isótopos: definición, clasificación e importancia 41
2.6.1. Definición formal 41
2.6.2. Clasificación de isótopos 42
2.6.3. Importancia de los isótopos . . . 42
2.6.4. Notación isotópica 43
2.7. Práctica guiada 44
2.8. Problemas resueltos 45
2.9. Enlace con la ciencia 48
2.10. Problemas propuestos 49
2.11. Conclusión del capítulo 52

3. Estados de la materia y cambios de estado 53
3.1. Introducción 54

3.2. Estados de la materia 55
3.2.1. Estado sólido 55
3.2.2. Estado líquido 56
3.2.3. Estado gaseoso 56
3.2.4. Plasma 57
3.3. Sistemas coloidales 58
3.4. Cambios de estado de la materia 58
3.5. Cambios físicos y químicos 60
3.6. Práctica guiada 61
3.7. Problemas resueltos 62
3.8. Enlace con la ciencia 66
3.9. Problemas propuestos 67
3.10. Conclusión del capítulo 70

4. Enlaces químicos y fuerzas intermoleculares 72
4.1. Introducción 73
4.2. Representación de Lewis 74
4.3. Electronegatividad 75
4.4. Enlace iónico 77
4.5. Enlaces covalentes 79
4.5.1. Polaridad molecular y geometría . 80
4.6. Fuerzas intermoleculares 81
4.6.1. Fuerzas dipolo-dipolo 82
4.6.2. Fuerzas ión-dipolo 82
4.6.3. Fuerzas de dispersión de London . 83
4.6.4. Puente de hidrógeno 84
4.7. Práctica guiada 85

4.8. Problemas resueltos 86
4.9. Enlace con la ciencia 89
4.10. Problemas propuestos 90
4.11. Conclusión del capítulo 93

5. Mezclas y combinaciones **94**
5.1. Introducción 95
5.2. Mezclas 96
5.2.1. Clasificación de las mezclas . . . 96
5.3. Métodos de separación de mezclas 97
5.4. Combinaciones químicas 99
5.4.1. Leyes relacionadas con las combinaciones químicas 100
5.5. Diferencias entre mezclas y combinaciones químicas 102
5.6. Práctica guiada 103
5.7. Problemas resueltos 104
5.8. Enlace con la ciencia 106
5.9. Problemas propuestos 107
5.10. Conclusión del capítulo 110

6. Funciones químicas **112**
6.1. Introducción 112
6.2. Óxidos 113
6.3. Hidróxidos y bases 115
6.4. Ácidos 116
6.5. Sales 118
6.6. Teorías ácido-base y criterios de clasificación 119

6.7. Práctica guiada 120
6.8. Problemas resueltos 122
6.9. Enlace con la ciencia 124
6.10. Problemas propuestos 125
6.11. Conclusión del capítulo 127

7. Relaciones de masa en las reacciones químicas 129
7.1. Introducción 130
7.2. Masa atómica promedio 131
7.3. Cantidad de sustancia, mol y masa molar . 132
7.4. Estequiometría 134
7.4.1. Procedimiento general para resolver problemas estequiométricos . 135
7.4.2. Ejemplos de cálculos estequiométricos 136
7.4.3. Relaciones entre moles y volumen de gases 139
7.5. Reactivo limitante y reactivo en exceso . . 140
7.6. Rendimiento teórico y rendimiento porcentual 141
7.7. Práctica guiada 142
7.8. Problemas resueltos 143
7.9. Enlace con la ciencia 148
7.10. Problemas propuestos 149
7.11. Conclusión del capítulo 151

8. Disoluciones y equilibrio ácido-base 153
8.1. Introducción 154
8.2. Disoluciones y formas de concentración . 155

8.2.1. Molaridad 155
8.2.2. Normalidad 157
8.2.3. Porcentajes de concentración . . . 158
8.2.4. Dilución de disoluciones 159
8.3. Equilibrio ácido-base 160
8.3.1. Ácidos y bases fuertes y débiles . 160
8.3.2. Constantes de acidez y basicidad . 161
8.4. pH y pOH 163
8.4.1. Carácter logarítmico de la escala de pH 164
8.5. Neutralización ácido-base 165
8.6. Sistemas amortiguadores 166
8.6.1. Ecuación de Henderson-Hasselbalch 167
8.6.2. Sistema bicarbonato 168
8.6.3. Otros sistemas amortiguadores . . 168
8.7. Ejemplos de sistemas biológicos 169
8.7.1. pH de la sangre 169
8.7.2. pH del rumen bovino 170
8.8. Práctica guiada 170
8.9. Problemas resueltos 172
8.10. Enlace con la ciencia 175
8.11. Problemas propuestos 176
8.12. Conclusión del capítulo 179

Referencias **181**

Fundamentos de Química Inorgánica

Brian Juvenal Mocha Cuenca
Correo: bmocha@utmachala.edu.ec
Filial: Universidad Técnica de Machala
ORCID: https://orcid.org/0000-0002-5989-7516

Reseña del Autor

Brian Juvenal Mocha Cuenca

Brian Juvenal Mocha Cuenca es un ingeniero agrónomo con más de veinte años de experiencia profesional y una sólida formación académica, destacándose por su especialización en biotecnología, biología molecular e ingeniería genética.

Su trayectoria profesional se ha centrado en el manejo nutricional de cultivos clave para la economía agrícola, como el banano, el cacao y el arroz, donde ha aplicado conocimientos científicos y técnicos para optimizar la productividad y sostenibilidad de estos sistemas productivos.

Además de su labor en el campo agrícola, Brian ha desempeñado un importante rol docente en la Facultad de Ciencias Agropecuarias desde el año 2018 hasta la actualidad. En esta institución, ha impartido asignaturas fundamentales como química orgánica, bioquímica y genética, contribuyendo a la formación de nuevas generaciones de profesionales en el área agropecuaria y biotecnológica.

Formación Académica

- Magíster en Biotecnología con especialidad en biología molecular e ingeniería genética.
- Ingeniero Agrónomo con amplia experiencia en manejo nutricional de cultivos.

Experiencia Profesional

- Manejo nutricional de cultivos de banano, cacao y arroz, aplicando técnicas modernas y sostenibles para mejorar la calidad y rendimiento de los mismos.
- Docente universitario en la Facultad de Ciencias Agropecuarias, impartiendo cursos de química orgánica, bioquímica y genética desde 2018 hasta la actualidad.

Habilidades y Competencias

- Profundo conocimiento en biotecnología y biología molecular aplicada a la agricultura.
- Experiencia en la enseñanza de ciencias básicas y aplicadas en el ámbito agropecuario.
- Capacidad para integrar la ciencia y la práctica en la solución de problemas agrícolas.

Prefacio

La química permite interpretar una parte importante de los fenómenos que ocurren en nuestro entorno, desde la transformación de los materiales hasta las interacciones que tienen lugar a escala atómica y molecular. Su estudio proporciona conceptos y herramientas que sirven de base para comprender procesos relacionados con las ciencias naturales, la ingeniería, la salud, el ambiente y numerosos campos de aplicación profesional.

Este libro surge de la experiencia docente y de la necesidad de reunir, en un solo material, los fundamentos que facilitan el estudio inicial de la química inorgánica. Su propósito es acompañar al estudiante en la construcción progresiva de conceptos, evitando presentar la disciplina únicamente como un conjunto de fórmulas, reglas o procedimientos que deben memorizarse. A lo largo de los capítulos se procura relacionar las representaciones químicas con el razonamiento necesario para interpretar cada fenómeno.

La organización de la obra sigue una secuencia que parte de los principios generales de la química y avanza hacia

contenidos que requieren una mayor integración conceptual. Se inicia con la importancia de las ciencias químicas y su relación con otras áreas del conocimiento. Posteriormente se estudian la estructura atómica, la organización periódica de los elementos, los estados de la materia, los enlaces químicos y las fuerzas intermoleculares. Estos fundamentos permiten abordar después las mezclas, las combinaciones químicas, las funciones inorgánicas y las relaciones cuantitativas que intervienen en las reacciones químicas. Finalmente, se analizan las disoluciones y algunos aspectos del equilibrio ácido-base.

Cada capítulo combina explicación conceptual, ejemplos y actividades orientadas a aplicar lo aprendido. Las prácticas guiadas permiten seguir procedimientos de manera ordenada; los problemas resueltos muestran estrategias de razonamiento y cálculo; los problemas propuestos ofrecen al estudiante la oportunidad de comprobar su comprensión; y los apartados de enlace con la ciencia buscan relacionar los contenidos con situaciones de interés académico, cotidiano o profesional. Al final de cada capítulo se presenta una síntesis de los principales conocimientos desarrollados.

El texto está dirigido principalmente a estudiantes que comienzan su formación universitaria en áreas en las que la química constituye una asignatura básica. Por esta razón, se ha procurado emplear un lenguaje accesible sin descuidar la precisión de los conceptos, la nomenclatura, las expresiones matemáticas y las representaciones propias

de la disciplina.

Más que ofrecer respuestas para ser reproducidas de manera mecánica, esta obra busca servir como una guía para estudiar, preguntar, resolver problemas y establecer relaciones entre conceptos. La comprensión de la química se fortalece cuando el estudiante puede explicar por qué ocurre un fenómeno, representar adecuadamente una especie química, interpretar una ecuación y utilizar los principios estudiados para analizar situaciones diferentes de aquellas empleadas como ejemplo.

Espero que estas páginas constituyan un apoyo tanto para el trabajo autónomo del estudiante como para las actividades desarrolladas en el aula, y que contribuyan a consolidar una base que facilite el estudio posterior de contenidos químicos de mayor complejidad.

Brian Juvenal Mocha Cuenca

Introducción general

La química estudia la composición, la estructura, las propiedades y las transformaciones de la materia. Su lenguaje permite describir fenómenos que ocurren tanto a escala macroscópica como en el ámbito atómico y molecular, y proporciona fundamentos para interpretar procesos presentes en la naturaleza, el laboratorio, la industria y diferentes áreas de la actividad humana.

Dentro de este amplio campo, la química inorgánica aborda el estudio de los elementos químicos y de una gran diversidad de sustancias, estructuras y transformaciones. Su comprensión requiere relacionar conceptos que inicialmente pueden estudiarse por separado, como la estructura del átomo, la configuración electrónica, la periodicidad, los enlaces químicos, la nomenclatura, las reacciones y las relaciones cuantitativas entre las sustancias. A medida que estos conocimientos se integran, es posible explicar con mayor precisión el comportamiento de los sistemas químicos.

Fundamentos de Química Inorgánica presenta estos

contenidos mediante una secuencia progresiva. El primer capítulo examina la importancia de las ciencias químicas, su desarrollo y su relación con otras disciplinas. El segundo aborda la estructura atómica, los modelos que contribuyeron a su comprensión, la configuración electrónica, la tabla periódica y los isótopos. El tercer capítulo estudia los estados de la materia y sus transformaciones, mientras que el cuarto analiza los enlaces químicos y las principales fuerzas intermoleculares.

Los capítulos siguientes amplían esta base conceptual. El quinto diferencia las mezclas de las combinaciones químicas y estudia métodos de separación. El sexto introduce las principales funciones químicas inorgánicas, entre ellas óxidos, hidróxidos, ácidos y sales. El séptimo desarrolla las relaciones de masa en las reacciones químicas mediante conceptos como masa atómica, mol, masa molar, estequiometría, reactivo limitante y rendimiento porcentual. Finalmente, el octavo aborda las disoluciones, las formas de expresar su concentración, el pH, el pOH, el equilibrio ácido-base, las reacciones de neutralización y los sistemas amortiguadores.

La organización de los capítulos busca integrar el estudio conceptual con su aplicación. Por esta razón, además del desarrollo teórico, se incorporan prácticas guiadas, problemas resueltos, problemas propuestos y apartados que relacionan los contenidos con aplicaciones científicas. Estos recursos permiten que el estudiante no se limite a

identificar definiciones o aplicar expresiones matemáticas, sino que analice la información disponible, seleccione un procedimiento y compruebe la coherencia de los resultados obtenidos.

Para aprovechar el libro se recomienda estudiar los temas en el orden propuesto, especialmente durante un primer acercamiento a la asignatura. Los conceptos relacionados con estructura atómica y periodicidad sirven de base para comprender los enlaces y las propiedades de las sustancias; estos conocimientos, a su vez, facilitan el estudio de las funciones químicas, las reacciones y los cálculos estequiométricos. No obstante, cada capítulo también puede utilizarse de manera independiente como material de consulta y apoyo.

El propósito formativo de esta obra es contribuir al desarrollo de una comprensión gradual de los fundamentos químicos y proporcionar herramientas para representar, interpretar y resolver situaciones relacionadas con la materia y sus transformaciones. De esta manera, el estudiante podrá construir una base conceptual y operativa que le permita continuar posteriormente con contenidos de mayor complejidad dentro de la química y de las disciplinas que se apoyan en ella.

1 Importancia de las ciencias químicas

1.1 Introducción

La química es una ciencia central que estudia la composición, estructura, propiedades y transformaciones de la materia, así como los intercambios de energía asociados a dichos cambios. Su campo de acción abarca desde la descripción macroscópica de sustancias y materiales hasta la interpretación microscópica de átomos, iones, moléculas y redes cristalinas. Por ello, la química no solo explica cómo está constituida la materia, sino también por qué cambia, en qué condiciones lo hace y cómo esos cambios pueden aprovecharse en contextos naturales, industriales, tecnológicos, biomédicos y ambientales (Petrucci et al., 2017; Chang & Goldsby, 2020; Brown et al., 2018).

La presencia de la química en la vida cotidiana y en el desarrollo científico es permanente. Interviene en procesos tan diversos como la respiración celular, la digestión, la fotosíntesis, la fabricación de medicamentos, la producción de fertilizantes, el diseño de baterías, la obtención de materiales avanzados, el tratamiento de aguas y el control de contaminantes. En consecuencia, comprender la química permite interpretar fenómenos del entorno y, al mismo tiempo, diseñar soluciones concretas a problemas de salud, energía, alimentación, ambiente y producción industrial (Atkins et al., 2016; Chang & Goldsby, 2020).

1.2 Definición y origen

Como disciplina científica, la química forma parte de las ciencias naturales y se ocupa del estudio sistemático de la materia, de su composición y de las leyes que gobiernan sus transformaciones. Su desarrollo moderno se consolidó cuando el estudio de las sustancias dejó de apoyarse únicamente en explicaciones especulativas y pasó a fundamentarse en la observación, la medición cuantitativa, la experimentación reproducible y la formulación de modelos teóricos capaces de explicar y predecir el comportamiento de la materia (Petrucci et al., 2017; Brown et al., 2018).

Desde el punto de vista histórico y lingüístico, el origen de la palabra "química" no se interpreta hoy de forma completamente unívoca. Tradicionalmente se la ha relacionado con términos antiguos vinculados a la transformación de la materia y con la evolución histórica de la alquimia hacia la química moderna. Por ello, más que reducir su origen a una única raíz, resulta académicamente más prudente entender que la palabra refleja un proceso histórico en el que confluyeron prácticas metalúrgicas, médicas y filosóficas que, con el tiempo, dieron lugar a una ciencia experimental independiente (Atkins et al., 2016; Brown et al., 2018).

1.3 Ramas fundamentales de la química

La química comprende diversas áreas de estudio que, aunque poseen objetivos particulares, se complementan entre sí para ofrecer una visión integral de la materia y sus transformaciones. Entre las ramas fundamentales más relevantes se encuentran las siguientes:

- **Química inorgánica:** Estudia la estructura, propiedades, reactividad y aplicaciones de los compuestos inorgánicos. Su campo incluye metales, minerales, sales, óxidos, ácidos, bases, compuestos de coordinación y materiales sólidos. Aunque muchos compuestos del carbono se estudian en química orgánica, existen especies carbonadas de interés inorgánico, como carbonatos, cianuros, carburos y óxidos de carbono, que también forman parte de esta rama (Weller et al., 2018; House, 2025).

- **Química orgánica:** Se enfoca en los compuestos del carbono, especialmente aquellos que contienen enlaces C–C y C–H, así como en sus transformaciones, mecanismos de reacción y aplicaciones. Esta rama es esencial para comprender biomoléculas, polímeros, combustibles, fármacos, colorantes y una gran cantidad de sustancias de interés industrial y biológico (Chang & Goldsby, 2020; Atkins et al., 2016).

- **Química analítica:** Se encarga de identificar qué

sustancias están presentes en una muestra y en qué cantidad se encuentran. Sus métodos cualitativos y cuantitativos son indispensables para el control de calidad, el análisis ambiental, el diagnóstico clínico, la investigación forense y la caracterización de materiales (Petrucci et al., 2017).

- **Fisicoquímica:** Estudia los principios físicos que explican el comportamiento químico de los sistemas, incluyendo energía, equilibrio, velocidad de reacción, estructura electrónica, propiedades coligativas, termodinámica y electroquímica. Esta rama aporta la base teórica que permite comprender por qué ocurren las transformaciones químicas y cómo pueden controlarse (Atkins et al., 2016; Brown et al., 2018).

La división entre ramas no debe entenderse como absoluta. En la práctica, muchos problemas científicos y tecnológicos requieren integrar conocimientos de varias áreas. Por ejemplo, el estudio de un catalizador sólido puede involucrar química inorgánica, química analítica, fisicoquímica e incluso química ambiental de manera simultánea.

1.4 Relación de la química con otras ciencias

La química mantiene una relación estrecha con numerosas disciplinas científicas y técnicas, ya que proporciona conceptos, métodos y herramientas para comprender

la composición de sistemas complejos, explicar sus transformaciones y optimizar sus aplicaciones. Esta interrelación explica por qué la química ocupa un lugar central dentro de la formación científica moderna(Chang & Goldsby, 2020; Brown et al., 2018).

- **Petroquímica e industria química:** Estudia la composición y transformación del petróleo, el gas natural y otras materias primas hidrocarbonadas para obtener combustibles, polímeros, solventes, fertilizantes, detergentes y numerosos productos de uso cotidiano. Su importancia radica en la conversión controlada de mezclas complejas en sustancias de alto valor agregado.

- **Geoquímica:** Analiza la composición química de la Tierra, la distribución de los elementos en minerales y rocas, y los procesos que modifican la corteza terrestre. Se relaciona estrechamente con la mineralogía, la petrología, la vulcanología y el estudio de ciclos biogeoquímicos.

- **Bioquímica:** Examina las sustancias y reacciones químicas que ocurren en los seres vivos. Procesos como la digestión, la respiración celular, la síntesis de proteínas, la replicación del ADN y la regulación metabólica solo pueden comprenderse adecuadamente desde una perspectiva química.

- **Química médica y farmacéutica:** Estudia el diseño, síntesis, caracterización y acción de compuestos con actividad biológica. Ha sido decisiva en el desarrollo de fármacos, vacunas, sueros, agentes de diagnóstico y materiales biomédicos. La eficacia y seguridad de estos productos dependen de principios químicos relacionados con pureza, estabilidad, dosificación, interacción molecular y mecanismos de reacción.

- **Ingeniería mecánica y ciencia de materiales:** La química permite explicar el comportamiento de metales, cerámicos, polímeros, lubricantes, recubrimientos, combustibles y aleaciones. Gracias a ella se pueden seleccionar materiales más resistentes a la corrosión, más ligeros, más durables o mejor adaptados a condiciones extremas de temperatura y presión.

- **Química de suelos y ciencias agrarias:** Determina la composición química del suelo y evalúa parámetros como pH, capacidad de intercambio catiónico, contenido de nutrientes y presencia de contaminantes. Esta información permite formular estrategias de fertilización, corrección de acidez y manejo racional de agroquímicos.

- **Química ambiental:** Estudia el origen, transformación, transporte y efecto de las sustancias químicas en agua, suelo y atmósfera. Es esencial para comprender fenómenos como lluvia ácida, eutrofización,

smog fotoquímico, acumulación de metales pesados y degradación de contaminantes orgánicos.

- **Ciencias de la salud y medicina veterinaria:** La química también es fundamental en análisis clínicos, formulación de soluciones fisiológicas, metabolismo de nutrientes, toxicología, control de infecciones, farmacología y diagnóstico de enfermedades animales. Muchos procedimientos veterinarios y biomédicos dependen de reacciones químicas cuidadosamente controladas.

En conjunto, estas relaciones muestran que la química no actúa de manera aislada, sino como un lenguaje común que conecta el estudio de la materia con la solución de problemas reales en múltiples contextos científicos, productivos y sociales.



Figura 1.1. Aplicaciones multidisciplinarias de la química.
Fuente: Elaboración propia.

1.5 Práctica guiada

Tema: Identificación de la química en situaciones del entorno.

Objetivo: Reconocer la relación entre las diferentes ramas de la química y situaciones científicas, profesionales y cotidianas.

Procedimiento:

1. Seleccione cinco situaciones relacionadas con actividades cotidianas, académicas o profesionales. Por

ejemplo: tratamiento de agua, fabricación de medicamentos, producción agrícola, corrosión de un metal o análisis de una muestra de suelo.

2. Identifique en cada situación la sustancia, material o proceso químico que constituye el objeto principal de estudio.

3. Determine qué rama de la química participa de manera predominante en el análisis del problema.

4. Identifique al menos una segunda disciplina científica o técnica relacionada con cada situación.

5. Explique brevemente qué información aporta la química para comprender o resolver el problema seleccionado.

Ejemplo de aplicación:

En el tratamiento de agua destinada al consumo humano es necesario conocer la composición de la muestra, detectar posibles contaminantes y controlar determinados parámetros químicos. La química analítica permite identificar y cuantificar sustancias presentes en el agua, mientras que la química ambiental contribuye a interpretar su origen y sus posibles efectos sobre el entorno. Al mismo tiempo, el proceso se relaciona con áreas como la ingeniería ambiental y la salud pública.

