



TECNOECUATORIANO
INSTITUTO SUPERIOR TECNOLÓGICO

LIBRO DE TEXTO: QUÍMICA GENERAL



**EDGAR EDURMAN
GARCÍA SILVERA**

**AMARIS
PÉREZ ARIAS**

Quito – Ecuador
Septiembre 2024



Libro de texto: Química general

Edgar Edurman García Silvera
Instituto Superior Tecnológico Tecnoecuatoriano
egarcia@istte.edu.ec
<https://orcid.org/0000-0001-8116-8427>

Amauris Pérez Arias
Instituto Superior Tecnológico Tecnoecuatoriano
aperez@istte.edu.ec
<https://orcid.org/0000-0002-0423-5216>

Este libro ha sido sometido a revisión de doble par académico:

Dra. Selene Ayala Pilco, Mgs.
Instituto Superior Tecnológico Vicente León
SENESCYT

Dra. Tanya Velásquez Cajas
Distrito 05D06 Salcedo
Ministerio de Salud Pública del Ecuador

Corrección de estilo: Ángel Velásquez Cajas

Diseño y diagramación: Juan Carlos Tapia
Calama

Primera Edición

Instituto Superior Tecnológico Tecnoecuatoriano
Rimana Editorial
Quito – Ecuador
Septiembre 2024

ISBN: 978-9942-676-91-7



ÍNDICE



ÍNDICE DE CONTENIDOS

Presentación 11

Objetivo general 12

13

PRIMERA UNIDAD

Antecedentes y origen de la química

Antecedentes y origen de la química. 14

Antigüedad (3000 a.C. - 600 a.C.). 15

Edad Media (500 - 1500). 15

Renacimiento (1500 - 1600). 16

Siglo XVII. 16

Siglo XVIII. 16

Siglo XIX. 16

Siglo XX. 16

Siglo XXI. 16

Prospectiva y tendencias de la química. 17

Preguntas de reflexión de la primera unidad. 18

Actividades de trabajo de la primera unidad. 18

19

SEGUNDA UNIDAD

Sistema Internacional de Unidades

Sistema Internacional de Unidades. 20

Unidades de medidas más usadas. 20

Preguntas de reflexión de la segunda unidad. 22

Actividades de trabajo de la segunda unidad. 22

23

TERCERA UNIDAD

Introducción a conceptos generales

Estructura atómica. 24

Modelos atómicos. 24

Configuraciones electrónicas. 25

Hibridación de orbitales. 27

Preguntas de reflexión de la tercera unidad. 28

Actividades de trabajo de la tercera unidad. 29

30

CUARTA UNIDAD

Estructura de la materia

Constitución y estados de la materia.	31
Clasificación de la materia.	31
Gases.	32
Líquidos.	33
Sólidos.	35
Mezclas.	36
Aleación.	37
Preguntas de reflexión de la cuarta unidad.	38
Actividades de trabajo de la cuarta unidad.	39

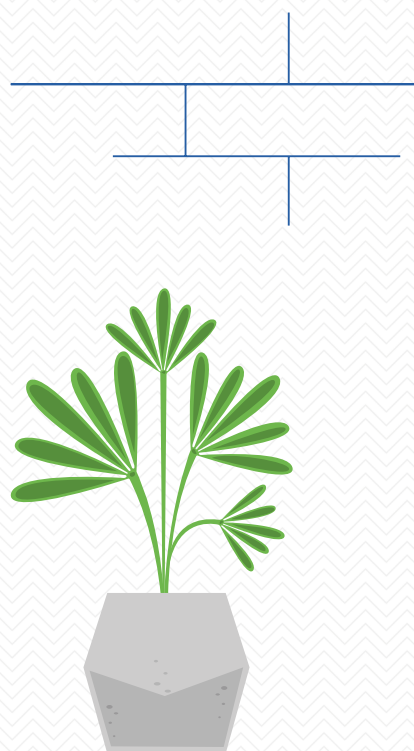


40

QUINTA UNIDAD

Estequiometría

Balanceo de ecuaciones.	41
Concentración de soluciones.	42
Molaridad.	43
Molalidad.	43
Normalidad.	43
Porcentaje de concentración.	43
Reactivo limitante.	43
Preguntas de reflexión de la quinta unidad.	45
Actividades de trabajo de la quinta unidad.	46



48

SEXTA UNIDAD

Enlace químico

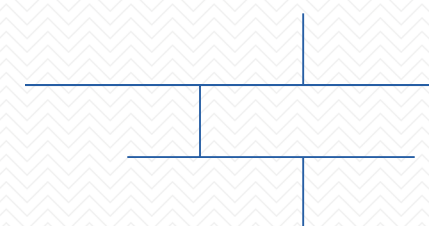
Tabla periódica.	49
Propiedades periódicas.	51
Enlace iónico.	52
Enlace covalente.	52
Interacciones débiles.	52
Quiralidad.	53
Preguntas de reflexión de la sexta unidad.	53
Actividades de trabajo de la sexta unidad.	54

55

SÉPTIMA UNIDAD

Termodinámica química

Procesos espontáneos.	56
Primera Ley de la Termodinámica.	57
Segunda Ley de la Termodinámica.	57
Factores que afectan la entropía.	58
Energía libre.	59
Preguntas de reflexión de la séptima unidad.	60
Actividades de trabajo de la séptima unidad.	61



62

OCTAVA UNIDAD

Cinética química

Velocidad de reacción.	63
Factores que inciden en la velocidad de reacción.	63
Naturaleza química de los reactantes.	64
Naturaleza física de los reactantes.	65
Concentración de los reactantes.	65
Temperatura del sistema.	65
Presencia de catalizadores.	66
Mecanismos de reacción y catálisis.	67
Preguntas de reflexión de la octava unidad.	68
Actividades de trabajo de la octava unidad.	69

70

NOVENA UNIDAD

Procesos de oxidación-reducción

Procesos de oxidación-reducción.	71
Pila galvánica.	71
Baterías.	73
Celda de combustible.	76

Preguntas de reflexión de la novena.	78
--------------------------------------	----

Actividades de trabajo de la novena unidad.	78
---	----

79

DÉCIMA UNIDAD

Química ambiental

Composición atmosférica.	80
Gases de efecto invernadero.	80
Cambio climático.	81
Impacto del incremento de la temperatura.	81
Efecto del cambio climático sobre la salud y calidad del aire.	82
Prospectiva de fuentes de energía sustentables.	83
Toxicidad de metales pesados.	83
Preguntas de reflexión de la décima unidad.	88
Actividades de trabajo de la décima unidad.	88
Bibliografía.	89

ÍNDICE DE TABLAS

Tabla 1

Unidades usadas en química del SI de medidas. 21

Tabla 2

Prefijos usados en la notación científica del SI. 21

Tabla 3

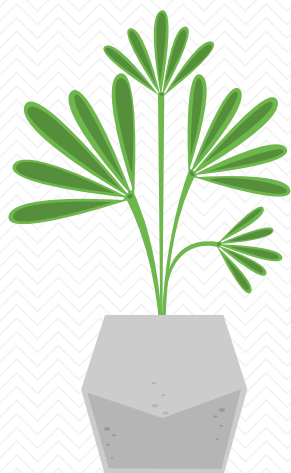
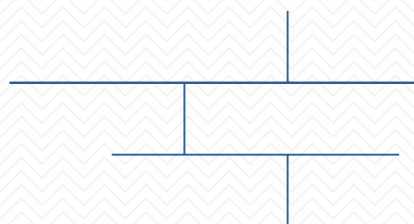
La configuración electrónica de los 7 primeros elementos de la tabla periódica. 27

Tabla 4

Características de distintos tipos de baterías. 73

Tabla 5

Caracterización de distintos compuestos tóxicos al medio ambiente. 84



ÍNDICE DE FIGURAS

Figura 1

Línea del tiempo del progreso de la química. 14

Figura 2

Fabricación de cerámica. 15

Figura 3

Regla de ordenamiento de los electrones en los subniveles de energía del átomo. 26

Figura 4

Distintos tipos de orbitales: a) orbital s, b) orbital sp, c) orbital p. 27

Figura 5

Estados de la materia. 32

Figura 6

Otros estados de la materia. 32

Figura 7

Estructura molecular del sólido, líquido y gas. 33

Figura 8

Cambios de estado. 34

Figura 9

Diagrama de fases del agua. 35

Figura 10

Diferentes tipos de sólidos. 36

Figura 11

Representación de los diferentes tipos de mezclas homogéneas. 37

Figura 12

Tabla periódica de los elementos químicos. 50

Figura 13

Variaciones de propiedad de los elementos. 51



Figura 14

Espontaneidad de una reacción química relacionada con la energía de activación. 56

Figura 15

Factores que afectan la entropía. 59

Figura 16

Factores que afectan la velocidad en reacciones químicas. 64

Figura 17

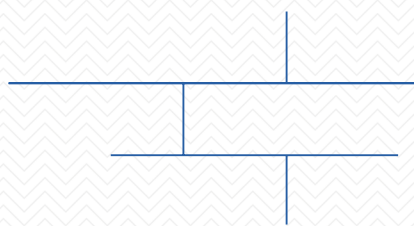
Representación de la teoría del estado de transición. 66

Figura 18

Efecto de la presencia de catalizador en una reacción química. 67

Figura 19

Representación de una pila galvánica. 72



Presentación

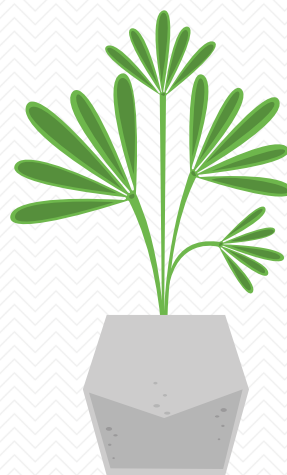
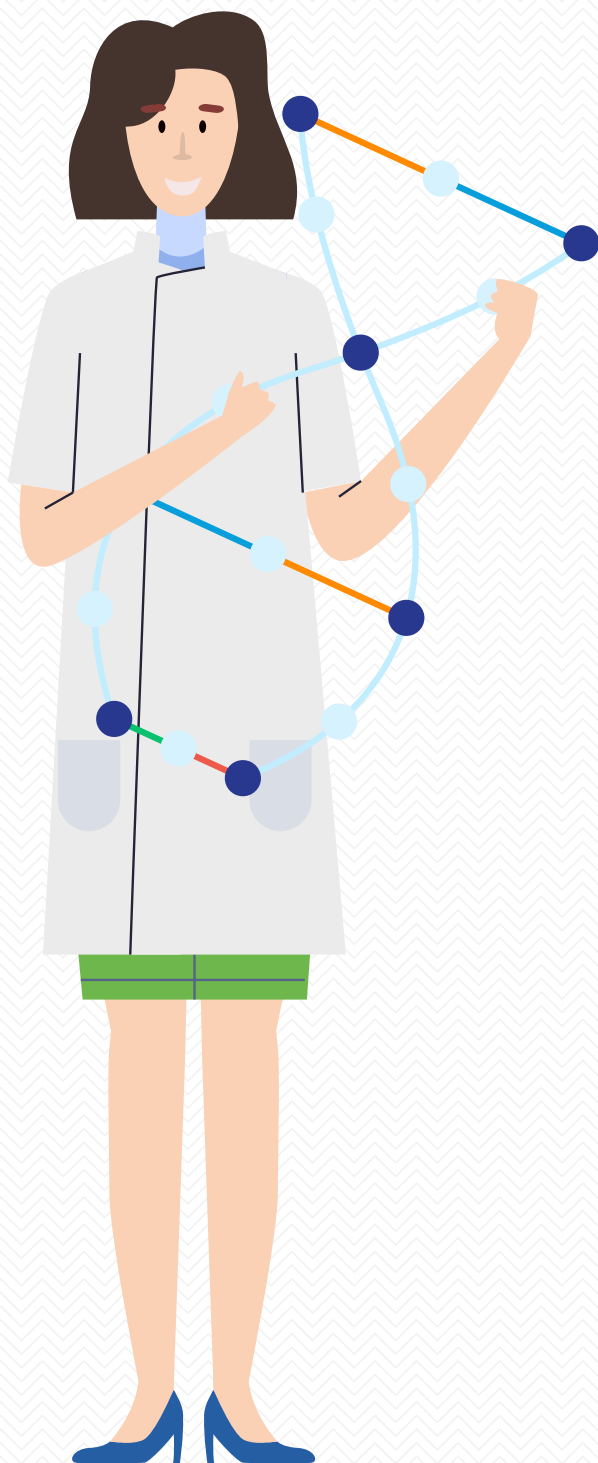
La química es la disciplina que investiga la estructura, características y propiedades físico-químicas de los elementos. Es por ello que este libro abarca, desde los fundamentos básicos de la química, comenzando con el análisis del átomo, hasta el estudio detallado de las proteínas. El texto presenta diez secciones, cada una de las cuales incluye diversas actividades diseñadas para consolidar el conocimiento en cada unidad. El objetivo es fomentar el interés del estudiante al proporcionar los elementos esenciales necesarios para entender los temas. En este sentido, para una exploración más profunda, se ofrecen lecturas adicionales y actividades al final de cada unidad, que complementarán el aprendizaje de los temas tratados.

Los autores expresan su agradecimiento a todos los involucrados en este proyecto por la confianza brindada. Asimismo, espera que esta publicación sea de gran utilidad, tanto para estudiantes como para profesores de química general.

Edgar Edurman García Silvera
Amauris Pérez Arias

Objetivo general

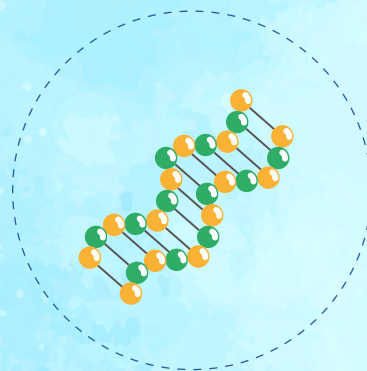
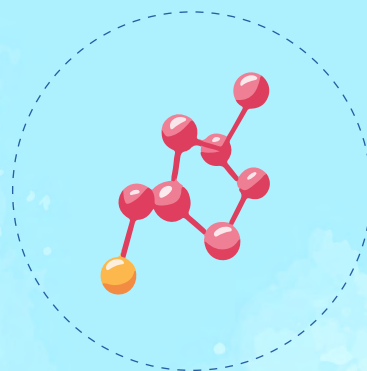
Al concluir el texto, el estudiante será capaz de comprender, de forma integral, los principios fundamentales de la química, incluyendo estructura atómica, química de los compuestos y reacciones, cinética, termodinámica, y electroquímica, para el desarrollo de habilidades analíticas y prácticas para la resolución de problemas químicos y la aplicación de conceptos químicos en diversas situaciones de la vida cotidiana y en el entorno profesional.





PRIMERA UNIDAD

ANTECEDENTES Y ORIGEN DE LA QUÍMICA



Primera unidad: Antecedentes y origen de la química

Objetivo: comprender los fundamentos históricos y el desarrollo de la química, desde sus primeras manifestaciones hasta la formación de la química moderna.

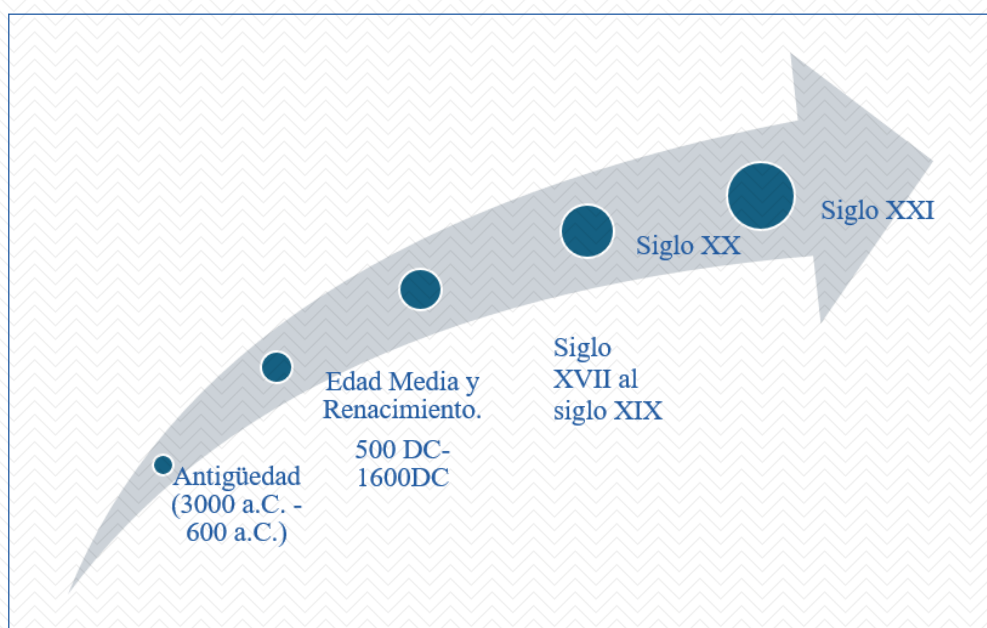
■ Antecedentes y origen de la química

La palabra “química” tiene su origen en el término “alquimia”, que a su vez proviene del árabe “al-kīmiyā” (الكيمياء). Este término árabe fue adoptado del griego “khemeia” o “khemia”, que se refería a la mezcla de líquidos o a la transmutación de metales.

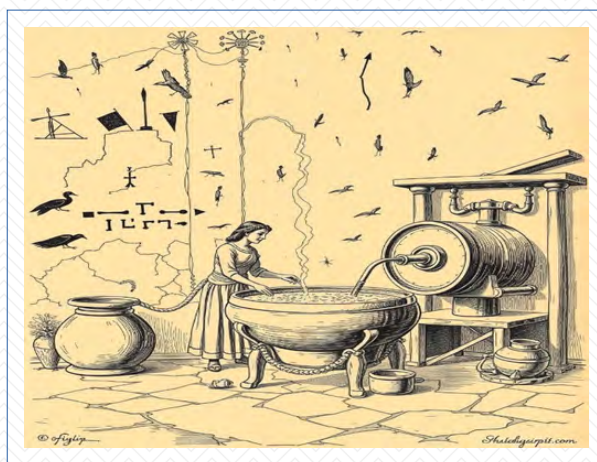
La raíz griega “khem” se relaciona con “Khēmía”, un antiguo nombre de Egipto, país donde se cree que la alquimia (y, por ende, la química) tuvo una gran influencia. En Egipto, la alquimia estaba asociada con la transformación de metales y con prácticas místicas y esotéricas. En resumen, “química” proviene de un término que originalmente estaba ligado a la transformación y manipulación de la materia, especialmente con fines esotéricos o de transmutación, lo que eventualmente evolucionó hacia la ciencia que conocemos hoy (ver Figura 1 y 2).

Figura 1

Línea del tiempo del progreso de la química.



Fuente: autoría propia.

Figura 2*Fabricación de cerámica.*

Nota. Proceso incipiente de industrialización para la obtención de cerámica. *Fuente:* tomado de AI.

■ Antigüedad (3000 a.C. - 600 a.C.)

La alquimia en Egipto y Mesopotamia. Las primeras civilizaciones desarrollaron técnicas como la metalurgia, la fermentación, la fabricación de cerámica y vidrio, que son procesos fundamentales en la química. En Egipto, los alquimistas intentaban transformar materiales comunes en metales preciosos, como el oro, lo que eventualmente llevó al desarrollo de métodos y reacciones químicas básicas. Aunque no entendían la naturaleza de las sustancias que manipulaban, estas culturas sentaron las bases para lo que sería posteriormente la química experimental. Las prácticas eran más empíricas y mezclaban elementos místicos con técnicas rudimentarias.

■ Edad Media (500 - 1500)

Alquimia en Europa y el mundo islámico. Durante este período, la alquimia floreció tanto en el mundo islámico como en Europa. Alquimistas como Jabir Ibn Hayyan (Geber) desarrollaron técnicas como la destilación, la calcinación y la sublimación. En Europa, la alquimia se vinculó estrechamente con la búsqueda de la piedra filosofal y la transmutación de metales. Aunque la alquimia era una mezcla de misticismo, filosofía y ciencia, desarrolló importantes técnicas y equipos de laboratorio que más tarde serían fundamentales para la química moderna. Los alquimistas islámicos, en particular, realizaron avances significativos en la clasificación de sustancias y la experimentación controlada.

■ Renacimiento (1500 - 1600)

Paracelso y la “Química Médica”. El alquimista, médico y astrólogo Paracelso (1493-1541), desafió la medicina tradicional basada en el galenismo y promovió el uso de compuestos químicos en la medicina, lo que marcó un cambio hacia un enfoque más químico de la salud. Este personaje histórico es visto como un puente entre la alquimia y la química moderna. Su enfoque en el uso de sustancias químicas para tratar enfermedades fue innovador y ayudó a separar la química de la alquimia esotérica.

■ Siglo XVII

Robert Boyle y “The Sceptical Chymist”. En 1661, Robert Boyle publicó “The Sceptical Chymist”, obra en la que argumentó en contra de las antiguas ideas aristotélicas de los elementos y promovió la idea que la materia estaba compuesta de partículas pequeñas (átomos). Boyle también es conocido por la ley de Boyle, que describe la relación entre la presión y el volumen de un gas. Este período marca el comienzo de la química moderna, con un enfoque más riguroso en la experimentación y la formulación de teorías basadas en evidencia empírica. Boyle es considerado uno de los primeros químicos en adoptar un enfoque verdaderamente científico.

