

QUÍMICA GENERAL

Introducción a la química:
conceptos básicos y principios fundamentales



Ing. Ivan Huacho
Ing. Ana Castillo
Ing. Gabriela Campos
Ing. Renato Manzano



Química general

Introducción a la química: conceptos básicos y principios fundamentales

QUÍMICA GENERAL

Copyright 2023 Corporación editorial
Reservados todos los derechos.

© Editorial QUEYÁM Cía. Ltda.
Pérez de Anda 01-180 y Castillo - Ambato - Ecuador
Teléfono: (+593) 963 634 162
editorial@queyam.com

PRIMERA EDICIÓN 2023

Edición ebook
ISBN: 978-9942-7124-0-0

Autores:

Ing. Ivan Huacho - Docente de la Escuela Superior Politécnica de Chimborazo(ESPOCH)
Facultad de Mecánica. Carrera Ingeniería Automotriz

Ing. Ana Castillo - Docente de la Escuela Superior Politécnica de Chimborazo(ESPOCH)

Ing. Gabriela Campos - Docente de la Escuela Superior Politécnica de Chimborazo(ESPOCH)

Ing. Renato Manzano - Docente de la Escuela Superior Politécnica de Chimborazo (ESPOCH)

Editor : Diego Bonilla Jurado

Coordinador Editorial: Freddy Lalaleo Analuisa

Coordinador Editorial: Esteban David López Manobanda

Compilador: Mauricio Javier Gavilánez Azogue

Diseñador: Danilo Ernesto Sánchez Yaguar

Director del equipo editorial: Isabel María Palacios Núñez

Reservados todos los derechos. Ni la totalidad ni parte de esta publicación pueden reproducirse, registrarse o transmitirse, por un sistema de recuperación de información, en ninguna forma ni por ningún medio, sea electrónico, mecánico, fotoquímico, magnético o electroóptico, por fotocopia, grabación o cualquier otro, sin permiso previo por escrito del editor. El préstamo, alquiler o cualquier otra forma de cesión de uso de este ejemplar requerirá también la autorización del editor o de sus representantes

PRÓLOGO

“La Química es una ciencia fascinante que nos permite entender y explicar el mundo que nos rodea. Desde la comprensión de la estructura y propiedades de la materia hasta la explicación de los procesos químicos que ocurren en la naturaleza y en la tecnología, la química es una disciplina fundamental en la búsqueda de soluciones a los problemas más apremiantes de nuestra sociedad.

Este libro de Química General es una introducción a los principios y conceptos fundamentales de esta ciencia, diseñado para estudiantes de química y para aquellos que buscan una comprensión más profunda de los fenómenos químicos que nos rodean. En sus páginas se encontrará una guía para el aprendizaje de los conceptos esenciales, desde la estructura atómica y molecular hasta las reacciones químicas y los equilibrios.

Pero este libro es más que una simple exposición de hechos y teorías: es una invitación a explorar el mundo de la química, a descubrir su belleza y su utilidad, y a aplicar sus principios para resolver problemas reales. Con ejemplos de la vida cotidiana y de la ciencia moderna, este libro presenta la química como una ciencia emocionante y relevante.

Como autores, nuestra meta es hacer de la química un tema accesible y atractivo, y esperamos que este libro te ayude a descubrir el mismo amor y pasión que sentimos por esta disciplina. Esperamos que disfruten de la lectura de este libro tanto como lo hemos disfrutado nosotros escribiéndola, y que encuentren en él una herramienta valiosa para el aprendizaje y crecimiento como químico o simplemente como curioso del mundo que nos rodea.”