Actividad de cierre:

Organice los resultados en una tabla con las columnas: situación estudiada, proceso químico, rama de la química, ciencia relacionada y utilidad del análisis químico. Compare posteriormente los resultados e identifique aquellos casos en los que intervienen simultáneamente varias ramas de la química.

1.6 Problemas resueltos

Problema 1. Identificación de una rama de la química

Un laboratorio recibe una muestra de agua procedente de un río y debe determinar si contiene iones metálicos en concentraciones que puedan representar un riesgo ambiental. ¿Qué rama de la química tiene una participación principal en este estudio?

Solución:

El problema requiere identificar qué especies químicas están presentes y determinar su concentración. Estas dos tareas corresponden principalmente a la **química analítica**, ya que esta rama desarrolla métodos destinados a identificar y cuantificar los componentes de una muestra.

El problema también tiene relación con la química ambiental, porque los resultados deben interpretarse considerando el comportamiento y los posibles efectos de esas sustancias en el medio natural.

Por tanto, la química analítica proporciona las he-

rramientas de medición y la química ambiental contribuye a interpretar los resultados dentro de su contexto.

Problema 2. Integración de distintas áreas científicas

Una empresa desea seleccionar un material metálico para fabricar una pieza que estará expuesta a humedad, cambios de temperatura y sustancias corrosivas. Explique por qué este problema no puede analizarse únicamente desde la ingeniería mecánica.

Solución:

La ingeniería mecánica puede establecer las condiciones de carga, resistencia y funcionamiento que debe soportar la pieza. Sin embargo, la durabilidad del material también depende de su composición y de las reacciones que pueden producirse entre el metal y el medio que lo rodea.

La química permite estudiar la composición del material, su tendencia a oxidarse, las condiciones que favorecen la corrosión y las alternativas disponibles para disminuirla, como recubrimientos o modificaciones de la superficie.

En consecuencia, la selección adecuada del material requiere integrar conocimientos de ingeniería mecánica, química y ciencia de materiales.

Problema 3. La química como ciencia central

Un estudiante afirma que la química solo es necesaria para quienes trabajan directamente en un laboratorio. Analice esta afirmación.

Solución:

La afirmación es limitada porque numerosos procesos estudiados en otras disciplinas dependen de principios químicos. La composición de los medicamentos, el comportamiento de los materiales, la fertilidad de los suelos, la calidad del agua, el metabolismo de los seres vivos y la generación o almacenamiento de energía involucran sustancias y transformaciones de la materia.

Por esta razón, la química no se limita al trabajo experimental de laboratorio. Sus conceptos y métodos permiten interpretar y resolver problemas en áreas como medicina, agricultura, ingeniería, ciencias ambientales, biología y tecnología.

1.7 Enlace con la ciencia

La calidad del agua como problema multidisciplinario

El estudio de la calidad del agua constituye un ejemplo de cómo la química se relaciona con otras ciencias para abordar un problema concreto. Una muestra de agua puede contener sales minerales, gases disueltos, materia orgánica, microorganismos y sustancias procedentes de actividades industriales, agrícolas o domésticas. Determinar su composición requiere aplicar métodos que permitan reconocer y cuantificar los diferentes componentes.

La química analítica aporta procedimientos para

medir parámetros y concentraciones de sustancias presentes en una muestra. La química ambiental ayuda a estudiar el origen, transporte y transformación de los contaminantes, mientras que otras disciplinas, como la microbiología, la toxicología, la ingeniería ambiental y la salud pública, permiten evaluar sus efectos y establecer medidas de prevención o tratamiento.

Este ejemplo muestra que un problema científico rara vez pertenece de manera exclusiva a una sola disciplina. La química proporciona información sobre la materia y sus transformaciones, pero la interpretación de esa información adquiere mayor utilidad cuando se integra con conocimientos provenientes de otras áreas.

Pregunta de reflexión: ¿Qué conocimientos químicos serían necesarios para determinar si un agua puede utilizarse para consumo humano, riego agrícola o un proceso industrial?

1.8 Problemas propuestos

1. Explica por qué la química es considerada una ciencia central y analiza dos consecuencias de esta característica en la formación de profesionales del área de la salud, la ingeniería o las ciencias ambientales.

2. Compara el objeto de estudio de la química inorgánica y la química orgánica. Incluye al menos dos ejemplos concretos de compuestos o sistemas estudiados por

cada rama.

3. Describe la importancia de la química analítica en el control de calidad de medicamentos, alimentos o muestras ambientales, e indica qué tipo de información aporta al investigador.

4. Analiza el papel de la química en el desarrollo de vacunas, considerando composición, estabilidad, conservación, pureza y mecanismos de interacción con el organismo.

5. Relaciona la química de suelos con la producción de fertilizantes y discute dos beneficios y dos riesgos ambientales asociados con su uso inadecuado.

6. Describe un proceso químico relevante en el campo veterinario o biomédico, e indica qué conceptos químicos permiten comprenderlo y controlarlo.

1.9 Conclusión del capítulo

La química, como ciencia fundamental, permite comprender la materia desde su composición más elemental hasta sus transformaciones más complejas. Su valor no se limita al conocimiento teórico: constituye una herramienta indispensable para interpretar fenómenos naturales, innovar en procesos tecnológicos y resolver problemas concretos

en salud, agricultura, energía, ambiente, industria y materiales. Su estrecha relación con otras ciencias confirma su papel articulador dentro del conocimiento científico. Por ello, estudiar química no solo implica aprender fórmulas o reacciones, sino adquirir una forma rigurosa de analizar, explicar y transformar el mundo material con base en evidencia, medición y razonamiento científico.

2 Estructura atómica y tabla periódica

2.1 Introducción

La estructura atómica constituye uno de los pilares fundamentales de la química, ya que permite comprender cómo está organizada la materia a escala microscópica y de qué manera esa organización determina las propiedades físicas y químicas de los elementos y sus compuestos. El estudio del átomo explica la reactividad química, la formación de enlaces, la distribución electrónica y la lógica de la tabla periódica. En consecuencia, conocer la estructura atómica no solo tiene valor teórico, sino que también resulta indispensable para interpretar fenómenos de interés en química inorgánica, bioquímica, ciencia de materiales, medicina, agricultura y tecnología (Chang & Goldsby, 2020; Atkins et al., 2016).

A lo largo de la historia, las explicaciones sobre la estructura del átomo han cambiado a medida que surgieron nuevas evidencias experimentales y herramientas teóricas. Este proceso permitió pasar de concepciones en las que el átomo se consideraba una unidad indivisible a descripciones sustentadas en la física cuántica, donde los electrones se representan mediante estados energéticos y distribuciones de probabilidad. Gracias a estos desarrollos, hoy es posible explicar con mayor precisión la periodicidad química, la estabilidad de los átomos, la naturaleza de los iones y el comportamiento de los electrones en distintos contextos químicos (Petrucci et al., 2017; Brown et al., 2018).

2.2 Evolución histórica del modelo atómico

Desde la antigüedad, el ser humano ha intentado explicar la naturaleza de la materia. En la filosofía griega surgió la idea de que toda sustancia podía dividirse hasta llegar a una partícula elemental e indivisible llamada átomo. Sin embargo, esta noción permaneció en el terreno filosófico hasta que John Dalton, a comienzos del siglo XIX, formuló una teoría atómica con base experimental, apoyándose en leyes ponderales como la ley de conservación de la masa y la ley de las proporciones definidas (Petrucci et al., 2017; Chang & Goldsby, 2020).

Dalton propuso que la materia está formada por átomos indivisibles, que los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí y que los compuestos se forman por la combinación de átomos en proporciones fijas. Aunque hoy se sabe que algunas de estas ideas requieren corrección, su teoría marcó el inicio formal del pensamiento atómico moderno.

Más adelante, J. J. Thomson descubrió el electrón mediante experimentos con rayos catódicos, demostrando que el átomo no era indivisible. A partir de este hallazgo propuso un modelo en el cual los electrones se encontraban incrustados en una masa de carga positiva, conocido como modelo del pudín de pasas (Thomson, 1897; Brown et al., 2018). Este modelo representó un avance importante, pero no explicaba adecuadamente la distribución de la masa ni

la concentración de la carga positiva en el átomo.

Ernest Rutherford, al interpretar los resultados del experimento de dispersión de partículas alfa sobre una lámina de oro, concluyó que casi toda la masa del átomo y su carga positiva se concentran en una región central muy pequeña llamada núcleo. De este modo, propuso un modelo nuclear del átomo, en el que los electrones se encontraban alrededor del núcleo en una región mayoritariamente vacía (Rutherford, 1911; Zumdahl & Zumdahl, 2024). No obstante, este modelo no lograba explicar la estabilidad del átomo desde la física clásica, ya que un electrón acelerado debería emitir energía y colapsar hacia el núcleo.

Para resolver parcialmente esta dificultad, Niels Bohr propuso en 1913 un modelo con niveles de energía cuantizados, según el cual los electrones solo podían ocupar ciertas órbitas permitidas y cambiar de una a otra mediante absorción o emisión de energía en forma de radiación electromagnética (Bohr, 1913; House, 2025). Este modelo explicó con gran éxito el espectro del hidrógeno, aunque presentó limitaciones al aplicarse a átomos con más de un electrón.

Posteriormente, el desarrollo de la mecánica cuántica transformó profundamente el concepto de estructura atómica. Las contribuciones de de Broglie, Heisenberg, Schrödinger y otros científicos llevaron a un modelo en el que los electrones ya no se describen como partículas que giran en órbitas definidas, sino como entidades cuánticas

cuya posición y energía se representan mediante funciones de onda y distribuciones de probabilidad. Así surgió el modelo cuántico del átomo, base del entendimiento moderno de la estructura electrónica, los orbitales atómicos y las propiedades periódicas (Atkins et al., 2016; Griffiths, 2018).

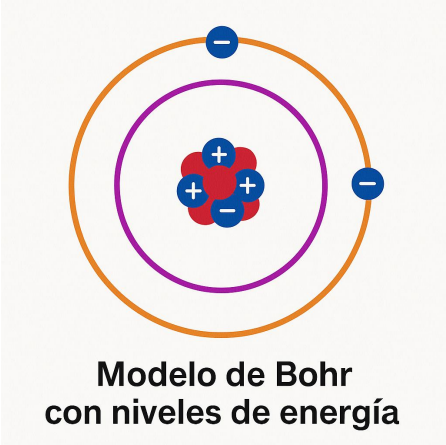


Figura 2.1. Modelo de Bohr con niveles de energía cuantizados.
Fuente: Elaboración propia con base en el modelo atómico de Bohr.

2.3 Modelos atómicos

Los modelos atómicos no deben entenderse como explicaciones totalmente aisladas entre sí, sino como etapas sucesivas en la construcción del conocimiento científico. Cada modelo aportó una idea nueva y, al mismo tiempo, mostró limitaciones que impulsaron el desarrollo de explicaciones más completas sobre la estructura de la materia.

- **Modelo de Dalton:** introdujo la idea de que la materia está compuesta por unidades discretas llamadas átomos. Fue esencial para interpretar las leyes ponderales, aunque no consideraba la existencia de una estructura interna del átomo.

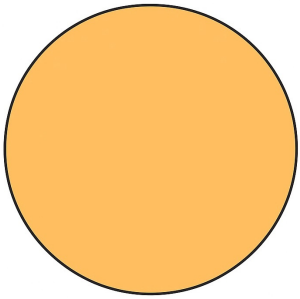


Figura 2.2. Modelo atómico de Dalton: representación del átomo como esfera indivisible.

Fuente: Elaboración propia con base en el modelo atómico de Dalton.

- **Modelo de Thomson:** incorporó la existencia del electrón y demostró que el átomo es divisible. Su principal limitación fue no explicar adecuadamente la distribución de la carga positiva ni la estructura interna del átomo.

- **Modelo de Rutherford:** estableció la existencia del núcleo atómico y mostró que gran parte del volumen del átomo corresponde a espacio prácticamente vacío. Sin embargo, desde la física clásica no podía explicar

la estabilidad de los electrones alrededor del núcleo ni los espectros atómicos lineales.

- **Modelo de Bohr:** introdujo niveles de energía cuantizados y explicó satisfactoriamente el espectro del átomo de hidrógeno. Su aporte fue fundamental para el desarrollo de la teoría atómica, aunque resultó insuficiente para describir con precisión átomos polielectrónicos.

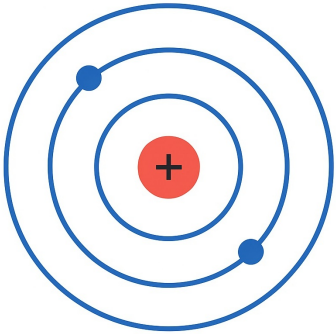


Figura 2.3. Modelo de Bohr: niveles de energía cuantizados.
Fuente: Elaboración propia con base en el modelo atómico de Bohr.

- **Modelo cuántico:** describe el comportamiento de los electrones mediante funciones de onda, orbitales y distribuciones de probabilidad. Constituye la base de la descripción moderna de la estructura electrónica y permite interpretar configuraciones electrónicas, propiedades periódicas, enlaces químicos y fenómenos espectroscópicos.

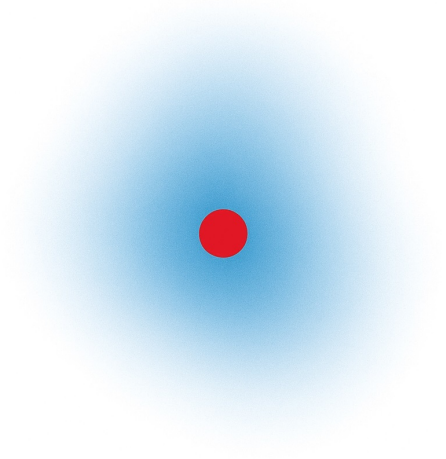


Figura 2.4. Modelo cuántico de Schrödinger: representación de la probabilidad electrónica.

Fuente: Elaboración propia con base en el modelo cuántico de Schrödinger.

Desde una perspectiva didáctica, la evolución de estos modelos muestra cómo se construye el conocimiento científico: cada propuesta intenta explicar las evidencias disponibles dentro de un determinado marco teórico y puede ser revisada cuando aparecen nuevos resultados experimentales o herramientas conceptuales.

2.4 Configuración electrónica

La configuración electrónica describe la distribución de los electrones en los distintos niveles, subniveles y orbitales de un átomo o ion. Esta distribución no es arbitraria, sino que responde a principios cuánticos bien establecidos y determina en gran medida la posición del elemento en la tabla periódica, su tendencia a ganar o perder electrones y su capacidad para formar enlaces químicos (Atkins et al., 2016; Petrucci et al., 2017).

2.4.1 Principios cuánticos de organización

Los electrones se acomodan en los orbitales atómicos siguiendo tres principios fundamentales:

- **Principio de Aufbau:** los electrones ocupan, en el estado fundamental, los orbitales disponibles siguiendo un orden general de energía creciente.
- **Principio de exclusión de Pauli:** en un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos idénticos; por ello, cada orbital admite como máximo dos electrones con espines opuestos.
- **Regla de Hund:** cuando varios orbitales de igual energía están disponibles, los electrones los ocupan primero de manera desapareada y con espines paralelos antes de aparearse (Zumdahl & Zumdahl, 2020).

El orden de llenado puede representarse, de manera general, como:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5$$

Por ejemplo, la configuración electrónica del oxígeno, cuyo número atómico es $Z = 8$, es:

$$1s^2\,2s^2\,2p^4$$

Esto significa que el átomo posee dos electrones en el orbital $1s$, dos en el orbital $2s$ y cuatro distribuidos entre los tres orbitales del subnivel $2p$.

2.4.2 Números cuánticos y descripción del electrón

Cada electrón en un átomo puede describirse mediante cuatro números cuánticos:

- **Número cuántico principal** (n): indica el nivel principal de energía y se relaciona con el tamaño y la energía del orbital.
- **Número cuántico azimutal** (l): determina el subnivel y la forma general del orbital. Sus valores se relacionan con los subniveles s, p, d y f.
- **Número cuántico magnético** (m_l): identifica los distintos orbitales que existen dentro de un mismo

subnivel y puede tomar valores enteros comprendidos entre $-l$ y $+l$.

- **Número cuántico de espín** (m_s): puede tomar los valores $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.

Estos números cuánticos permiten caracterizar el estado de cada electrón dentro de un átomo. En el caso del fósforo, por ejemplo, cuya configuración electrónica en el estado fundamental es:

$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^3$$

los tres electrones del subnivel $3p$ ocupan orbitales diferentes de acuerdo con la regla de Hund. Para ellos, $n = 3$ y $l = 1$; los valores posibles de m_l son -1, 0 y $+1$, mientras que los tres electrones desapareados se representan convencionalmente con espines paralelos, por ejemplo $m_s = +\frac{1}{2}$.

2.4.3 Representación gráfica de configuraciones

La configuración electrónica también puede representarse mediante diagramas de orbitales, en los que se visualizan la ocupación de cada orbital y la orientación relativa de los espines electrónicos. Esta representación resulta especialmente útil para identificar electrones desapareados y relacionar la estructura electrónica con determinadas propiedades magnéticas.

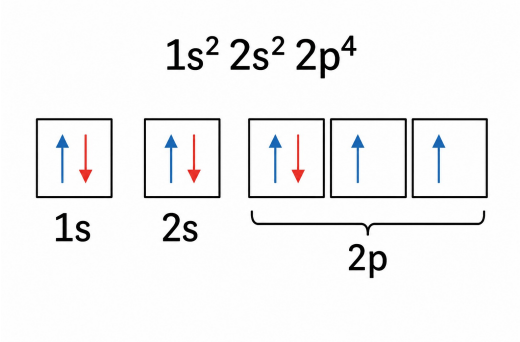


Figura 2.5. Representación gráfica de la configuración electrónica del oxígeno.

Fuente: Elaboración propia con base en los principios de configuración electrónica.

2.4.4 Relación con la reactividad química

La reactividad química está estrechamente vinculada con la configuración electrónica externa del átomo, especialmente con sus electrones de valencia. La pérdida, ganancia o compartición de electrones permite explicar la formación de numerosas especies químicas y constituye una base para interpretar el comportamiento de los elementos.

Por ejemplo, los metales alcalinos del grupo 1 presentan una configuración general ns^1, por lo que tienden a perder fácilmente ese electrón y formar cationes monovalentes. En cambio, los gases nobles del grupo 18 poseen capas de valencia completas, lo que explica su baja reactividad química en condiciones ordinarias (Brown et al., 2018; Chang & Goldsby, 2020).

- El flúor, con $Z = 9$, presenta la configuración $1s^2\,2s^2\,2p^5$. La incorporación de un electrón permite completar el subnivel $2p$, lo que se relaciona con su marcada tendencia a formar el ion F^- y con su elevada reactividad.

- El sodio, con $Z = 11$, posee la configuración $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$. Tiende a perder el electrón $3s$ para formar el ion Na^+, adquiriendo una configuración electrónica equivalente a la del neón.

2.4.5 Configuraciones electrónicas excepcionales

Algunos elementos, especialmente del bloque d, presentan configuraciones electrónicas en su estado fundamental que difieren del orden de llenado que podría predecirse mediante una aplicación simple del principio de Aufbau. Estas excepciones se deben a las pequeñas diferencias de energía entre los orbitales ns y $(n-1)d$ y a las interacciones electrónicas que determinan la energía total del átomo.

Un ejemplo clásico es el cromo:

$$\text{Cr } (Z = 24) : [\text{Ar}]\, 3d^5\, 4s^1$$

Otro ejemplo importante es el cobre:

$$\text{Cu } (Z = 29) : [\text{Ar}]\, 3d^{10}\, 4s^1$$

Estas configuraciones muestran que el orden de llenado constituye una herramienta útil para predecir configuraciones electrónicas, pero existen casos en los que debe considerarse la estabilidad energética global del átomo (Griffiths, 2018; House, 2025).

2.5 Tabla periódica y periodicidad química

La tabla periódica organiza los elementos de acuerdo con su número atómico creciente y la recurrencia periódica de sus propiedades. Esta organización no es arbitraria: se relaciona directamente con la configuración electrónica de los átomos. Cuando los electrones externos presentan distribuciones semejantes, los elementos suelen exhibir comportamientos químicos relacionados y, por ello, se agrupan en una misma columna o grupo.

Los elementos están organizados en:

- **Períodos:** filas horizontales relacionadas con los niveles principales de energía ocupados por los electrones.
- **Grupos o familias:** columnas verticales que reúnen elementos con configuraciones de valencia y propiedades químicas relacionadas.
- **Bloque *s*:** comprende los elementos cuyo electrón diferenciador ocupa un subnivel *s*; incluye los grupos 1 y 2 y, por su configuración electrónica, al helio.

- **Bloque p:** comprende principalmente los elementos de los grupos 13 al 18, excepto el helio.
- **Bloque d:** corresponde a los elementos de transición.
- **Bloque f:** comprende las series de los lantánidos y actínidos (Petrucci et al., 2017; Weller et al., 2018).

2.5.1 Propiedades periódicas

La estructura electrónica permite interpretar diversas tendencias periódicas. Aunque estas tendencias presentan excepciones, constituyen una herramienta útil para comparar el comportamiento de los elementos.