■ Siglo XVIII

Antoine Lavoisier y la ley de la conservación de la masa. Este científico, conocido como el “padre de la química moderna”, fue fundamental para la química, al establecer que la masa se conserva en una reacción química. En 1789, publicó un libro en el que clasificó sustancias en elementos y compuestos y ayudó a desarrollar un sistema de nomenclatura química. Lavoisier transformó la química en una ciencia cuantitativa. Su insistencia en el uso de la balanza para medir cambios en la masa durante las reacciones químicas estableció un estándar de precisión y objetividad en la química experimental.

■ Siglo XIX

Tabla periódica y teoría atómica. En 1869, Dmitri Mendeléyev presentó la primera versión de la tabla periódica, organizando los elementos según sus propiedades. John Dalton, a principios del siglo, había propuesto la teoría atómica, sugiriendo que todos los elementos estaban formados por átomos indivisibles. La tabla periódica es una de las herramientas más fundamentales en la química, permitiendo a los científicos predecir las propiedades de elementos aún no descubiertos. La teoría atómica proporcionó una explicación lógica para las reacciones químicas y la estructura de la materia.

■ Siglo XX

Avances en química orgánica y la estructura del ADN. El siglo XX vio un avance significativo en la química orgánica, la creación de nuevos materiales y medicamentos y la elucidación de la estructura del ADN por Watson y Crick en 1953. Todo ello, dio origen a la bioquímica moderna. La química orgánica se convirtió en una disciplina central, impactando la industria farmacéutica y la biotecnología. El descubrimiento de la estructura del ADN revolucionó la comprensión de la vida y abrió la puerta a la ingeniería genética.

■ Siglo XXI

Innovaciones en química verde, nanotecnología, y bioquímica. El enfoque contemporáneo en la química incluye la sostenibilidad (química verde), el diseño de materiales a nano escala (nanotecnología) y la intersección con la biología para desarrollar nuevas terapias y soluciones biotecnológicas. Es así que la química es una ciencia dinámica y en evolución, adaptándose a los

desafíos globales como el cambio climático, la necesidad de energías renovables, y la búsqueda de soluciones para enfermedades complejas. La interdisciplinariedad es clave en los avances modernos.

Este recorrido muestra cómo la química ha evolucionado, desde la experimentación rudimentaria en la antigüedad, hasta convertirse en una ciencia central que afecta a prácticamente todos los aspectos de la vida moderna.

Prospectiva y tendencias de la química

La prospectiva en investigaciones químicas es un campo dinámico y clave para abordar desafíos globales en áreas como: salud, energía, sostenibilidad y materiales avanzados. A continuación, te doy una visión desde varias áreas emergentes:

Química verde y sostenible. La tendencia más fuerte se afianza en los procesos químicos que minimicen el impacto ambiental. Esto incluye el uso de: solventes ecológicos, como agua o líquidos iónicos; catálisis eficiente para reducir residuos; economía circular, donde los productos químicos son diseñados para ser reciclados o degradados sin contaminación. Un buen ejemplo son las nuevas metodologías para la producción de bioplásticos y biomateriales que reemplacen el plástico convencional.

Materiales avanzados. Los materiales de ingeniería se centran en nanomateriales, materiales con propiedades únicas (como el grafeno) y materiales inteligentes que pueden reaccionar a su entorno.

Nanotecnología. La creación de estructuras a nano escala, con propiedades mecánicas, eléctricas y ópticas novedosas.

Materiales autorreparables. Productos que se reparan solos al dañarse, útiles en la construcción, transporte y electrónica. Un ejemplo es la creación de baterías de estado sólido y supercondensadores que almacenen más energía y se recarguen más rápido.

Química computacional y modelado molecular. La inteligencia artificial y el modelado molecular permiten acelerar el descubrimiento de nuevos compuestos. Ahora, se puede simular reacciones químicas para predecir comportamientos antes de pruebas físicas. También, el diseño de fármacos, mediante algoritmos, optimiza interacciones moleculares con receptores específicos en el cuerpo. Como ejemplo, se puede citar el desarrollo de fármacos personalizados basados en el perfil genético de un paciente.

Química en salud y biotecnología. El desarrollo de nuevos métodos de diagnóstico y terapias, incluyendo química médica para el diseño de fármacos más eficaces y menos tóxicos y terapias basadas en ácido ribonucleico (ARN) y edición genética como CRISPR (siglas en inglés que significan repeticiones palindrómicas cortas agrupadas y regularmente interespaciadas), con un potencial enorme para curar enfermedades hereditarias. Entre los ejemplos más destacados están las nuevas terapias basadas en ácidos nucleicos y biopolímeros que modifican la expresión génica directamente.

Energía y química de renovables. La investigación en energía está orientada a la mejora de: conversión fotovoltaica, con nuevos materiales para aumentar la eficiencia de los paneles solares;

biocombustibles con métodos más eficientes y sostenibles de producción de combustibles a partir de fuentes biológicas. Un ejemplo futuro podría ser las reacciones químicas que capturan y convierten CO₂ en combustibles o en productos industriales valiosos, cerrando el ciclo del carbono.

Química alimentaria y sensorial. La química, en el ámbito alimentario, se centra en la creación de alimentos funcionales, sustitutos sostenibles de carne (imitación de la carne a partir de proteínas vegetales) y otros aditivos saludables. También, se estudian las reacciones que generan sabores y texturas más atractivas. En este mismo sentido, la química sensorial se encarga del estudio de cómo los compuestos químicos afectan nuestros sentidos y cómo se puede replicarlos artificialmente. Posibles ejemplos son los alimentos de impresión 3D o compuestos que reproduzcan sabores complejos y personalizados según preferencias del consumidor.

Preguntas de reflexión de la primera unidad

¿Cómo cree que el descubrimiento de la tabla periódica de los elementos por Dimitri Mendeléyev cambió la forma en que los científicos comprendían las propiedades de la materia y su relación con la química moderna?

Actividades de trabajo de la primera unidad

1. Realice un cuadro sinóptico que incluya el avance de la química en la historia de la humanidad.
.....
2. Cree una línea del tiempo que incluya los descubrimientos más importantes en la historia de la química. Puedes incluir a científicos clave como Antoine Lavoisier, Marie Curie, Dmitri Mendeléyev, entre otros.
.....
3. Elija a un científico destacado en la historia de la química e investiga su vida, descubrimientos y cómo contribuyeron a la ciencia. Luego, presenta los hallazgos a la clase o al grupo.
.....
4. Investigue las teorías químicas antiguas, como el concepto de los cuatro elementos de la antigua Grecia (tierra, agua, aire y fuego) y compáralas con la teoría moderna atómica.
.....
5. Organice un debate en el que un grupo defienda que la alquimia fue una pseudociencia sin valor, mientras que el otro grupo argumente que fue precursora importante de la química moderna.



SEGUNDA UNIDAD

SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES



Segunda unidad: Sistema Internacional de Unidades

Objetivo: aplicar el Sistema Internacional de Unidades (SI) en la resolución de problemas científicos y técnicos, incluyendo la correcta conversión entre unidades, el uso adecuado de las unidades básicas y derivadas y la interpretación de medidas en experimentos y datos científicos.

■ Unidades de medidas más usadas

Las unidades son esenciales para comparar y medir diferentes cantidades en el mundo moderno. Un ejemplo clave de su importancia es la pérdida de la sonda espacial “Mars Climate Orbiter”, que ocurrió debido a un error en las unidades de medida. Las unidades, como el metro para medir longitud, nos permiten calcular y estandarizar atributos. Aunque se usaron desde hace miles de años, no fue hasta el siglo XVIII que se intentó crear un sistema internacional de unidades para unificar las mediciones a nivel global.

El Sistema Internacional de Unidades (SI) es el sistema de medición más utilizado en el mundo, basado en unidades estándar que facilitan la medición y comparación de diferentes magnitudes físicas. Fue establecido en 1960 por la Conferencia General de Pesas y Medidas, con el fin de unificar y simplificar las unidades de medida a nivel global. El SI consta de siete unidades básicas: metro (longitud), kilogramo (masa), segundo (tiempo), amperio (corriente eléctrica), kelvin (temperatura), mol (cantidad de sustancia) y candela (intensidad luminosa). A partir de estas unidades se derivan muchas otras para medir propiedades como volumen, velocidad o energía. Este sistema ha sido clave para el desarrollo científico, industrial y comercial, garantizando precisión y consistencia en mediciones a nivel internacional (ver tabla 1 y 2).

Tabla 1*Unidades usadas en química del SI de medidas.*

Medida	Unidad	Símbolo
Longitud	Metro	M
Masa	Kilogramo	Kg
Tiempo	Segundo	S
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mole	Mol
Corriente eléctrica	Ampere	A
Intensidad luminosa	Candela	Cd
Área	Metro cuadrado	m ²
Volumen	Metro cúbico	m ³
Densidad	Kilogramo por metro cúbico	Kg/m ³
Fuerza	Newton	N
Calor	Joule	J
Energía	Joule	J
Potencia	Watt	W
Carga eléctrica	Coulomb	C
Potencial eléctrico	Volt	V
Presión	Pascal	Pa
Velocidad	metro por segundo	m/s
Viscosidad	Pascal por segundo	Pa*s
Flujo volumétrico	Metro cúbico por segundo	m ³ /s
Flujo másico	Kilogramo por segundo	Kg/s

*Fuente: autoría propia.***Tabla 2***Prefijos usados en la notación científica del SI.*

Prefijo	Símbolo	Factor
Tera	T	10 ¹²
Giga	G	10 ⁹
Mega	M	10 ⁶
Kilo	K	10 ³
Hecto	H	10 ²
Deca	Da	10
Deci	D	10 ⁻¹
Centi	C	10 ⁻²
Mili	M	10 ⁻³
Micro	μ	10 ⁻⁶
Nano	N	10 ⁻⁹
Pico	P	10 ⁻¹²

Fuente: autoría propia.

Preguntas de reflexión de la segunda unidad

1. ¿Cómo cree que la adopción del Sistema Internacional de Unidades ha facilitado el desarrollo de la ciencia y la tecnología en todo el mundo?
2. ¿Por qué es importante tener medidas precisas y uniformes en disciplinas científicas como la química, la física y la ingeniería?
3. ¿Cómo habría sido el desarrollo de la ciencia y la tecnología si no se hubiera establecido un sistema de medidas unificado como el SI y cada país continuara usando sus propios sistemas de medidas?

Actividades de trabajo de la segunda unidad

1. Investigue la historia del Sistema Internacional de Unidades, cómo, por qué fue creado y su evolución a lo largo del tiempo. Presente sus hallazgos en forma de informe o presentación.
2. Investigue y relacione lo aprendido en la unidad con los postulados de la mecánica cuántica.
3. Cree un mapa conceptual que relacione las diferentes magnitudes físicas (longitud, masa, tiempo, etc.) con sus unidades en el SI y muestre cómo se combinan para formar las unidades derivadas.
4. Escriba la configuración electrónica de los átomos con $Z = 16$, $Z = 27$ y $Z = 51$. Determine sus valencias probables y su posición en la tabla periódica.
5. Investigue las ventajas e inconvenientes de usar el sistema sexagesimal para medir el tiempo y ángulos y compárelo con la simplicidad del sistema decimal del SI.



TERCERA UNIDAD

INTRODUCCIÓN A CONCEPTOS GENERALES



Tercera unidad: Introducción a conceptos generales

Objetivo: analiza la estructura básica del átomo y la descripción de sus partes.

■ Estructura atómica

El átomo se define como la unidad fundamental de la materia que conserva las propiedades del elemento químico al que pertenece. Está compuesto por tres tipos de partículas subatómicas: protones, que tienen carga positiva; neutrones, que no poseen carga; y electrones, con carga negativa. En un átomo neutro, la cantidad de protones y electrones es igual, lo que equilibra la carga total del átomo.

Los electrones se encuentran en movimiento alrededor del núcleo, que está compuesto por protones y neutrones. Los elementos se representan comúnmente mediante dos valores: el número atómico (Z), que indica la cantidad de protones y electrones en el átomo; y el número másico (A), que corresponde a la suma de protones y neutrones presentes en el núcleo.

A E Z

E representa al elemento.

Z : número atómico = número de protones = número de electrones

A : número másico = número de protones + número de neutrones

■ Modelos atómicos

La teoría nuclear fue desarrollada por Rutherford en 1910, quien propuso un modelo atómico en el que los electrones giran alrededor del núcleo de manera similar a como los planetas orbitan el sol. En 1913, Bohr mejoró este modelo al postular que los electrones solo pueden moverse en órbitas fijas alrededor del núcleo, cada una con un momento angular determinado.

La energía de un electrón depende de la distancia entre su órbita y el núcleo (radio atómico). Los electrones pueden cambiar entre niveles de energía mediante la absorción o emisión de energía. Por ejemplo, cuando un electrón salta de la órbita $n=1$ a $n=3$, absorbe energía, y al regresar de $n=3$ a $n=1$, la emite. Estos niveles de energía están definidos por el número cuántico principal, n , el único número cuántico introducido por el modelo de Bohr.

En 1924, Louis de Broglie propuso que todas las partículas en movimiento, incluidos los electrones, tienen un comportamiento ondulatorio, lo que llevó al principio de incertidumbre de Heisenberg, que establece que es imposible conocer simultáneamente la posición y velocidad exactas de una partícula.

En 1926, Schrödinger formuló su famosa ecuación de onda, que describe a los electrones como funciones de onda en lugar de partículas definidas. Este enfoque permitió resolver las limitaciones del modelo atómico de Bohr.

Al resolver la ecuación de onda de Schrödinger, se obtiene la siguiente información:

- La región o el volumen del espacio, donde es más probable encontrar al electrón, conocido como el orbital atómico, se define por una función de onda.
- Los valores de energía asociados con funciones específicas de onda se obtienen resolviendo la ecuación de Schrödinger.
- La cuantificación de los niveles de energía, similar a la observación realizada por Bohr, se puede demostrar a partir de esta ecuación.

Configuraciones electrónicas

Las configuraciones electrónicas son modelos, que tratan de explicar el comportamiento de los átomos y sus propiedades. A continuación, se profundizará en este aspecto.

Números cuánticos. Anteriormente, se mencionó el concepto de orbital, que describe la región espacial alrededor del núcleo donde existe la mayor probabilidad de encontrar un electrón dentro de un átomo. Esta distribución probabilística del electrón se conoce como nube o densidad electrónica y su descripción se basa en tres números cuánticos: n , l , y m . El número cuántico principal, n , determina la energía del electrón y la capa en la que se encuentra, siendo su valor indicativo de la distancia promedio al núcleo ($n = 1, 2, 3, 4$, etc.).

El número cuántico secundario l , está asociado con la forma del orbital y depende del valor de n , variando entre 0 y $n-1$. Es común sustituir estos valores numéricos por letras.

Para $l=0$, corresponde a subnivel s

Para $l=1$ corresponde a subnivel p

Para $l=2$ corresponde a subnivel d

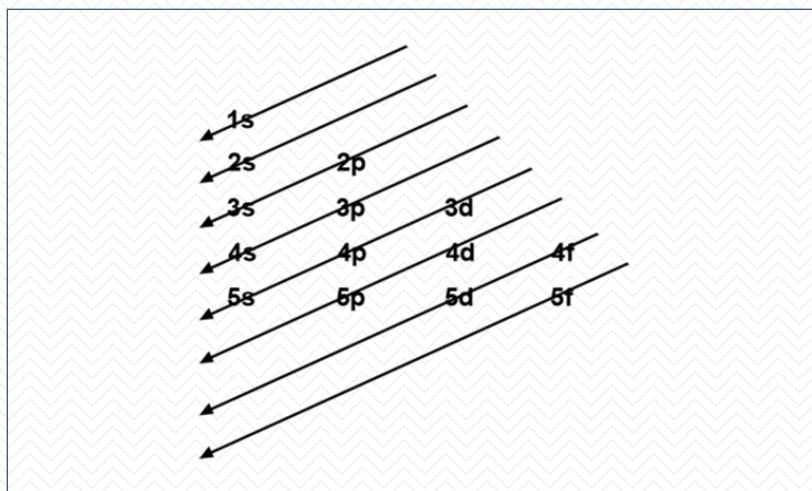
Para $l=3$ corresponde a subnivel f

El otro número cuántico es m , que proporciona información sobre la orientación espacial del orbital. Los valores de m dependen del número cuántico l y pueden variar entre $+1$, 0 y -1 . También a estos números se le añade un cuarto número cuántico, llamado *espín* (valor de $+1/2$ o $-1/2$), que indica la rotación en cierto sentido o sentido opuesto del electrón.

Principio de Aufbau, configuración electrónica. Este principio describe los electrones utilizando la notación nlx^n , donde n y l corresponden a los números cuánticos discutidos en la sección 1.3.1 y x indica la cantidad de electrones presentes en el orbital o en los orbitales definidos por l . La regla de las diagonales facilita la determinación del orden creciente de energía entre los distintos orbitales (ver Figura 3).

Figura 3

Regla de ordenamiento de los electrones en los subniveles de energía del átomo.



Fuente: autoría propia.

Para el H cuya $Z = 1$ la distribución electrónica es: $1s^1$

Para Ar cuya $Z = 18$ la distribución electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

La suma $2 + 2 + 6 + 2 + 6 = 18$, refleja la incorporación secuencial de electrones conforme al número máximo permitido en cada subnivel, hasta alcanzar un total de 18 electrones.

El número total de electrones posibles en cada nivel no puede exceder de $2n^2$. Por lo tanto, en el primer nivel $n = 1$, el número máximo de electrones es $2 \cdot 1^2 = 2$ electrones, o sea el subnivel s será de 2, para $n = 2$, será el máximo número de electrones de $2 \cdot 2^2 = 8$ electrones, para $n = 3$ sería $2 \cdot 3^2 = 18$ electrones.

Esta notación también es útil para identificar los electrones de valencia de un átomo, que se localizan en su capa más externa. Estos electrones son los que generalmente determinan el comportamiento químico del átomo, incluyendo su capacidad para formar enlaces. Por ejemplo, para el elemento sodio Na: $Z = 11$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Esto indica que el elemento tiene una valencia de $1+$ y se encuentra en el período 3 del grupo 1 de la tabla periódica.

El helio (He), de acuerdo con su configuración electrónica, tiene una valencia de $1+$ y está ubicado en el período 1, grupo 1 de la tabla periódica, junto con el hidrógeno. Por otro lado, el argón (Ar) es un gas noble que no presenta valencia, debido a que pertenece al grupo 8. Como su última capa electrónica está completamente llena, no cede ni acepta electrones. Por esta razón, los gases nobles son conocidos por ser químicamente inertes o poco reactivos. Cuando coincide el período en dos subniveles como s y p, en este caso $3s 3p$, se les suma los x, dando la suma del argón $2 + 6 = 8$. Este elemento se ubica en el período 3 grupo 8 de la tabla periódica. La configuración electrónica de los 7 primeros elementos de la tabla periódica se muestra en la Tabla 3.

Tabla 3

La configuración electrónica de los 7 primeros elementos de la tabla periódica.

Elemento	Z	Configuraciones
H	1	$1s^1$
He	2	$1s^2$
Li	3	$1s^2 2s^1$
Be	4	$1s^2 2s^2$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$

Fuente: autoría propia.

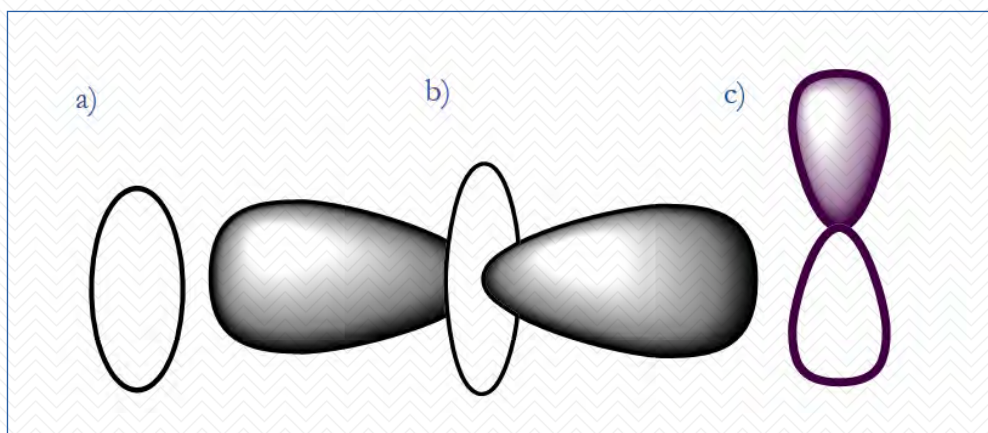
Hibridación de orbitales

En 1931, Pauli introdujo el concepto que dos o más orbitales atómicos de un mismo átomo podían mezclar sus energías, generando orbitales híbridos con energías definidas y propiedades diferentes a las de los orbitales originales. Este concepto fue verificado en el caso del carbono, donde los orbitales sss y ppp pueden combinarse, dando lugar a nuevos orbitales con características modificadas.