ÍNDICE

INTRODUCCIÓN

Partículas Exóticas	vi
Elementos Radioactivos	vii
De la Química a la Física Cuántica	vii
La Energía Nuclear	viii
LA QUÍMICA DEL AÑO 2000	viii
Nuevos Materiales	ix
Nuevos Combustibles	x
Materiales Químicos Compuestos	xi
Seguridad en el Manejo de los Compuestos Químicos	xi
Manejo de Desechos Radioactivos en el Futuro	xii
Eco Química	xiii
Papel de la Química en la Demanda de Energía Limpia	xiii

CAPÍTULO I

MAGNITUDES Y MEDIDAS	16
Generalidades	16
MEDICIONES	17
Unidades del Sistema Internacional (SI)	17
Magnitudes SI derivadas	18
Factores de Conversión	19
Método del Factor Unitario	20
Magnitudes utilizadas en Química	21
1. Longitud	21
2. Masa y Peso	22
3. Volumen	23
4. Densidad	24
5. Gravedad Específica (Peso Específico)	26
6. Temperatura y Calor	28
Relaciones Matemáticas	31
a) Entre Densidad y Composición Porcentual	31
Ejercicios Propuestos:	32
ESTRUCTURA ATÓMICA	34
Número Atómico	37
Isótopos	38
Masa Atómica	40
Carga Nuclear	41
Modelo Atómico de Bohr	43
LA TABLA PERIODICA	45
LA CONSTANTE DE AVOGRADO Y EL CONCEPTO DE MOL	53
Ejercicios Propuestos	54
NOMENCLATURA QUÍMICA	56
1. Nomenclatura de Compuestos Inorgánicos	56
a) Óxidos	57
b) Hidróxidos	57
c) Ácidos	58
d) Sales	60

2. Nomenclatura de Compuestos Iónicos	61
a) Sales Binarias	61
b) Sales Ternarias	63
c) Ácidos Ternarios	64
3. Nomenclatura de Compuestos Covalentes	68
4. Nomenclatura de Compuestos Orgánicos	69
Nomenclatura de acuerdo al Grupo Funcional presente en la Molécula	70
Nomenclatura de Moléculas con varios Grupos Funcionales	75
Ejercicios Propuestos:	77
ENLACES QUÍMICOS	78
Iones y Compuestos Iónicos	78
Forma Estructural de las Sustancias	79
Disposición de los Átomos y Moléculas	81
Estructura de Lewis	81
Estructura Tridimensional de su Cristal	84
Sistemas Cristalográficos	85
Tipos de Enlaces Químicos	88
1. Enlace Iónico	89
Tipos de Enlaces Iónicos	90
a) Enlace Iónico Puro	90
b) Enlace Iónico Polar	92
c) Enlace Iónico Covalente	92
d) Enlace Iónico Defectuoso	94
2. Enlace Covalente	95
a) Enlace Covalente Polar	95
b) Enlace Covalente no Polar	97
3. Enlace Metálico	99
Tipos de Enlaces Metálicos	100
SALES	102
Tipos de Sales	102
Clasificación de las Sales	103
1. Por su Composición Química	104
2. Por su Estructura	104
3. Por su Carga Eléctrica	105
4. Por su Origen	106
5. Por su Solubilidad	106
6. Por su Grado de Hidratación	107
7. Por su Uso	108
Ejercicios Propuestos:	109

CAPÍTULO II	110
SOLUCIONES QUÍMICAS	110
1. Porcentaje en Masa (% en masa)	111
2. El Porcentaje en Volumen de una Disolución	112
a) Partes por Millón (ppm):	112
b) Partes por Billón (ppb):	113
c) Partes por Trillón (ppt):	113
Molaridad (M):	113
Molalidad (m):	115
Fracción Molar	116
Dilución	118
Ejercicios Propuestos:	120
ESTEQUIOMETRÍA	121