- **Radio atómico:** en términos generales, aumenta al descender en un grupo y disminuye al avanzar de izquierda a derecha en un período. Estas variaciones se relacionan con el número de niveles electrónicos ocupados y con la carga nuclear efectiva.
- **Energía de ionización:** corresponde a la energía necesaria para remover un electrón de una especie gaseosa. La primera energía de ionización tiende a aumentar de izquierda a derecha en un período y a disminuir al descender en un grupo, aunque existen excepciones asociadas con la estructura electrónica.
- **Afinidad electrónica:** se relaciona con el cambio de energía que ocurre cuando un átomo gaseoso neutro

acepta un electrón. Su variación a lo largo de la tabla periódica no es completamente regular y presenta diversas excepciones.

- **Electronegatividad:** expresa la tendencia de un átomo enlazado a atraer hacia sí la densidad electrónica del enlace. Generalmente aumenta de izquierda a derecha en un período y de abajo hacia arriba en un grupo; el flúor presenta el valor más alto en la escala de Pauling.

- **Carácter metálico:** en términos generales, aumenta hacia la parte inferior izquierda de la tabla periódica, mientras que el carácter no metálico se hace más pronunciado hacia la parte superior derecha.

Estas tendencias permiten realizar predicciones cualitativas sobre la formación de iones, los enlaces químicos y la reactividad de numerosos elementos. Por ello, la tabla periódica no constituye solamente una herramienta de clasificación, sino también un recurso para interpretar y predecir el comportamiento químico.

Para explorar una versión interactiva de la tabla periódica y comparar diferentes propiedades de los elementos, puede consultarse el recurso disponible en `ptable.com`.

2.6 Isótopos: definición, clasificación e importancia

Los isótopos son variantes de un mismo elemento químico que poseen igual número de protones, es decir, el mismo número atómico Z, pero difieren en el número de neutrones y, por consiguiente, en su número másico A. Debido a que la identidad química de un elemento depende del número de protones y a que los isótopos neutros poseen la misma configuración electrónica, sus propiedades químicas son generalmente muy similares. Sin embargo, pueden diferir de forma importante en masa, estabilidad y propiedades nucleares (Atkins et al., 2016; Petrucci et al., 2017).

2.6.1 Definición formal

Un **isótopo** se define como una especie atómica que tiene el mismo número atómico Z que otras especies del mismo elemento, pero diferente número másico A. El número de neutrones se calcula mediante la expresión:

$$N = A - Z$$

Por ejemplo, entre los isótopos del hidrógeno de mayor importancia se encuentran:

- Protio: ${}^{1}_{1}\mathrm{H}$ (0 neutrones).

- Deuterio: ${}^{2}_{1}\mathrm{H}$ (1 neutrón).
- Tritio: ${}^{3}_{1}\mathrm{H}$ (2 neutrones).

2.6.2 Clasificación de isótopos

De acuerdo con su estabilidad nuclear, los isótopos pueden clasificarse en:

- **Isótopos estables:** no se ha observado que experimenten desintegración radiactiva espontánea. Un ejemplo es ${}^{12}_{6}\mathrm{C}$.
- **Isótopos radiactivos o radionúclidos:** presentan núcleos inestables que experimentan procesos de desintegración radiactiva. Un ejemplo es ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$.

2.6.3 Importancia de los isótopos

El estudio de los isótopos tiene aplicaciones relevantes en numerosos campos:

- **Medicina:** determinados radioisótopos se emplean en procedimientos de diagnóstico y tratamiento, como el ${}^{131}\mathrm{I}$ en aplicaciones relacionadas con la glándula tiroides.
- **Arqueología y paleontología:** el ${}^{14}\mathrm{C}$ se utiliza para estimar la antigüedad de materiales orgánicos dentro del intervalo en el que este método resulta aplicable.

- **Geología:** diferentes sistemas isotópicos, como $^{238}U/^{206}Pb$, permiten determinar edades geológicas de minerales y rocas.
- **Química y física nuclear:** los isótopos permiten estudiar estabilidad nuclear, procesos de desintegración y diferentes transformaciones nucleares.
- **Trazadores isotópicos:** los isótopos pueden utilizarse para seguir el recorrido o transformación de determinadas sustancias en procesos biológicos, ambientales e industriales.

2.6.4 Notación isotópica

La notación estándar para representar un isótopo es:

$$^{A}_{Z}\mathrm{X}$$

donde:

- A: número másico, correspondiente a la suma de protones y neutrones.
- Z: número atómico, correspondiente al número de protones.
- X: símbolo químico del elemento.

Por ejemplo, el carbono-14 se representa como $^{14}_{6}\mathrm{C}$.

2.7 Práctica guiada

Tema: Configuración electrónica y ubicación de los elementos en la tabla periódica.

Objetivo: Relacionar la configuración electrónica de un elemento con su posición en la tabla periódica y con algunas tendencias generales de su comportamiento químico.

Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos y determina su grupo, período y bloque en la tabla periódica:

1. Magnesio ($Z = 12$).
2. Azufre ($Z = 16$).
3. Calcio ($Z = 20$).
4. Hierro ($Z = 26$).

Procedimiento:

1. Determine el número de electrones del átomo neutro a partir de su número atómico.
2. Distribuya los electrones siguiendo el orden general de llenado de los orbitales.
3. Identifique el período a partir de la configuración electrónica.

4. Determine el bloque al que pertenece el elemento.

5. Utilice la configuración electrónica y la tabla periódica para identificar su grupo.

6. Compare los cuatro elementos y describa las diferencias más importantes en sus configuraciones electrónicas externas.

Desafío 1: Identifica cuál de los elementos anteriores presenta mayor tendencia a perder electrones en condiciones ordinarias y justifica tu respuesta con base en su configuración electrónica y su posición en la tabla periódica.

Desafío 2: Asigna un conjunto posible de números cuánticos a uno de los electrones del subnivel $3p$ del fósforo y explica por qué existen diferentes valores posibles de m_l.

2.8 Problemas resueltos

Problema 1. Escribe la configuración electrónica del átomo de calcio ($Z = 20$) e identifica su grupo en la tabla periódica.

Solución.

La configuración electrónica del calcio es:

$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$$

El nivel más externo contiene dos electrones en el

subnivel $4s$, por lo que el calcio pertenece al grupo 2 de la tabla periódica, correspondiente a los metales alcalinotérreos. Además, se ubica en el período 4.

Problema 2. Explica por qué el oxígeno ($Z = 8$) presenta mayor reactividad química que el neón ($Z = 10$) en condiciones ordinarias.

Solución.

El oxígeno presenta la configuración electrónica $1s^2\,2s^2\,2p^4$, por lo que posee seis electrones en su capa de valencia y puede participar en procesos de formación de enlaces para alcanzar estados de menor energía. En cambio, el neón tiene configuración $1s^2\,2s^2\,2p^6$, correspondiente a una capa de valencia completa. Esta configuración se relaciona con la muy baja reactividad química del neón en condiciones ordinarias (Zumdahl & Zumdahl, 2020).

Problema 3. ¿Cuál es la configuración electrónica del ion cloruro Cl^-?

Solución.

El átomo de cloro neutro tiene $Z = 17$, por lo que su configuración electrónica es:

$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$$

Al ganar un electrón, el ion Cl^- queda con 18 electrones, por lo que su configuración electrónica se convierte en:

$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$$

Esta configuración es isolectrónica con la del argón y corresponde a una capa de valencia completa.

Problema 4. El cloro natural está formado principalmente por dos isótopos: ^{35}Cl, con masa isotópica de 34.96885 u y abundancia de **75.78 %**, y ^{37}Cl, con masa isotópica de 36.96590 u y abundancia de **24.22 %**. Calcula la masa atómica promedio del cloro.

Solución.

La masa atómica promedio se calcula como un promedio ponderado:

$$\bar{M} = (34.96885)(0.7578) + (36.96590)(0.2422)$$

$$\bar{M} = 26.49639 + 8.95214 = 35.44853\,\text{u}$$

Redondeando de forma apropiada:

$$\bar{M} \approx 35.45\,\text{u}$$

Este valor explica por qué la masa atómica del cloro que aparece en la tabla periódica no corresponde necesariamente a un número entero, sino al promedio ponderado de las masas isotópicas de los isótopos considerados según

sus abundancias naturales.

2.9 Enlace con la ciencia

El estudio de la estructura atómica no solo permite comprender la organización fundamental de la materia, sino que también se conecta con aplicaciones científicas y tecnológicas actuales. La espectroscopía atómica, por ejemplo, se basa en la cuantización de los niveles de energía y permite identificar elementos mediante la radiación que absorben o emiten. Este principio se aplica en análisis químico, astronomía, control ambiental y diagnóstico instrumental (Brown et al., 2018; Atkins & Jones, 2019).

Asimismo, la comprensión de la distribución electrónica es esencial para interpretar fenómenos como el color de muchos compuestos inorgánicos, especialmente en metales de transición, donde las transiciones electrónicas entre niveles cercanos de energía explican propiedades ópticas de gran interés en química de coordinación y ciencia de materiales (Weller et al., 2018; House, 2025).

Desde el punto de vista didáctico, el uso de simulaciones, diagramas de orbitales, modelos visuales y recursos interactivos puede facilitar la representación de conceptos abstractos como orbital, probabilidad electrónica, transición energética y periodicidad. De este modo, la estructura atómica se convierte en un puente entre la teoría química fundamental y sus aplicaciones en investigación, industria

y educación.

2.10 Problemas propuestos

1. Para el isótopo $^{40}_{20}\text{Ca}$, determina cuántos protones, neutrones y electrones posee el ion $^{40}\text{Ca}^{2+}$.

2. Un técnico veterinario emplea yodo radiactivo en estudios de tiroides animal. Explica qué significa que dos isótopos tengan igual número atómico pero diferente número másico.

3. Determina la configuración electrónica del magnesio, su grupo y su período en la tabla periódica. Explica brevemente por qué este elemento es importante en procesos biológicos y nutricionales.

4. Compara los modelos atómicos de Thomson y Rutherford, indicando una fortaleza y una limitación de cada uno.

5. Asigna un conjunto posible de números cuánticos a uno de los electrones del subnivel $3p$ del fósforo.

6. En una granja acuícola se detecta sodio en el agua. Describe su posición en la tabla periódica e indica su grupo, período y bloque.

7. Justifica por qué los gases nobles, como el helio, presentan muy baja reactividad química en condiciones

ordinarias.

8. El potasio se encuentra en suplementos minerales y fertilizantes. Indica su símbolo, número atómico, configuración electrónica y tendencia iónica más frecuente.

9. Un agrónomo trabaja con fertilizantes que contienen nitrógeno. Ubica este elemento en la tabla periódica y describe su carácter metálico o no metálico.

10. Explica la diferencia entre masa atómica promedio y número másico. Ilustra la respuesta con un ejemplo isotópico.

11. Describe la configuración electrónica del flúor y relaciónala con su elevada reactividad.

12. Analiza por qué el calcio tiende a perder dos electrones y formar el ion Ca^{2+}.

13. Escribe la configuración electrónica del cloro y relaciónala con su elevada electronegatividad y con su tendencia a formar el ion Cl^{-}.

14. Explica cómo la estructura electrónica influye en la tendencia de los elementos a formar cationes o aniones.

15. Compara cualitativamente los radios atómicos del litio, sodio y potasio, e interpreta cómo esta tendencia puede influir en su comportamiento químico.

16. Determina cuántos electrones desapareados tiene el oxígeno en su estado fundamental mediante un diagrama de orbitales.

17. Un productor agrícola emplea sulfato de zinc como micronutriente. Describe el número atómico, grupo, período y bloque del zinc.

18. Explica cuál fue el aporte del modelo cuántico al entendimiento de la estructura electrónica y menciona una aplicación científica relacionada con los niveles de energía.

19. Relaciona los orbitales s, p, d y f con la organización de los elementos en los bloques de la tabla periódica.

20. Analiza cómo la configuración electrónica del nitrógeno se relaciona con su posición en la tabla periódica y con su capacidad para participar en la formación de diferentes compuestos.

2.11 Conclusión del capítulo

En este capítulo se ha estudiado la evolución histórica del modelo atómico, desde las primeras propuestas experimentales hasta la formulación del modelo cuántico moderno. También se analizó cómo los electrones se distribuyen en niveles, subniveles y orbitales, y cómo esa organización se relaciona con propiedades químicas fundamentales como la reactividad, la formación de iones y la periodicidad. La tabla periódica, lejos de ser una simple clasificación de elementos, refleja patrones asociados con la estructura electrónica de los átomos y permite realizar predicciones sobre su comportamiento químico. Comprender estos principios es esencial para avanzar hacia temas posteriores como enlace químico, propiedades de los compuestos inorgánicos y reactividad de las especies químicas.

3 Estados de la materia y cambios de estado

3.1 Introducción

El estudio de los estados de la materia constituye un pilar fundamental de la química, ya que permite entender cómo se comporta la materia bajo distintas condiciones de temperatura y presión. Comprender la organización de las partículas, su energía y los cambios físicos que experimenta una sustancia permite explicar fenómenos cotidianos y procesos industriales, así como avanzar en campos como la bioquímica, la física de materiales, la medicina, la ingeniería y las ciencias agropecuarias. Desde el hielo que se derrite hasta la vaporización de combustibles o la condensación del vapor de agua en sistemas cerrados, todos estos fenómenos están regidos por principios fisicoquímicos que la química describe con precisión (Petrucci et al., 2019; Chang & Goldsby, 2020).

El estado físico de una sustancia depende de las condiciones de temperatura y presión, así como de la naturaleza de las interacciones entre sus partículas. Cuando estas condiciones cambian, también puede modificarse la organización y movilidad de las partículas, dando lugar a transiciones de fase o cambios de estado. Por ello, el estudio de los estados de la materia no solo describe cómo se presenta una sustancia, sino también cómo responde a variaciones del entorno y cómo esas respuestas pueden aprovecharse en aplicaciones técnicas y biológicas (Brown et al., 2018; Zumdahl & Zumdahl, 2020).

3.2 Estados de la materia

En cursos introductorios se estudian principalmente tres estados de la materia: sólido, líquido y gaseoso. En condiciones de elevada energía también se considera el plasma, caracterizado por la presencia de partículas cargadas. Cada estado se diferencia por la organización de sus partículas, su libertad de movimiento, las interacciones existentes entre ellas y su respuesta frente a cambios de temperatura y presión (Petrucci et al., 2019).

3.2.1 Estado sólido

Los sólidos poseen forma y volumen definidos. Sus partículas se encuentran muy próximas entre sí y ocupan posiciones relativamente fijas, aunque pueden vibrar alrededor de posiciones de equilibrio. Esta organización explica su baja compresibilidad y su resistencia a cambios de forma.

En muchos sólidos, especialmente en los cristalinos, las partículas se ordenan en estructuras tridimensionales regulares. En otros casos, como ocurre en los vidrios y en ciertos materiales poliméricos, no existe un orden de largo alcance y se habla de sólidos amorfos. Cuando aumenta la temperatura, también aumenta la energía asociada al movimiento de las partículas; si se alcanzan las condiciones correspondientes a la fusión, el sólido puede transformarse en líquido (Chang & Goldsby, 2021; Brown et al., 2018).

3.2.2 Estado líquido

Los líquidos tienen volumen definido, pero no forma propia, por lo que adoptan la forma del recipiente que los contiene. Sus partículas se encuentran próximas entre sí, aunque con mayor libertad de movimiento que en los sólidos, lo que permite el flujo. Esta movilidad se relaciona con propiedades como viscosidad, difusión, capilaridad y tensión superficial.

En comparación con los gases, los líquidos presentan una compresibilidad muy baja. Propiedades como el punto de ebullición, la presión de vapor y la viscosidad dependen de la naturaleza de la sustancia y de la intensidad de las fuerzas intermoleculares. Así, líquidos con interacciones intermoleculares intensas, como aquellos en los que se forman enlaces de hidrógeno, suelen presentar puntos de ebullición relativamente elevados (Zumdahl et al., 2024; Petrucci et al., 2017).

3.2.3 Estado gaseoso

Los gases no tienen forma ni volumen definidos. Sus partículas se encuentran muy separadas y se mueven continuamente, por lo que el gas se expande hasta ocupar el volumen disponible y puede comprimirse con relativa facilidad.

El comportamiento de los gases puede interpretarse mediante la teoría cinético-molecular, según la cual las

partículas se encuentran en movimiento continuo y las colisiones con las paredes del recipiente se relacionan con la presión ejercida por el gas. La condensación de un gas puede favorecerse al disminuir la temperatura y, cuando las condiciones lo permiten, al aumentar la presión. Sin embargo, por encima de la temperatura crítica de una sustancia, el aumento de presión por sí solo no produce la formación de una fase líquida (Brown et al., 2018; Chang & Goldsby, 2020).

3.2.4 Plasma

El plasma es un estado de la materia en el que una fracción significativa de las partículas se encuentra ionizada. En este sistema pueden coexistir electrones libres, iones y partículas neutras, por lo que su comportamiento difiere del de un gas ordinario y puede verse fuertemente influido por campos eléctricos y magnéticos.

El plasma se encuentra en fenómenos naturales como los relámpagos y en numerosas aplicaciones tecnológicas, entre ellas lámparas de descarga, procesos de tratamiento de superficies y determinadas técnicas analíticas. Aunque en cursos introductorios suele enfatizarse el estudio de los estados sólido, líquido y gaseoso, el plasma constituye una forma importante de organización de la materia en condiciones de elevada energía (Brown et al., 2018).

3.3 Sistemas coloidales

Un **coloide** no constituye un estado clásico de la materia, sino un sistema disperso en el que una fase se encuentra distribuida en otra en forma de partículas de tamaño intermedio entre las que caracterizan una disolución verdadera y una suspensión. Entre los sistemas coloidales se encuentran determinadas emulsiones, nieblas, espumas, geles y dispersiones presentes en productos de uso cotidiano y en sistemas biológicos.

Los coloides son importantes en química, biología, ciencia de los alimentos, farmacia y ciencias del suelo, pero deben distinguirse conceptualmente de los estados físicos de la materia. Esta diferenciación permite evitar confusiones entre *estado de agregación* y *tipo de sistema material* (Petrucci et al., 2017).

3.4 Cambios de estado de la materia

Los cambios de estado o transiciones de fase son procesos físicos mediante los cuales una sustancia pasa de un estado de agregación a otro sin modificar su identidad química. Durante estas transformaciones cambian la organización, la separación y la movilidad de las partículas, así como la energía del sistema, pero la composición química de la sustancia permanece esencialmente inalterada (Petrucci et al., 2019; Chang & Goldsby, 2021).

Desde el punto de vista energético, algunas transiciones requieren absorción de energía en forma de calor, mientras que otras implican liberación de energía:

- **Fusión:** paso de sólido a líquido. Es un proceso endotérmico.
- **Solidificación:** paso de líquido a sólido. Es un proceso exotérmico.
- **Vaporización:** paso de líquido a gas. Puede producirse mediante evaporación o ebullición.
- **Condensación:** paso de gas a líquido. Es el proceso inverso de la vaporización.
- **Sublimación:** paso directo de sólido a gas sin atravesar una fase líquida intermedia.
- **Deposición o sublimación inversa:** paso directo de gas a sólido.

La **evaporación** es un fenómeno superficial que puede producirse a temperaturas inferiores al punto de ebullición. Las partículas con suficiente energía pueden escapar desde la superficie del líquido hacia la fase gaseosa. En cambio, la **ebullición** ocurre cuando la presión de vapor del líquido alcanza la presión externa y se forman burbujas de vapor en el interior de toda la masa líquida.

Esta diferencia resulta importante para interpretar procesos como el secado, la destilación, la refrigeración y diversas operaciones de transferencia de calor.

3.5 Cambios físicos y químicos

Un **cambio físico** modifica alguna propiedad física de la materia, como su estado de agregación, forma, tamaño o distribución, sin producir necesariamente una nueva sustancia. La fusión del hielo, la evaporación del agua y la condensación del vapor son ejemplos de cambios físicos. En estos casos, la identidad química de la sustancia se conserva.

En cambio, un **cambio químico** implica la transformación de unas sustancias en otras mediante una reorganización de los átomos y de sus enlaces. La combustión, la oxidación de un metal, la fermentación y las reacciones ácido-base son ejemplos de transformaciones químicas. La distinción entre cambios físicos y químicos es fundamental para interpretar procesos naturales, industriales y biológicos (Chang & Goldsby, 2021; Brown et al., 2018).

Algunos procesos pueden involucrar simultáneamente fenómenos físicos y químicos. Por ejemplo, un gas puede disolverse inicialmente en un líquido mediante interacciones físicas y posteriormente reaccionar con el medio, dando origen a nuevas especies químicas. Esta situación resulta particularmente relevante en sistemas acuáticos,

biológicos y ambientales.

3.6 Práctica guiada

Tema: Identificación de estados de la materia y cambios físicos en sistemas de interés aplicado.

Objetivo: Reconocer los estados de la materia y los principales cambios de estado mediante el análisis de situaciones relacionadas con sistemas acuícolas, agrícolas, ambientales y biológicos.

Procedimiento:

1. Lea cada una de las situaciones propuestas.
2. Identifique los estados de la materia presentes en cada sistema.
3. Determine si existe un cambio de estado y, de ser así, indique su nombre.
4. Clasifique el fenómeno como físico o químico.
5. Explique brevemente el proceso mediante el comportamiento de las partículas y los cambios de energía involucrados.

Situaciones para analizar:

1. En un tanque acuícola coexisten agua, burbujas de aire y partículas sólidas de alimento. Identifica los

estados de la materia presentes e indica qué función cumple cada componente.