El proceso de combinación de orbitales se denomina hibridación y los orbitales resultantes de esta mezcla se conocen como orbitales híbridos. Estos orbitales híbridos tienen propiedades diferentes a las de los orbitales originales y desempeñan un papel fundamental en la formación de enlaces en las moléculas. En la Figura 4 se muestra una representación de los orbitales s y p (ver Figura 4).

Figura 4

Distintos tipos de orbitales: a) orbital s, b) orbital sp, c) orbital p.



Fuente: autoría propia.

Dentro de las variantes de hibridación que se pueden obtener son: sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d y sp^3d^2 . Los enlaces del sp forman un ángulo de 180° ; los sp^2 forman ángulos de 120° ; sp^3 , por su parte, forman tetraedros de ángulos de 109.5° , elementos del grupo IV A como el Si, Ge, Sn, Pb presentan estas estructuras. Los sp^3d y sp^3d^2 forman ángulos del 120° .

Preguntas de reflexión de la tercera unidad

Para comprender las propiedades de los elementos químicos, como su reactividad con otros compuestos y sus características físicas, es fundamental entender su estructura atómica y molecular, ya que esto forma la base de la química.

1. Si el electrón del átomo de sodio (Na) se mueve de la órbita $n = 3$ a $n = 1$, ¿absorbe o emite energía? Explique.

.....

2. Describa el principio de incertidumbre de Heisenberg.

.....

3. Explique el significado de los números cuánticos.

.....

4. Un elemento con $Z = 23$, ¿cuántos protones, neutrones y electrones posee?

.....

5. ¿Qué es un orbital atómico?

.....

6. ¿Qué representa el número cuántico principal?

.....

7. Con los datos de los átomos siguientes: A, B, C y D.

A: ns^2 ($n = 3$)

B: $ns^2 np^2$ ($n = 2$)

C: $ns^2 np^1$ ($n = 2$)

D: $ns^2 np^5$ ($n = 2$)

Calcule:

a. Configuración electrónica completa

b. Número atómico

c. Tipo de elemento

d. Número de oxidación

e. Electrones de valencia

.....

8. ¿Cuántos orbitales corresponden al subnivel $l = 2$?

.....

9. ¿Cuántos valores presenta el spin?

Actividades de trabajo de la tercera unidad

1. Realice un cuadro sinóptico que incluya los conceptos clave de la unidad.
.....
2. Investigue y relacione lo aprendido en la unidad con los postulados de la mecánica cuántica.
.....
3. Analice los experimentos de Millikan y Rutherford y discútalos en clase.
.....
4. Escriba la configuración electrónica de los átomos con $Z = 16$, $Z = 27$ y $Z = 51$. Determine sus valencias probables y su posición en la tabla periódica.
.....
5. Lea las siguientes páginas del libro: Chang, R. (2010) Química. McGraw-Hill, 40-78.



CUARTA UNIDAD

ESTRUCTURA DE LA MATERIA



Cuarta unidad: Estructura de la materia

Objetivo: explicar la relación entre la estructura fundamental de la materia, incluida su composición y las propiedades macroscópicas que esta presenta.

■ Constitución y estados de la materia

La materia es todo lo que ocupa espacio, tiene masa y posee inercia. Todos los seres humanos, al igual que cualquier objeto que nos rodea, son ejemplos de materia, ya que ocupan espacio y tienen masa. Aunque los gases de la atmósfera son invisibles, también son materia, pues tienen masa y ocupan espacio. Sin embargo, la luz solar no es materia, es una forma de energía.

La composición de la materia se refiere a las partes o componentes de una sustancia y a las proporciones relativas entre ellas. Por ejemplo, el agua está compuesta por hidrógeno y oxígeno en proporciones fijas: 11.19% de hidrógeno y 88.81% de oxígeno en masa. En cambio, el peróxido de hidrógeno, también está compuesto por hidrógeno y oxígeno, pero en diferentes proporciones: 5.93% de hidrógeno y 94.07% de oxígeno

Las propiedades de la materia, que son las características que nos permiten distinguir una sustancia de otra, se dividen en dos grandes categorías: propiedades físicas y propiedades químicas.

Una propiedad física es aquella característica de una muestra de materia que se manifiesta sin que se altere su composición química. Algunas propiedades físicas pueden ser observadas visualmente. Ejemplos de propiedades físicas incluyen el color, la maleabilidad (la capacidad de ser moldeado), la ductilidad (la capacidad de ser estirado en forma de alambre) y la conductividad térmica y eléctrica.

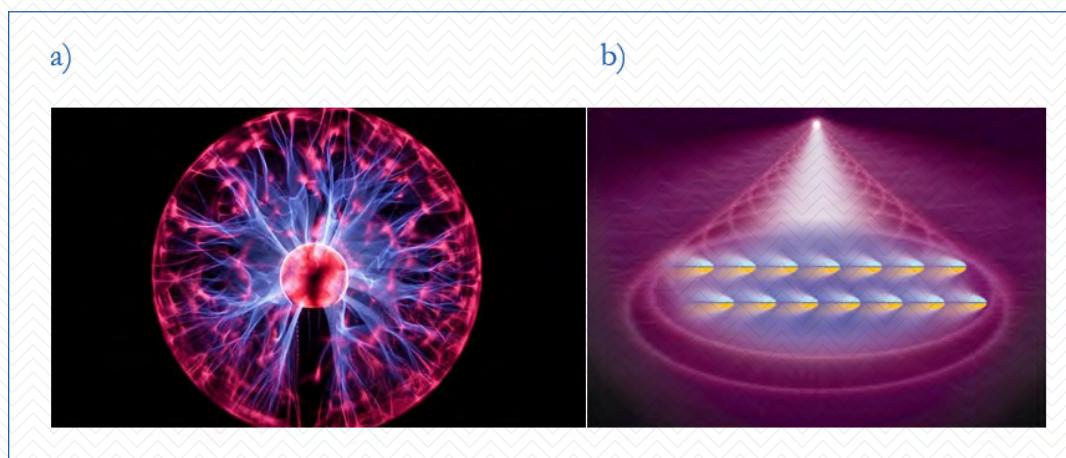
En una transformación química o reacción química, una o más sustancias iniciales se convierten en nuevas sustancias con composiciones diferentes. La clave para identificar una transformación química es observar un cambio en la composición de las sustancias involucradas. Esto puede manifestarse en la formación de nuevos productos con propiedades distintas a las de los reactivos originales.

■ Clasificación de la materia

Es notable que prácticamente toda la materia en el universo se manifiesta en solo tres estados físicos: gas, líquido y sólido. Un cuarto estado de la materia, el plasma, solo se encuentra bajo condiciones extremas, como las que se dan en el interior de las estrellas. Por otro lado, el condensado de Bose-Einstein, un estado de materia recientemente descubierto, se presenta únicamente a temperaturas cercanas al cero absoluto. Además, encontraremos fluidos supercríticos, que exhiben propiedades tanto de líquidos como de gases (ver Figura 5).

Figura 5

Estados de la materia.



Nota. La figura muestra: a) Plasma, b) Condensado de Bose-Einstein. *Fuente:* tomado de Estados de la materia (2024). <https://bit.ly/40bTNXf>

Figura 6

Otros estados de la materia.



Nota. Dos estados de la materia: sólido y líquido. *Fuente:* tomado de Valenzuela, C. G. (2023). <https://bit.ly/3VPrBGL>

Es interesante que la mayoría de las sustancias puedan existir en cualquiera de estos tres estados comunes y que se pueda cambiar hasta el estado más estable de una sustancia particular, variando la temperatura y/o la presión. Por ejemplo, al enfriar agua líquida por debajo de 0 °C a presión atmosférica, se convierte en agua sólida (hielo).

■ Gases

Los gases se caracterizan por expandirse y ocupar todo el espacio donde estén, a diferencia de los líquidos y sólidos. El hecho que los gases llenen todo el espacio disponible indica que sus moléculas o átomos se mueven libremente dentro del recipiente, lo que implica que las fuerzas entre

ellos son muy débiles.

Una característica clave de los gases es la presión que ejercen. Esta se debe al movimiento rápido de sus moléculas y las colisiones con las paredes del recipiente. Esta presión (p) depende de la cantidad de gas presente (n), el volumen que ocupa (V) y su temperatura (T). Este enunciado se lo conoce como la ley de los gases o la ley de Boyle. El trabajo de este científico y otros más determinaron que la ecuación de los gases ideales era:

$$PV = nRT$$

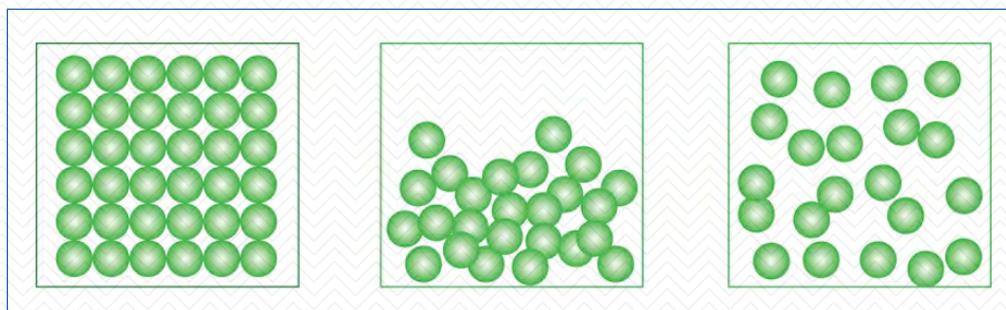
En la ecuación de los gases ideales, la temperatura se expresa en Kelvin, con $T\text{ (K)} = T\text{ (}^{\circ}\text{C)} + 273.15$. La constante de los gases se define en unidades del SI como $R = 8.314\text{ J mol}^{-1}\text{ K}^{-1}$. La presión se expresa en pascales (Pa), el volumen en metros cúbicos (m^3), donde $1\text{ m}^3 = 1 \times 10^3\text{ L}$, y la cantidad de sustancia (n) se expresa en moles (mol).

■ Líquidos

En los líquidos, las moléculas están limitadas por fuerzas que las mantienen en un volumen fijo, pero aún pueden moverse libremente, lo que les permite fluir. A diferencia de los gases, no se expanden ni se contraen significativamente porque son más densos.

Figura 7

Estructura molecular del sólido, líquido y gas.



Nota. Comparación del diagrama de fase de la materia entre gas líquido y sólido para la educación química. *Fuente:* Freepik (2024), tomado de <https://bit.ly/4a0Kug4>

En los gases hay poca atracción entre las partículas, por lo que tienen libertad para moverse al azar. En cambio, en los líquidos las partículas se mantienen unidas por las fuerzas de atracción, pero tienen libertad de moverse una sobre otra. En el caso de los sólidos, las partículas están en un arreglo ordenado que no permite su movimiento (ver Figura 7).

Muchas propiedades familiares y observables de los líquidos encuentran su explicación en las fuerzas intermoleculares. La medición de la resistencia a fluir que presenta un líquido se llama viscosidad. Las sustancias formadas por moléculas pequeñas y no polares, como el pentano y el benceno, tienen fuerzas intermoleculares débiles y viscosidades bajas. En cambio, sustancias más polares como el glicerol, presentan fuerzas intermoleculares más fuertes, lo que aumenta su viscosidad.

La tensión superficial es la fuerza que hace que un líquido minimice su área superficial debido a la atracción entre sus moléculas. Las moléculas en la superficie experimentan una atracción desigual, siendo empujadas hacia el interior del líquido, mientras que las moléculas internas son atraídas de manera uniforme en todas direcciones. La tensión superficial, como la viscosidad, por lo general, es mayor en líquidos con fuerzas intermoleculares más intensas.

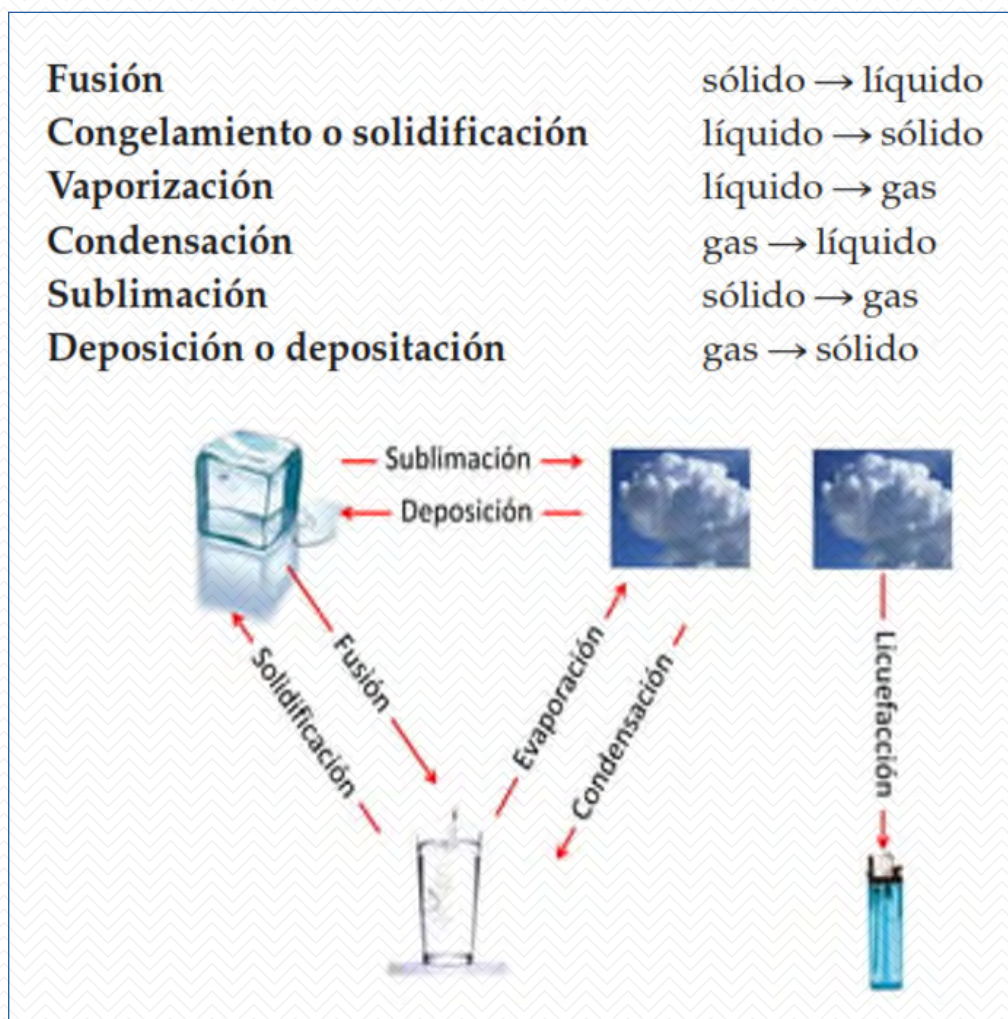
La presión de vapor de un líquido es la presión en la que se mantiene el equilibrio entre las fases líquida y gaseosa. A medida que la temperatura sube, más moléculas ganan la energía necesaria para pasar del estado líquido al gaseoso, lo que aumenta la presión de vapor.

■ Cambios de fases

Los cambios que alteran la forma física, pero no la composición química de una sustancia, se llaman cambios de fase o de estado. Cualquier estado de la materia puede transformarse en otro. Por ejemplo, los sólidos pueden pasar directamente a gases.

Figura 8

Cambios de estado.



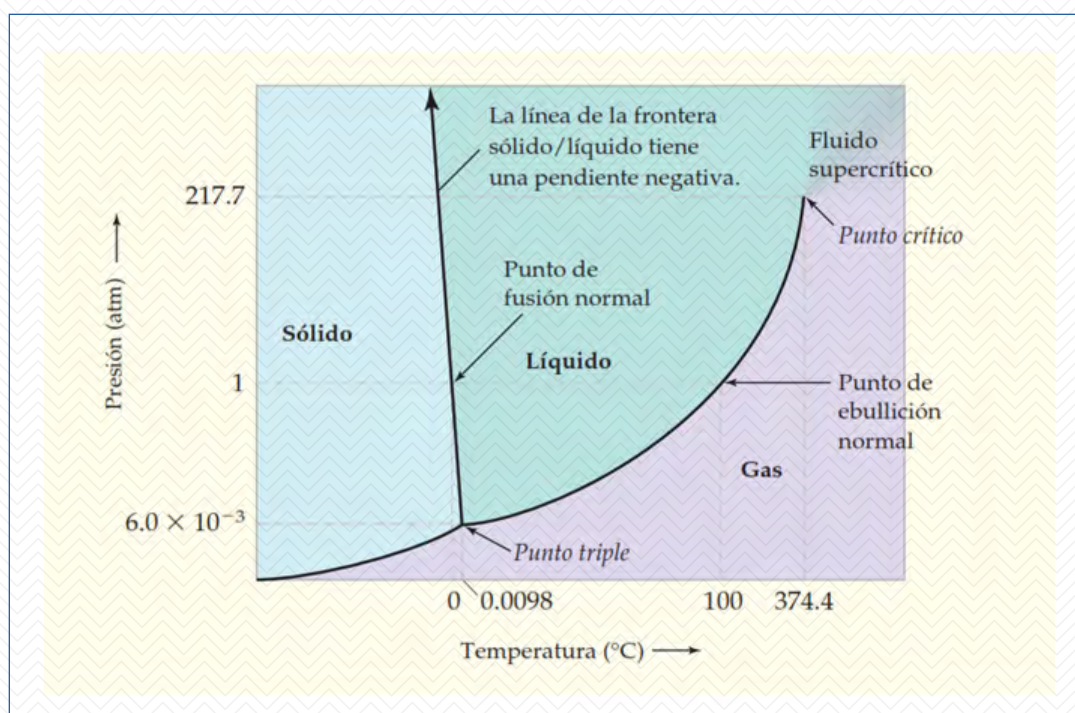
Fuente: tomado de Energía térmica (2024). <https://bit.ly/3BX1Ihw>

Los cambios de fase necesitan energía, generalmente calor, que se añade o se extrae de la sustancia. Para aumentar la movilidad de las moléculas, las fuerzas intermoleculares deben romperse, como ocurre cuando se rompen los enlaces de hidrógeno al pasar de hielo a agua líquida o de agua líquida a vapor.

El comportamiento de fase de una sustancia se puede representar en un diagrama de fases que muestra cómo cambia esta, según la temperatura y la presión. En el eje y se muestra la presión y en el eje x la temperatura. A bajas temperaturas y altas presiones, la sustancia es sólida; a altas temperaturas y bajas presiones, es un gas. En condiciones intermedias, es un líquido (Figura 9).

Figura 9

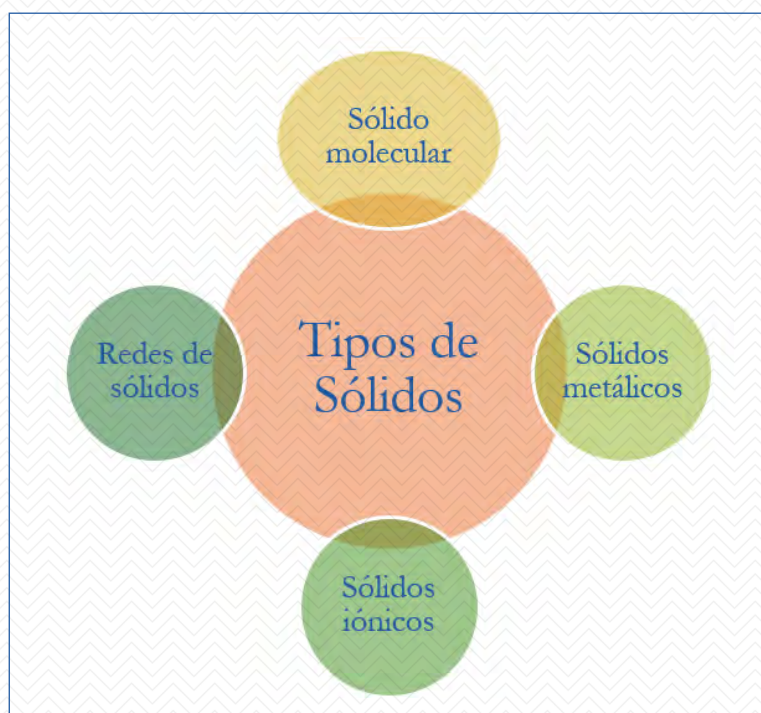
Diagrama de fases del agua.



Fuente: autoría propia.

■ Sólidos

La mayoría de los compuestos son sólidos en condiciones normales. Una sustancia es sólida cuando sus partículas están tan fuertemente unidas que no pueden moverse entre sí. A diferencia de los gases y líquidos, los sólidos son rígidos, lo que les da formas estables. En la Figura 10 se muestra los diferentes tipos de sólidos.

Figura 10*Diferentes tipos de sólidos.**Fuente:* autoría propia.

En los sólidos moleculares, las moléculas están unidas por fuerzas intermoleculares, como las fuerzas de dispersión y las interacciones dipolares, incluyendo los enlaces de hidrógeno. Los sólidos metálicos se mantienen unidos por enlaces deslocalizados que involucran electrones móviles. En los sólidos en red, los átomos están conectados entre sí mediante enlaces covalentes.