Relaciones Cuantitativas entre los Reactivos y Productos en una Reacción Química	121
Leyes Ponderales de las Reacciones Químicas	122
a) Ley de Conservación de la Masa	123
b) Ley de las Proporciones Definidas	124
c) Ley de las Proporciones Múltiples	125
d) Ley de las Proporciones Recíprocas	127
Formulas Químicas Estequiometría	129
Cálculo de la Pureza de un Compuesto:	130
1. Balanceo de Ecuaciones Químicas	130
Métodos para balancear las ecuaciones químicas	131
a) Método de Tanteo o Ensayo-Error	132
b) Método Algebraico	134
c) Método del Ion-Electrón o Redox	137
d) Método de Gauss-Jordan	140
2. Relaciones Estequiométricas	144
a) Proporciones Molares	144
b) Relaciones Masa-Masa	146
c) Relaciones Volumen-Volumen	147
d) Rendimiento	149
Cálculo de las Cantidadas de Reactivos y Productos	151
3. Rendimiento	153
Ejercicios Propuestos:	155
 GASES	157
1. Ley de Boyle	159
2. Ley de Charles	160
3. Ley de Gay-Lussac	163
4. Ley de Avogadro	165
5. Ley de Dalton	167
6. Ley de Graham	171
7. Ley de los Gases Ideales	173
8. Ley Combinada de los Gases	175
Teoría Cinético Molecular de los Gases	177
Implicaciones de la Teoría Cinética Molecular	180
Estequiometría de los Gases	180
Ejercicios Propuestos:	183

CAPÍTULO III

 REACCIONES QUÍMICAS	185
Clases de Reacciones Químicas	186
1. Reacciones de Síntesis o Combinación	186
a) Las Reacciones de Síntesis Directa	188
b) Reacciones de Síntesis por Desplazamiento	188
c) Reacciones de Síntesis por Oxidación-Reducción	189
2. Reacciones de Descomposición	189
a) Descomposición Térmica	191
b) Descomposición Eléctrica	191
c) Descomposición Fotoquímica	192
d) Descomposición por Hidrolisis	193
e) Descomposición por Oxidación	193
3. Reacciones de Sustitución	194
a) Sustitución Nucleófila	195
b) Sustitución Electrofílica	197
c) Sustitución Radicalaria	198
4. Reacciones de Doble Desplazamiento	199
a) Reacciones de Precipitación	201
b) Reacciones Ácido-Base	202
c) Reacciones de Intercambio de Halógenos	203
d) Reacciones de Complejación	204
5. Reacciones de Oxido-Reducción	205
Tipos de Reacciones de Oxido-Reducción	206

a) Reacciones de Combinación	208
b) Reacciones de Descomposición	209
c) Reacciones de Sustitución Simple	210
d) Reacciones de Combustión	212
Tipos de Reacciones de Combustión	212
Ejercicios propuestos:	214
EQUILIBRIO QUÍMICO	215
Ley de Acción de Masas	216
a) Equilibrio Homogéneo	218
b) Equilibrio Heterogéneo	220
c) Equilibrio Ácido-Base	221
d) El Equilibrio de Solubilidad	223
e) Equilibrio de Complejación	225
Ejercicios propuestos	227
ELECTROQUÍMICA	229
1. Electroquímica Termodinámica	229
a) Potencial del Electrodo	230
Ecuación de Nernst	232
b) Potencial Estándar de Electrodo	233
c) Potencial Estándar de Gibss	235
d) Constante de Equilibrio Electroquímico	237
Tipos de Reacciones Electroquímicas	239
a) Celda Galvánica o Pila Vóltica	239
b) Electrólisis	241
Ley de Faraday	242
c) Electroquímica de Superficie	244
Capacitancia de Doble Capa	245
Voltametría Cíclica	247
La Microscopía de Fuerza Atómica	248
Resistencia de Transferencia de Carga	249
d) Pilas de Combustible	250
e) Biosensores Electroquímicos	252
2. Electroquímica Cinética	253
a) Transferencia de Carga en una sola Dirección	254
b) Transferencia de Carga en Ambas Direcciones	256
c) Reacciones Químicas en Ambas Direcciones	257
d) Reacciones de Adsorción	259
Fuerzas de Van der Waals	259
e) Reacciones de Difusión	261
f) Proceso de Transferencia de Protones	263
Ejercicios propuestos:	264