2. En una instalación cerrada, el vapor de agua entra en contacto con una superficie fría y se forman gotas. Identifica el cambio de estado y explica por qué ocurre.

3. Durante un proceso de calentamiento, una muestra de agua alcanza la ebullición. Explica qué condición debe cumplirse entre la presión de vapor del líquido y la presión externa.

4. Un material biológico se conserva mediante un proceso de liofilización. Identifica el cambio de estado relacionado con la eliminación del agua congelada.

5. Presenta un ejemplo de cambio físico y otro de cambio químico relacionado con una actividad agropecuaria o ambiental.

3.7 Problemas resueltos

Problema 1. Identifica los estados de la materia presentes en un sistema acuícola.

En un tanque de cultivo se observa agua, burbujas visibles de aireación y partículas sólidas de alimento no disuelto.

Solución.

- **Líquido:** el agua constituye la fase líquida principal del sistema.
- **Gas:** las burbujas contienen una mezcla gaseosa procedente del sistema de aireación. Además, parte del oxígeno se encuentra disuelto en el agua y no constituye una fase gaseosa separada.
- **Sólido:** el alimento no disuelto y otras partículas sólidas presentes en el sistema.

Este ejemplo muestra cómo diferentes estados de la materia pueden coexistir dentro de un mismo sistema de interés biológico y productivo.

Problema 2. Describe un cambio de estado aplicado a la conservación de alimentos.

Una muestra de pescado fresco se enfría hasta $-1.8\,^{\circ}\mathrm{C}$ y parte del agua presente en el tejido pasa al estado sólido.

Solución.

- Cambio de estado: **solidificación**.
- Estado inicial del agua considerada: líquido.
- Estado final: sólido.

En una matriz biológica real, las sales y otras sustancias disueltas modifican las condiciones de congelación,

por lo que parte del agua puede permanecer líquida incluso a temperaturas inferiores a 0 °C.

Problema 3. Cálculo del calor necesario para fundir hielo.

Se requiere fundir 48.6 g de hielo inicialmente a 0.0 °C. ¿Cuánto calor se necesita? Considere un calor latente de fusión del hielo de 333.5 J/g.

Solución.

Como el hielo se encuentra inicialmente a su temperatura de fusión, se utiliza:

$$Q = mL_f$$

Sustituyendo los valores:

$$Q = (48.6\,\text{g})(333.5\,\text{J/g})$$

$$Q = 16208.1\,\text{J}$$

Considerando las cifras significativas:

$$Q \approx 1.62 \times 10^4\,\text{J}$$

o bien:

$$Q \approx 16.2\,\text{kJ}$$

Por lo tanto, se requieren aproximadamente 16.2 kJ

para fundir completamente la muestra de hielo.

Problema 4. Evaporación de agua en una solución utilizada en riego.

Durante una jornada de 3.5 h, una bandeja con una solución nutritiva permanece expuesta al ambiente a 30.4 °C y pierde parte del agua debido a la ventilación y al intercambio de energía con el entorno.

Solución.

- Cambio de estado: **evaporación**, correspondiente al proceso líquido → gas.
- Consecuencia: disminuye la cantidad de solvente. Si los solutos permanecen en el recipiente, su concentración puede aumentar.

La evaporación no requiere que el líquido alcance su temperatura de ebullición, pues ocurre desde su superficie.

Problema 5. Condensación sobre una superficie fría.

En un sistema cerrado, el vapor de agua entra en contacto con una tubería cuya temperatura superficial es suficientemente baja y se forman gotas de agua.

Solución.

- Cambio de estado: **condensación**, correspondiente al proceso gas → líquido.

- Consecuencia: parte del vapor presente en el aire pasa a la fase líquida al alcanzar condiciones favorables para la condensación.

Si el condensado se recolecta adecuadamente, este proceso puede utilizarse para recuperar parte del agua y contribuir al control de la humedad del sistema.

3.8 Enlace con la ciencia

En acuacultura, la temperatura del agua es una variable importante porque influye tanto en los procesos biológicos de los organismos como en propiedades fisicoquímicas del sistema. Entre ellas se encuentra la solubilidad de gases como el oxígeno. La evaporación también puede modificar el volumen de agua disponible y, si los solutos permanecen en el sistema, aumentar su concentración.

En veterinaria y en otras áreas biológicas, diferentes procedimientos de conservación y procesamiento de materiales dependen del control de la temperatura y de los cambios de estado. Procesos como congelación, sublimación y condensación pueden aprovecharse para conservar, separar o recuperar determinadas sustancias.

En agronomía, fenómenos como evaporación, cristalización, condensación y disolución intervienen en el comportamiento del agua y de diferentes sustancias utilizadas en suelos y soluciones nutritivas. Estos ejemplos muestran que los estados de la materia no constituyen

únicamente una clasificación teórica, sino una base para interpretar y controlar procesos presentes en sistemas biológicos y productivos (Petrucci et al., 2019; Zumdahl & Zumdahl, 2020).

3.9 Problemas propuestos

1. Describe los tres estados clásicos de la materia presentes en un tanque de cultivo de tilapias y proporciona un ejemplo concreto de cada uno.

2. En un sistema de riego por aspersión, parte del agua pasa del estado líquido al gaseoso. ¿Cómo se denomina este proceso y qué factores pueden favorecerlo?

3. Durante el transporte de determinados materiales biológicos se utiliza hielo seco, CO_2 sólido. ¿Qué cambio de estado experimenta el dióxido de carbono y en qué se diferencia este proceso de la evaporación?

4. El amoníaco gaseoso entra en contacto con agua. Explica por qué este sistema puede involucrar tanto un proceso de disolución como transformaciones químicas posteriores.

5. El oxígeno disuelto en un estanque es esencial para los organismos acuáticos. Explica cualitativamente cómo un aumento de temperatura puede afectar su solubilidad y por qué este efecto resulta importante.

6. Durante la cosecha de organismos acuáticos se reduce la temperatura del agua. Explica cómo influye el enfriamiento sobre el movimiento térmico de las partículas.

7. ¿Por qué un gas como el metano no posee forma ni volumen propios dentro de las condiciones ordinarias en las que se encuentra en fase gaseosa?

8. Durante la pasteurización de leche se modifica la temperatura sin que necesariamente ocurra un cambio de estado. Explica por qué calentar una sustancia no implica siempre una transición de fase.

9. En un laboratorio agrícola se recupera cloruro de sodio mediante la evaporación parcial del agua y la posterior cristalización del soluto. Identifica los procesos físicos involucrados.

10. Una solución nutritiva pierde parte del agua por evaporación durante su calentamiento. ¿Se trata de un cambio físico o químico? Justifica tu respuesta.

11. Describe cómo se produce la condensación del vapor de agua sobre una superficie suficientemente fría.

12. Compara el movimiento y la separación de las partículas de un gas con los de las partículas de un sólido.

13. En un congelador se forma escarcha directamente a partir del vapor de agua presente en el aire. ¿Cómo se denomina este cambio de estado?

14. Después de aplicar una solución fertilizante al suelo, parte del agua se evapora y pueden formarse depósitos cristalinos. Explica los procesos físicos involucrados.

15. El dióxido de carbono presenta un comportamiento de fases que depende de la temperatura y la presión. Explica por qué no puede afirmarse que cualquier compresión de CO_2 gaseoso produzca necesariamente un líquido.

16. Explica qué representa la temperatura de fusión de una sustancia pura a una presión determinada.

17. En un proceso de extracción con vapor, determinadas sustancias volátiles pasan a una corriente gaseosa que posteriormente se enfría. Identifica los cambios de estado relacionados con el proceso.

18. Los sistemas de refrigeración utilizan un fluido refrigerante que circula bajo diferentes condiciones de presión y temperatura. Relaciona su funcionamiento general con los procesos de vaporización y condensación.

19. El etanol utilizado como desinfectante puede evaporarse rápidamente a temperatura ambiente. Explica

por qué la evaporación puede ocurrir sin alcanzar el punto de ebullición.

20. Una muestra de suelo húmedo pierde agua al permanecer expuesta al sol. Describe el proceso considerando la transferencia de energía, el movimiento de las partículas y el cambio de estado involucrado.

3.10 Conclusión del capítulo

El estudio de los estados de la materia y de sus transformaciones permite relacionar el comportamiento microscópico de las partículas con propiedades observables de las sustancias. Conceptos como sólido, líquido, gas, plasma, fusión, solidificación, vaporización, condensación, sublimación y deposición permiten interpretar numerosos fenómenos presentes tanto en la vida cotidiana como en aplicaciones científicas y tecnológicas.

La temperatura y la presión desempeñan un papel fundamental en el comportamiento de las fases, mientras que las características propias de cada sustancia determinan las condiciones en las que pueden producirse determinadas transiciones. Asimismo, distinguir entre cambios físicos y químicos permite identificar cuándo se conserva la identidad de una sustancia y cuándo se forman especies diferentes.

Estos fundamentos proporcionan una base necesaria para comprender posteriormente las fuerzas intermoleculares, los enlaces químicos, las disoluciones y otros procesos

en los que la estructura microscópica de la materia determina su comportamiento macroscópico (Petrucci et al., 2019; Chang & Goldsby, 2020).

4 Enlaces químicos y fuerzas intermoleculares

4.1 Introducción

Los enlaces químicos y las fuerzas intermoleculares constituyen fundamentos esenciales para comprender la estructura y el comportamiento de la materia. Los enlaces permiten explicar cómo se organizan los átomos para formar sustancias, mientras que las interacciones intermoleculares ayudan a interpretar la manera en que moléculas, iones y otras especies químicas se relacionan entre sí. Conceptos como estructura de Lewis, electronegatividad, polaridad y geometría molecular permiten analizar diferentes formas de enlace, mientras que las fuerzas intermoleculares contribuyen a explicar propiedades físicas como solubilidad, viscosidad, punto de ebullición, tensión superficial y miscibilidad. Estas ideas son relevantes no solo en química inorgánica, sino también en biología estructural, farmacología, ciencia de materiales y química ambiental (Petrucci et al., 2017; Chang & Goldsby, 2020; Zumdahl et al., 2024).

Desde una perspectiva microscópica, la formación de enlaces y la organización de las sustancias están relacionadas con la distribución de los electrones y con la energía del sistema. Por ello, estudiar cómo se distribuyen los electrones de valencia y cómo se organiza la densidad electrónica permite comprender por qué algunas sustancias están constituidas por moléculas discretas, otras forman redes cristalinas extensas y otras presentan estructuras con características intermedias. Estas relaciones son indispensa-

bles para interpretar tanto la estabilidad como la reactividad y las propiedades macroscópicas de las sustancias (Brown et al., 2018; Weller et al., 2018).

4.2 Representación de Lewis

La representación de Lewis es un modelo que permite visualizar los electrones de valencia de los átomos y analizar su participación en la formación de enlaces químicos. En este sistema, el símbolo químico representa el núcleo y los electrones internos, mientras que puntos colocados alrededor del símbolo indican los electrones de valencia.

En las estructuras de moléculas e iones, esta representación permite distinguir pares de electrones enlazantes y pares libres o no compartidos. También facilita la aplicación de la regla del octeto, según la cual numerosos elementos representativos tienden a encontrarse en estructuras en las que aparecen rodeados por ocho electrones de valencia. El hidrógeno constituye un caso particular, pues se asocia habitualmente con dos electrones, de acuerdo con la denominada regla del dueto (Chang & Goldsby, 2021; Petrucci et al., 2019).

La regla del octeto debe entenderse como una herramienta útil y no como una ley universal. Existen especies con un número impar de electrones, estructuras deficientes en electrones y compuestos en los que determinados átomos

presentan más de ocho electrones en su representación de Lewis.

Por ejemplo, en la molécula de agua, el oxígeno forma dos enlaces covalentes con los átomos de hidrógeno y conserva dos pares libres. En el dióxido de carbono, el carbono se representa unido mediante enlaces dobles a los dos átomos de oxígeno. Las estructuras de Lewis también resultan útiles para estudiar especies poliatómicas y para introducir conceptos como carga formal y resonancia.

Aunque este modelo proporciona información importante sobre conectividad y distribución electrónica, no representa por sí solo la geometría tridimensional real de una molécula ni constituye una descripción completa del comportamiento cuántico de los electrones. Su utilidad radica en servir como una primera aproximación para interpretar enlace, valencia y distribución electrónica.

4.3 Electronegatividad

La electronegatividad expresa la tendencia relativa de un átomo enlazado a atraer hacia sí la densidad electrónica asociada con un enlace químico. Linus Pauling desarrolló una de las escalas más utilizadas para representar esta propiedad a partir de relaciones entre energías de enlace. La electronegatividad resulta especialmente útil para analizar la polaridad de los enlaces y comparar el comportamiento de diferentes combinaciones de átomos.

En la tabla periódica, la electronegatividad presenta una tendencia general a aumentar de izquierda a derecha en un período y de abajo hacia arriba en un grupo. El flúor posee el valor más elevado en la escala de Pauling, mientras que los metales alcalinos presentan valores relativamente bajos. Estas tendencias se relacionan, entre otros factores, con la carga nuclear efectiva y con la distancia entre el núcleo y los electrones que participan en el enlace (Brown et al., 2018; Chang & Goldsby, 2021).

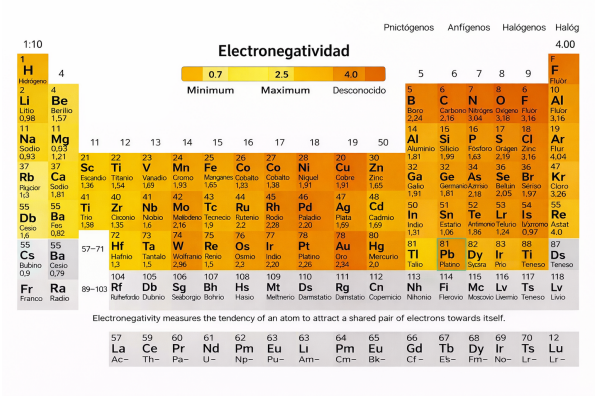


Figura 4.1. Tendencia general de la electronegatividad en la tabla periódica.

Fuente: Elaboración propia con base en datos de Ptable (s. f.).

La diferencia de electronegatividad entre dos átomos enlazados puede utilizarse como una orientación para analizar el carácter del enlace:

- Una diferencia grande de electronegatividad suele asociarse con un mayor carácter iónico.

- Una diferencia intermedia suele relacionarse con un enlace covalente polar.

- Una diferencia pequeña o nula suele corresponder a un enlace covalente con poca o ninguna polaridad.

Estas categorías no representan fronteras absolutas. El carácter iónico y el carácter covalente pueden considerarse extremos de un continuo, por lo que la naturaleza de un enlace no debe establecerse únicamente mediante un valor numérico de diferencia de electronegatividad. También deben considerarse la estructura y el entorno químico de las especies involucradas (Petrucci et al., 2017; Weller et al., 2018).

4.4 Enlace iónico

El modelo de enlace iónico describe la interacción electrostática entre especies con cargas opuestas. En numerosos compuestos, la formación de cationes y aniones puede interpretarse mediante la transferencia formal de uno o más electrones entre átomos, pero la estabilidad del sólido resultante se debe principalmente a las interacciones electrostáticas colectivas que se establecen dentro de la red cristalina (Petrucci et al., 2017; Chang & Goldsby, 2020).

Un ejemplo representativo es el cloruro de sodio. El sodio puede formar el catión Na^+, mientras que el cloro puede formar el anión Cl^-. En el sólido, estos iones no

se encuentran formando moléculas aisladas de NaCl, sino organizados en una red cristalina tridimensional mantenida por interacciones electrostáticas.

Los compuestos iónicos presentan algunas propiedades generales:

- Muchos son sólidos cristalinos a temperatura ambiente.
- Suelen presentar temperaturas de fusión relativamente elevadas.
- Con frecuencia son frágiles debido a la organización de sus redes cristalinas.
- En estado sólido no conducen fácilmente la corriente eléctrica porque los iones ocupan posiciones relativamente fijas.
- Cuando están fundidos, o cuando son suficientemente solubles y se encuentran disueltos formando iones móviles, pueden conducir la corriente eléctrica.

La distinción entre enlace iónico y covalente constituye una aproximación útil, pero no implica que todos los sólidos puedan clasificarse mediante una separación absoluta entre ambos modelos. Algunas sustancias presentan un grado apreciable de carácter covalente, especialmente cuando intervienen especies con elevada capacidad de polarización.

4.5 Enlaces covalentes

El enlace covalente se asocia con la distribución compartida de densidad electrónica entre dos átomos. Este tipo de enlace es frecuente entre elementos no metálicos y permite formar tanto moléculas discretas como redes covalentes extensas. La distribución de los electrones entre los átomos puede ser aproximadamente simétrica o encontrarse desplazada hacia uno de ellos, dependiendo de las características de los átomos enlazados.

De acuerdo con la representación de Lewis, los enlaces covalentes pueden clasificarse por el número de pares de electrones compartidos:

- **Enlace simple:** se representa mediante un par de electrones compartidos, como en H_2.
- **Enlace doble:** se representa mediante dos pares de electrones compartidos, como en O_2.
- **Enlace triple:** se representa mediante tres pares de electrones compartidos, como en N_2.

Según la distribución de la densidad electrónica, pueden distinguirse:

- **Enlace covalente no polar:** presenta una distribución aproximadamente simétrica de la densidad electrónica entre los átomos.

- **Enlace covalente polar:** presenta una distribución desigual de la densidad electrónica y origina cargas parciales, representadas comúnmente mediante δ^+ y δ^-.

También se utiliza el concepto de **enlace covalente coordinado o dativo** para describir situaciones en las que, al representar la formación del enlace, los dos electrones del par compartido proceden inicialmente de la misma especie. Una vez formado el enlace, este origen de los electrones no implica necesariamente que el enlace resultante constituya una categoría física diferente de otros enlaces covalentes equivalentes.

4.5.1 Polaridad molecular y geometría

La polaridad de una molécula no depende únicamente de que sus enlaces individuales sean polares, sino también de la disposición espacial de esos enlaces. Para establecer la polaridad molecular es necesario considerar conjuntamente las magnitudes y las direcciones de los momentos dipolares.

Por ejemplo, el agua posee enlaces O − H polares y una geometría angular. Como consecuencia, sus momentos dipolares de enlace no se cancelan y la molécula presenta un momento dipolar neto.

En cambio, el dióxido de carbono posee dos enlaces C = O polares, pero la molécula es lineal. Los momentos dipolares asociados con ambos enlaces presentan direcciones

opuestas y se cancelan debido a la simetría molecular, por lo que el CO_2 es globalmente no polar. Esta relación entre enlace y geometría resulta esencial para interpretar propiedades como solubilidad e interacciones intermoleculares (Brown et al., 2018; Zumdahl et al., 2024).

4.6 Fuerzas intermoleculares

Las fuerzas intermoleculares son interacciones no covalentes que contribuyen a determinar la organización y las propiedades de sustancias moleculares y disoluciones. Entre ellas se encuentran las fuerzas de dispersión de London, las interacciones dipolo-dipolo, los puentes de hidrógeno y las interacciones ión-dipolo.

Aunque estas interacciones suelen ser más débiles que los enlaces covalentes o las interacciones que mantienen una red iónica, su efecto colectivo puede influir significativamente en propiedades como punto de ebullición, volatilidad, viscosidad, tensión superficial y solubilidad.

La intensidad relativa de las interacciones depende de diversos factores, entre ellos la polaridad, la polarizabilidad, el tamaño y la geometría de las especies involucradas. Por esta razón, no resulta adecuado atribuir una propiedad macroscópica a una sola fuerza sin considerar el conjunto de interacciones presentes en el sistema (Petrucci et al., 2019; Chang & Goldsby, 2021).

4.6.1 Fuerzas dipolo-dipolo

Las interacciones dipolo-dipolo se presentan entre moléculas que poseen momentos dipolares permanentes. Las regiones con densidades de carga parcial opuestas pueden orientarse de manera que produzcan una interacción atractiva.

Un ejemplo es el cloruro de hidrógeno, HCl, que presenta un momento dipolar permanente debido a la distribución desigual de la densidad electrónica en el enlace H – Cl.

Es importante considerar que una molécula polar también presenta fuerzas de dispersión de London. Por ello, las interacciones dipolo-dipolo no sustituyen a las fuerzas de dispersión, sino que se suman al conjunto de interacciones existentes entre las moléculas.

4.6.2 Fuerzas ión-dipolo

Las interacciones ión-dipolo se producen entre un ion y una molécula polar. Son particularmente importantes en las disoluciones de numerosos compuestos iónicos en solventes polares.

Cuando el cloruro de sodio se disuelve en agua, los iones Na^+ interactúan con regiones de las moléculas de agua donde existe mayor densidad electrónica, principalmente próximas al átomo de oxígeno. Por su parte, los iones Cl^- interactúan con las regiones parcialmente positivas

asociadas con los átomos de hidrógeno.

Cuando el solvente es agua, la estabilización de los iones por las moléculas del medio se denomina **hidratación**; de manera más general, el proceso se denomina **solvatación**. Estas interacciones contribuyen a explicar la estabilidad de numerosos iones en disolución acuosa.

4.6.3 Fuerzas de dispersión de London

Las fuerzas de dispersión de London se originan por fluctuaciones temporales en la distribución electrónica que producen dipolos instantáneos capaces de inducir dipolos en especies próximas.

Estas fuerzas se encuentran presentes en todas las especies atómicas y moleculares. En sustancias no polares constituyen las principales interacciones atractivas entre partículas.