En este mismo contexto, los sólidos iónicos están formados por cationes y aniones, que se atraen entre sí a través de fuerzas electrostáticas. También, existe un tipo especial de ordenamiento de sólidos: cuando un líquido puro o una sustancia fundida se enfría lentamente, suele solidificarse en un sólido cristalino bien ordenado. Sin embargo, si los sólidos se forman rápidamente, sus átomos, moléculas o iones pueden quedar en posiciones desordenadas, creando materiales amorfos, es decir, “sin forma”.

■ Mezclas

Al observar el entorno, se puede notar que la mayoría de los materiales cotidianos son mezclas. Por ejemplo, el aire es una mezcla de oxígeno y nitrógeno, la gasolina es una mezcla líquida de varios compuestos diferentes y las rocas son mezclas sólidas de distintos minerales.

Las mezclas homogéneas se dividen en disoluciones y coloides según el tamaño de sus partículas. Las disoluciones, que son el tipo más significativo de mezclas homogéneas, tienen partículas con diámetros entre 0.1 y 2 nm, que corresponden al tamaño de un ion o una molécula pequeña. Estas mezclas son transparentes y, aunque pueden tener color, sus partículas no se separan cuando están en reposo.

En este mismo sentido, los coloides contienen partículas con diámetros que varían de 2 a 500 nm. Aunque suelen ser turbios u opacos a la luz, sus partículas no se separan cuando están en reposo. Por otro lado, las mezclas conocidas como suspensiones tienen partículas aún más grandes que las de los coloides. Las suspensiones no son completamente homogéneas, ya que sus partículas se separan y se vuelven visibles con un microscopio de baja potencia (Figura 11).

Figura 11

Representación de los diferentes tipos de mezclas homogéneas.



Fuente: tomado de Definición, propiedades y tipos de coloides (2023). <https://www.organizadoresgraficos.org/coloides/>

■ Aleación

Una aleación es una mezcla de dos o más elementos, de los cuales al menos uno es un metal para poder crear un nuevo material con las propiedades de sus componentes base. Las aleaciones suelen ser mezclas y no producen reacciones químicas entre los elementos ni se forman nuevos enlaces. Finalmente, pueden combinarse diferentes metales entre sí o con materiales no metálicos para modificar sus propiedades.

El material resultante, generalmente, tiene características metálicas como brillo, dureza, maleabilidad, ductilidad, buena conducción térmica y eléctrica. Las aleaciones se utilizan ampliamente en la industria del acero y de materiales, siendo esenciales para obtener materiales como el bronce o el latón.

Toda aleación tiene al menos dos componentes: un metal base y uno o varios elementos aleantes. Las propiedades de la aleación final dependen de las propiedades de los elementos iniciales y de su proporción. Añadir más del material aleante cambia las características del material base, con proporciones que pueden variar desde porcentajes mínimos (0,2 a 2%) hasta mucho más altos.

Preguntas de reflexión de la cuarta unidad

1. ¿Cómo influyen los cambios de temperatura y presión en las transiciones entre los distintos estados de la materia, y por qué algunos materiales pueden existir en más de un estado bajo condiciones extremas?
2. ¿De qué manera los estados de la materia (sólido, líquido, gas) afectan en la vida diaria y cómo se utilizan estos conocimientos en aplicaciones como la refrigeración o la cocción de alimentos?
3. Además de los tres estados clásicos (sólido, líquido, gas), ¿cómo cree que los avances científicos en el estudio de otros estados de la materia, como el plasma y los condensados de Bose-Einstein, han ampliado la comprensión de la naturaleza de la materia?
4. ¿Por qué cree que el plasma, un estado menos común en la Tierra, es el estado de la materia más abundante en el universo y qué implicaciones tiene esto para la comprensión del cosmos?
5. ¿Qué sucede con la materia cuando se somete a temperaturas extremadamente altas o bajas, o a presiones extremas, y cómo cree que estos estudios contribuyen al desarrollo de nuevas tecnologías o al entendimiento del universo?
6. ¿Cómo cree que los avances en la comprensión de nuevos estados de la materia, como los superconductores o los materiales cuánticos, podrían revolucionar las futuras tecnologías y la vida cotidiana?

Preguntas de reflexión de la cuarta unidad

1. Realice un cuadro sinóptico que incluya los conceptos clave de la unidad.
.....
2. Realice un experimento simple con agua, donde observe su transición de sólido (hielo) a líquido (agua) y luego a gas (vapor). Registre las temperaturas en las que ocurren los cambios de estado y cree una gráfica que muestre la relación entre temperatura y tiempo durante el calentamiento.
.....
3. Investigue y presente ejemplos de los diferentes estados de la materia en el universo. ¿Dónde se encuentra plasma y condensados de Bose-Einstein? Haga un póster o presentación multimedia para mostrar sus hallazgos.
.....
4. Escriba la configuración electrónica de los átomos con $Z = 16$, $Z = 27$ y $Z = 51$. Determine sus valencias probables y su posición en la tabla periódica.
.....
5. Elabore una tabla que compare las propiedades de los estados de la materia (sólido, líquido, gas y plasma) en términos de forma, volumen, compresibilidad, organización de partículas y ejemplos en la vida cotidiana.
.....



QUINTA UNIDAD

ESTEQUIOMETRÍA



Quinta unidad: Estequiometría

Objetivo: discutir las propiedades de las soluciones y disolventes.

■ Balanceo de ecuaciones

En el estudio de las reacciones químicas para que se considere correcta, la reacción deberá estar ajustada o balanceada. Esto significa que el mismo número de átomos de cada elemento que aparece en los reaccionantes sea igual al número de átomos en los productos. Los reactivos y productos se separan por un signo +, también por las flechas, $\longrightarrow$, donde los reactivos se escriben a la izquierda de las flechas y los productos a la derecha de estas. Es conveniente en las reacciones poner el estado de agregación de los elementos: gaseoso (g), líquido (l), sólido (s), acuoso (ac).

Dentro de las reacciones químicas se encuentran:

a. Reacciones de sustitución o desplazamiento.



b. Reacciones de adición



c. Reacciones de descomposición.



d. Reacciones de polimerización.



e. Reacciones de oxidación-reducción.



Como se aprecia en las reacciones, estas se encuentran balanceadas. Ejemplo: en la última reacción, el carbono en los reaccionantes presenta 2 átomos de carbono, el 2 delante de los productos indica que se generaron 2 átomos de carbono; análogamente, se hace el mismo análisis para el oxígeno.

Ahora hay ciertas ecuaciones que no son tan fáciles de ajustar, un método es el algebraico. Ejemplo:



Paso 1: se procede a darle una letra a cada sustancia



Se dispone a igualar las mismas letras de los reaccionantes con los productos:

Para el Fe: $a = c$,

Para el H: $b = 2d$

Para el Cl: $b = 3c$

Paso 2: como hay 3 ecuaciones y 4 incógnitas, se procede a darle valor arbitrario a una de las letras, ejemplo; se toma $a = 1$.

$c = 1$, $b = 3$, $d = 3/2$

Paso 3: se sustituye los valores en la ecuación.



La reacción química ajustada ofrece la posibilidad de realizar varios cálculos. Se toma como ejemplo la ecuación siguiente:



Esta ecuación ajustada da la siguiente información:

Reactivos y productos. El hierro reacciona con el ácido clorhídrico para formar cloruro de hierro e hidrógeno.

Moléculas de reactivos y productos. 2 moléculas de hierro, reaccionan con 6 moléculas de ácido clorhídrico, produciendo 2 moléculas de cloruro de hierro y 3 moléculas de hidrógeno.

Cantidad de sustancia de reactivos y productos. 2 mol de hierro reaccionan con 6 mol de ácido clorhídrico, formándose 2 mol de cloruro de hierro y 3 mol de hidrógeno.

Masa de reactivos y productos. 2 mol (56g/mol) = 112g de hierro reaccionan con 6 mol($1\text{g/mol} + 35.5\text{g/mol}$) = 219g de hidrógeno, para producir 2 mol(56g/mol de Fe + $35.5 \times 3\text{g/mol}$ de Cl₃) = 325g de FeCl₃ y 3 mol($2 \times 1\text{g/mol}$) = 6g de hidrógeno.

Si se suma la masa de reaccionantes y productos debe ser igual.

Reaccionantes ($112 + 219$) = Productos ($325 + 6$)

$331\text{g} = 331\text{g}$

Aquí se ve reflejado una ley química, la conservación de la masa.

Concentración de soluciones

La concentración de una solución está dada por la cantidad de soluto disuelto en una determinada cantidad de disolvente o de la disolución.

■ Molaridad

Soluciones molares: se expresan en número de moles del soluto en 1L de disolución. Se puede encontrar en la nomenclatura diferentes formas de expresarla:

mmol/L, $\mu\text{mol/L}$, $1 \text{ mol/L} = 1 \text{ M}$.

■ Molalidad

Es el número de moles del soluto en 1 Kg del disolvente.

■ Normalidad

Se expresa por el número de equivalentes gramos del soluto en 1 L de disolución.

El equivalente no es más que dividir el peso molecular de la sustancia entre su número de valencia en la reacción que se analiza. Ejemplo: H_2SO_4 , un equivalente en gramos será $M(\text{H}_2\text{SO}_4)/z^* = 97/2 = 48.5 \text{ g}$. La concentración se expresa g/L.

■ Porcentaje de concentración

Esta tiene variantes, depende del uso de peso o volumen.

- Por ciento: volumen/volumen (v/v). Es la cantidad de soluto medida en volúmenes (mL) en 100 mL de disolución.

- Por ciento: peso en volumen (p/v). Es la cantidad de soluto medido por su peso en gramos, disueltos en 100 mL de disolución.

- Por ciento: peso en peso (p/p). Es la cantidad de gramos disueltos en 100g de disolución. La cantidad de sustancia (n) presenta la siguiente forma:

$n(X) = m(X)/M(X)$, y está dada en mol, 1mol representa 6.02×10^{23} partículas. Este número se llama avogadro, donde $m(X)$ es la masa de una sustancia X. $M(X)$ es la masa molar o peso molecular de la sustancia X.

■ Reactivo limitante

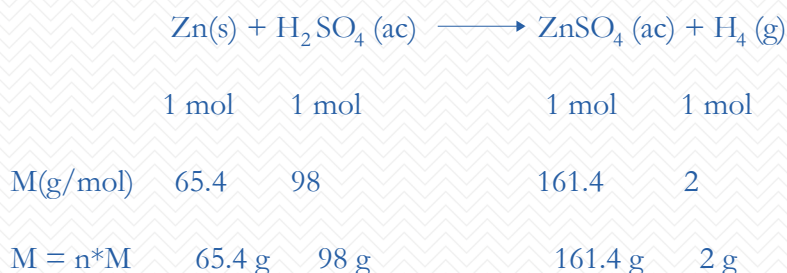
Se analiza este tema con el siguiente ejercicio de ejemplo.



¿Qué pasa si se llega a reaccionar 10 g de Zn con 42 g de H_2SO_4 ?

¿Reaccionarían totalmente ambas sustancias?

Paso 1: se determina la masa de ambos compuestos



Paso 2: determinación del reactivo limitante:

Se compara la relación molar dada con la relación estequiométrica de los reactivos.

Número de moles de Zn: $n(\text{Zn}) = (10/65.4) = 0.153 \text{ mol}$

Número de moles de H_2SO_4 : $n = (42/98) = 0.428 \text{ mol}$

$n(\text{Zn})/n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/1$ relación estequiométrica

$n(\text{Zn})/n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0.153/0.428 = 0.367$ relación real del problema.

Esto indica que el Zn es el reactivo limitante, debido a que está en menor proporción molar respecto a la relación estequiométrica. El (H_2SO_4) está en exceso.

Paso 2: para saber que masa de H_2SO_4 está en exceso:

Inicialmente había 0.428 mol de H_2SO_4 si reaccionan 0,153 mol, quedan en exceso $0.428 - 0.153 = 0.275 \text{ mol}$ de H_2SO_4

$m = 0.275 \text{ mol} * 98 \text{ g/mol} = 26.95 \text{ g}$ de H_2SO_4 en exceso.

Paso 3: para saber que masa de sal se forma ZnSO_4

Moles de ZnSO_4 producidos 0.153 mol

$m = 0.153 \text{ mol} * 161.4 \text{ g/mol} = 24.69 \text{ g}$

Como se puede ver, los cálculos siempre se hacen en base al reactivo limitante.

Paso 4: el hidrógeno como es un gas, se aplica la ecuación de estado.

Primero se halla el número de moles de H_2 que es de 0.153 mol

$V = nRT/P = 0.153 \text{ (mol)} * 8.31 \text{ (J/mol*K)} * 298 \text{ K} / 101325 \text{ Pa} = 3.73 \text{ dm}^3$ de H_2 .

Para los cálculos estequiométricos también se tiene en cuenta:

a. Pureza

Si el Zn presenta una pureza del 90%, la masa que realmente de Zn reacciona es:

Masa de Zn puro = $10 \text{ g} \cdot 90\% / 100\% = 9 \text{ g}$

Moles de Zn = $9 / 65.4 = 0.137 \text{ mol}$, es menor, el factor de corrección sería de 0.899.

$m = 26.95 \cdot 0.899 = 24.23 \text{ g}$ de H_2SO_4 en exceso.

$V = 3.73 \cdot 0.899 = 3.35 \text{ dm}^3$ de H_2 .

b. Rendimiento de la reacción

Si en la reacción anterior se dice que su rendimiento fue del 85% es que se obtiene un 85% del producto que se esperaba obtener, suponiendo que el producto principal es el H_2 . Entonces:

$$\begin{array}{rcl} \text{Volumen de hidrógeno } 3.35 \text{ dm}^3 & \text{-----} & 100\% \\ x & \text{-----} & 85\% \\ x = 2.84 \text{ dm}^3 \end{array}$$

Factor de corrección $3.73 / 2.84 = 1.31$

$n = 0.153 / 1.31 = 0.116 \text{ mol}$

Preguntas de reflexión de la quinta unidad

En el diario vivir, constantemente, se están llevado a cabo reacciones químicas. Esta unidad se acercó a conceptos básicos de las reacciones químicas, analizando la estequiometría de reacciones. La importancia de entender estos aspectos da una base sólida de la química en general.

1. Defina o explique qué es cantidad de sustancia y masa de sustancia

2. ¿Qué ley se cumple en las reacciones químicas, explique en qué consiste?

3. ¿Cuándo se dice que una reacción está balanceada?

4. ¿Qué es reactivo limitante, explique?

5. Exponga la clasificación de las distintas reacciones químicas.

Actividades de trabajo de la quinta unidad

1. Realice una comparación entre las reacciones químicas y biológicas llevadas a cabo por enzimas.

2. Ajuste las siguientes ecuaciones:



Si se reacciona 5 g de Fe en la primera reacción y 20 g de HCl, determine la sustancia limitante sabiendo que la reacción tiene un 70% de rendimiento.

3. Calcule la concentración de una solución de manosa en 1 L de una disolución de 5 mM.

- En por ciento p/p
- En por ciento p/v
- En concentración molar y molal.

4. Analice una reacción industrial y determine sus reaccionantes, productos, composición, aplicación de los productos y de qué forma en la industria optimizan el rendimiento de reacción.

5. ¿Cuántos gramos de HCl se requieren para preparar 200 mL de una solución 0.25 normal?

6. ¿Qué información se obtiene de la siguiente reacción? En caso que no esté balanceada proceda a ajustarla.



7. Al tratar una muestra de 25 g de carbonato de calcio con 21.9 g de ácido clorhídrico se forma cloruro de calcio, agua y dióxido de carbono. Conteste:

- Ecuación ajustada del proceso
- Sustancia limitante

8. Examinar los siguientes videos y realizar un resumen a través de un mapa conceptual para cada uno.

a. Lucía Acevedo. (2013). 27 reacciones químicas más impresionantes.
<https://www.youtube.com/watch?v=ORegHdABwCQ>

b. Academia Internet. (2013). Reacciones químicas.
<https://www.youtube.com/watch?v=KZmVvOxAXBU>

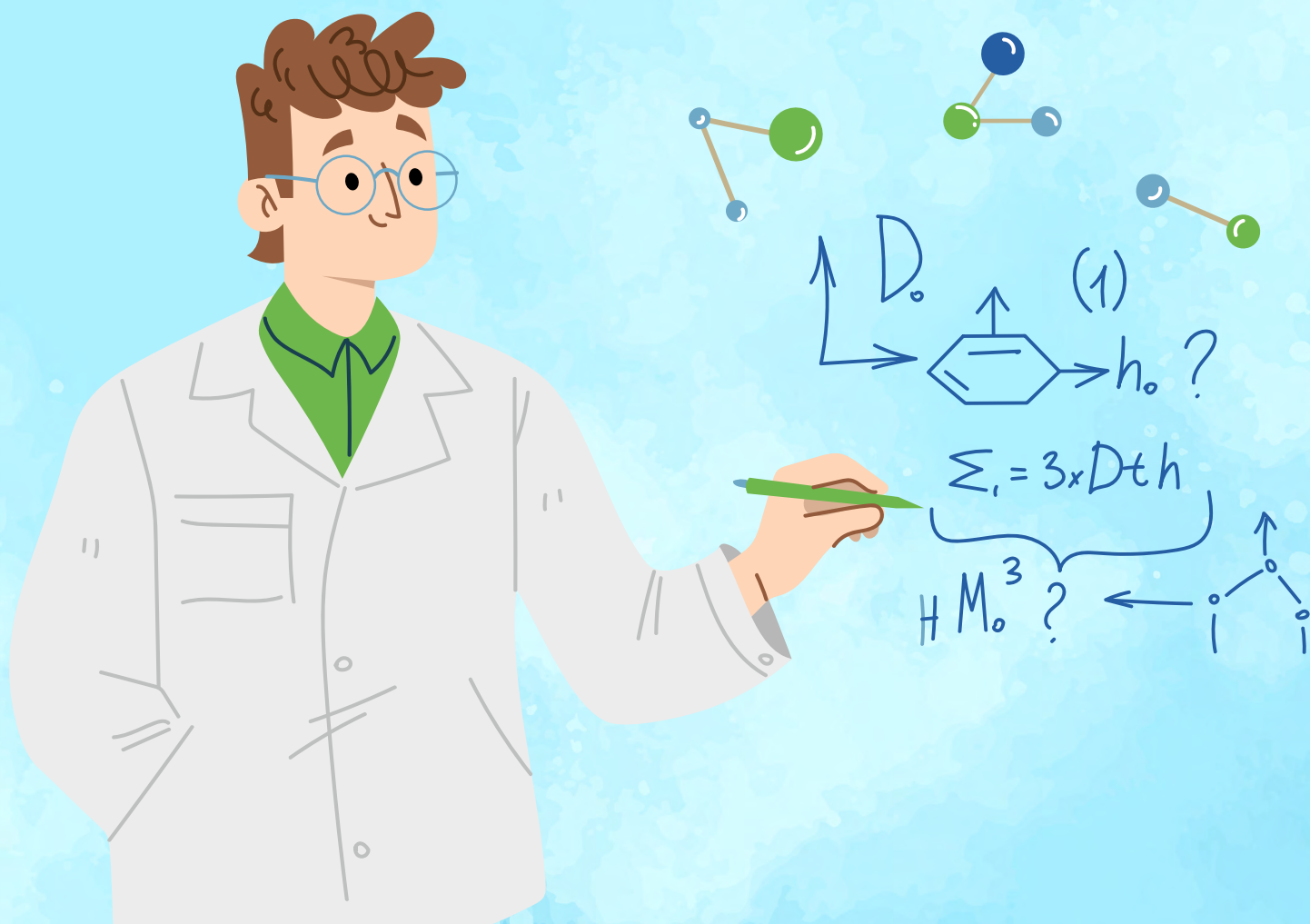
c. Academia Internet (2015) Soluciones, Molaridad, Normalidad, p/p, v/v, p/v, ppm, molalidad, solubilidad, disolución.
<https://www.youtube.com/watch?v=4YP2o9x87H4>





SEXTA UNIDAD

ENLACE QUÍMICO



Sexta unidad: Enlace químico

Objetivo: identificar los diferentes tipos de enlaces químicos y sus características.

La ley periódica fue descubierta por Mendeleiev en 1869. Hoy, se conoce que la periodicidad en las propiedades de los elementos se da debido a la distribución de electrones en las configuraciones electrónicas. En la actualidad, los elementos se ordenan por sus cargas nucleares o números atómicos.

■ Tabla periódica

Los elementos se sitúan en 18 columnas verticales que definen a los grupos químicos o familias. A las secuencias horizontales se les conoce como períodos y a las verticales como grupo. En la tabla, los elementos se encuentran en 7 períodos, cada período corresponde a un nivel energético, ejemplo, $n = 1$, para elementos del período 1 o $n = 2$, elementos del período 2.

En la Figura 12 se representa la tabla periódica. El primer grupo, de izquierda a derecha (IA), corresponde a los metales alcalinos. El segundo grupo (IIA) corresponde a los metales alcalinotérreos. Ambos grupos presentan la configuración ns^1 y ns^2 , respectivamente en la última capa electrónica. En el centro de la tabla hay 10 grupos, correspondiendo a los elementos de transición, períodos 4, 5, 6. La configuración general es $(n-1)d^{1-10}ns^2$. El otro grupo pertenece a los metales trivalentes (III-A, IV-A, V-A, VI-A y VII-A), cuya distribución es:

Grupo III-A metales trivalentes $ns^2 np^1$

Grupo IV-A del carbono $ns^2 np^1 np^1$

Grupo V-A del nitrógeno $ns^2 np^1 np^1 np^1$

Grupo VI-A del oxígeno $ns^2 np^2 np^1 np^1$

Grupo VII-A halógenos $ns^2 np^2 np^2 np^1$

Grupo VIII gases nobles

Figura 12

Tabla periódica de los elementos químicos.