CAPÍTULO IV

ALEACIONES	266
Nomenclatura	267
Clasificación de las Aleaciones	268
a) Oxidación	268
b) Tratamientos Térmicos	269
c) De Intercambio	271
d) De Disolución	272
Tipos De Aleaciones	274
a) Aleaciones Ferrosas	274
b) Aleaciones No Ferrosas	276
c) Aleaciones de Metales Nobles	278
d) Aleaciones de Alta Temperatura	280
e) Aleaciones con Memoria de Forma	281
Ejercicios Propuestos:	283
CONCLUSIONES	285
BIBLIOGRAFÍA	286

INTRODUCCIÓN

La astrofísica, nos hace alcanzar el suspiro de las estrellas. La biología nos hace mirar nuestro entorno y a nosotros mismos, mientras que la química nos secuestra, nos conduce a las profundidades a un fondo de cuerdas y brahmas, donde no alcanzan las dimensiones, para concebirlas; este sueño díptico, abstraído del sueño de los tiempos, ha estado presente desde cuando unas manos chocaron dos piedras de luz, saltando chispas y centellas que activaron una sinapsis primaria, convirtiéndose en el punto de partida, en la relación del hombre arcaico con las sustancias minerales. De esta experiencia demiúrgica de la continua colaboración en una embriología subterránea, “Las personas reemplazan el tiempo con tecnología, el trabajo reemplaza al tiempo” Forgerons et alchimistes, (1983).

El triunfo, así alcanzado por el espíritu científico, no solo por la fe en el progreso ilimitado, sino por la certidumbre de que, para llegar a la verdad absoluta, en este colosal esfuerzo intelectual por el progreso de la ciencia, el químico, muchas veces sacrifica lo mejor de su alma.

Desde el viejo sueño alquímista de transformar un metal mundano en otro noble, hoy es posible cambiar la apariencia de un átomo para que parezca ser otro, mediante un proceso de transmutación nuclear. Que implica cambiar el número de protones en el núcleo de un átomo mediante la adición o eliminación de partículas subatómicas, como neutrones o protones. O también mediante el uso de pulsos ópticos individuales para cambiar la forma de las nubes de electrones de átomos y moléculas que rodean a los cuerpos físicos. Así lo demuestra el trabajo hecho en la Universidad de Tulane, en EE.UU. y publicado en la revista Physical Review, en la que han logrado “engaño al átomo de plomo, para que tenga un comportamiento como oro”.

De alguna manera ya lo predijo R. Feynman en su teoría de la electrodinámica cuántica, por la cual obtuvo el Premio Nobel (1965), solo era cuestión de tiempo que alguien la realizara, no así, el tiempo que ha transcurrido desde que los filósofos griegos se preguntaron sobre la naturaleza de la materia. Todo se ha demostrado que, si una piedra se puede convertir en un metal, esa sustancia se compone de algunos elementos básicos. Aristóteles consideró cuatro: tierra, agua y aire (estos representaron lo que ahora reconocemos como los tres estados de agregación de la materia), a los que se agregó el fuego, el principal catalizador del cambio (energía). Demócrito intuyó que la materia no podía dividirse indefinidamente, y por tanto debe existir los átomos.

Miles de años antes de Cristo, los egipcios ya fueron expertos en química aplicada. El arte de Khemeia, extremadamente conectado con la religión, basada en los rituales de embalsamamiento, convirtió a los sumos sacerdotes en poseedores de poderes, reservados solo a los dioses.

Al-kimiya pasó a través de los árabes hacia Europa, donde fue bautizada como “la piedra filosofal”. Esta sustancia aparte de transmutar objetos inanimados, también se le otorgaron poderes espirituales, curativos y dador de la tan ansiada inmortalidad (el elixir de la vida).

I Tomado al tiempo como la sucesión de días, años y siglos.