Su intensidad aumenta generalmente con la polarizabilidad de la nube electrónica. Esta propiedad suele ser mayor en especies con mayor número de electrones y nubes electrónicas más fácilmente deformables. La forma molecular también puede influir en la magnitud de estas interacciones al modificar la superficie efectiva de contacto entre moléculas.

Las fuerzas de dispersión permiten comprender, entre otros fenómenos, por qué los gases nobles pueden condensarse a temperaturas suficientemente bajas y por qué sustancias no polares pueden existir en estado líquido o

sólido.

4.6.4 Puente de hidrógeno

El puente de hidrógeno es una interacción particularmente importante que aparece cuando un átomo de hidrógeno unido covalentemente a un átomo fuertemente electronegativo interactúa con una región rica en densidad electrónica de otra especie, generalmente asociada con un par electrónico libre.

En química introductoria, los ejemplos más frecuentes involucran enlaces O – H, N – H y F – H.

En el agua, los puentes de hidrógeno contribuyen a explicar propiedades como su temperatura de ebullición relativamente elevada para su masa molar y su elevada tensión superficial. Estas interacciones también participan en la organización de numerosas estructuras biológicas y materiales (Zumdahl & Zumdahl, 2020; Brown et al., 2018).

Aunque un puente de hidrógeno individual suele ser considerablemente más débil que un enlace covalente típico, la acción conjunta de numerosas interacciones puede ejercer un efecto importante sobre la estructura y las propiedades macroscópicas de un sistema.

4.7 Práctica guiada

Tema: Relación entre enlace químico, polaridad y fuerzas intermoleculares.

Objetivo: Analizar diferentes sustancias mediante su estructura de Lewis, tipo de enlace, polaridad y principales interacciones intermoleculares, relacionando estas características con propiedades observables.

Procedimiento:

1. Considere las siguientes especies: NaCl, H_2O, CO_2, NH_3 y CH_4.

2. Identifique si cada sustancia puede describirse principalmente mediante un modelo iónico o covalente.

3. Para las especies moleculares, represente su estructura de Lewis.

4. Determine si los enlaces principales son polares o no polares.

5. Considere la geometría molecular y clasifique cada molécula como polar o no polar.

6. Identifique las principales fuerzas intermoleculares presentes.

7. Relacione el análisis realizado con una propiedad física, como solubilidad, volatilidad o punto de ebullición.

Desafío 1: Explica por qué CO_2 posee enlaces polares pero la molécula es globalmente no polar.

Desafío 2: Compara H_2O y CH_4 y explica por qué presentan comportamientos intermoleculares diferentes.

4.8 Problemas resueltos

Problema 1. Determine el carácter predominante del enlace entre los siguientes pares de átomos: (a) Na y Cl, (b) H y O, (c) N y N. Utilice la diferencia de electronegatividad como criterio orientativo.

Solución.

Usando valores aproximados de electronegatividad en la escala de Pauling:

(a) Na (0.93) y Cl (3.16):

$$\Delta\chi = 3.16 - 0.93 = 2.23$$

La diferencia es relativamente grande y, considerando además la naturaleza metálica del sodio y no metálica del cloro, el compuesto formado presenta un marcado carácter iónico.

(b) H (2.20) y O (3.44):

$$\Delta\chi = 3.44 - 2.20 = 1.24$$

La distribución electrónica del enlace es desigual y el enlace O – H se clasifica como covalente polar.

(c) N (3.04) y N (3.04):

$$\Delta\chi = 3.04 - 3.04 = 0.00$$

Al tratarse de átomos idénticos, la densidad electrónica del enlace se distribuye simétricamente y el enlace es covalente no polar.

La diferencia de electronegatividad constituye una herramienta orientativa y no debe interpretarse como una frontera absoluta entre enlace iónico y covalente.

Problema 2. Represente la estructura de Lewis del dióxido de carbono, CO_2, y determine si la molécula es polar o no polar.

Solución.

Una representación simplificada de la conectividad es:

$$O = C = O$$

Cada átomo de oxígeno conserva dos pares de electrones no compartidos y el carbono completa su octeto mediante los dos enlaces dobles.

La molécula posee geometría lineal. Aunque cada enlace C = O es polar, los momentos dipolares tienen igual

dirección axial pero sentidos opuestos y se cancelan por la simetría de la molécula. Por ello, CO_2 es globalmente no polar.

Problema 3. Identifique la interacción intermolecular característica que debe considerarse en cada sustancia: (a) HCl, (b) CH_4, (c) H_2O.

Solución.

(a) HCl: además de fuerzas de dispersión de London, presenta interacciones dipolo-dipolo debido a su momento dipolar permanente.

(b) CH_4: al ser una molécula no polar, sus interacciones atractivas intermoleculares corresponden principalmente a fuerzas de dispersión de London.

(c) H_2O: presenta fuerzas de dispersión y otras interacciones dipolares, pero destaca particularmente la formación de puentes de hidrógeno.

Problema 4. El nitrato de potasio, KNO_3, es utilizado como fertilizante. Identifique los tipos de enlace presentes en este compuesto.

Solución.

En el nitrato de potasio deben distinguirse dos niveles de interacción:

- En el sólido existe interacción electrostática entre los cationes K^+ y los aniones NO_3^-.

- Dentro del ion nitrato, los átomos de nitrógeno y oxígeno están unidos mediante enlaces covalentes y la distribución electrónica del anión se representa mediante estructuras de resonancia.

Este ejemplo muestra que la descripción de una sustancia puede requerir considerar simultáneamente interacciones iónicas y enlaces covalentes.

4.9 Enlace con la ciencia

En agronomía, la naturaleza de los enlaces y de las interacciones entre especies químicas ayuda a comprender la disolución y disponibilidad de numerosos componentes utilizados en fertilizantes. Cuando una sal soluble entra en contacto con agua, las interacciones entre sus iones y las moléculas del solvente desempeñan un papel importante en el proceso de disolución.

En acuacultura, diferentes sales minerales pueden incorporarse al agua para modificar determinadas características del sistema. La presencia de especies cargadas en el medio acuoso requiere considerar interacciones ión-dipolo y procesos de hidratación.

En veterinaria y farmacología, la polaridad molecular y las interacciones no covalentes participan en fenómenos como solubilidad, reconocimiento molecular y distribución de sustancias. Los puentes de hidrógeno, las interacciones electrostáticas y las fuerzas de dispersión pueden contribuir

colectivamente al comportamiento de moléculas de interés biológico.

Estos ejemplos muestran que comprender los enlaces y las fuerzas intermoleculares permite conectar la estructura microscópica de las sustancias con propiedades y procesos observables en sistemas científicos y productivos.

4.10 Problemas propuestos

1. El cloruro de sodio, NaCl, se utiliza en diferentes aplicaciones acuícolas. Describe el modelo de enlace que permite explicar la estructura del sólido.

2. El sulfato de cobre, $CuSO_4$, contiene especies unidas mediante diferentes tipos de interacción. Distingue las interacciones entre Cu^{2+} y SO_4^{2-} de los enlaces presentes dentro del ion sulfato.

3. El agua presenta enlaces covalentes polares. Explica cómo la geometría molecular determina que la molécula posea un momento dipolar neto.

4. Compara la electronegatividad del oxígeno y del hidrógeno y relaciona la diferencia con la polaridad de los enlaces O – H.

5. Los lípidos poseen extensas regiones hidrocarbonadas de baja polaridad. Explica por qué estas regiones presentan poca afinidad por el agua.

6. ¿Qué interacción intermolecular contribuye especialmente a la elevada tensión superficial del agua?

7. En el nitrato de potasio, KNO_3, identifica las interacciones entre los iones y los enlaces presentes dentro del anión nitrato.

8. Compara el cloruro de calcio con el dióxido de carbono. ¿Cuál esperas que presente una temperatura de fusión mayor? Justifica la respuesta a partir de sus estructuras.

9. ¿Qué tipo de enlace existe entre los átomos del oxígeno molecular, O_2, y qué fuerzas intermoleculares pueden actuar entre sus moléculas?

10. Represente la estructura de Lewis del amoníaco, NH_3, e indique su geometría y polaridad molecular.

11. Explica por qué los puentes de hidrógeno son importantes en numerosas estructuras biológicas.

12. El enlace peptídico de las proteínas es un enlace covalente. Explica la diferencia entre este enlace intramolecular y las interacciones no covalentes que pueden producirse entre distintas regiones de una proteína.

13. En una disolución acuosa existen iones Mg^{2+}. ¿Qué tipo de interacción se establece entre estos iones y las moléculas de agua?

14. ¿Qué fuerzas intermoleculares están presentes entre las moléculas de etanol?

15. La urea es soluble en agua. Explica qué características estructurales permiten que establezca interacciones favorables con las moléculas del solvente.

16. Explica por qué los gases nobles presentan una reactividad química generalmente baja en condiciones ordinarias y menciona una aplicación de alguno de ellos.

17. Distingue entre enlace covalente polar y enlace covalente no polar y proporciona un ejemplo de cada uno.

18. Cuando una sal soluble se incorpora al agua, explica qué interacciones del sólido deben superarse y qué nuevas interacciones se establecen entre los iones y el solvente.

19. Describe cómo las fluctuaciones de la densidad electrónica originan fuerzas de dispersión de London incluso en sustancias no polares.

20. La hidroxiapatita presente en el tejido mineralizado contiene iones calcio y grupos fosfato. Explica por qué su descripción estructural requiere considerar interacciones iónicas y enlaces covalentes.

4.11 Conclusión del capítulo

En este capítulo se analizaron diferentes modelos utilizados para relacionar la distribución electrónica con la estructura y las propiedades de las sustancias. Las representaciones de Lewis permiten identificar electrones de valencia, enlaces y pares electrónicos libres, mientras que la electronegatividad ayuda a interpretar la distribución de la densidad electrónica y la polaridad de los enlaces.

La distinción entre enlace iónico y covalente constituye una herramienta conceptual para analizar diferentes tipos de sustancias, aunque ambos modelos no deben entenderse como categorías completamente separadas. En las sustancias moleculares, la geometría es necesaria para determinar si los momentos dipolares de los enlaces producen o no una polaridad molecular neta.

Finalmente, las fuerzas de dispersión de London, las interacciones dipolo-dipolo, los puentes de hidrógeno y las interacciones ión-dipolo permiten relacionar la estructura microscópica con propiedades macroscópicas como solubilidad, volatilidad, tensión superficial y temperatura de ebullición. Estos conocimientos proporcionan una base para estudiar posteriormente mezclas, funciones químicas, disoluciones y diferentes procesos de reactividad química.

5 Mezclas y combinaciones

5.1 Introducción

El estudio de las mezclas y de las combinaciones químicas permite distinguir entre sistemas en los que las sustancias conservan su identidad y procesos en los que se forman especies nuevas. Una mezcla está constituida por dos o más componentes asociados físicamente en proporciones que pueden variar. En cambio, cuando las sustancias participan en una reacción química y originan productos diferentes, ocurre una transformación química. Esta distinción resulta esencial para interpretar fenómenos de laboratorio, procesos industriales, formulaciones farmacéuticas, tratamientos de agua, preparación de fertilizantes y transformaciones de interés ambiental y biológico (Chang & Goldsby, 2020; Petrucci et al., 2017; Brown et al., 2018).

Comprender esta diferencia permite relacionar la composición de los sistemas materiales con propiedades físicas, métodos de separación y principios cuantitativos de la química. En ciencias aplicadas es frecuente trabajar con disoluciones, suspensiones, emulsiones, coloides y mezclas sólidas, por lo que reconocer la naturaleza de cada sistema es indispensable para seleccionar un procedimiento de análisis, separación o tratamiento adecuado.

5.2 Mezclas

Una mezcla es un sistema material constituido por dos o más sustancias en proporciones variables, sin que sea necesario que ocurra una reacción química entre ellas. Sus componentes conservan su identidad química y pueden presentar propiedades físicas diferentes de las que poseen de manera aislada debido a la composición y organización del sistema (Petrucci et al., 2019; Chang & Goldsby, 2021).

Las mezclas están presentes en numerosos sistemas naturales y tecnológicos. El aire, el agua de mar, la leche, la sangre, el suelo, una solución nutritiva para cultivo hidropónico y una suspensión farmacéutica son ejemplos de sistemas formados por varios componentes.

5.2.1 Clasificación de las mezclas

Una clasificación básica distingue entre mezclas homogéneas y heterogéneas.

- **Mezclas homogéneas:** presentan una sola fase observable y composición uniforme a escala macroscópica. Las disoluciones constituyen un ejemplo característico. Entre ellas se encuentran el cloruro de sodio disuelto en agua, mezclas de etanol y agua y determinadas soluciones nutritivas.
- **Mezclas heterogéneas:** presentan más de una fase o una distribución no uniforme de sus componentes.

Entre los ejemplos se encuentran agua con arena, aceite y agua y sistemas con sedimentos visibles.

También pueden distinguirse sistemas dispersos como suspensiones y coloides:

- **Suspensiones:** contienen partículas dispersas de tamaño suficiente para que, bajo determinadas condiciones, puedan sedimentar con el tiempo. Ejemplos: barro en agua y determinadas suspensiones farmacéuticas.

- **Coloides:** son sistemas dispersos en los que una fase se encuentra distribuida dentro de otra y las partículas dispersas no sedimentan fácilmente por acción de la gravedad. Pueden presentar fenómenos como dispersión de la luz. La leche, ciertas emulsiones, nieblas y geles son ejemplos frecuentes.

Esta clasificación resulta útil porque el comportamiento de cada sistema condiciona los métodos que pueden emplearse para separarlo, purificarlo o analizarlo.

5.3 Métodos de separación de mezclas

Los métodos de separación se basan en diferencias de propiedades físicas entre los componentes, como tamaño de partícula, densidad, volatilidad, solubilidad, afinidad por una superficie o distribución entre diferentes fases.

- **Evaporación:** permite eliminar un componente volátil, generalmente el solvente, mediante su paso a la fase gaseosa. Puede utilizarse para recuperar un soluto no volátil.

- **Destilación simple:** permite separar un líquido de sustancias no volátiles o separar líquidos cuando existe una diferencia suficientemente grande en su volatilidad.

- **Destilación fraccionada:** se utiliza para separar mezclas de líquidos miscibles con volatilidades relativamente próximas mediante múltiples procesos sucesivos de vaporización y condensación.

- **Filtración:** separa partículas sólidas suspendidas en un fluido mediante un medio poroso.

- **Centrifugación:** acelera la separación de componentes según diferencias en su comportamiento bajo un campo centrífugo, relacionado con factores como densidad, tamaño y forma de las partículas.

- **Decantación:** permite separar fases inmiscibles o separar un líquido de un sólido previamente sedimentado.

- **Tamización:** separa partículas sólidas según diferencias de tamaño mediante mallas o tamices.

- **Adsorción:** aprovecha la acumulación preferencial de determinadas especies sobre la superficie de un material sólido.
- **Cristalización:** permite separar o purificar una sustancia mediante la formación de cristales a partir de una disolución, aprovechando cambios de solubilidad o de concentración.
- **Cromatografía:** separa componentes de una mezcla debido a sus diferentes interacciones con una fase estacionaria y una fase móvil.

Estos procedimientos no requieren transformar químicamente los componentes de la mezcla; se basan en diferencias físicas que permiten separarlos o concentrarlos.

5.4 Combinaciones químicas

En este contexto, una **combinación química** corresponde a un proceso en el que dos o más sustancias participan en una reacción y originan una o más sustancias nuevas. Durante una reacción química cambia la forma en que los átomos se encuentran enlazados y pueden producirse intercambios de energía con el entorno (Chang & Goldsby, 2021; Brown et al., 2018).

Por ejemplo, el hidrógeno y el oxígeno pueden reaccionar para formar agua:

$$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$$

El producto formado presenta propiedades diferentes de las sustancias iniciales. Por ello, este proceso corresponde a una reacción química y no a una mezcla.

Debe distinguirse entre **mezclar** sustancias y **hacerlas reaccionar**. Si hidrógeno y oxígeno se encuentran juntos sin que ocurra una reacción, el sistema continúa siendo una mezcla gaseosa. Cuando se produce la reacción, los reactivos se transforman y se forma agua.

5.4.1 Leyes relacionadas con las combinaciones químicas

El desarrollo histórico de la química cuantitativa estuvo estrechamente relacionado con varias leyes de combinación:

- **Ley de conservación de la masa:** en un sistema cerrado, la masa total permanece constante durante una reacción química.
- **Ley de las proporciones definidas:** un compuesto puro presenta una proporción definida de sus elementos constituyentes.
- **Ley de las proporciones múltiples:** cuando dos elementos forman más de un compuesto, las masas de

uno que se combinan con una masa fija del otro pueden relacionarse mediante proporciones de números enteros sencillos.

- **Ley de los volúmenes de combinación:** para gases medidos bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, los volúmenes que participan en determinadas reacciones guardan relaciones sencillas entre sí.

Estas leyes contribuyeron al establecimiento de una base cuantitativa para comprender la composición de las sustancias y las reacciones químicas.

5.5 Diferencias entre mezclas y combinaciones químicas

Las diferencias principales pueden resumirse de la siguiente manera:

Cuadro 5.1: Diferencias entre mezclas y combinaciones químicas.

Mezclas	**Combinaciones químicas**
Proporción variable entre los componentes	Proporción definida en un compuesto puro
No se forman sustancias nuevas	Se forman sustancias nuevas
No implica formación de nuevos enlaces químicos entre todos los componentes	Implica formación y ruptura de enlaces químicos
Pueden separarse por métodos físicos	Requieren procesos químicos para descomponerse
Los componentes conservan su identidad química	Los reactivos se transforman en productos con propiedades nuevas

Fuente: Elaboración propia.

Esta comparación ayuda a distinguir si los componentes de un sistema se encuentran simplemente asociados o si han experimentado una transformación química.

5.6 Práctica guiada

Tema: Clasificación y separación de mezclas.

Objetivo: Identificar diferentes tipos de mezclas y seleccionar un método de separación apropiado a partir de las propiedades físicas de sus componentes.

Procedimiento:

1. Analice cada uno de los sistemas propuestos.
2. Determine si corresponde a una mezcla homogénea o heterogénea.
3. Identifique, cuando corresponda, si se trata de una disolución, suspensión, coloide o mezcla de fases inmiscibles.
4. Seleccione un método de separación apropiado.
5. Explique qué propiedad física permite realizar la separación.

Sistemas para analizar:

1. Agua con arena.
2. Cloruro de sodio disuelto en agua.
3. Aceite vegetal y agua.
4. Leche.

5. Agua con partículas finas de suelo en suspensión.

Desafío 1: Explica por qué una disolución de sal en agua no puede separarse mediante filtración ordinaria.

Desafío 2: Compara una suspensión con un coloide y señala al menos una característica que permita diferenciarlos.

5.7 Problemas resueltos

Problema 1. Clasificación de una mezcla en acuacultura.

En un estanque se encuentra agua con algas visibles y partículas de alimento flotante. ¿La mezcla es homogénea o heterogénea?

Solución.

Los componentes no se encuentran distribuidos uniformemente y pueden observarse regiones o partículas diferentes dentro del sistema. Por tanto, corresponde a una **mezcla heterogénea**.

Problema 2. Mezcla homogénea en agronomía.

Un fertilizante soluble se incorpora completamente a 2.50 L de agua y no se observan fases separadas. ¿Qué tipo de sistema se forma?

Solución.

Si el fertilizante se ha disuelto y el sistema presenta una única fase macroscópica uniforme, se trata de una

disolución homogénea.

Problema 3. Separación de agua y arena.

¿Qué método puede utilizarse para separar una mezcla de agua y arena?

Solución.

La **filtración** es apropiada porque la arena constituye un sólido insoluble cuyas partículas pueden ser retenidas por un medio poroso mientras el agua atraviesa el filtro.

Problema 4. Suspensión farmacéutica.

Un medicamento en polvo se dispersa en agua para preparar una formulación oral. Después de cierto tiempo, parte del sólido sedimenta. ¿Cómo debe clasificarse el sistema?

Solución.

El sistema corresponde a una **suspensión**, ya que contiene partículas sólidas dispersas que no permanecen uniformemente distribuidas y pueden sedimentar con el tiempo.

Problema 5. Separación de la fracción grasa de la leche.

¿Qué método puede utilizarse para favorecer la separación de la fracción grasa de la leche?

Solución.

Puede utilizarse **centrifugación**. El movimiento rotacional acelera la separación de componentes que presentan

diferente comportamiento debido a sus propiedades físicas, entre ellas la densidad.

Problema 6. Determinación del porcentaje en masa de sal.

Una muestra de 148.6 g de agua salina se evapora hasta sequedad y se obtienen 5.84 g de residuo salino. Calcula el porcentaje en masa de sal de la mezcla original.

Solución.

El porcentaje en masa se calcula mediante:

$$\%\, m/m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{mezcla}}} \times 100$$

Sustituyendo:

$$\%\, m/m = \frac{5.84\,\text{g}}{148.6\,\text{g}} \times 100$$

$$\%\, m/m = 3.93\,\%$$

Por tanto, la muestra contenía aproximadamente 3.93 % de material salino en masa, suponiendo que el residuo recuperado corresponde al soluto considerado.

5.8 Enlace con la ciencia

Las mezclas desempeñan un papel central en numerosos sistemas productivos. En agronomía, las soluciones nutritivas contienen diferentes especies disueltas que deben

mantenerse en concentraciones adecuadas para el desarrollo de los cultivos. En acuacultura, el agua contiene sales, gases disueltos, partículas suspendidas y materia orgánica, por lo que su tratamiento requiere reconocer distintos tipos de sistemas materiales y seleccionar métodos apropiados de separación o acondicionamiento.