Tabla Periódica de los Elementos

1 1A New Original	2																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
----------------------------	---	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

Fuente: tomado de Academia. <https://educaendigital.com/2014/01/04>

Otras consideraciones de la tabla periódica son los elementos metálicos. Estos presentan en el último nivel de energía o electrón de valencia 1, 2 o 3 electrones, correspondientes a los grupos I-A, II-A y III-A y los grupos I-B a VIII-B.

Los no metales, situados a la derecha de la tabla y sobre la línea diagonal zigzag, corresponden a los elementos del grupo 4, 5, 6, 7 y 8 electrones de valencia en sus átomos, ubicados en los grupos IV-A, V-A, VI-A, VII-A y VIII-A.

En general, los elementos del mismo grupo presentan propiedades semejantes, debido a que tienen el mismo número de electrones de valencia. Entre los grupos de transición hay semejanza en el período.

Cuando se habla de electrones de valencia se considera el último nivel de energía, ejemplo, para el Na Z = 11:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1, \text{ por tanto, el nivel de valencia es 3, los electrones de valencia es 1.}$$

Propiedades periódicas

Las características de los elementos están influenciadas por los electrones de valencia. Dentro de las propiedades periódicas se encuentran:

El radio atómico o tamaño de los átomos (RA). Es la mitad de la distancia que une a dos átomos adyacentes o de una molécula diatómica.

Energía de ionización o potencia de ionización (Ei). Es la mínima energía necesaria para separar un electrón de un átomo en estado gaseoso.

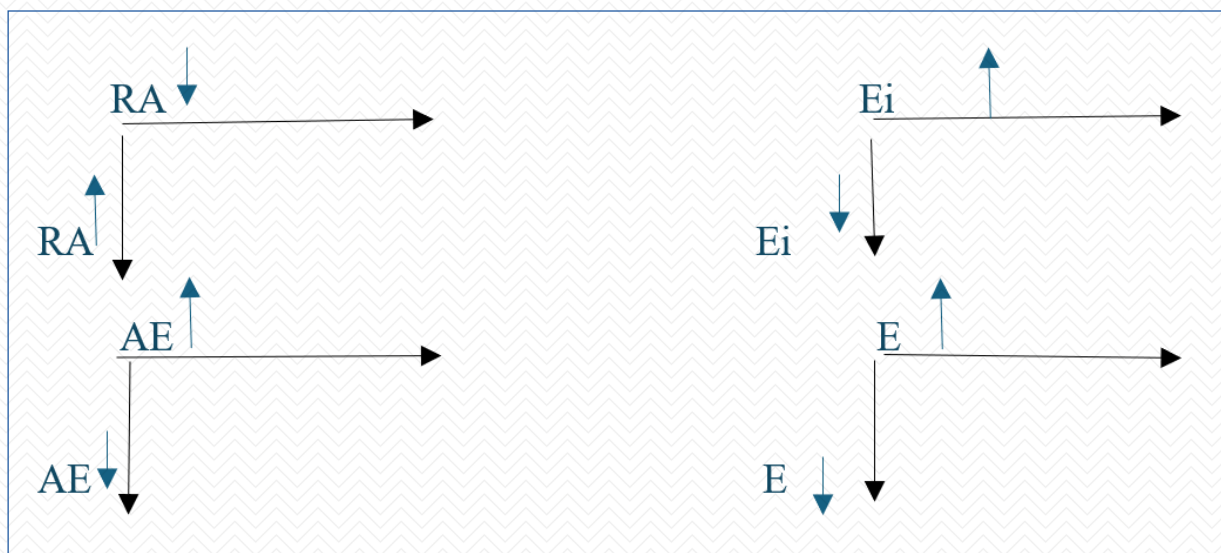
Afinidad electrónica (AE). Es la energía con que se adquiere un electrón adicional para formar un anión.

Electronegatividad (E). Es la tendencia de un átomo enlazado con otro para atraer electrones.

En la Figura 13, se muestra la variación de cada propiedad, donde la flecha horizontal representa el periodo y la vertical representa al grupo.

Figura 13

Variaciones de propiedad de los elementos.



Fuente: autoría propia.

Para esclarecer más el concepto de energía de ionización y electroafinidad, se puede decir que la energía de ionización mide la atracción de un átomo por sus propios electrones; en tanto que la afinidad electrónica expresa la atracción de un átomo por un electrón adicional, proveniente de alguna otra fuente.

■ Enlace iónico

El enlace iónico es electrostático y se forma entre átomos de baja energía de ionización (metales) y átomos de alta afinidad electrónica (no metales), es decir, se forma entre átomos de los grupos I-A, II-A con átomos del grupo VI-A, VII-A. Por ejemplo, la transferencia de electrones del Na tiende a perder un electrón en su última capa formándose el ion Na^+ ; así, el Cl, que tiene tendencia a captar un electrón para completar los 8 electrones en su última capa (configuración estable de los gases nobles) y presenta alta afinidad electrónica, queda como ión Cl^- . Los iones así formados se atraen por fuerzas electrostáticas, liberándose gran cantidad de energía. Las moléculas que presentan estos enlaces se caracterizan por ser sólidas, solubles en solventes polares, buenos conductores de la corriente eléctrica, altos en puntos de fusión y ebullición, forman cristales iónicos.

■ Enlace covalente

Este tipo es más común entre átomos del grupo IV-A, V-A, VI-A y VII-A de la tabla periódica. Se produce por el compartimiento de electrones entre los átomos y se origina entre átomos que difieren poco o no difieren en sus electronegatividades. Este enlace es de gran fortaleza, pero menor que el del enlace iónico. Presenta libertad de giro. El estado físico es variable, las temperaturas de fusión y ebullición son menores que las del enlace iónico y la solubilidad dependerá de la polaridad (los apolares no son solubles en agua, los polares sí).

■ Interacciones débiles

Estas interacciones juegan un papel importante en el mantenimiento de estructuras de macromoléculas como las proteínas, ADN, entre otras.

Puente de hidrógeno. Se forma entre un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo (no metal) como el oxígeno o nitrógeno, atraído por un segundo elemento con características similares. Como ejemplo: a) representa un puente de hidrógeno entre moléculas de agua y b) representa un puente de hidrógeno entre un oxígeno y un nitrógeno.



Interacciones hidrofóbicas. Se producen cuando moléculas apolares están en un medio acuoso. En estas circunstancias, las moléculas de agua tienden a asociarse entre ellas y las apolares entre sí, ofreciendo así la menor superficie posible al medio polar.

Interacción ión-dipolo. Como resultado de un átomo de mayor electronegatividad como O, N, S y halógenos relativos al C, el enlace C-X tendrá una distribución asimétrica de electrones, produciendo dipolos electrónicos.

Fuerza de Van der Waals. Los átomos, en moléculas no polares, pueden tener una distribución de densidad electrónica temporalmente no asimétrica, resultado la formación de un dipolo transitorio.

Quiralidad

La quiralidad es un término que se usa cuando un carbono presenta sus cuatro sustituyentes con grupos diferentes. A nivel molecular, la asimetría se encuentra en la mayoría de los procesos biológicos, por ello, la quiralidad es de gran importancia en el contexto de la actividad biológica.

Preguntas de reflexión de la sexta unidad

Los esfuerzos encaminados a entender las propiedades de los metales y compuestos no metálicos, proporcionó el descubrimiento de la tabla periódica, un hito en la investigación científica. A partir de esta, se establecieron los diferentes enlaces químicos que se conocen.

1. ¿Cuáles son los principales tipos de enlaces que se conocen?
2. Explique en qué consiste el puente de hidrógeno y cómo deben ser los átomos de las moléculas de las sustancias que producen esta unión.
3. ¿Por qué los sólidos iónicos presentan alta temperatura de fusión?
4. Explique qué se entiende por grupos y períodos en la tabla periódica.
5. ¿Cuál es la diferencia entre metales y no metales, desde el punto de vista de la estructura electrónica de sus átomos?

Actividades de trabajo de la sexta unidad

1. Si se conoce que A y B pertenecen a un mismo grupo y de períodos consecutivos, compare y explique:

- Radio atómico
- Energía de ionización
- Electronegatividad
- Si el elemento A su configuración electrónica llega hasta $3s^1$ y B es $4s^1$, determine el número atómico, tipo de elemento, electrones de valencia para cada elemento.

2. Cite ejemplos de sustancias covalentes, enlace iónico, polares y apolares. Describa sus propiedades y aplicaciones industriales de las sustancias que usted buscó.

3. A continuación se muestran los siguientes elementos:

A: $Z = 16$, B: $Z = 8$, C: $Z = 14$, D: $Z = 12$

a. Represente su configuración electrónica, anote el grupo y período en el que se encuentran en la tabla periódica.

b. Represente la fórmula AD, CB, A, CA. Determine si son enlaces covalentes o iónicos.

4. Compare el enlace iónico y covalente, en cuanto a las características de los átomos que intervienen, electrones de valencia, propiedades.

5. Clasifique las siguientes moléculas de acuerdo a su enlace:

HC1 , H_2O , CaF_2 , O_2 , NaCl, CCl_4 , CO_2 , C_2H_2

6. Defina y dibuje las siguientes interacciones débiles:

- Atracción dipolo-dipolo
- Puente de hidrógeno
- Fuerzas de Van der Waals

7. Defina qué es energía de ionización y electronegatividad.

8. ¿Por qué las propiedades de los elementos representativos en un grupo son parecidos?

9. En esta actividad, después de analizar los videos, realice un resumen de cada uno, a través de un mapa conceptual.

Khan Academy Español. (2024). Introducción a la quiralidad.

<https://www.youtube.com/watch?v=CKR0yH3JiOI>

Un Profesor. (2015). Tipos de enlaces químicos. Enlaces intramoleculares.

<https://www.youtube.com/watch?v=LeGieVy35nk>

Profe en c@sa. (2013). Tabla periódica: generalidades.

<https://www.youtube.com/watch?v=efOBfpJYaCo>



SÉPTIMA UNIDAD

TERMODINÁMICA QUÍMICA



Séptima unidad: Termodinámica química

Objetivo: describir los cambios en reacciones químicas y predecir su espontaneidad de acuerdo a los cálculos de la entropía, entalpía y la temperatura.

Las reacciones químicas y los cambios físicos ocurren en una dirección específica y solo bajo ciertas condiciones de temperatura y presión. Se considera que estos cambios son espontáneos, es decir, una vez que comienzan, avanzan sin la intervención de factores externos.

Es importante predecir si una reacción es espontánea en las condiciones que interesan y, de ser así, hasta qué punto avanzará hacia la finalización en esas circunstancias. La ciencia de la termodinámica química permite anticipar, tanto la dirección como la magnitud de los cambios químicos y físicos espontáneos, bajo condiciones específicas.

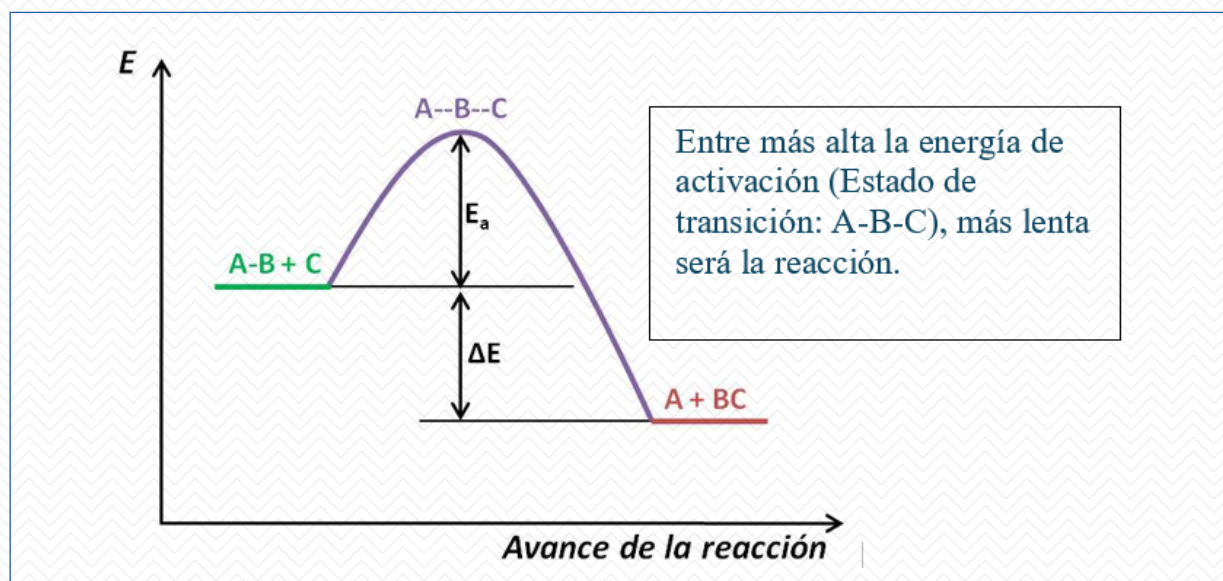
■ Procesos espontáneos

Una reacción espontánea siempre transforma una mezcla de reacción, llevándola hacia el equilibrio. En contraste, una reacción no espontánea cambia la composición de una mezcla y la aleja de la composición de equilibrio.

En este sentido, una reacción espontánea puede ocurrir de manera rápida o lenta. Por ejemplo, la oxidación lenta del hierro metálico es una reacción espontánea que sucede lentamente. La termodinámica predice la dirección en la que se mueve una reacción, pero no proporciona información sobre el tiempo que tarda en completarse. La rapidez con la que se alcanza el equilibrio está determinada por la cinética, especialmente por la altura de la barrera de energía de activación entre los reactivos y los productos (Figura 14).

Figura 14

Espontaneidad de una reacción química relacionada con la energía de activación.



Fuente: autoría propia.

Primera Ley de la Termodinámica

Dado que el calor y el trabajo son las únicas formas en que un sistema químico cerrado puede intercambiar energía con su entorno, el cambio en la energía interna (U) de un sistema químico, durante un cambio químico o físico, debe ser igual a la suma del calor absorbido o emitido por el sistema y el trabajo realizado sobre el sistema o por él. Matemáticamente, esto se expresa como se muestra a continuación, donde Q representa el calor y W el trabajo.

$$U = Q + W$$

Esta ecuación se conoce como la primera ley de la termodinámica. En términos simples, significa que la energía puede transferirse entre un sistema y su entorno, en forma de calor o trabajo, pero no puede ser creada ni destruida. Otra forma de expresar la primera ley de la termodinámica es que la energía de un sistema aislado es constante. Ambas formulaciones son versiones alternativas de la ley de conservación de la energía, que establece que la energía no puede ser creada ni destruida.

U es la energía total del sistema (tanto cinética como potencial), que abarca la energía cinética traslacional de las moléculas: la energía relacionada con sus rotaciones y vibraciones, la energía almacenada en los enlaces químicos y las interacciones intermoleculares, así como la energía asociada a los electrones de los átomos.

Existe una relación lineal entre el calor y el cambio de temperatura, expresada por la siguiente ecuación:

$$Q = cpT$$

Donde c es la capacidad calorífica del objeto en cuestión. Las unidades de la capacidad calorífica son J/K , que se define como la cantidad de calor necesaria para aumentar la temperatura de un objeto en una cantidad específica, en este caso, $1 K$.

La capacidad calorífica depende del tamaño de la muestra. Por ejemplo, si se necesitan $4.184 J$ para aumentar la temperatura de $1 g$ de agua en $1 K$, se requerirá el doble de energía ($8.368 J$) para lograr el mismo aumento de temperatura en $2 g$ de agua. Las propiedades cuyo valor depende del tamaño de la muestra se denominan propiedades extensivas, mientras que las que mantienen el mismo valor sin importar el tamaño de la muestra se llaman propiedades intensivas. Por ejemplo, el volumen de un sistema es una propiedad extensiva, mientras que su temperatura es una propiedad intensiva. Se puede convertir la capacidad calorífica, una propiedad extensiva, en una nueva propiedad intensiva llamada capacidad calorífica específica, dividiendo para la masa de la muestra.

Segunda Ley de la Termodinámica

La energía se conserva en todos los procesos químicos, espontáneos o no espontáneos. La primera ley ayuda a cuantificar el flujo de energía entre el sistema y los alrededores, pero no indica si determinada reacción será espontánea o no espontánea.

La segunda ley sí proporciona un criterio claro de la espontaneidad. Dice que la dirección del cambio espontáneo siempre se determina con el signo del cambio de entropía total:

$$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{alrededores}}$$

Si $\Delta S_{\text{total}} > 0$, la reacción es espontánea.

Si $\Delta S_{\text{total}} < 0$, la reacción no es espontánea.

Si $\Delta S_{\text{total}} = 0$, la mezcla de reacción está en equilibrio.

Para una reacción a presión constante, el cambio en la entropía de los alrededores es proporcional al cambio en la entalpía de la reacción e inversamente proporcional a la temperatura absoluta de los alrededores.

$$\Delta S_{\text{alr}} = \frac{-\Delta H}{T}$$

Todos los procesos espontáneos producen un aumento de la entropía del universo.

La entalpía es representada por el símbolo H . El cambio de calor a presión constante es igual al cambio en la entalpía, como se muestra a continuación.

$$\Delta H = q_p$$

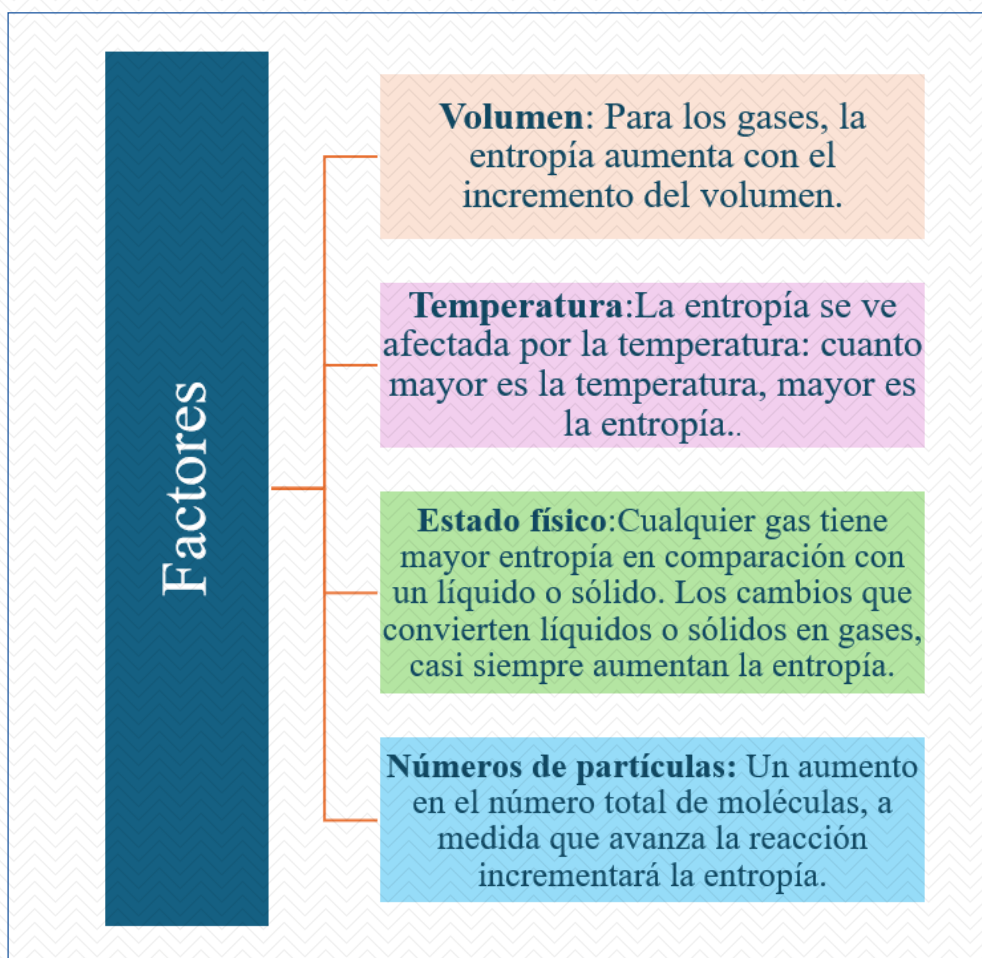
Por lo tanto, el calor de reacción a presión constante es igual a $\Delta_r H$ de la misma manera que el calor de reacción a volumen constante es igual a $\Delta_r U$. Si la entalpía final del sistema es mayor que la inicial, el sistema ha absorbido calor de su entorno, por lo que $\Delta_r H$ será positivo y la reacción se considera endotérmica. En consecuencia, disminuye la entropía de los alrededores. En cambio, si el sistema ha perdido calor hacia el entorno, la entalpía del sistema ha disminuido, por lo que $\Delta_r H$ será negativo y la reacción se considera exotérmica. El resultado es que el movimiento aleatorio de las moléculas en los alrededores aumenta, al igual que la entropía de los alrededores.