En veterinaria y farmacia también se utilizan disoluciones, suspensiones y emulsiones diseñadas para administrar diferentes sustancias. La estabilidad y homogeneidad de estas formulaciones depende de las propiedades de sus componentes y de la forma en que se encuentran dispersos.

Las transformaciones químicas, por otra parte, intervienen en la síntesis de sustancias, procesos de neutralización, oxidaciones y numerosas reacciones de interés biológico e industrial. Diferenciar entre mezcla y reacción permite establecer si un proceso requiere una separación física o una transformación química.

5.9 Problemas propuestos

1. En un estanque se disuelven sales minerales hasta obtener una sola fase visible. ¿Cómo debe clasificarse el sistema?

2. Una formulación veterinaria contiene varias sustancias distribuidas en un medio líquido. Explica por qué no necesariamente corresponde a un compuesto puro.

3. Al mezclar alimento balanceado con un suplemento vitamínico en polvo se forma un sistema sólido con varios componentes. Clasifícalo y explica por qué puede resultar difícil separar posteriormente sus componentes.

4. Un agrónomo prepara una solución de nitrato de potasio en agua. Clasifica el sistema y explica qué significa que presente una sola fase.

5. ¿Qué método puede emplearse para recuperar una sal no volátil a partir de agua salina?

6. La leche es un sistema disperso complejo. Explica por qué no debe considerarse una sustancia pura.

7. Clasifica una mezcla de arena y agua y propone un método para separarla.

8. ¿Qué método puede utilizarse para separar células sanguíneas del plasma y qué principio físico general aprovecha?

9. Distingue entre una mezcla y una sustancia pura y proporciona un ejemplo de cada una.

10. En un tanque de tratamiento, el agua contiene partículas sólidas suspendidas. Propón una técnica para reducir su contenido.

11. Una mezcla líquida contiene etanol y agua. Explica por qué una destilación puede permitir su separación parcial.

12. Un producto formulado con un componente oleoso y agua puede requerir agentes que estabilicen la dispersión. ¿Qué tipo de sistema podría formarse?

13. Explica por qué una mezcla sólida puede parecer uniforme a simple vista y aun así estar constituida por varios componentes.

14. Un suelo contiene arena, materia orgánica y partículas minerales. Clasifica este sistema material.

15. ¿Qué diferencia existe entre separar físicamente una sustancia de una mezcla e identificarla mediante un método analítico?

16. Compara una suspensión y un coloide atendiendo al tamaño relativo de las partículas y su tendencia a sedimentar.

17. El agua oxigenada comercial contiene peróxido de hidrógeno disuelto en agua. ¿Debe clasificarse como sustancia pura o como mezcla?

18. Clasifica una disolución de cloruro de sodio en agua y explica por qué no pueden distinguirse sus componentes a simple vista.

19. Una mezcla de aceite y agua forma dos fases. ¿Qué método simple puede emplearse para separarlas?

20. Propón un método físico que pueda utilizarse para separar o fraccionar proteínas presentes en una mezcla líquida e indica qué propiedad permitiría realizar la separación.

5.10 Conclusión del capítulo

Las mezclas están constituidas por varios componentes cuya proporción puede variar y cuya identidad química se conserva. Según su distribución y número de fases, pueden clasificarse como homogéneas o heterogéneas, y dentro de los sistemas dispersos pueden distinguirse suspensiones y coloides.

La separación de mezclas se fundamenta en diferencias de propiedades físicas, como volatilidad, tamaño de partícula, densidad, solubilidad o afinidad entre fases. Métodos como filtración, centrifugación, destilación, cristalización y cromatografía permiten aprovechar estas diferencias para aislar o analizar los componentes.

Las combinaciones químicas, en cambio, implican una transformación de los reactivos en productos con composición y propiedades diferentes. Distinguir entre mezcla y reacción química constituye una base esencial para interpretar procedimientos de laboratorio, procesos industriales y aplicaciones en sistemas ambientales, agrícolas, acuícolas

y veterinarios.

6 Funciones químicas

6.1 Introducción

Las funciones químicas constituyen una forma tradicional de organizar determinados grupos de compuestos inorgánicos que presentan semejanzas en su composición y en algunos aspectos de su comportamiento químico. Esta clasificación facilita el reconocimiento inicial de sustancias y permite relacionar su fórmula con propiedades como acidez, basicidad, reactividad frente al agua y participación en determinadas reacciones químicas (Chang & Goldsby, 2020; Petrucci et al., 2017).

En química inorgánica introductoria suelen estudiarse principalmente:

- óxidos;
- hidróxidos;
- ácidos;
- sales.

Estas categorías proporcionan un marco inicial para estudiar formulación, nomenclatura y reactividad. Sin embargo, no deben interpretarse como clasificaciones completamente independientes del contexto químico. Por ejemplo, existen óxidos anfóteros y sustancias que actúan como bases sin pertenecer a la función hidróxido.

El reconocimiento de estas especies resulta útil en aplicaciones como tratamiento de aguas, corrección de suelos, formulación de fertilizantes, preparación de soluciones y manejo de sustancias de interés agrícola, ambiental y veterinario.

6.2 Óxidos

Los óxidos son compuestos binarios formados por oxígeno y otro elemento. En los óxidos ordinarios, el oxígeno presenta número de oxidación -2. Deben distinguirse de otras especies binarias que contienen oxígeno, como los peróxidos y superóxidos, en los que el oxígeno presenta números de oxidación diferentes (House, 2025; Weller et al., 2018).

De acuerdo con su comportamiento químico, algunos óxidos pueden describirse de manera general como:

- **Óxidos básicos:** muchos óxidos metálicos reaccionan con ácidos y algunos originan hidróxidos al reaccionar con agua. Ejemplos: Na_2O, CaO y MgO.

- **Óxidos ácidos:** numerosos óxidos de no metales reaccionan con bases y algunos pueden originar oxoácidos cuando reaccionan con agua. Ejemplos: CO_2, SO_3 y N_2O_5.
- **Óxidos anfóteros:** pueden reaccionar tanto con ácidos como con bases bajo condiciones apropiadas. Ejemplos representativos son Al_2O_3 y ZnO.

Un ejemplo de formación de un óxido metálico es:

$$2\,Mg + O_2 \rightarrow 2\,MgO$$

Algunos óxidos metálicos reaccionan con agua. Por ejemplo:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

También existen óxidos no metálicos capaces de reaccionar con agua:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

Estas ecuaciones representan comportamientos importantes, pero no deben utilizarse como reglas universales. No todos los óxidos reaccionan directamente con agua en condiciones ordinarias.

6.3 Hidróxidos y bases

Los hidróxidos son compuestos iónicos que contienen uno o más iones hidróxido, OH^-, asociados con un catión. Muchos hidróxidos metálicos presentan comportamiento básico y, cuando se disuelven en agua, contribuyen a incrementar la concentración de OH^-, de acuerdo con el modelo de Arrhenius (Chang & Goldsby, 2020; Petrucci et al., 2017).

Una expresión general utilizada para representar hidróxidos metálicos es:

$$M(OH)_n$$

donde M representa el catión metálico y n corresponde al número de iones hidróxido necesario para obtener una especie eléctricamente neutra.

Algunos ejemplos son:

$$NaOH, \qquad KOH, \qquad Ca(OH)_2, \qquad Mg(OH)_2$$

Entre sus propiedades generales pueden mencionarse:

- muchos presentan comportamiento básico en medio acuoso;
- modifican el color de determinados indicadores ácido-

base;

- pueden reaccionar con ácidos mediante procesos de neutralización;
- presentan solubilidades muy diferentes en agua.

Por ejemplo:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

Es importante diferenciar los conceptos de **hidróxido** y **base**. No toda base contiene necesariamente el ion OH^- en su fórmula. El amoníaco, NH_3, por ejemplo, actúa como base de Brønsted-Lowry al aceptar protones, aunque no corresponde a un hidróxido.

6.4 Ácidos

Según el modelo de Brønsted-Lowry, un ácido es una especie capaz de donar protones. En disolución acuosa, la transferencia de un protón hacia una molécula de agua produce especies hidratadas que suelen representarse de forma simplificada mediante H_3O^+. En cursos introductorios también se utiliza con frecuencia la representación H^+, aunque el protón no se encuentra libre de manera aislada en agua (Atkins et al., 2016; Brown et al., 2018).

Dentro de la clasificación tradicional de los ácidos inorgánicos pueden distinguirse:

- **Hidrácidos:** no contienen oxígeno. Ejemplos: HCl, HBr y HI.
- **Oxoácidos:** contienen oxígeno además de hidrógeno y otro elemento. Ejemplos: H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4 y H_2CO_3.

La transferencia de un protón del ácido clorhídrico al agua puede representarse como:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

Algunas propiedades generales asociadas con los ácidos son:

- modifican el color de determinados indicadores ácido-base;
- reaccionan con bases en procesos de neutralización;
- algunos reaccionan con determinados metales y producen hidrógeno gaseoso;
- ciertas sustancias ácidas concentradas pueden ser corrosivas.

Estas propiedades no deben utilizarse como pruebas universales para identificar cualquier ácido, pues su comportamiento depende de la sustancia, la concentración y las condiciones de reacción.

Aunque este capítulo está orientado principalmente a química inorgánica, existen también ácidos orgánicos, como el ácido acético y el ácido cítrico. Cuando se utilicen como ejemplos aplicados, conviene distinguirlos de las funciones inorgánicas estudiadas en esta sección.

6.5 Sales

Las sales son compuestos iónicos constituidos por cationes y aniones. Pueden obtenerse mediante diferentes tipos de reacción, entre ellas determinadas neutralizaciones ácido-base. El catión puede ser metálico o corresponder a una especie poliatómica como NH_4^+, mientras que el anión puede ser monoatómico o poliatómico (Petrucci et al., 2017; Chang & Goldsby, 2020).

Un ejemplo sencillo de formación de una sal mediante neutralización es:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

Algunos ejemplos de sales son:

$$NaCl, \qquad K_2SO_4, \qquad CaCO_3, \qquad NH_4NO_3$$

Dentro de una clasificación introductoria pueden distinguirse:

- **Sales binarias:** contienen un anión monoatómico y

no presentan oxígeno en dicho anión. Un ejemplo es NaCl.

- **Oxisales:** contienen aniones derivados de oxoácidos. Ejemplos: K_2SO_4 y $Ca_3(PO_4)_2$.
- **Sales ácidas:** contienen hidrógeno susceptible de participar en determinadas reacciones ácido-base. Un ejemplo es $NaHCO_3$.
- **Sales básicas:** contienen grupos hidróxido además de otros aniones en su estructura.

Las sales presentan aplicaciones importantes en nutrición vegetal, formulación de fertilizantes, preparación de soluciones, equilibrio electrolítico y tratamiento químico del agua.

6.6 Teorías ácido-base y criterios de clasificación

Los conceptos de ácido y base pueden interpretarse mediante distintos modelos. La teoría de Arrhenius resulta especialmente útil para describir determinados procesos en medio acuoso: los ácidos aumentan la concentración de especies asociadas con H^+, mientras que las bases de Arrhenius incrementan la concentración de OH^-.

El modelo de Brønsted-Lowry amplía esta interpretación. En este marco, un ácido es una especie capaz de

donar un protón y una base es una especie capaz de aceptarlo. Esto permite explicar, por ejemplo, el comportamiento básico del amoníaco:

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

El amoníaco no contiene inicialmente OH^-, pero actúa como base al aceptar un protón del agua.

Estas teorías muestran que la clasificación de una sustancia como ácido o base está vinculada con su comportamiento químico y con el proceso considerado, y no únicamente con la presencia de determinados elementos en su fórmula.

La nomenclatura de los compuestos inorgánicos sigue criterios sistemáticos desarrollados por la IUPAC, junto con nombres tradicionales que continúan utilizándose en determinados contextos. El manejo correcto de nombres, fórmulas, números de oxidación y cargas iónicas resulta indispensable para comunicar con precisión la composición de una sustancia (House, 2025; Weller et al., 2018).

6.7 Práctica guiada

Tema: Identificación de funciones químicas inorgánicas.

Objetivo: Clasificar diferentes sustancias a partir de su fórmula química y relacionar esa clasificación con propiedades y reacciones características.

Procedimiento:

1. Considere las siguientes sustancias:

   $$CaO, \quad NaOH, \quad HCl, \quad NaCl, \quad CO_2, \quad H_2SO_4$$

2. Identifique los elementos presentes en cada fórmula.

3. Determine si la sustancia corresponde principalmente a un óxido, hidróxido, ácido o sal.

4. Justifique la clasificación mediante la composición y, cuando corresponda, mediante su comportamiento químico.

5. Seleccione dos sustancias y escriba una reacción química representativa de cada una.

Desafío 1: Explica por qué NH_3 puede comportarse como base aunque no se clasifique como hidróxido.

Desafío 2: Compara CaO, CO_2 y Al_2O_3 e indica por qué no todos los óxidos presentan el mismo comportamiento ácido-base.

6.8 Problemas resueltos

Problema 1. Clasifica los siguientes compuestos según su función química principal:

$$NaOH, \quad CO_2, \quad HNO_3, \quad MgO, \quad KCl$$

Solución.

- NaOH: hidróxido.
- CO_2: óxido no metálico con comportamiento ácido.
- HNO_3: oxoácido.
- MgO: óxido metálico con comportamiento básico.
- KCl: sal binaria.

Problema 2. Escribe los productos de la reacción entre ácido sulfúrico e hidróxido de calcio.

$$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow ?$$

Solución.

$$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + 2\,H_2O$$

Los productos son **sulfato de calcio** y **agua**. La reacción puede interpretarse como una neutralización ácido-base.

Problema 3. El óxido de calcio, CaO, reacciona con agua. Escribe la ecuación y nombra el producto.

Solución.

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

El producto formado es **hidróxido de calcio**.

Problema 4. El nitrato de amonio, NH_4NO_3, se utiliza como fertilizante. ¿A qué función química pertenece?

Solución.

Está formado por el catión amonio, NH_4^+, y el anión nitrato, NO_3^-. Por tanto, corresponde a una **sal**, específicamente una oxisal.

Problema 5. El ácido clorhídrico puede neutralizarse mediante hidróxido de magnesio. Escribe una ecuación ajustada.

Solución.

$$2\,HCl + Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 + 2\,H_2O$$

Se forman **cloruro de magnesio** y **agua**.

Problema 6. El amoníaco, NH_3, actúa como base

en agua. ¿Debe clasificarse como hidróxido?

Solución.

No. El amoníaco no es un hidróxido porque su fórmula no contiene el ion OH^-. Sin embargo, actúa como base de Brønsted-Lowry al aceptar un protón del agua:

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

Por tanto, NH_3 es una base en esta reacción, pero no pertenece a la función química hidróxido.

6.9 Enlace con la ciencia

Los óxidos, hidróxidos, ácidos y sales participan en numerosos procesos de interés ambiental y productivo. En sistemas acuáticos, determinadas sustancias pueden utilizarse para modificar la alcalinidad, la dureza o el pH del agua. En agricultura, diferentes sales constituyen fuentes de nutrientes y los materiales básicos pueden emplearse en determinadas estrategias de corrección de suelos.

En veterinaria y nutrición animal, numerosas sales proporcionan elementos minerales esenciales y forman parte de soluciones y suplementos. En otros contextos, sustancias ácidas o básicas pueden emplearse para ajustar condiciones químicas de una formulación o de un proceso.

La aplicación de estos compuestos requiere considerar no solo su clasificación, sino también su concentración, solubilidad, reactividad y seguridad. Por ello, reconocer una

función química representa el punto inicial de un análisis y no sustituye la evaluación de las propiedades específicas de cada sustancia.

6.10 Problemas propuestos

1. Clasifica el hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, e indica qué ion caracteriza a esta función química.

2. El óxido de magnesio, MgO, se emplea en diferentes aplicaciones. Clasifícalo y describe su carácter ácido-base general.

3. Escribe la fórmula del ácido nítrico y clasifícalo como hidrácido u oxoácido.

4. Clasifica NaCl y explica cómo podría obtenerse mediante una reacción de neutralización.

5. Escribe y ajusta la reacción entre óxido de hierro(III), Fe_2O_3, y ácido clorhídrico.

6. Clasifica CO_2 y explica qué ocurre cuando se incorpora al agua desde el punto de vista del equilibrio ácido-base.

7. El peróxido de hidrógeno, H_2O_2, se utiliza como agente oxidante. Explica por qué no debe clasificarse como un óxido ordinario.

8. Clasifica el ácido sulfúrico, H_2SO_4, e indica qué tipo de reacción puede experimentar con una base.

9. Escribe la reacción entre ácido acético e hidróxido de sodio e identifica la sal formada.

10. El fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$, pertenece a una función química determinada. Clasifícalo y justifica tu respuesta.

11. Menciona un hidróxido que pueda utilizarse en determinados tratamientos de suelos y explica por qué su aplicación debe realizarse de manera controlada.

12. Explica por qué NH_3 puede comportarse como base sin pertenecer a la función hidróxido.

13. Escribe la reacción entre CaO y agua y clasifica el producto.

14. Clasifica SO_3 y escribe su reacción con agua.

15. El ácido cítrico puede emplearse para modificar el pH de una disolución. Explica por qué es un ácido aunque no corresponda a una función inorgánica clásica.

16. Compara un óxido ácido y un óxido básico y proporciona un ejemplo de cada uno.

17. Escribe y ajusta la reacción entre ácido clorhídrico e hidróxido de potasio.

18. Clasifica el ácido fosfórico, H_3PO_4, según la presencia o ausencia de oxígeno.

19. Escribe una reacción de neutralización entre ácido carbónico e hidróxido de calcio suponiendo neutralización completa.

20. Clasifica las siguientes sustancias:

$$KOH, \qquad NaCl, \qquad CO_2, \qquad H_2SO_4$$

6.11 Conclusión del capítulo

Las funciones químicas proporcionan una clasificación introductoria que facilita el reconocimiento de numerosos compuestos inorgánicos. Los óxidos, hidróxidos, ácidos y sales presentan características estructurales y comportamientos que permiten relacionar su composición con diferentes tipos de reacciones.

Sin embargo, la clasificación debe complementarse con modelos químicos más generales. Los conceptos de Arrhenius y Brønsted-Lowry muestran que el comportamiento ácido-base depende de la reacción considerada y permiten comprender por qué algunas sustancias actúan como bases aunque no sean hidróxidos.

El reconocimiento de fórmulas, cargas iónicas, números de oxidación y tipos de reacción constituye una base para estudiar posteriormente estequiometría, disoluciones

y equilibrio ácido-base. También facilita la interpretación de procesos relacionados con tratamiento de aguas, nutrición mineral, agricultura y otras aplicaciones de la química inorgánica.

7 Relaciones de masa en las reacciones químicas

7.1 Introducción

Las relaciones de masa en las reacciones químicas constituyen una parte fundamental de la química cuantitativa. A partir de conceptos como masa atómica promedio, cantidad de sustancia, mol y masa molar, es posible establecer relaciones entre las cantidades de reactivos que participan en una reacción y las cantidades de productos que pueden formarse. La estequiometría proporciona las herramientas necesarias para realizar estos cálculos y resulta esencial en el trabajo de laboratorio, la industria química, la producción farmacéutica, las ciencias ambientales y numerosos procesos tecnológicos (Chang & Goldsby, 2020; Petrucci et al., 2017).

La interpretación cuantitativa de una reacción requiere comprender que una ecuación química balanceada representa relaciones entre cantidades de sustancias y no únicamente una igualdad simbólica. La conservación de la masa, asociada históricamente con los trabajos de Antoine Lavoisier, proporciona uno de los fundamentos para el balanceo de ecuaciones y para el análisis de las relaciones entre reactivos y productos. Estos principios permiten desarrollar un razonamiento cuantitativo que posteriormente se aplica a problemas de reactivo limitante, rendimiento y composición química (Lavoisier, 1789; Chang & Goldsby, 2020).

7.2 Masa atómica promedio

La masa de un átomo individual depende del isótopo considerado. Para describir un elemento que posee varios isótopos naturales se utiliza una masa atómica promedio ponderada, calculada a partir de las masas isotópicas y de sus abundancias relativas.

La unidad de masa atómica, u, se define con referencia al isótopo carbono-12:

$$1\ \text{u} = \frac{1}{12} \text{ de la masa de un átomo de } {}^{12}\text{C}$$

Por esta razón, los valores que aparecen en la tabla periódica generalmente no son números enteros. Por ejemplo, la masa atómica promedio del carbono es aproximadamente 12.01 u, valor que refleja la contribución de sus isótopos naturales y sus abundancias relativas (Chang & Goldsby, 2020; Petrucci et al., 2017).

La masa atómica promedio permite determinar masas molares y relacionar la escala microscópica de átomos y moléculas con cantidades macroscópicas de sustancia utilizadas en el laboratorio.

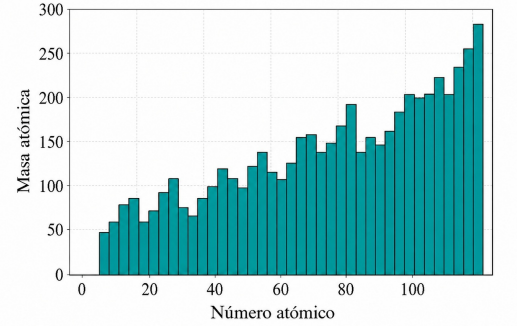


Figura 7.1. Variación de la masa atómica promedio con el número atómico.

Fuente: Elaboración propia.

7.3 Cantidad de sustancia, mol y masa molar

El **mol** es la unidad del Sistema Internacional para la cantidad de sustancia. Un mol contiene exactamente

$$N_{\mathrm{A}} = 6.02214076 \times 10^{23}\ \mathrm{mol}^{-1}$$

entidades elementales. Este valor corresponde a la constante de Avogadro. Las entidades consideradas deben especificarse y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, unidades fórmula u otras partículas.

Por ejemplo, un mol de moléculas de agua contiene exactamente $6.02214076 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O, mientras que un mol de iones sodio contiene el mismo número de iones Na^+.

La **masa molar**, M, es la masa correspondiente a

un mol de una sustancia y suele expresarse en g/mol. Para una sustancia de composición conocida puede calcularse sumando las contribuciones de los elementos presentes en su fórmula.

Para el agua:

$$M(\mathrm{H_2O}) = 2(1.008) + 16.00$$

$$M(\mathrm{H_2O}) = 18.016\,\mathrm{g/mol}$$

Las relaciones entre masa, cantidad de sustancia y masa molar son:

$$n = \frac{m}{M}$$

y

$$m = nM$$

donde:

- n representa la cantidad de sustancia expresada en moles;
- m representa la masa;
- M representa la masa molar.

Para relacionar cantidad de sustancia y número de entidades se utiliza:

$$N = nN_{\mathrm{A}}$$

donde N representa el número de entidades elementales.

7.4 Estequiometría

La estequiometría estudia las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos de una reacción química. Estas relaciones se obtienen a partir de una ecuación correctamente balanceada y se fundamentan en la conservación de los átomos de cada elemento durante una reacción química (Petrucci et al., 2017; Brown et al., 2018).

Considérese la reacción:

$$2\mathrm{H_2} + \mathrm{O_2} \rightarrow 2\mathrm{H_2O}$$

Los coeficientes indican que:

$$2 \text{ mol de } \mathrm{H_2} : 1 \text{ mol de } \mathrm{O_2} : 2 \text{ mol de } \mathrm{H_2O}$$

Estos números representan relaciones molares. No deben interpretarse directamente como relaciones de masa.

7.4.1 Procedimiento general para resolver problemas estequiométricos

Una estrategia ordenada para resolver problemas estequiométricos consiste en:

1. escribir la ecuación química correspondiente;
2. comprobar que la ecuación esté correctamente balanceada;
3. identificar los datos disponibles y la cantidad que se desea determinar;
4. convertir a moles la cantidad conocida, cuando sea necesario;
5. utilizar la relación molar establecida por los coeficientes estequiométricos;
6. convertir la cantidad obtenida a la unidad solicitada;
7. comprobar las unidades, el sentido químico y las cifras significativas del resultado.

Esta secuencia evita utilizar directamente relaciones entre gramos cuando la ecuación química proporciona relaciones entre cantidades de sustancia.

7.4.2 Ejemplos de cálculos estequiométricos

Ejemplo 1. Reacción entre hidrógeno y oxígeno

Considere la reacción:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Si reaccionan 5.28 g de H_2 y existe oxígeno en exceso, ¿qué masa de agua puede formarse?

Datos:

$$M(H_2) = 2.016\,\text{g/mol}$$

$$M(H_2O) = 18.015\,\text{g/mol}$$

Primero se calculan los moles de hidrógeno:

$$n(H_2) = \frac{5.28\,\text{g}}{2.016\,\text{g/mol}}$$

$$n(H_2) = 2.619\,\text{mol}$$

La relación estequiométrica entre H_2 y H_2O es:

$$\frac{2\,\text{mol}\,H_2O}{2\,\text{mol}\,H_2} = 1$$

Por tanto:

$$n(H_2O) = 2.619\,\text{mol}$$

La masa producida es:

$$m(\mathrm{H_2O}) = 2.619\,\mathrm{mol} \times 18.015\,\mathrm{g/mol}$$

$$m(\mathrm{H_2O}) \approx 47.2\,\mathrm{g}$$

Respuesta: pueden formarse aproximadamente 47.2 g de agua.

Ejemplo 2. Reacción entre aluminio y cloro

$$2\mathrm{Al} + 3\mathrm{Cl_2} \rightarrow 2\mathrm{AlCl_3}$$

Si reaccionan 10.64 g de aluminio y existe cloro en exceso, ¿qué masa de $\mathrm{AlCl_3}$ puede obtenerse?

Datos:

$$M(\mathrm{Al}) = 26.982\,\mathrm{g/mol}$$

$$M(\mathrm{AlCl_3}) = 133.33\,\mathrm{g/mol}$$

Moles de aluminio:

$$n(\mathrm{Al}) = \frac{10.64}{26.982} = 0.3943\,\mathrm{mol}$$

De acuerdo con la ecuación:

$$2\,\mathrm{mol\,Al} \rightarrow 2\,\mathrm{mol\,AlCl_3}$$

por lo que:

$$n(\mathrm{AlCl_3}) = 0.3943\,\mathrm{mol}$$

La masa correspondiente es:

$$m(\mathrm{AlCl_3}) = 0.3943 \times 133.33$$

$$m(\mathrm{AlCl_3}) \approx 52.58\,\mathrm{g}$$

Respuesta: pueden obtenerse aproximadamente 52.58 g de $\mathrm{AlCl_3}$.

Ejemplo 3. Combustión del etanol

La combustión completa del etanol puede representarse mediante:

$$\mathrm{C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O}$$

Si se queman 12.84 g de etanol con oxígeno en exceso, ¿qué masa de dióxido de carbono puede producirse?

Datos:

$$M(\mathrm{C_2H_5OH}) = 46.07\,\mathrm{g/mol}$$

$$M(\mathrm{CO_2}) = 44.01\,\mathrm{g/mol}$$

Moles de etanol:

$$n(C_2H_5OH) = \frac{12.84}{46.07} = 0.2787\,\text{mol}$$

La ecuación establece:

$$1\,\text{mol}\,C_2H_5OH \rightarrow 2\,\text{mol}\,CO_2$$

Entonces:

$$n(CO_2) = 0.2787 \times 2 = 0.5574\,\text{mol}$$

Finalmente:

$$m(CO_2) = 0.5574 \times 44.01$$

$$m(CO_2) \approx 24.53\,\text{g}$$

Respuesta: pueden producirse aproximadamente 24.53 g de CO_2.

7.4.3 Relaciones entre moles y volumen de gases

La cantidad de sustancia de un gas puede relacionarse con su volumen cuando se conocen la temperatura y la presión.

En determinados ejercicios introductorios se utiliza la aproximación:

$$V_m \approx 22.4\,\mathrm{L/mol}$$

para un gas ideal a:

$$T = 0\,^{\circ}\mathrm{C} \qquad \text{y} \qquad P = 1\,\mathrm{atm}$$

Bajo estas condiciones, un mol de gas ideal ocupa aproximadamente 22.4 L.

Debe especificarse siempre la temperatura y la presión, pues el volumen de un gas cambia al modificarse estas condiciones. Para cálculos más generales se utilizan las leyes de los gases, entre ellas la ecuación del gas ideal.

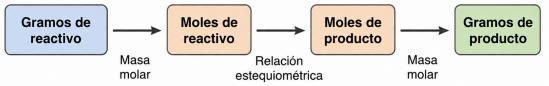


Figura 7.2. Ruta general de conversión en un cálculo estequiométrico masa-masa.

Fuente: Elaboración propia.

7.5 Reactivo limitante y reactivo en exceso

Cuando dos o más reactivos se encuentran disponibles en cantidades que no coinciden exactamente con la proporción indicada por la ecuación balanceada, uno de ellos puede consumirse antes que los demás.

El **reactivo limitante** es el reactivo que se consume primero de acuerdo con las relaciones estequiométricas

y determina la cantidad máxima de producto que puede formarse. Los demás reactivos pueden quedar parcialmente sin reaccionar y se denominan **reactivos en exceso**.

Es importante no identificar el reactivo limitante simplemente como el que posee menor masa o menor número de moles. Para determinarlo es necesario comparar las cantidades disponibles utilizando los coeficientes de la ecuación química balanceada.

7.6 Rendimiento teórico y rendimiento porcentual

El **rendimiento teórico** es la cantidad máxima de producto que podría obtenerse a partir del reactivo limitante según la ecuación estequiométrica.

El **rendimiento real** corresponde a la cantidad de producto obtenida experimentalmente.

El rendimiento porcentual se calcula mediante:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

En un procedimiento experimental pueden presentarse pérdidas durante la separación o transferencia de sustancias, reacciones secundarias, conversión incompleta u otras condiciones que provoquen que el rendimiento real sea inferior al rendimiento teórico.

7.7 Práctica guiada

Tema: Aplicación de relaciones estequiométricas.

Objetivo: Resolver problemas que relacionen ecuaciones químicas balanceadas, moles, masas y rendimiento, justificando cada conversión realizada.

Procedimiento:

1. Escriba y balancee la ecuación química correspondiente.
2. Identifique la sustancia cuya cantidad se conoce y aquella cuya cantidad debe calcularse.
3. Convierta la cantidad conocida a moles.
4. Utilice los coeficientes de la ecuación para establecer la relación molar.
5. Obtenga los moles de la sustancia solicitada.
6. Convierta el resultado a masa, número de entidades u otra magnitud solicitada.
7. Compruebe unidades y cifras significativas.

Ejercicios de aplicación:

1. Escribe y balancea la reacción entre ácido clorhídrico y carbonato de calcio e identifica los productos.

2. Si 10.50 g de ácido sulfúrico reaccionan con hidróxido de sodio en exceso, determina la masa teórica de sulfato de sodio formada.

3. El peróxido de hidrógeno se descompone según:

$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$$

Si se descomponen 5.80 g de H_2O_2, calcula la masa teórica de oxígeno.

4. En un proceso se obtuvieron 8.50 g de NH_3, mientras que el rendimiento teórico era de 10.20 g. Calcula el rendimiento porcentual.

5. Explica por qué una ecuación debe encontrarse balanceada antes de utilizar sus coeficientes en un cálculo estequiométrico.

7.8 Problemas resueltos

Problema 1. Balancea la siguiente ecuación:

$$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$$

Solución.
La ecuación balanceada es:

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

Esto indica una relación:

$$4\,\text{mol Al} : 3\,\text{mol O}_2 : 2\,\text{mol Al}_2\text{O}_3$$

Problema 2. ¿Qué masa de CO_2 puede obtenerse al reaccionar completamente 5.35 mol de O_2 con carbono en exceso?

$$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$$

Solución.
La relación molar es 1 : 1:

$$n(\text{CO}_2) = 5.35\,\text{mol}$$

Utilizando:

$$M(\text{CO}_2) = 44.01\,\text{g/mol}$$

se obtiene:

$$m(\text{CO}_2) = 5.35 \times 44.01$$

$$m(\text{CO}_2) = 235.45\,\text{g}$$

Considerando las cifras significativas del dato inicial:

$$m(\mathrm{CO_2}) \approx 235\,\mathrm{g}$$

Respuesta: se obtienen aproximadamente 235 g de $\mathrm{CO_2}$.

Problema 3. ¿Qué masa de agua puede formarse al reaccionar 16.84 g de metano con oxígeno en exceso?

$$\mathrm{CH_4} + 2\mathrm{O_2} \rightarrow \mathrm{CO_2} + 2\mathrm{H_2O}$$

Solución.
La masa molar del metano es:

$$M(\mathrm{CH_4}) = 16.04\,\mathrm{g/mol}$$

Por tanto:

$$n(\mathrm{CH_4}) = \frac{16.84}{16.04} = 1.050\,\mathrm{mol}$$

La ecuación indica:

$$1\,\mathrm{mol}\,\mathrm{CH_4} \rightarrow 2\,\mathrm{mol}\,\mathrm{H_2O}$$

Entonces:

$$n(\mathrm{H_2O}) = 2.100\,\mathrm{mol}$$

Utilizando:

$$M(\mathrm{H_2O}) = 18.015\,\mathrm{g/mol}$$

se obtiene:

$$m(\mathrm{H_2O}) = 2.100 \times 18.015$$

$$m(\mathrm{H_2O}) \approx 37.83\,\mathrm{g}$$

Respuesta: pueden formarse aproximadamente 37.83 g de agua.

Problema 4. Se mezclan 20.40 g de NaOH y 40.20 g de HCl. Determina el reactivo limitante.

$$\mathrm{NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O}$$

Solución.
Para el hidróxido de sodio:

$$n(\mathrm{NaOH}) = \frac{20.40\,\mathrm{g}}{40.00\,\mathrm{g/mol}} = 0.5100\,\mathrm{mol}$$

Para el ácido clorhídrico:

$$n(\mathrm{HCl}) = \frac{40.20\,\mathrm{g}}{36.46\,\mathrm{g/mol}} \approx 1.103\,\mathrm{mol}$$

La relación estequiométrica es:

$$1\,\mathrm{mol\,NaOH} : 1\,\mathrm{mol\,HCl}$$

Para consumir 0.5100 mol de NaOH se necesitan únicamente 0.5100 mol de HCl. Como existe una cantidad mayor de ácido disponible, el ácido se encuentra en exceso.

Respuesta: el reactivo limitante es NaOH.

Problema 5. En una reacción se esperaba obtener 15.20 g de producto, pero experimentalmente se obtuvieron 12.36 g. Calcula el rendimiento porcentual.

Solución.

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{12.36}{15.20} \times 100$$

$$\% \text{ de rendimiento} = 81.32\,\%$$

Respuesta: el rendimiento fue de aproximadamente 81.32 %.

Problema 6. Se requieren 0.125 mol de $KMnO_4$. ¿Qué masa corresponde a esta cantidad? Considere:

$$M(\mathrm{KMnO_4}) = 158.03\,\mathrm{g/mol}$$

Solución.

$$m = nM$$

$$m = 0.125\,\mathrm{mol} \times 158.03\,\mathrm{g/mol}$$

$$m = 19.75375\,\text{g}$$

Considerando las cifras significativas:

$$m \approx 19.8\,\text{g}$$

Respuesta: corresponden aproximadamente 19.8 g de $KMnO_4$.

7.9 Enlace con la ciencia

La estequiometría permite establecer cantidades cuantitativas de sustancias en numerosos procesos científicos y tecnológicos. En agricultura puede utilizarse para calcular cantidades de reactivos implicadas en la preparación o transformación de determinadas sustancias y para interpretar la composición de productos químicos.

En tratamiento de aguas y sistemas acuáticos, los cálculos estequiométricos permiten estimar las cantidades requeridas en reacciones de neutralización, precipitación u oxidación. En el laboratorio también son indispensables para preparar reacciones a escala controlada y estimar la cantidad esperada de producto.

En aplicaciones veterinarias o sanitarias, cualquier utilización práctica de una sustancia debe considerar además factores como concentración, pureza, formulación y protocolos específicos. La estequiometría proporciona la

relación química entre cantidades, pero no sustituye los criterios clínicos, toxicológicos o de seguridad necesarios para determinar una dosis o un tratamiento.

Por tanto, las relaciones molares constituyen una herramienta de cálculo que conecta la ecuación química con las cantidades reales de sustancias utilizadas o producidas.

7.10 Problemas propuestos

1. Calcula la masa molar del sulfato de cobre pentahidratado, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

2. ¿Cuántos moles hay en 18.24 g de agua si su masa molar es 18.015 g/mol?

3. Una muestra contiene 0.50 mol de nitrato de amonio, NH_4NO_3. Calcula su masa.

4. ¿Qué masa corresponde a 3.25 mol de glucosa, $C_6H_{12}O_6$?

5. Determina el número total de átomos presentes en 2.00 mol de oxígeno molecular, O_2.

6. ¿Cuántos iones Ca^{2+} corresponden a 0.25 mol de dichos iones?

7. Calcula el número de moléculas de amoníaco presentes en 0.10 mol de NH_3.

8. Si se tienen 5.40 g de cloruro de sodio, ¿cuántos moles representan?

9. Una muestra contiene 40.80 g de carbonato de calcio, $CaCO_3$. Calcula su cantidad de sustancia.

10. ¿Qué masa corresponde a 3.00 mol de N_2?

11. Calcula la masa de ácido sulfúrico necesaria para reaccionar completamente con 2.00 mol de hidróxido de sodio:

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

12. 2.00 mol de hidróxido de calcio reaccionan con ácido clorhídrico en exceso. Escribe la ecuación balanceada y determina la masa de $CaCl_2$ formada.

13. ¿Qué masa corresponde a 0.12 mol de ácido fosfórico, H_3PO_4?

14. ¿Cuántos moles de iones sodio corresponden a 5.00 mol de Na_2SO_4?

15. Calcula los moles correspondientes a 10.25 g de urea, $CO(NH_2)_2$.

16. ¿Qué volumen aproximado ocuparían 2.00 mol de un gas ideal a 0 °C y 1 atm, utilizando 22.4 L/mol?

17. ¿Qué masa de KCl puede formarse al reaccionar 1.00 mol de HCl con 1.00 mol de KOH?

18. Una reacción produce 22.60 g de dióxido de carbono. Calcula los moles de CO_2 formados.

19. Si se tienen 3.00 mol de $CaCl_2$, determina cuántos moles de Ca^{2+} y de Cl^- corresponden a esa cantidad.

20. En la reacción

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

se dispone de 3.00 mol de H_2 y 1.00 mol de O_2. Identifica el reactivo limitante y determina los moles máximos de agua que pueden formarse.

7.11 Conclusión del capítulo

Las relaciones cuantitativas de una reacción química se interpretan a partir de la cantidad de sustancia y de los coeficientes de una ecuación balanceada. El mol permite relacionar entidades microscópicas con cantidades macroscópicas, mientras que la masa molar permite convertir entre moles y masa.

La estequiometría utiliza estas relaciones para determinar cantidades de reactivos y productos. Cuando los reactivos no se encuentran en proporción estequiométrica, el reactivo limitante determina la cantidad máxima de producto que puede obtenerse. El rendimiento porcentual

permite posteriormente comparar esa cantidad teórica con el resultado experimental.

El dominio de estas herramientas constituye una base necesaria para estudiar disoluciones, concentración, equilibrio químico y otros procesos cuantitativos. Más que aplicar fórmulas de manera aislada, resolver un problema estequiométrico exige interpretar la ecuación, establecer correctamente las relaciones molares y comprobar que el resultado obtenido sea coherente con el proceso químico considerado.

8 Disoluciones y equilibrio ácido-base

8.1 Introducción

Las disoluciones desempeñan un papel fundamental en numerosos procesos químicos, biológicos, ambientales e industriales. Comprender su composición y concentración permite interpretar desde la preparación de reactivos de laboratorio hasta el comportamiento de especies químicas presentes en aguas naturales, suelos, sistemas biológicos y formulaciones de interés tecnológico. El estudio de las disoluciones constituye, por tanto, un vínculo entre las relaciones cuantitativas desarrolladas mediante la estequiometría y el análisis del comportamiento químico de las sustancias en un medio determinado (Chang & Goldsby, 2020; Petrucci et al., 2017).

En este capítulo se estudian diferentes formas de expresar la concentración, entre ellas molaridad, porcentaje y, de manera complementaria, normalidad. Posteriormente se introducen los conceptos de equilibrio ácido-base, fuerza de ácidos y bases, constantes de equilibrio, pH, pOH y neutralización. Finalmente, se analizan los sistemas amortiguadores y algunas aplicaciones de estos principios en sistemas biológicos, ambientales, agrícolas y acuáticos.

8.2 Disoluciones y formas de concentración

Una disolución es una mezcla homogénea formada por dos o más componentes. El **disolvente** es el componente que determina generalmente la fase física de la disolución y suele encontrarse en mayor proporción, mientras que los demás componentes se denominan **solutos**.

Esta distinción no debe interpretarse únicamente en función de cuál componente posee menor masa o volumen, pues la identificación del disolvente también depende de la naturaleza y del estado del sistema.

El comportamiento de una disolución depende de factores como la naturaleza química de sus componentes, la temperatura, la presión en determinados sistemas y la cantidad relativa de cada sustancia.

Para describir cuantitativamente una disolución se utilizan diferentes formas de concentración.

8.2.1 Molaridad

La **molaridad**, representada mediante M, expresa la cantidad de soluto en moles por unidad de volumen de disolución:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}}$$

Cuando el volumen se expresa en litros, la unidad correspondiente es:

$$\text{mol/L}$$

Por ejemplo, ¿cuál es la molaridad de una disolución que contiene 0.485 mol de NaCl en 245 mL de disolución?

Primero se convierte el volumen:

$$245\,\text{mL} = 0.245\,\text{L}$$

Entonces:

$$M = \frac{0.485\,\text{mol}}{0.245\,\text{L}}$$

$$M = 1.98\,\text{mol/L}$$

Por tanto, la disolución presenta una concentración de:

$$1.98\,\text{M}$$

8.2.2 Normalidad

La **normalidad**, representada mediante N, expresa el número de equivalentes de una especie por litro de disolución:

$$N = \frac{\text{equivalentes}}{V_{\text{disolución en L}}}$$

Su valor depende de la reacción considerada, por lo que una misma sustancia puede presentar diferentes factores de equivalencia en distintos procesos.

Por ejemplo, si se considera una neutralización completa del ácido sulfúrico, cada mol de H_2SO_4 puede aportar dos moles de protones. En este contexto:

$$N = 2M$$

Para una disolución 0.250 M:

$$N = 2(0.250) = 0.500\,\text{N}$$

Debido a esta dependencia respecto de la reacción, la molaridad suele ser una forma de concentración más directa y menos ambigua. Sin embargo, la normalidad continúa utilizándose en determinados procedimientos analíticos y aplicaciones técnicas.