■ Factores que afectan la entropía

A menudo es posible predecir si ΔS será positivo o negativo para un cambio específico, ya que varios factores afectan la magnitud de la entropía de manera predecible (Figura 15).

Figura 15

Factores que afectan la entropía.



Fuente: autoría propia.

■ Energía libre

La energía Gibbs, o energía libre, para un sistema se define mediante la ecuación:

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

Para un proceso que tiene lugar a T y P constante, se puede afirmar que:

- Si $\Delta G < 0$ (negativo), el proceso es espontáneo.
- Si $\Delta G > 0$ (positivo), el proceso es no espontáneo.
- Si $\Delta G = 0$ (cero), el proceso está en equilibrio.

En la relación entre energía libre y la constante de equilibrio K se puede encontrar una situación interesante para una reacción en equilibrio, cuando el $\Delta G = 0$, estando el sistema en equilibrio, $Q = K$. De forma que se puede afirmar el equilibrio.

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K = 0$$

Lo que significa que:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

Si se conoce ΔG° a una temperatura dada, se puede calcular la constante de equilibrio K . Esta ecuación es crucial en la termodinámica química, porque permite calcular la constante de equilibrio de una reacción a partir del cambio en la energía libre estándar, o viceversa. Es especialmente útil, en situaciones en las que medir directamente la constante de equilibrio K es complicado, como en reacciones muy lentas o con concentraciones de equilibrio extremadamente bajas. En tales casos, el valor de K se puede determinar a partir de ΔG° .

Preguntas de reflexión de la séptima unidad

1. ¿Cómo influye la energía interna de un sistema en la dirección y el resultado de una reacción química y por qué algunas reacciones son espontáneas mientras que otras no lo son?
2. ¿Cómo se relaciona la entalpía con el intercambio de calor en una reacción química y por qué es importante diferenciar entre una reacción endotérmica y una exotérmica en términos de aplicaciones prácticas?
3. ¿Por qué la entropía, que mide el grado de desorden de un sistema, es una de las claves para entender la espontaneidad de los procesos y cómo se manifiesta esto en la naturaleza y en las reacciones químicas?
4. ¿Por qué la temperatura puede cambiar la espontaneidad de una reacción (por ejemplo, una reacción puede ser espontánea a altas temperaturas, pero no a bajas) y cómo se puede aplicar este conocimiento en la industria o en experimentos de laboratorio?

Actividades de trabajo de la séptima unidad

1. Realice un cuadro sinóptico que incluya los conceptos clave de la unidad.
.....
2. Calcula la espontaneidad de una reacción a 298 K si ΔH es -100 kJ/mol y ΔS es -50 J/mol*K.
.....
3. Si 50 g de una sustancia reaccionan en un calorímetro y la temperatura del agua aumenta de 25°C a 35°C, calcula el cambio de entalpía utilizando $q = mc\Delta T$.
.....
4. Si una reacción química tiene una entropía de sistema de -150 J/mol*K y el entorno libera 200 J/mol*K, ¿es la reacción espontánea a temperatura constante?
.....



OCTAVA UNIDAD

CINÉTICA QUÍMICA



Octava unidad: Cinética química

Objetivo: describir las velocidades de reacción y se examinar el modo en que se ven afectadas por variables tales como las concentraciones y la temperatura.

■ Velocidad de reacción

La cinética química se encarga de medir y predecir las velocidades de reacción, así como de determinar los mecanismos de reacción probables basándose en los datos de velocidad. Para describir cuantitativamente la velocidad de una reacción, es necesario especificar la rapidez con la que cambia la concentración de un reactivo por unidad de tiempo.

$$\text{Velocidad} = \frac{\text{Cambio en la concentración}}{\text{Cambio en el tiempo}}$$

En una ecuación, determinada experimentalmente, se denomina ecuación de velocidad.



Donde a, b, ... son los coeficientes de la ecuación ajustada. Frecuentemente, se puede expresar la velocidad de esta reacción.

$$\text{Velocidad} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k[A]^m[B]^n$$

Donde k es una constante de proporcionalidad, conocida como constante de velocidad. La velocidad se ha expresado arbitrariamente como la rapidez con la que desaparece un reactivo, pero, también podría haber sido escrita como la velocidad de desaparición de cualquier otro reactivo o como la velocidad de aparición de un producto. Los exponentes m y n, generalmente, no están relacionados con los coeficientes a y b en la ecuación balanceada.

Si una reacción es de primer orden con respecto a un reactivo, el duplicar la concentración inicial de ese reactivo duplica la velocidad de la reacción inicial. En general, al duplicar la concentración de un reactivo, mientras se mantienen constantes las concentraciones de los demás reactivos, sucede que:

- Orden cero: la velocidad de la reacción inicial no cambia.
- Primer orden: la velocidad inicial se duplica.
- Segundo orden: la velocidad inicial se cuadruplica.
- Tercer orden: la velocidad inicial se multiplica por ocho.

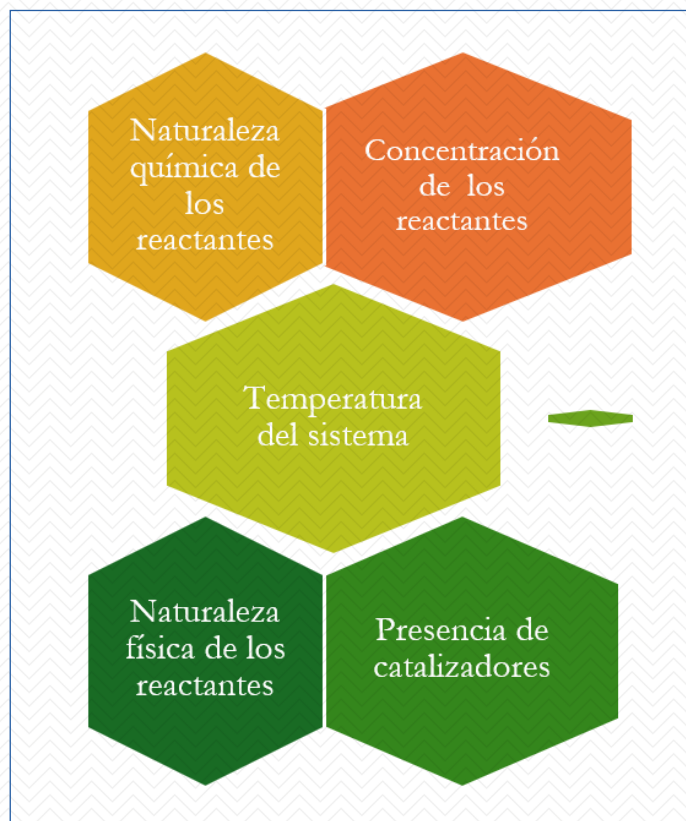
■ Factores que inciden en la velocidad de reacción

En la Figura 16 se representa los factores que inciden en la velocidad de reacción. A mayor concentración de reactivos y superficie de contacto o presión (en gases), más colisiones ocurren entre las partículas, acelerando la reacción. A su vez, un aumento de temperatura incrementa la energía cinética, facilitando colisiones más efectivas. Los catalizadores también juegan un papel

clave, ya que reducen la energía de activación sin consumirse en el proceso. Finalmente, la naturaleza de los reactivos influye, pues algunas sustancias reaccionan más rápidamente que otras debido a sus propiedades químicas.

Figura 16

Factores que afectan la velocidad en reacciones químicas.



Fuente: autoría propia.

■ Naturaleza química de los reactantes

Durante las reacciones, se rompen enlaces y se forman otros nuevos. Las diferencias fundamentales en las velocidades de reacción radican en los reactivos mismos, en las tendencias inherentes de sus átomos, moléculas o iones para participar en procesos de ruptura y formación de enlaces. Algunas reacciones son naturalmente rápidas y otras son lentas. Los metales alcalinos pueden ionizarse fácilmente, lo que lleva a una alta reactividad hacia la oxidación.

Por ejemplo, una superficie recién expuesta de sodio metálico se oscurece casi instantáneamente al contacto con el aire y la humedad. Bajo las mismas condiciones, el potasio también reacciona con el aire y la humedad, pero la reacción es mucho más rápida debido a que la energía de ionización del potasio es aún menor que la del sodio.

■ Naturaleza física de los reactantes

La mayoría de las reacciones implican dos o más reactivos cuyos átomos, iones o moléculas, deben chocar para que la reacción ocurra. Por eso, las reacciones rara vez se llevan a cabo en estado sólido; más comúnmente, tienen lugar en soluciones líquidas o en fase gaseosa, donde los reactivos pueden mezclarse y sus átomos, moléculas o iones pueden chocar entre sí con facilidad.

Cuando los reactivos están en la misma fase, la reacción se llama homogénea. En cambio, si los reactivos están en fases diferentes (por ejemplo, uno es un gas y el otro es un líquido o sólido), la reacción se denomina heterogénea. En una reacción heterogénea, los reactivos solo pueden encontrarse en la interfaz entre las fases, por lo que el área de contacto entre las fases influye en la velocidad de la reacción. Esta área está controlada por el tamaño de las partículas de los reactivos. Pulverizar un sólido puede aumentar significativamente la superficie total de contacto.

■ Concentración de los reactantes

Las velocidades de las reacciones homogéneas y heterogéneas se ven afectadas por las concentraciones de los reactivos proporcionalmente. Para reacciones gaseosas, las velocidades se miden frecuentemente en función de las presiones de los gases. Para una reacción hipotética, la presión parcial inicial, P_{A0} y la P_{At} y la presión parcial a un tiempo t , se relacionan con la siguiente expresión:

$$\ln \frac{(P_A)_t}{(P_A)_0} = -kt$$

■ Temperatura del sistema

Casi todas las reacciones químicas ocurren más rápido a temperaturas más altas. La experiencia práctica muestra que las reacciones químicas son más rápidas a temperaturas elevadas. Por ejemplo, se aumenta la temperatura para acelerar las reacciones bioquímicas durante la cocción de alimentos y se reducen para ralentizar otras reacciones, como cuando refrigeramos la leche para evitar que se agrie.

Svante Arrhenius demostró que las constantes de velocidad de muchas reacciones varían con la temperatura según la expresión:

$$k = Ae^{-E_a/RT}$$

Transformando, quedaría:

$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A$$

Donde k es la constante de velocidad, E_o , energía de activación, R , constante de los gases universales y T la temperatura. A es una constante que se obtiene de graficar el $\ln K$ vs $1/T$.

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{T_1 - T_2}{T_2 T_1} \right) = \frac{E_a}{R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_2 T_1} \right)$$

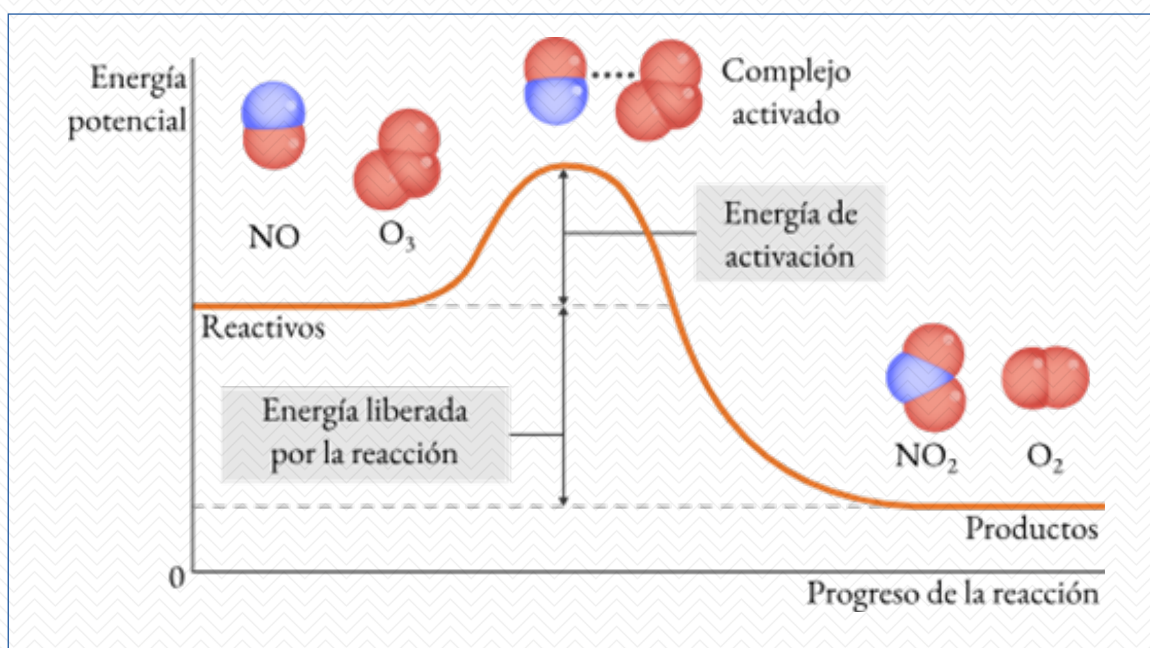
Así, E_a/R sería la pendiente.

La energía de activación de una reacción es la mínima energía que las moléculas deben tener al chocar para que ocurra una reacción química. La velocidad de una reacción depende de la frecuencia con que las moléculas chocan y de la cantidad de moléculas con energía suficiente para reaccionar. Como pocas moléculas tienen suficiente energía, la velocidad de reacción es generalmente más baja que la frecuencia de colisiones. Además, cuanto mayor sea la energía de activación, menos colisiones energéticas ocurren y más lenta será la reacción.

La teoría del estado de transición, se centra en una especie hipotética que existe en un estado intermedio entre los reactivos y los productos, llamado “estado de transición”. Esta especie intermedia se conoce como “complejo activado”. El complejo activado puede descomponerse y volver a los reactivos iniciales o convertirse en moléculas de producto (Figura 17).

Figura 17

Representación de la teoría del estado de transición.



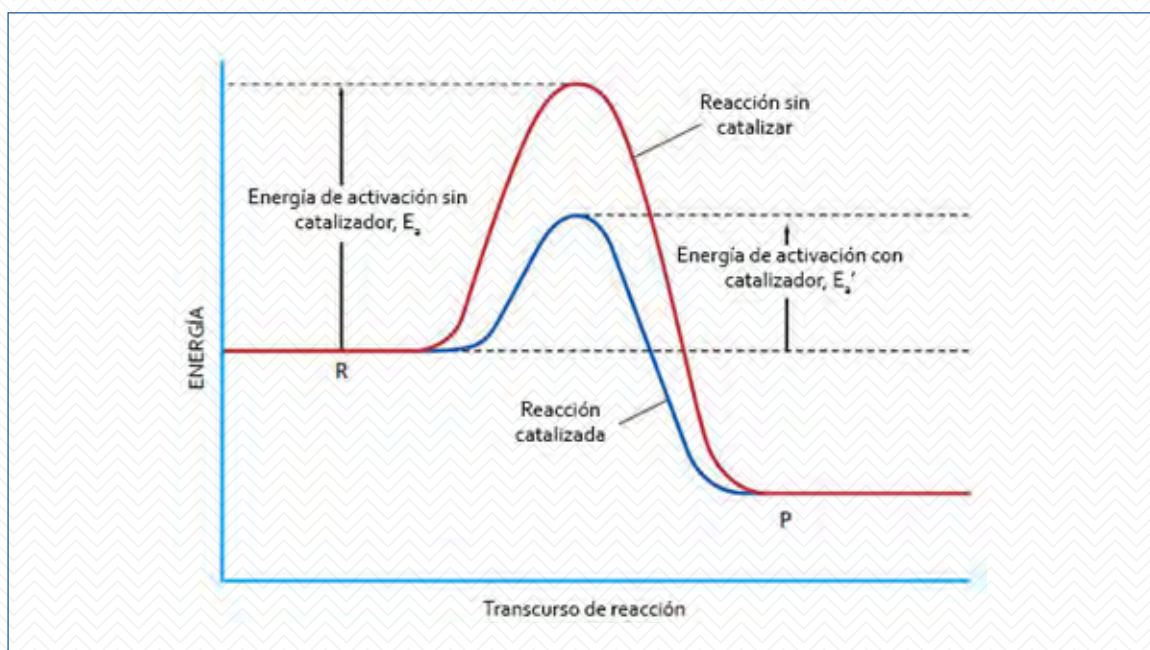
Fuente: tomado de Cinética química (2024). <https://fisiquimicamente.com/recursos-fisica-quimica/apuntes/2bach/quimica/cinetica-quimica>

■ Presencia de catalizadores

Otra forma de acelerar una reacción es usando un catalizador, que ofrece una ruta alternativa con una energía de activación más baja. El catalizador interviene en la reacción sin sufrir cambios permanentes, por lo que no aparece en la ecuación química general, aunque su fórmula suele colocarse sobre la flecha de la reacción (Figura 18).

Figura 18

Efecto de la presencia de catalizador en una reacción química.



Fuente: tomado de Cinética química (2024). <https://fisiquimicamente.com/recursos-fisica-quimica/apuntes/2bach/quimica/cinetica-quimica>

Los catalizadores se clasifican en homogéneos y heterogéneos. Un catalizador homogéneo está en la misma fase que los reactivos. Un catalizador heterogéneo es aquel que se encuentra en una fase diferente a la de los reactivos, generalmente siendo un sólido mientras que los reactivos son gases o líquidos.

■ Mecanismos de reacción y catálisis

El mecanismo de reacción es la secuencia de eventos o etapas moleculares que explica cómo los reactivos se transforman en productos.

Un proceso elemental es una transformación molecular que cambia significativamente la energía o la geometría de una molécula o que genera una o más moléculas nuevas. La ecuación química de una reacción elemental describe un evento molecular específico, donde se rompen o forman enlaces químicos. En cambio, la ecuación balanceada de una reacción global solo muestra la estequiometría del proceso, sin detallar cómo ocurre la reacción.

Los procesos elementales tienen estas características:

1. Son unimoleculares (una molécula se disocia) o bimoleculares (dos moléculas chocan). Los procesos trimoleculares, con tres moléculas chocando a la vez, son muy raros.
2. En un proceso elemental, los exponentes de concentración en la ecuación de velocidad coinciden con los coeficientes estequiométricos de la reacción ajustada, lo que no siempre sucede en la ecuación

de velocidad global.

3. Son reversibles y pueden alcanzar equilibrio, donde las velocidades de los procesos directo e inverso se igualan.
4. Algunos intermediarios generados en un proceso elemental se consumen en otro y no deben aparecer en la ecuación química neta ni en la ecuación de velocidad global.
5. Un proceso elemental puede ser el más lento de todos y determinar la velocidad de la reacción global. Esto se conoce como la etapa determinante de la velocidad.

Preguntas de reflexión de la octava unidad

1. ¿Qué factores afectan la velocidad de una reacción química y cómo podríamos acelerar o desacelerar una reacción en un entorno controlado, como un laboratorio o una industria?
2. ¿Por qué algunas reacciones requieren una energía de activación alta para ocurrir y cómo se relaciona este concepto con la estabilidad de los reactivos y la necesidad de catalizadores en algunas reacciones?
3. ¿Cómo afecta la concentración de los reactivos a la velocidad de una reacción química y por qué este principio es clave para la optimización de procesos industriales o farmacéuticos?
4. ¿Qué papel juegan los catalizadores en las reacciones químicas y cómo logran aumentar la velocidad de una reacción sin ser consumidos en el proceso? ¿Por qué son tan importantes en la industria?
5. ¿Cómo afecta la temperatura a la velocidad de las reacciones químicas y por qué un pequeño aumento de temperatura puede tener un gran impacto en la velocidad de una reacción según la teoría de Arrhenius?
6. ¿Qué es un mecanismo de reacción y por qué es importante descomponer una reacción en sus etapas elementales para entender completamente cómo ocurre, tanto a nivel molecular como energético?
7. ¿Por qué algunas reacciones son naturalmente rápidas y otras lentas, incluso bajo las mismas condiciones y cómo el entendimiento de la cinética puede ayudar a mejorar la eficiencia en procesos industriales o de laboratorio?

Preguntas de reflexión de la octava unidad

1. Investigue el efecto de diferentes catalizadores en la velocidad de una reacción química específica. Compare la velocidad de la reacción con y sin catalizador y discuta cómo el catalizador afecta el mecanismo de la reacción.
2. En la formación catalizada de amoníaco según la reacción $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$, ¿cómo se compara la velocidad de consumo de hidrógeno con la velocidad de consumo de nitrógeno? ¿Cómo se compara la velocidad de formación de NH_3 con la velocidad de consumo de nitrógeno?
3. La siguiente ecuación describe la combustión del hexano (un componente de bajo punto de ebullición de la gasolina).



Un experimento encontró que la velocidad de consumo de $1.20 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

- a) ¿Cuál fue la tasa de consumo de O_2 ?
- b) ¿Cuál fue la tasa de formación de CO ?



NOVENA UNIDAD

PROCESOS DE OXIDACIÓN- REDUCCIÓN

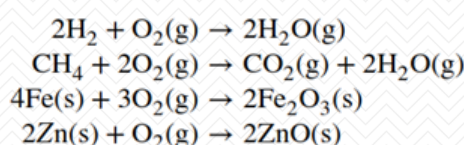


Novena unidad: procesos de oxidación-reducción

Objetivo: identificar los cambios que ocurren en estas reacciones para el análisis de cómo las reacciones redox pueden generar electricidad en celdas galvánicas (comúnmente llamadas baterías) y cómo, durante la inversión de este proceso, la electricidad puede utilizarse para provocar reacciones redox no espontáneas.

■ Procesos de oxidación-reducción

Entre las reacciones más útiles y perjudiciales en química se encuentran las que implican la adición de oxígeno para formar un nuevo compuesto.



La primera reacción es la celda de combustible de hidrógeno, la segunda es la combustión del metano, siguiendo la oxidación del hierro y por último la reacción que ocurre para recargar baterías. Estos procesos implican la reacción de un metal con oxígeno, donde la oxidación es una reacción con oxígeno y la reducción es donde ocurre la eliminación de este elemento, ‘reduciendo’ así la sustancia de vuelta al metal elemental.

Basándose en la comprensión de este proceso, se define la oxidación como la pérdida de electrones y la reducción como la ganancia de electrones. En conjunto, las reacciones de transferencia de electrones se denominan reacciones de reducción-oxidación o reacciones redox.



El Cu se considera el agente oxidante porque al aceptar electrones del Zn, causa que el Zn se oxide a Zn^{2+} . A su vez, el Zn es el agente reductor porque al ceder electrones al Cu^{2+} , provoca la reducción del Cu^{2+} a Cu. Un agente oxidante es una sustancia que tiene la capacidad de quitar electrones a otra sustancia. Por otro lado, un agente reductor es una sustancia que puede donar electrones a otra sustancia.

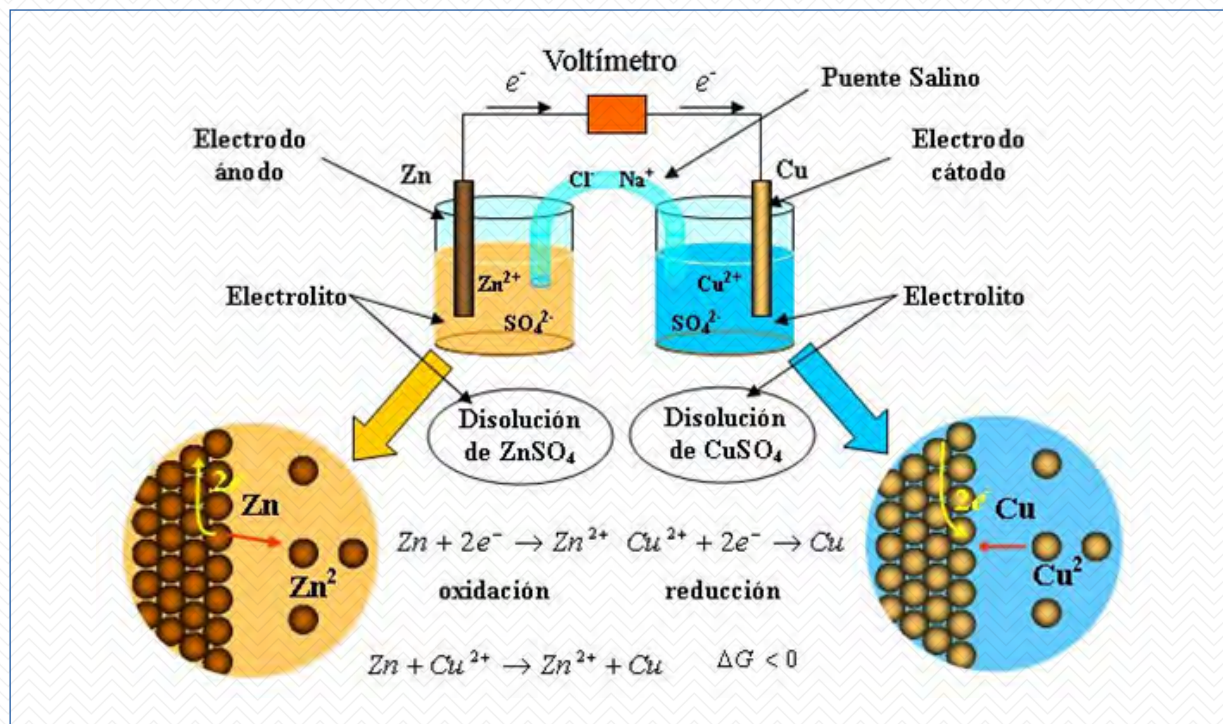
■ Pila galvánica

Un sistema redox que incluye dos metales y sus soluciones salinas (dos semiceldas), puede combinarse para formar una celda galvánica, que genera electricidad. En otras palabras, una celda galvánica está formada por un agente oxidante en un compartimento (la primera semicelda) que extrae electrones a través de un cable desde un agente reductor en el otro compartimento (la otra semicelda). En la Figura 19 se muestra el esquema de una pila galvánica, compuesta por una lámina de zinc metálico (electrodo anódico), sumergida en una disolución de sulfato de zinc (ZnSO_4) 1 M

(solución anódica) y una lámina de cobre metálico (electrodo catódico) sumergida en una disolución de sulfato de cobre (CuSO_4) 1 M (solución catódica).

Figura 19

Representación de una pila galvánica.



Fuente: tomado Química general, (2024). <https://bit.ly/3DynU2h>

El funcionamiento de la celda se basa en el principio en que la oxidación de Zn a Zn^{2+} y la reducción de Cu^{2+} a Cu pueden ocurrir simultáneamente en recipientes separados, conectados por un puente salino, mientras los electrones se transfieren a través de un conductor metálico externo.

En cualquier sistema electroquímico, el electrodo en el que ocurre la oxidación se llama ánodo, mientras que el electrodo en el que ocurre la reducción se llama cátodo. Para que una celda galvánica funcione, las soluciones en ambas semiceldas deben mantenerse eléctricamente neutras. Esto requiere que los iones puedan entrar o salir de las soluciones. El puente salino, como se muestra en la Figura 18, permite el movimiento de iones necesario para mantener la neutralidad de las soluciones.

Un puente salino es un tubo lleno con una solución de una sal compuesta por iones relativamente inertes que no participan en la reacción de la celda. A menudo se utilizan KNO_3 o KCl . En su versión más simplificada, el tubo está equipado con un tapón poroso en cada extremo que evita que la solución se derrame, pero, al mismo tiempo, permite el intercambio de iones entre la solución en el puente salino y las soluciones en las semiceldas.

El potencial de celda se mide con un voltímetro, un instrumento diseñado para mostrar una lectura positiva cuando sus terminales se conectan a los electrodos de la celda, con el cátodo y el ánodo en los terminales correspondientes. Así, la configuración del voltímetro determina cuál

electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo.

Se han discutido dos medidas cuantitativas de la tendencia de una reacción química a ocurrir: el potencial de celda E , que es una cantidad electroquímica y el cambio de energía libre ΔG , que es una cantidad termoquímica. Los valores de ΔG y E son directamente proporcionales y se relacionan mediante una ecuación.

$$\Delta G = -nFE$$

Donde n son los moles de electrones transferidos en la reacción y F es el faraday, o constante de Faraday, que es la carga eléctrica en un mol de electrones (96,485 C/mol e^-).

Los potenciales de celda, al igual que los cambios de energía libre, dependen de la temperatura y de la composición de la mezcla de reacción, es decir, de las concentraciones de los solutos y las presiones parciales de los gases. Esa dependencia se puede deducir con la ecuación:

$$E = E^\circ - \frac{2.303RT}{nF} \log Q$$

Esta es conocida como la ecuación de Nerst.

■ Baterías

La aplicación práctica más significativa de las celdas galvánicas es en las baterías. En las baterías compuestas por varias celdas, como las de automóviles, las celdas galvánicas se conectan en serie, de manera que el ánodo de una celda se une al cátodo de la celda siguiente. El voltaje total de la batería es la suma de los voltajes de las celdas individuales (ver Tabla 4).

Tabla 4

Características de distintos tipos de baterías.

Tipo de batería	Diseño	Vida útil	Componentes	Características
Acumulador de plomo	Un acumulador típico de 12 V consiste en seis celdas conectadas en serie, de las cuales cada una proporciona unos 2 V.	Buen servicio durante varios años.	El plomo se oxida a sulfato de plomo(II) en el ánodo, en tanto el dióxido de plomo se reduce a sulfato de plomo(II) en el cátodo.	Es la celda galvánica más conocida, porque se ha usado como fuente confiable de corriente eléctrica para el arranque de los automóviles.

Pilas secas	La pila seca no está totalmente seca, pero debe su nombre a que el electrolito es una pasta acuosa viscosa, no una disolución líquida. Esta celda genera un potencial de aproximadamente 1.5 V, sin embargo, el potencial disminuye a aproximadamente 0.8 V conforme se usa la celda.	En condiciones básicas, la celda tiene mayor duración porque el Zinc se corroe con mayor lentitud. Además, la pila alcalina produce más potencia, así como corriente y voltaje más estables, porque en ella el transporte de iones es más eficiente.	Tiene una cubierta de Zinc metálico que sirve como ánodo y una barra de grafito inerte, rodeada por una pasta de dióxido de manganeso sólido y negro de humo, que funciona como cátodo.	Las baterías domésticas comunes, fuentes eléctricas para lámparas de mano, radios y tocacintas portátiles, son las pilas secas.
Pilas de níquel-cadmio	Las pilas (una celda) y batería (varias celdas) de níquel-cadmio (comúnmente abreviado como NiCd) son pilas o baterías recargables. El cadmio es un metal pesado, costoso y tóxico, por lo que se han sustituido las pilas de níquel-cadmio.	Las pilas de níquel-cadmio se pueden recargar cientos de veces, porque los productos sólidos de las reacciones en los electrodos se adhieren a	El ánodo de una pila de níquel-cadmio es de cadmio metálico; en tanto que el cátodo es un compuesto de níquel(III), NiO(OH), soportado en níquel metálico.	Son de uso frecuente en calculadoras y herramientas motorizadas portátiles porque, a diferencia de la mayoría de las demás pilas secas, se pueden recargar.

Pilas de litio y de ion litio	Una pila de litio usa un ánodo de litio metálico, una de ion litio usa un ánodo de grafito, con átomos de litio incrustados entre sus capas de átomos de carbono. Este llamado grafito litiado, representado por Li_xC_6, no contiene litio metálico como tal, por lo que no se llama pila de litio. El cátodo normal en una pila de ion litio es CoO_2, otro óxido metálico que incorpora iones Li en su estructura. El electrolito puede ser una disolución de una sal de litio en un disolvente orgánico, o un electrolito polímero en estado sólido, que puede transportar iones Li.	Las pilas de ion litio tiene una gran durabilidad se emplean en teléfonos celulares, computadoras portátiles, cámaras digitales, herramientas motorizadas y en automóviles eléctricos.	En las pilas de litio se usa un ánodo de litio metálico y un electrolito formado por una sal de litio, como LiClO_4, en un disolvente orgánico. La mayoría de las baterías de litio tienen cátodo de dióxido de manganeso, que puede absorber una cantidad variable de iones Li en su estructura de estado sólido. Las reacciones en los electrodos son la oxidación del litio en el ánodo y la reducción del MnO_2 en el cátodo.	Gracias a su peso ligero y alto voltaje (unos 3.0 V), las pilas de litio y de ion litio son aún más populares para productos electrónicos portátiles que las hechas a base de níquel. se emplean en teléfonos celulares, computadoras portátiles, cámaras digitales, herramientas motorizadas y en automóviles eléctricos.
Baterías de aire	Una celda de combustible el $\text{O}_2(\text{g})$ es el agente oxidante que oxida un combustible como el $\text{H}_2(\text{g})$ o el $\text{CH}_4(\text{g})$. Otro tipo de batería de flujo es la batería de aire, llamada así por utilizar $\text{O}_2(\text{g})$ del aire. La sustancia			

que se oxida es habitualmente un metal.

La batería se mantiene cargada, alimentándola con trozos de Al y agua. Una batería típica puede hacer circular un automóvil varios cientos de kilómetros sin necesidad de repostar combustible. El electrolito circula alrededor de la batería, donde precipita $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ a partir del $[\text{Al}(\text{OH})_4]$. El $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$ se recoge y puede convertirse de nuevo en aluminio metálico en una planta de procesamiento de aluminio.

Muy estudiada es la batería de aluminio-aire. En ella, la oxidación tiene lugar en un ánodo de aluminio y la reducción en un cátodo de carbono-aire. El electrolito que circula a través de la batería es $\text{NaOH}(\text{aq})$. Como está en presencia de una alta concentración de OH^- , el Al es producido en el ánodo.

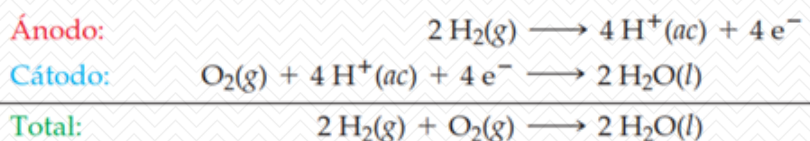
Fuente: autoría propia.

■ Celda de combustible

Una celda de combustible es una celda galvánica, en la que uno de los reactivos es un combustible, como hidrógeno o metanol. Los hidrocarburos combustibles tradicionales, como el metano o el propano, no pueden utilizarse directamente, deben convertirse primero en hidrógeno a través del proceso de reformado de hidrocarburos con vapor de agua.

Una celda de combustible se diferencia de una pila convencional, en que sus reactivos no están almacenados dentro de la celda, sino que se suministran de manera continua desde un depósito externo.

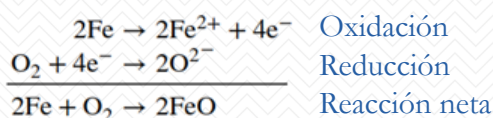
En las celdas de combustible, que están diseñadas para impulsar vehículos eléctricos ecológicos, el electrolito acuoso de KOH se reemplaza por una membrana plástica especial que conduce protones, pero no electrones. En estas celdas de combustible con membrana de intercambio de protones (MIP), las reacciones en los electrodos y las reacciones globales de la celda son:



Los protones atraviesan la membrana desde el ánodo hacia el cátodo, mientras que los electrones viajan a través del circuito externo del ánodo al cátodo, generando energía para un motor eléctrico que impulsa el vehículo. Dado que el único subproducto de la reacción es agua, el vehículo no produce contaminantes atmosféricos ni CO_2 , que contribuye a la disminución calentamiento global.

■ Corrosión

La corrosión del hierro y otros metales es uno de los procesos redox más comunes en la vida diaria y ha afectado a la humanidad desde que se descubrieron estos elementos. A primera vista, la oxidación de un automóvil o un barco no parece un proceso complejo, ya que el hierro reacciona con oxígeno para formar óxido de hierro (II).



La oxidación del hierro tiene grandes repercusiones económicas. Se estima que hasta un cuarto del acero producido en Estados Unidos se utiliza para reemplazar estructuras y productos de acero dañados por la corrosión.

Para prevenir la corrosión, es fundamental entender cómo ocurre. Un aspecto clave es que la oxidación del hierro requiere tanto oxígeno como agua; no ocurre en agua sin oxígeno ni en aire seco. Además, se observa que la oxidación implica la formación de picaduras en la superficie metálica, pero el óxido se deposita en una zona distinta de la picadura. Esto sugiere que la herrumbre no se forma mediante una reacción directa entre el hierro y el oxígeno, sino a través de un proceso electroquímico, en el que el hierro se oxida en una parte de la superficie y el oxígeno se reduce en otra área.

Un mecanismo electroquímico para la corrosión también explica por qué los automóviles se oxidan más fácilmente en lugares donde se usa sal en las carreteras para derretir la nieve y el hielo. Las sales disueltas en las gotas de agua aumentan significativamente la conductividad del electrolito, lo que acelera la velocidad de corrosión.

Una revisión de la tabla de potenciales estándar de reducción, muestra que la reacción $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ está por encima de la mayoría de las reacciones M/M para casi todos los metales, lo que significa que el O_2 puede oxidarlos, a excepción de algunos como el oro y el platino. Por ejemplo, el aluminio, con un E° de -1.66 V para la reacción Al^{3+}/Al , se oxida más fácilmente que el hierro. Aunque la corrosión del aluminio en productos como aviones, partes de automóviles, marcos de ventanas y latas podría ser un problema serio, no lo es debido a que la oxidación del aluminio forma una capa dura de Al_2O_3 que protege el metal de más oxidación. Otros metales, como el magnesio,

cromo, titanio y zinc, también forman capas protectoras de óxido. Sin embargo, el hierro forma una herrumbre que es demasiado porosa para ofrecer una protección efectiva contra la oxidación adicional.

Preguntas de reflexión de la novena unidad

1. ¿De qué manera la Ley de Nernst permite la predicción del potencial de una celda electroquímica bajo condiciones no estándar y cómo cambia el potencial con la concentración de los reactivos y productos?
2. ¿Cómo se relaciona el concepto de potencial de electrodo con la corrosión de metales y qué estrategias se pueden utilizar para prevenir la corrosión en estructuras metálicas? Explique el significado de los números cuánticos.
3. ¿Cómo se seleccionan los materiales adecuados para los electrodos en una celda electroquímica y qué propiedades deben tener estos materiales para garantizar una buena conductividad y resistencia a la corrosión? ¿Qué es un orbital atómico?
4. ¿Cuál es el impacto ambiental de los procesos electroquímicos y cómo se pueden desarrollar tecnologías más sostenibles para minimizar los efectos negativos en el medio ambiente?
5. ¿Qué aplicaciones prácticas de la electroquímica, como baterías, celdas de combustible y electroplatos, tienen el mayor impacto en la vida cotidiana y en la tecnología moderna?
6. ¿Qué técnicas se utilizan para optimizar los procesos electroquímicos en la industria y cómo se puede mejorar la eficiencia y la rentabilidad de estos procesos?

Actividades de trabajo de la novena unidad

1. Investigue los mecanismos de corrosión de diferentes metales y elabore un informe sobre las estrategias de prevención. Investigue y relacione lo aprendido en la unidad con los postulados de la mecánica cuántica.
2. Investigue y compare diferentes tipos de baterías y pilas (como alcalinas, de litio, y de zinc-carbono) en términos de química de los materiales, capacidad de almacenamiento de energía, y aplicaciones prácticas. Elabore un informe comparativo.
3. Realice un proyecto sobre una aplicación industrial de la electroquímica, como: fabricación de metales, tratamiento de aguas residuales o producción de compuestos químicos. Analice los procesos electroquímicos involucrados y sus beneficios.



DÉCIMA UNIDAD

QUÍMICA AMBIENTAL



Décima unidad: Química ambiental

Objetivo: analizar los principios fundamentales de la química ambiental, comprendiendo los procesos químicos que ocurren en el aire, el agua y el suelo y evaluar el impacto de las actividades humanas en estos sistemas.

La química ambiental se encarga de estudiar los sistemas naturales y cómo esta química se altera cuando se ve afectada por actividades humanas y/o la liberación de productos químicos en el entorno, lo que modifica sus niveles naturales.

■ Composición atmosférica

De todos los recursos planetarios, la atmósfera es la que más se da por sentada. El aire que sostiene la vida vegetal y animal es esencial para la existencia de todos los seres vivos. La atmósfera actual está compuesta principalmente por tres gases principales: nitrógeno (N_2) al 78%, oxígeno (O_2) al 20.9% y argón (Ar) al 0.9% y junto con otros gases constituyen el 0.2% restante. Estos últimos, denominados gases traza, incluyen vapor de agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2), metano (CH_4), óxido nitroso (N_2O), clorofluorocarbonos (CFCs), ozono (O_3). El vapor de agua es el gas atmosférico más variable y móvil, ya que puede condensarse para formar nubes y precipitarse como agua sólida o líquida.

La fotosíntesis, impulsada por el aumento de las poblaciones de plantas en tierra y en los océanos, es responsable del incremento de los niveles de oxígeno. Sin embargo, la respiración de las plantas también es una fuente importante de dióxido de carbono.

Al inicio de la vida en el planeta, el aumento del oxígeno también tuvo un impacto crucial en la protección de los organismos de la radiación UV del sol. La vida temprana en los océanos estaba protegida de esta radiación por el agua, pero la vida terrestre requirió altos niveles de oxígeno para formar una capa de ozono en la atmósfera superior, protegiendo así a los organismos terrestres de la radiación UV. De este modo, la vida animal, incluida la humana, evolucionó junto con la atmósfera hasta su estado actual.

■ Gases de efecto invernadero

Los gases de efecto invernadero son aquellos gases atmosféricos que pueden absorber la radiación infrarroja (IR) emitida por la superficie terrestre después de que esta ha absorbido la radiación solar entrante. Esto atrapa la radiación IR en la atmósfera, impidiendo que salga al espacio. La atmósfera terrestre desempeña un papel crucial en retener la energía emitida por la superficie calentada.

La atmósfera de Venus contiene 24 veces más dióxido de carbono que la de la Tierra. Dado que el dióxido de carbono es un gas de efecto invernadero muy importante, capaz de atrapar una gran cantidad de calor, la superficie de Venus es extremadamente caliente (750 K). En contraste, Marte, con una atmósfera muy delgada, es muy frío (226 K). Por su parte, la atmósfera de la Tierra, que tiene una menor concentración de dióxido de carbono (4%), mantiene una temperatura intermedia (288 K).