8.2.3 Porcentajes de concentración

La concentración también puede expresarse mediante diferentes relaciones porcentuales.

Porcentaje masa/masa:

$$\% \; m/m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \times 100$$

Porcentaje volumen/volumen:

$$\% \; v/v = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \times 100$$

Porcentaje masa/volumen:

$$\% \; m/v = \frac{m_{\text{soluto}} \; (\text{g})}{V_{\text{disolución}} \; (\text{mL})} \times 100$$

Por ejemplo, una disolución contiene 4.80 g de glucosa en un volumen final de 120.0 mL:

$$\% \; m/v = \frac{4.80}{120.0} \times 100$$

$$\% \; m/v = 4.00 \; \%$$

Esto corresponde a 4.00 g de glucosa por cada 100 mL de disolución.

8.2.4 Dilución de disoluciones

Una dilución consiste en disminuir la concentración de una disolución mediante la adición de disolvente.

Si durante el procedimiento no se pierde ni reacciona el soluto, la cantidad de sustancia de soluto permanece constante:

$$n_1 = n_2$$

Como:

$$n = MV$$

se obtiene:

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

donde M_1 y V_1 corresponden a la disolución inicial, mientras que M_2 y V_2 representan las condiciones finales.

Esta relación resulta útil para preparar disoluciones de menor concentración a partir de una disolución madre.

8.3 Equilibrio ácido-base

Según la teoría de Brønsted-Lowry, un ácido es una especie capaz de donar protones y una base es una especie capaz de aceptarlos.

Considérese el proceso:

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$

La especie HA actúa como ácido al transferir un protón al agua. Después de perderlo se transforma en A^-, que constituye su **base conjugada**.

De manera análoga:

$$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$$

La especie B acepta un protón y actúa como base, mientras que BH^+ constituye su ácido conjugado.

Estas reacciones muestran que ácido y base forman pares conjugados que difieren entre sí en un protón.

8.3.1 Ácidos y bases fuertes y débiles

La **fuerza** de un ácido o de una base se relaciona con la extensión en que ocurre su ionización o reacción con el solvente.

Un ácido fuerte se ioniza prácticamente por completo en determinadas disoluciones acuosas diluidas. Por ejemplo:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

En cambio, un ácido débil establece un equilibrio:

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$$

Debe distinguirse entre **fuerza** y **concentración**. Una disolución concentrada contiene una cantidad relativamente elevada de soluto por unidad de volumen, mientras que la fuerza de un ácido o una base describe su comportamiento de equilibrio. Por tanto, un ácido débil puede encontrarse en una disolución concentrada y un ácido fuerte puede encontrarse muy diluido.

8.3.2 Constantes de acidez y basicidad

Para un ácido débil:

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$

la constante de acidez puede escribirse, en una aproximación basada en concentraciones, como:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

Un valor mayor de K_a corresponde, en general, a una mayor tendencia del ácido a transferir protones bajo las

condiciones consideradas.

También se utiliza:

$$pK_a = -\log K_a$$

Por tanto, un valor menor de pK_a corresponde a un ácido más fuerte dentro de una serie comparable.

Para una base débil:

$$\mathrm{B} + \mathrm{H_2O} \rightleftharpoons \mathrm{BH^+} + \mathrm{OH^-}$$

se define:

$$K_b = \frac{[\mathrm{BH^+}][\mathrm{OH^-}]}{[\mathrm{B}]}$$

Estas constantes permiten describir cuantitativamente equilibrios ácido-base.

8.4 pH y pOH

De manera rigurosa, el pH se define mediante la actividad del ion hidrógeno. En disoluciones suficientemente diluidas, la actividad puede aproximarse mediante la concentración y se utiliza:

$$\mathrm{pH} \approx -\log[\mathrm{H_3O^+}]$$

De manera análoga:

$$\mathrm{pOH} \approx -\log[\mathrm{OH^-}]$$

El producto iónico del agua puede representarse mediante:

$$K_w = [\mathrm{H_3O^+}][\mathrm{OH^-}]$$

A 25 °C:

$$K_w \approx 1.0 \times 10^{-14}$$

y, por tanto:

$$pK_w \approx 14.00$$

de donde se obtiene:

$$\mathrm{pH} + \mathrm{pOH} \approx 14.00$$

Esta relación corresponde específicamente a 25 °C.

El valor de K_w cambia con la temperatura.

A esa misma temperatura, una disolución neutra presenta aproximadamente:

$$\text{pH} = 7.00$$

Una disolución es ácida cuando:

$$[H_3O^+] > [OH^-]$$

y básica cuando:

$$[OH^-] > [H_3O^+]$$

Por ello, utilizar simplemente 7 como frontera universal entre acidez y basicidad no es correcto para cualquier temperatura.

8.4.1 Carácter logarítmico de la escala de pH

La escala de pH es logarítmica. Esto significa que una diferencia de una unidad de pH corresponde, aproximadamente, a un factor de diez en la actividad o, bajo determinadas condiciones diluidas, en la concentración de H_3O^+.

Por ejemplo:

$$\text{pH} = 5$$

corresponde a una concentración de hidronio cien

veces mayor que:

$$\text{pH} = 7$$

si se aplica la aproximación basada en concentración:

$$10^{-5} \div 10^{-7} = 10^{2} = 100$$

Por ello, una variación aparentemente pequeña de pH puede representar un cambio considerable en las condiciones químicas de una disolución.

8.5 Neutralización ácido-base

Una reacción de neutralización implica una reacción entre especies ácidas y básicas.

Un ejemplo entre un ácido fuerte y una base fuerte es:

$$HNO_3 + KOH \rightarrow KNO_3 + H_2O$$

La ecuación iónica neta correspondiente puede representarse como:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$$

En una neutralización no debe asumirse que el pH final siempre será exactamente 7. El resultado depende de

la naturaleza y de las cantidades de las especies ácido-base presentes.

8.6 Sistemas amortiguadores

Un **sistema amortiguador**, **tampón** o *buffer* es una disolución capaz de disminuir la variación de pH cuando se incorporan cantidades limitadas de ácido o base.

Un amortiguador típico contiene cantidades apreciables de:

ácido débil + base conjugada

o:

base débil + ácido conjugado

Por ejemplo, el sistema ácido acético/acetato puede representarse como:

$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$$

Si se añade una pequeña cantidad de ácido, el ion acetato puede consumir parte de los protones:

$$CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$$

Si se añade una pequeña cantidad de base:

$$CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$$

Un amortiguador no mantiene el pH completamente constante y posee una capacidad limitada. Su eficacia depende, entre otros factores, de las cantidades de ambos componentes y de la relación entre el pH y el pK_a del ácido débil.

8.6.1 Ecuación de Henderson-Hasselbalch

Para un sistema formado por un ácido débil HA y su base conjugada A^-, una expresión aproximada útil es:

$$pH = pK_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$$

Esta relación permite observar que cuando:

$$[A^-] = [HA]$$

se cumple:

$$pH = pK_a$$

En estas condiciones, el sistema presenta una capacidad amortiguadora favorable frente a pequeñas adiciones de ácido o base.

8.6.2 Sistema bicarbonato

En los fluidos fisiológicos, el sistema bicarbonato está relacionado con los equilibrios entre dióxido de carbono, ácido carbónico y bicarbonato:

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

Cuando aumenta la cantidad de protones, el bicarbonato puede participar en su consumo:

$$HCO_3^- + H^+ \rightleftharpoons H_2CO_3$$

El ácido carbónico se encuentra relacionado a su vez con dióxido de carbono disuelto:

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons CO_2 + H_2O$$

En organismos vivos, este sistema no actúa de manera aislada, sino integrado con mecanismos fisiológicos de regulación.

8.6.3 Otros sistemas amortiguadores

Además del bicarbonato existen otros sistemas de interés:

- **Sistema fosfato:** participa en el equilibrio ácido-base de determinados medios biológicos.

- **Proteínas:** diferentes grupos funcionales de aminoácidos pueden aceptar o donar protones.

- **Hemoglobina:** participa en el transporte de gases y contribuye al equilibrio ácido-base de la sangre.

Estos ejemplos muestran que la regulación del pH en sistemas biológicos involucra múltiples equilibrios químicos.

8.7 Ejemplos de sistemas biológicos

8.7.1 pH de la sangre

El pH sanguíneo se mantiene dentro de un intervalo estrecho mediante la acción integrada de sistemas amortiguadores y mecanismos fisiológicos de regulación.

En sangre arterial humana se utilizan habitualmente como referencia valores próximos a:

$$7.35 - 7.45$$

Desviaciones importantes respecto de las condiciones fisiológicas normales pueden asociarse con alteraciones ácido-base. Este ejemplo ilustra que el control del pH en un sistema biológico no depende únicamente de un amortiguador químico, sino de procesos fisiológicos coordinados.

8.7.2 pH del rumen bovino

El pH ruminal depende de factores como dieta, producción de ácidos durante la fermentación, capacidad amortiguadora de la saliva y absorción de productos metabólicos.

Por esta razón, no debe interpretarse mediante un único valor fijo. En condiciones normales puede encontrarse dentro de un intervalo aproximado cercano a $6 - 7$, aunque varía con la alimentación y con el momento de medición.

Cambios sostenidos hacia valores más bajos pueden modificar la población microbiana y los procesos de fermentación. Este ejemplo muestra la relación entre equilibrio químico y funcionamiento de un sistema biológico complejo.

8.8 Práctica guiada

Tema: Concentración y equilibrio ácido-base.

Objetivo: Aplicar relaciones de concentración, pH, pOH y neutralización y analizar cualitativamente el comportamiento de sistemas amortiguadores.

Procedimiento:

1. Identifique los datos y las unidades de cada problema.

2. Determine si el problema requiere utilizar molaridad, dilución, pH, pOH o una relación estequiométrica.

3. Realice las conversiones de unidades necesarias.

4. Escriba la expresión matemática correspondiente.

5. Realice el cálculo conservando cifras significativas apropiadas.

6. Interprete químicamente el resultado obtenido.

Ejercicios de aplicación:

1. Calcula el pH de una disolución para la cual:

$$[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-4}\,M$$

2. Una disolución presenta:

$$pOH = 3.00$$

   Calcula su pH a 25 °C.

3. Calcula la masa de NaCl necesaria para preparar 500.0 mL de una disolución 0.500 M.

4. Explica cómo responde un amortiguador formado por un ácido débil y su base conjugada cuando se incorpora una pequeña cantidad de ácido fuerte.

5. Escribe y balancea la reacción entre ácido nítrico e hidróxido de potasio.

8.9 Problemas resueltos

Problema 1. Cálculo de molaridad.

¿Cuál es la molaridad de una disolución preparada con 10.24 g de NaOH, cuya masa molar es 40.00 g/mol, hasta completar un volumen de 500.0 mL?

Solución.

Cantidad de sustancia:

$$n = \frac{10.24\,\text{g}}{40.00\,\text{g/mol}} = 0.2560\,\text{mol}$$

Volumen:

$$500.0\,\text{mL} = 0.5000\,\text{L}$$

Molaridad:

$$M = \frac{0.2560}{0.5000}$$

$$M = 0.5120\,\text{mol/L}$$

Respuesta:

$$M = 0.5120\,\text{M}$$

Problema 2. Cálculo de pH.

Calcule el pH de una disolución con:

$$[H_3O^+] = 3.2 \times 10^{-5}\ \text{mol/L}$$

Solución.

$$\text{pH} = -\log(3.2 \times 10^{-5})$$

$$\text{pH} \approx 4.49$$

Respuesta:

$$\text{pH} \approx 4.49$$

Problema 3. Relación entre pH y pOH.
Una disolución presenta:

$$\text{pOH} = 3.18$$

¿Cuál es su pH a 25 °C?
Solución.
A 25 °C:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$

Entonces:

$$\text{pH} = 14.00 - 3.18$$

$$\text{pH} = 10.82$$

La disolución es básica a esa temperatura.

Problema 4. Neutralización.

Escriba la ecuación balanceada entre ácido nítrico e hidróxido de calcio.

Solución.

$$2HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$$

La relación estequiométrica indica que se requieren dos moles de ácido nítrico por cada mol de hidróxido de calcio.

Problema 5. Respuesta de un sistema amortiguador.

¿Qué ocurre cuando se añade una pequeña cantidad de ácido a un sistema que contiene bicarbonato?

Solución.

El bicarbonato puede aceptar protones:

$$HCO_3^- + H^+ \rightleftharpoons H_2CO_3$$

De esta manera, parte de los protones añadidos se incorpora a otra especie química y la variación del pH resulta menor que la que se produciría en ausencia del amortiguador.

Problema 6. Dilución.

¿Qué volumen de una disolución 2.00 M de NaCl se necesita para preparar 250.0 mL de una disolución 0.500 M?

Solución.

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$(2.00)V_1 = (0.500)(250.0\,\text{mL})$$

$$V_1 = 62.5\,\text{mL}$$

Se toman 62.5 mL de la disolución inicial y posteriormente se añade agua hasta alcanzar un volumen final de 250.0 mL.

Respuesta:

$$V_1 = 62.5\,\text{mL}$$

8.10 Enlace con la ciencia

El control de la concentración y del pH es importante en numerosos sistemas naturales y tecnológicos. En acuacultura, el pH del agua influye en diferentes equilibrios químicos y puede modificar la distribución entre especies químicas presentes en el sistema. Un ejemplo importante es el equilibrio entre amoníaco y ion amonio.

En agronomía, el pH del suelo influye sobre la

disponibilidad química de diferentes nutrientes y sobre numerosos procesos que ocurren en la solución del suelo. Por esta razón, conocer el pH no constituye únicamente una medición descriptiva, sino una herramienta para interpretar el comportamiento químico del sistema.

En sistemas biológicos, los amortiguadores contribuyen a limitar las variaciones de pH, pero actúan conjuntamente con mecanismos fisiológicos de regulación. Por ello, los principios estudiados en este capítulo proporcionan una base química para comprender fenómenos más complejos sin sustituir el análisis biológico o clínico correspondiente.

8.11 Problemas propuestos

1. Una muestra de agua presenta un pH de 6.00 a 25 °C. ¿Es ácida, neutra o básica?

2. Calcula $[H_3O^+]$ para una disolución con:

$$\text{pH} = 3.00$$

3. Una disolución presenta un pH de 5.70. Explica qué información proporciona este valor.

4. Una disolución tiene:

$$\text{pOH} = 4.00$$

Calcula su pH a 25 °C.

5. Si el pH disminuye de 7.00 a 5.00, ¿por qué factor aumenta aproximadamente la concentración de H_3O^+?

6. Calcula $[OH^-]$ de una disolución con pH 9.00 a 25 °C.

7. Una disolución contiene 0.10 mol de HCl en un volumen final de 1.00 L. Estima su pH suponiendo comportamiento ideal y disociación completa.

8. Escribe y balancea la reacción entre ácido nítrico e hidróxido de calcio.

9. ¿Qué volumen de una disolución 1.00 M de NaOH se requiere estequiométricamente para neutralizar 50.0 mL de HCl 1.00 M?

10. Un amortiguador contiene ácido acético y acetato. Describe qué ocurre cuando se incorpora una pequeña cantidad de base fuerte.

11. ¿Qué dos tipos de especies químicas debe contener normalmente un sistema amortiguador ácido?

12. Explica por qué la fuerza de un ácido no debe confundirse con su concentración.

13. Compara cualitativamente un ácido fuerte y un ácido débil en términos de su grado de ionización.

14. Calcula el pH de una disolución para la cual:

$$[H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-6}\,M$$

15. Una disolución de KOH presenta una concentración de 0.010 M. Estima su pOH suponiendo disociación completa.

16. ¿Qué volumen de ácido sulfúrico 2.00 M se requiere estequiométricamente para reaccionar completamente con 100.0 mL de NaOH 1.00 M?

17. Explica qué ocurre cualitativamente con el pH de una disolución ácida cuando se diluye con agua.

18. Explica por qué un sistema bicarbonato puede disminuir determinados cambios de pH.

19. Determina el pH de una disolución con:

$$[OH^-] = 1.0 \times 10^{-3}\,M$$

a 25 °C.

20. Un amortiguador contiene concentraciones iguales de un ácido débil y su base conjugada. ¿Qué relación existe aproximadamente entre el pH y el pK_a?

8.12 Conclusión del capítulo

Las disoluciones permiten estudiar cuantitativamente la composición de sistemas homogéneos mediante magnitudes como molaridad y concentración porcentual. Las operaciones de dilución relacionan estas concentraciones con la cantidad de soluto presente y constituyen una herramienta habitual en el trabajo químico.

El equilibrio ácido-base amplía este análisis al considerar la transferencia de protones y la coexistencia de especies conjugadas. Las constantes K_a y K_b permiten describir cuantitativamente la fuerza relativa de ácidos y bases débiles, mientras que el pH proporciona una escala logarítmica para caracterizar determinadas propiedades ácido-base de las disoluciones.

Los sistemas amortiguadores muestran cómo un equilibrio químico puede limitar cambios de pH mediante la participación simultánea de un ácido débil y su base conjugada, o de una base débil y su ácido conjugado. Estos principios permiten interpretar procesos presentes en aguas, suelos, sistemas biológicos y numerosas aplicaciones químicas.

Con este capítulo se integran conceptos desarrollados a lo largo de la obra: estructura atómica, enlaces, fuerzas intermoleculares, funciones químicas, reacciones y relaciones estequiométricas. En conjunto, estos conocimientos proporcionan una base para continuar el estudio

de la química mediante modelos de mayor profundidad y aplicaciones más especializadas.

Referencias

Atkins, P., Jones, L., & Laverman, L. (2016). *Chemical Principles: The Quest for Insight* (7th ed.). W. H. Freeman.

Bohr, N. (1913). On the constitution of atoms and molecules. *Philosophical Magazine*, 26(151), 1–25.

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., & Stoltzfus, M. W. (2018). *Chemistry: The Central Science* (14th ed.). Pearson.

Chang, R., & Goldsby, K. A. (2020). *Química* (13.ª ed.). McGraw-Hill Education.

Griffiths, D. J., & Schroeter, D. F. (2018). *Introduction to Quantum Mechanics* (3rd ed.). Cambridge University Press.

House, J. E. (2025). *Inorganic Chemistry* (4th ed.). Academic Press.

Lavoisier, A. L. (1789). *Traité élémentaire de chimie*. Cuchet.

Petrucci, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2017). *Química general: Principios y apli-*

caciones modernas (11.ª ed.). Pearson Educación.

Ptable. (s. f.). *Tabla periódica de los elementos: Electronegatividad*. https://ptable.com/?lang=es#Propiedades/Electronegativida

Rutherford, E. (1911). The scattering of α and β particles by matter and the structure of the atom. *Philosophical Magazine*, 21(125), 669–688.

Thomson, J. J. (1897). Cathode rays. *Philosophical Magazine*, 44(269), 293–316.

Weller, M., Overton, T., Rourke, J., & Armstrong, F. (2018). *Inorganic Chemistry* (7th ed.). Oxford University Press.

Zumdahl, S. S., Zumdahl, S. A., & DeCoste, D. J. (2024). *Chemistry* (11th ed.). Cengage.

Fundamentos de química inorgánica, se publicó en el mes de noviembre de 2026.

ISBN: 978-9907-852-09-7

Grupo Editorial BLR
Ecuador
Cel: +593 98 320 4362
https://grupoblr.com/
publicaciones@grupoblr.com

BIOGRAFÍA DEL AUTOR

Brian Juvenal Mocha Cuenca:
Ingeniero Agrónomo, Especialista en Biología Molecular y Magíster en Biotecnología. Docente en UTM desde 2018, imparte Genética y Bioquímica. Investiga patógenos: detectó Virus del Rayado del Banano en El Oro (89%) y evalúa fitobióticos contra Vibrio en camarón. Gerente de BM BIOTEC, articula ciencia y producción para la acuicultura actual.

FUNDAMENTOS DE QUÍMICA INORGÁNICA

Estimado lector, la química se define como una ciencia central dedicada al estudio sistemático de la composición, estructura, propiedades y transformaciones de la materia, así como de los flujos e intercambios energéticos vinculados a dichos fenómenos. Su espectro analítico integra desde la caracterización macroscópica de sustancias y materiales hasta la modelización microscópica y cuántica de átomos, iones, moléculas y redes cristalinas. Mediante esta articulación, la disciplina no solo esclarece la constitución intrínseca del mundo material, sino que determina las condiciones cinéticas y termodinámicas que rigen sus modificaciones y aplicaciones.

El texto enfatiza la presencia transversal de los procesos químicos tanto en los sistemas biológicos fundamentales —como la respiración celular, la digestión y la fotosíntesis— como en el desarrollo industrial y tecnológico contemporáneo. En este último ámbito, sustenta la formulación de fármacos, la síntesis de fertilizantes, el desarrollo de baterías, el diseño de materiales avanzados y las tecnologías de tratamiento hídrico y mitigación ambiental. En consecuencia, la comprensión de los principios químicos se proyecta como una competencia científica indispensable para interpretar los fenómenos del entorno y diseñar soluciones estratégicas y sostenibles frente a las demandas globales de salud, alimentación, energía y preservación ecológica.

GRUPO BLR

Grupo Editorial BLR
Ecuador
Cel: +593 98 320 4362
https://grupoblr.com/
publicaciones@grupoblr.com

ISBN: 978-9907-0-0401-4

UNIVERSIDAD TÉCNICA DE MACHALA
1969