■ Cambio climático

El cambio climático ha ocurrido de forma natural a lo largo de la vida de la Tierra, pero normalmente ocurre de manera gradual durante miles de años. La combustión antropogénica de combustibles fósiles desde la Revolución Industrial ha llevado a la liberación de CO_2 en la troposfera, aumentando dramáticamente los niveles de este potente gas de efecto invernadero en un período de tiempo relativamente corto, en comparación con los impulsores naturales del cambio climático. Las concentraciones elevadas de CO_2 , junto con otros gases de efecto invernadero y aerosoles, han generado preocupaciones sobre el cambio climático global, que ahora ocurre en una escala de tiempo mucho más corta que la natural. Este rápido cambio climático está afectando los climas regionales, causando impactos graves como el aumento del nivel del mar debido al derretimiento del hielo terrestre polar.

Este fenómeno está intensificando eventos meteorológicos severos e incendios forestales, inundaciones o sequías, que afectan tanto a los ecosistemas naturales como a la humanidad. El cambio climático global ya ha tenido efectos observables en las regiones climáticas establecidas, como el retroceso de glaciares, la fusión temprana del hielo en ríos y lagos, cambios en los patrones de precipitación, desplazamiento de rangos de plantas y animales y la floración anticipada de los árboles.

Las temperaturas globales seguirán aumentando durante las próximas décadas, aunque los efectos en las regiones climáticas individuales variarán con el tiempo. Si la irradiación solar ha estado aumentando significativamente en los últimos años, se espera que la temperatura en toda la atmósfera también aumente. Sin embargo, esto no se ha observado. Los aumentos en la temperatura atmosférica desde la Pequeña Edad de Hielo se han restringido en general a la troposfera.

Además, los modelos atmosféricos que incluyen los niveles actuales de radiación solar no pueden explicar el aumento observado en la temperatura global media, sin considerar los niveles crecientes de gases de efecto invernadero. La conclusión es que la principal causa del rápido aumento en la temperatura global de la superficie es el incremento acelerado de las concentraciones de gases de efecto invernadero, que atrapan el calor en la troposfera.

Los gases de efecto invernadero en la troposfera incluyen H_2O , CO_2 , CH_4 , N_2O , O_3 troposférico, CFCs y HCFCs. Aunque el vapor de agua es el gas de efecto invernadero más potente, es también el único que puede ser eliminado naturalmente de la atmósfera por condensación para formar nubes y luego precipitación. Desde 1790, las concentraciones de CO_2 , CH_4 y N_2O en la troposfera han aumentado significativamente: CO_2 ha subido un 46%, CH_4 un 166% y N_2O un 22%, según mediciones de núcleos de hielo.

■ Impacto del incremento de la temperatura

El aumento proyectado de las temperaturas tendrá fuertes impactos en el ciclo global del agua. Se espera que las regiones desérticas se expandan y que las inundaciones en áreas húmedas y de transición sean más frecuentes. El calentamiento de las aguas superficiales del océano se extenderá a capas más profundas, alterando los patrones de circulación oceánica. La disminución del hielo marino en el Ártico, el volumen de los glaciares y la nieve primaveral en el hemisferio norte continuará y el derretimiento del hielo terrestre acelerará el aumento del nivel del mar. Además, la

absorción de CO₂ por la tierra y los océanos aumentará, provocando mayor acidificación oceánica, lo que afectará especialmente a los arrecifes. Aun si se detuvieran las emisiones de CO₂ hoy, los cambios en la temperatura superficial y los impactos en los sistemas terrestres continuarían debido al exceso de CO₂ en la atmósfera en comparación con los niveles anteriores a 1850.

El aumento de las temperaturas puede generar retroalimentaciones climáticas positivas que agraven el calentamiento global y los eventos climáticos extremos. Las reacciones químicas, como la oxidación en suelos y aguas superficiales, aumentan con la temperatura, lo que acelera la liberación de CO₂ desde las reservas de carbono orgánico. Al mismo tiempo, la absorción de CO₂ por las plantas, aumenta durante la primavera y el verano, favoreciendo su crecimiento siempre que haya agua y nutrientes suficientes. Un mayor crecimiento de árboles de hoja caduca incrementará la deposición de hojas en otoño y la descomposición de esta materia se acelerará durante inviernos más cálidos con menor cobertura de nieve. Además, el crecimiento vegetal en primaveras más húmedas genera más biomasa seca, lo que eleva el riesgo de incendios forestales. Desde la década de 1980, se ha observado un aumento en la frecuencia y magnitud de incendios en el oeste de Estados Unidos, atribuible a estos cambios climáticos. Los incendios no solo liberan CO₂, sino también NO_x, CO, aerosoles y compuestos orgánicos volátiles (VOCs), como aldehídos, eteno y metano, que contribuyen a la formación de ozono. Además, los aerosoles emitidos, como el carbono negro (BC), son transportados a grandes distancias debido a su naturaleza hidrofóbica, empeorando la contaminación del aire local y regional. Los incendios también pueden causar erosión del suelo, aumentando la liberación de CO₂ por la oxidación del carbono expuesto.

El aumento de las temperaturas no solo eleva el nivel del mar, sino que también provoca cambios en la temperatura y salinidad de la superficie oceánica. Las aguas cálidas son menos densas que las frías y el derretimiento de hielo agrega agua dulce, alterando aún más la densidad del océano. Esto ralentiza las corrientes oceánicas en la circulación termohalina, un patrón de circulación a gran escala impulsado por cambios en la temperatura del agua, sales disueltas y flujos de agua dulce. Las corrientes de aguas profundas se forman por el hundimiento del agua superficial a medida que su densidad aumenta. Sin embargo, un aumento en la temperatura y una disminución en la salinidad pueden frenar o detener estas corrientes, afectando tanto las corrientes descendentes como ascendentes.

■ Efecto del cambio climático sobre la salud y calidad del aire

La calidad del aire y la salud están estrechamente vinculadas al cambio climático. Según la investigación del USGCRP, el cambio climático incrementa la producción de ozono a nivel del suelo, especialmente en regiones urbanas durante los veranos más cálidos, debido a la acumulación de contaminantes en el aire estancado. Además, el aumento de las temperaturas eleva el uso de energía y emisiones de combustibles fósiles, lo que empeora la calidad del aire. El cambio climático también prolonga las temporadas de crecimiento, aumentando el riesgo de incendios y de los niveles de polen, lo que agrava los problemas respiratorios. Finalmente, las temperaturas más cálidas y los inviernos menos severos amplían el riesgo de enfermedades transmitidas por mosquitos y otros insectos.

El aumento de las temperaturas en las regiones cercanas a los cascos polares, con inviernos más cortos y otoños más tardíos, permite a los insectos sobrevivir y multiplicarse durante más tiempo, incrementando los riesgos para la salud. También se espera que aumenten las enfermedades

transmitidas por el agua, como el cólera, debido a las temperaturas más cálidas que favorecen el crecimiento rápido de bacterias infecciosas. Las inundaciones pueden contaminar el agua potable, mientras que las sequías, en áreas pobres, concentrarán estos patógenos en fuentes de agua no tratadas. Además, el cambio climático está relacionado con eventos climáticos severos, como huracanes y olas de calor, que pueden causar cortes de energía, escasez de agua potable y riesgos para la salud, como ocurrió en la ola de calor de 2003 en Europa.

■ Prospectiva de fuentes de energía sustentables

Los combustibles fósiles son la principal fuente de CO₂ y otros gases de efecto invernadero, acelerando el cambio climático. Aunque se reduzcan las emisiones de CO₂ a cero, los niveles elevados actuales tardarían décadas en disminuir. Adaptarse a estos cambios y enfrentar la creciente demanda de energía, agua y alimentos, será un desafío crucial para lograr un desarrollo sostenible, que busca satisfacer las necesidades actuales sin comprometer las de las futuras generaciones.

Cambiar de fuentes de energía fósil a alternativas más limpias es complejo y requiere tiempo y planificación para construir la infraestructura necesaria. El carbón sigue siendo la principal fuente de electricidad global y de emisiones de CO₂. Aunque las plantas de energía a gas natural, que emiten menos CO₂, están reemplazando a las de carbón, el gas natural también libera NOx y metano, un potente gas de efecto invernadero. El metano también se convierte en CO₂ en la atmósfera. Dado que los recursos de gas natural son limitados, no es una solución sostenible a largo plazo.

Una opción para prolongar el uso de energía sostenible es la energía nuclear. Las plantas actuales, diseñadas para 40 años, pueden extender su vida útil a 80-100 años con mejoras. La extracción de uranio del agua de mar podría prolongar el suministro nuclear por siglos. Los reactores reproductores podrían ayudar a manejar el desecho nuclear, al reciclar las barras de combustible; en este mismo sentido, construir estos reactores y plantas de procesamiento, en el mismo sitio, podría reducir impactos ambientales y costos. Aunque la energía nuclear tiene bajas emisiones de gases de efecto invernadero e impactos ambientales, su adopción sigue siendo baja en EE.UU.

Las fuentes de energía renovable incluyen viento, hidroeléctrica, mareomotriz, geotérmica, solar, biomasa, gas de vertedero, bioetanol y biodiésel. La disponibilidad y confiabilidad de estas fuentes pueden variar según la región.

■ Toxicidad de metales pesados

Varios metales se encuentran como partículas en el aire de atmósferas altamente contaminadas y son letales para la salud humana. En áreas urbanas, el metal pesado más preocupante es el plomo, seguido por el mercurio. Otros metales incluyen cadmio, vanadio, berilio, cromo, níquel y, entre los metaloides, el arsénico.

Tabla 5

Caracterización de distintos compuestos tóxicos al medio ambiente.

Elemento	Fuente	Características	Efecto en la salud humana
Mercurio (Hg)	El mercurio es liberado por la combustión del carbón y las erupciones volcánicas.	Los compuestos órgano-mercuriales volátiles, como el dimetilmercurio $(\text{CH}_3)_2\text{Hg}$ y las sales de monometilmercurio (CH_3HgBr) también se encuentran en la atmósfera.	Una exposición elevada al mercurio puede causar daños cerebrales, enfermedades cardíacas, problemas renales, infecciones pulmonares y alteraciones en el sistema inmunológico. En los fetos, afecta el desarrollo del sistema nervioso, lo que resulta en una disminución del coeficiente intelectual y de las capacidades de pensamiento y aprendizaje. Los síntomas principales del envenenamiento por mercurio incluyen cambios emocionales, temblores, debilidad, insomnio, contracciones musculares, atrofia muscular, dolor de cabeza, sensaciones alteradas y respuestas nerviosas reducidas. Además, niveles elevados de mercurio afectan la salud de las plantas, alterando su crecimiento, la fijación de nitrógeno y la nodulación en leguminosas. El mercurio también interfiere con la estructura celular y los procesos metabólicos.
Plomo (Pb)	El plomo es liberado por la combustión de combustibles con plomo.	En las últimas décadas, la gasolina que contenía tetraetilo de plomo $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_4\text{Pb}$ (fue un combustible automotriz muy dominante, por el que se emitieron grandes cantidades de haluros de plomo como materia particulada. Esto se debió a la acción de dicloroetano y diclorometano añadidos como atrapadores halogenados para evitar la acumulación de óxidos de plomo en los motores de los automóviles.	En los seres humanos, el plomo es responsable de retraso mental, alteraciones en los huesos, músculos y conexiones cerebrales, convulsiones, pérdida de conciencia, toxicidad neurológica, presión arterial elevada, reducción de la fertilidad masculina debido a daños en los espermatozoides y, eventualmente, la muerte. El plomo tiene la capacidad de permanecer en el cuerpo y acumularse en los huesos durante largos periodos de tiempo, incluso por décadas.

Berilio (Be)	Especialmente utilizado en la fabricación de aleaciones para diversos equipos eléctricos, engranajes espaciales, instrumentación electrónica, componentes de reactores nucleares, fundición y refinación durante la extracción de berilio, fabricación de cerámica, mecanizado de precisión, microcircuitos, sistemas de guía y control, componentes de computadoras, estampado, corte, fundición a presión, moldeo de plásticos, fabricación de electrodos de soldadura, placas dentales, moldes térmicos, fabricación de ventanas de tubos de rayos X, fabricación de sistemas de guía y navegación, piezas de cohetes, escudos térmicos y artículos deportivos.	El berilio es un metal pesado tóxico. Es extremadamente liviano y duro, es un buen conductor de la electricidad y el calor y no es magnético. Debido a estas propiedades, el berilio se usa en productos comerciales y de consumo de alta tecnología, entre ellos componentes aeroespaciales, transistores, reactores nucleares.	La toxicidad del berilio es perjudicial para la atmósfera, el suelo, el agua y la biosfera, incluidos los seres humanos, las plantas y los animales. Según el Instituto Nacional de Seguridad y Salud Ocupacional, los trabajadores expuestos a humos, partículas, soluciones o neblinas que contienen materiales con berilio, pueden desarrollar fácilmente sensibilización al berilio, trastornos crónicos por berilio, enfermedades respiratorias incapacitantes e incluso fatales. La toxicidad del berilio puede dañar varios tejidos y órganos del cuerpo, provocando graves lesiones en los pulmones, el hígado, los riñones, el corazón, el sistema nervioso y el sistema linfático. Además, puede causar sensibilización en la piel, infecciones cutáneas e irritación ocular. Recientemente, la Agencia Internacional para la Investigación del Cáncer lo ha clasificado como carcinógeno para los seres humanos.
-----------------	---	---	--

Dióxido de Carbono (CO₂)

El dióxido de carbono se libera en la atmósfera, tanto por fuentes naturales como por actividades humanas. Entre las fuentes naturales se encuentran la descomposición de materia orgánica muerta, la liberación desde los océanos y la respiración de los seres vivos. Las principales fuentes antropogénicas son resultado de actividades humanas como la deforestación, la producción de cemento, la quema de carbón y petróleo y la combustión de gas natural.

El dióxido de carbono en la atmósfera desempeña un papel fundamental en el ciclo natural del carbono.

Se elimina continuamente mediante procesos naturales como la fotosíntesis y la deposición de carbonato, que convierte el carbono en piedra caliza. Esta, a su vez, regresa al aire a través de la respiración y la disolución ácida de los depósitos de carbonato. El dióxido de carbono también se genera en los procesos de respiración celular y fermentación.

Algunos organismos fotosintéticos, como las plantas, las algas verdeazuladas y las cianobacterias, convierten el dióxido de carbono en carbohidratos mediante la fotosíntesis, utilizando la luz solar a través de la clorofila y otros pigmentos vegetales.

El aumento en la concentración de dióxido de carbono en la atmósfera incrementa la carboxilación y disminuye la oxigenación, lo que resulta en una mayor tasa de fotosíntesis. Al aumentar este proceso, pueden ocurrir dos situaciones posibles: (i) las plantas se desarrollan más rápido, alcanzando un tamaño menor en menos tiempo, lo que incrementa la producción de residuos orgánicos y el stock de carbono en el suelo, y (ii) las plantas aumentan su volumen final, resultando en un mayor stock de carbono tanto debajo como encima del suelo. El dióxido de carbono es un asfixiante en forma gaseosa que corta inmediatamente el suministro de oxígeno al cuerpo y altera la coordinación de las diversas partes debido a la falta de oxígeno en las células cerebrales. La exposición a concentraciones superiores al 10% de dióxido de carbono puede provocar convulsiones, pérdida de consciencia y, eventualmente, la muerte de los organismos vivos. La exposición intensa puede incluso dañar al feto en desarrollo dentro del útero. Una concentración baja de dióxido de carbono puede causar mareos, sudoración, dolor de cabeza, fatiga, entumecimiento, hiperventilación, visión borrosa, congestión pulmonar, daño al sistema nervioso central, contracciones musculares rápidas, presión arterial alta, hormigueo en las extremidades, pérdida de memoria, vómitos, náuseas, confusión, depresión, quemaduras en la piel, enrojecimiento en los ojos, zumbido en los oídos y disnea (dificultad para respirar).

Óxidos de sulfuros	Existen numerosas fuentes, reacciones químicas y destinos para estas especies de azufre en la atmósfera. Diversas fuentes antropogénicas son responsables de la liberación de especies de azufre en el aire, y según estimaciones, aproximadamente 100 millones de toneladas métricas de azufre se liberan cada año en la atmósfera a través de la combustión de carbón y petróleo residual. El dióxido de azufre y el sulfuro de hidrógeno provienen de erupciones volcánicas, mientras que el dimetilsulfuro y el sulfuro de hidrógeno se originan de la reducción de sulfato y la descomposición de materia orgánica de organismos vivos.	Se trata de una sustancia reductora, que con el tiempo y en contacto con el aire y la humedad, se convierte en trióxido de azufre. Es soluble en agua, formando una disolución ácida y, aun siendo inestable en estas condiciones, es capaz de formar sales como los sulfitos y bisulfitos.	Aunque el dióxido de azufre no es extremadamente tóxico para la mayoría de las personas, concentraciones bajas pueden tener efectos adversos en la salud humana. Afecta directamente el tracto respiratorio, aumenta la resistencia en las vías respiratorias, sensibiliza a los asmáticos, produce irritación, incrementa la secreción de moco y debilita la respiración, causando trastornos respiratorios severos y dificultad para respirar. Se vuelve letal cuando la concentración de dióxido de azufre en la atmósfera alcanza los 500 ppm para los seres humanos y 5 ppm para otros animales. Otros efectos del dióxido de azufre en los seres humanos incluyen inflamación de las vías respiratorias, irritación en los ojos, nariz y garganta, opacidad corneal, colapso circulatorio, edema pulmonar, insuficiencia cardíaca y alteraciones psicológicas. También se asocia con morbilidad, asma, bronquitis crónica y una alta tasa de mortalidad en infantes y personas mayores. Las personas que sufren de enfisema y asma se ven más gravemente afectadas por la contaminación por dióxido de azufre.
---------------------------	---	--	---

Fuente: autoría propia.

Preguntas de reflexión de la décima unidad

1. ¿Cómo afectan los contaminantes atmosféricos, como el dióxido de azufre (SO_2) y el óxido de nitrógeno (NO_x), a la salud humana y al medio ambiente y qué estrategias pueden emplearse para mitigar estos efectos?
2. ¿Cuál es el papel de los gases de efecto invernadero, como el dióxido de carbono (CO_2) y el metano (CH_4), en el cambio climático global y cómo las actividades humanas contribuyen a su aumento en la atmósfera?
3. ¿Cómo afectan los productos químicos, como pesticidas y metales pesados, a los ecosistemas acuáticos y terrestres y qué medidas se pueden tomar para reducir su impacto negativo?
4. ¿Cómo la acidificación de los océanos, resultante del aumento de CO_2 en la atmósfera, afecta a la vida marina y a los ecosistemas marinos y qué estrategias pueden mitigar estos efectos?
5. ¿Cómo puede la educación en química ambiental aumentar la conciencia pública sobre los problemas ambientales y fomentar comportamientos más sostenibles y responsables?

Actividades de trabajo de la décima unidad

1. Realice un cuadro sinóptico que incluya los conceptos clave de la unidad.
2. Realice un análisis de la calidad del aire en diferentes áreas de su localidad. Busque información de los niveles de contaminantes como partículas en suspensión, dióxido de nitrógeno (NO_2) y monóxido de carbono (CO). Compare los resultados con los estándares de calidad del aire establecidos.
3. Realice una investigación sobre cómo la acidificación de los océanos afecta a los organismos marinos, como corales y moluscos. Elabore un informe detallado sobre sus hallazgos y presente posibles soluciones para mitigar este problema.
4. Realice un estudio sobre la contaminación en un ecosistema local, como un río o un bosque. Mida la concentración de contaminantes en el agua o el suelo y evalúe su efecto en la flora y fauna local. Elabore un informe con tus hallazgos y recomendaciones para la mejora.
5. Investigue y presente diferentes tecnologías de energías renovables, como la energía solar, eólica o de biomasa. Analice sus ventajas y desventajas en términos de impacto ambiental y sostenibilidad.

Bibliografía

Chang, R. (2013). Química. 11na ed. McGraw-Hill Editorial.

García-Silvera, E., Meléndez-Mogollón, I., Berrios-Rivas, A., Pérez, A. (2021). Impacto del cambio climático en la salud humana. Revista Venezolana de Salud Pública 9 (2), 9-18.

Malagón-Rojas, J., Garrote-Wilches C., Castilla-Bello, P. (2017). Cambio climático y salud humana: una revisión desde la perspectiva colombiana. Revista Salud. <https://www.redalyc.org/journal/817/81753189015/movil/>

Krenos, J., Potensa, J. (2013). Study guide to accompany chemical principles the quest for insight. 6ta edición W. H. Freeman and Company.

Whitten, K., Davis, R., Peck, M., Stanley, G. (2015). Química. 10ª edición. Cengage Learning.

ISBN: 978-9942-676-91-7



Matriz La Magdalena: Calle Jambelí Oe3-158 y La Unión.
Campus Eloy Alfaro: José Barreiro y Av. Eloy Alfaro N52-85, Sector Solca.
Campus Calderón: Calle Los Cipreses N6-99 y Giovanni Calles.
Campus Pífo: Ignacio Fernández Salvador Oe2-439 y Pasaje Baldeón.
Sede Santa Elena: La Libertad, barrio 25 de Septiembre, Av. 25 y calle 28.
Sede Guayaquil: Calle 6 de Marzo y Rosendo Avilés, Barrio del Centenario.

www.tecnoecuadoriano.edu.ec



GRUPO
Technoecuadoriano