El primer alquimista de trascendencia Alberto de Bollstadt (1200-1280 Grande. Además de teólogo, en su natural, incluido el pensamiento materiales fotosensibles (nitrato de del arsénico. Su discípulo, Santo la teoría hilemórfica de Aristóteles



en Europa fue el erudito alemán S. dC), conocido como San Alberto el vasto conocimiento de la filosofía de Aristóteles, realizó ensayos con plata) y es considerado el descubridor Tomás de Aquino (1224-1274), apoyó (materia y forma).

Algo distinto de los alquimistas fueron los sucesores de Paracelso (1493- (s. XVI), consideraban a la química aunque más antes en el siglo I, "De materia medica" un listado de fines curativos. Sin embargo, hasta en ofrecer una educación química medicina. El británico Thomas Universidad de Oxford y cofundador Boyle, es considerado un pionero en el



preocupados por convertir metales en oro 1541), conocidos como yatroquímicos como auxiliar de la medicina, Discorides mencionó en su tratado: sustancias minerales utilizadas con el siglo XVII, las únicas escuelas completa, fueron las escuelas de Willis (1621-1675), galeno de la de la Royal Society, alumno de Robert uso de la "nueva química".

Antes de los experimentos de Robert Boyle, ya Robert Boyle (1627-1691), su obra "The Sceptical Chymist", considerada como pieza fundamental dentro de la química, llamándolo el primer químico moderno. Su aporte a la química fue inventos, que se han hecho realidad sentar las bases en las leyes de los tuvo un papel preponderante en relatividad, electricidad, hidrostática, oxígeno en la respiración. Otro Antoine Lavoisier (1743-1794), autor (1789), incorporando los fundamentos "la ley de conservación de las masas". Francesa, publicó en 1786, una refutación a la teoría del flogisto, que logró persuadir a gran parte de la comunidad científica, de abandonar esta teoría.



Los británicos como John Dalton (1766-1844) fue químico y físico, conocido como uno de los fundadores de la teoría atómica moderna. Sus trabajos en química, física y meteorología, sentó las bases para la comprensión moderna de la materia y de cómo interactúa. También hizo importantes contribuciones en la química de los gases, desarrollando la "ley de las presiones parciales" y publicó estudios relativos sobre la visión de los colores, cuya alteración descubierta por él, bautizada en su honor, como "daltonismo". Y Lord Henry Cavendish (1731-1810), fue uno de los primeros científicos

¹ También conocida como heliomorfismo o hilemorfismo, teoría desarrollada por Aristóteles, diseñada para explicar la realidad física. Esta teoría sostiene que toda materia está formada por materia y forma, que es el principio esencial de todo organismo, el hilemorfismo se basa en que no hay forma sin materia, así como no hay materia sin forma.

² La yatroquímica suele señalarse como un eslabón entre la alquimia (asociada al esoterismo) y la química. Según Paracelso ideador de esta teoría, los procesos fisiológicos y patológicos eran causados por reacciones químicas, a partir de esta teoría sus seguidores apelaron a la combinación de diversas sustancias para preparar remedios, hoy en día estos postulados resultan arcaicos, pero son valorados como precursores de los conocimientos actuales de la bioquímica y farmacología.

en estudiar la composición del agua, hidrógeno y oxígeno en proporciones sobre el aire y descubrió el gas inerte, Su mayor logro fue su trabajo en Coulomb, que describe la “relación distancia entre dos cargas eléctricas”. en física, incluyendo estudios sobre la



descubrió que estaba compuesta por de 2:1. También realizó investigaciones que hoy conocemos como argón. electroquímica. Descubrió la ley de entre la fuerza electrostática y la Realizó importantes investigaciones gravedad y densidad de la tierra.

Amedeo Avogadro di Quaregna (1776-1856) contribuciones en la química de los gases, que establece que “volúmenes en las mismas condiciones de el mismo número de moléculas”. los átomos no eran las unidades sino que estaban compuestas de bases para el desarrollo de la teoría desarrolló una técnica para medir químicos y su determinación.



Luego numerosos científicos trabajaron en subdisciplinas. Así, por ejemplo, Louis Thenard público un “Traité de chimie élémentaire, durante 25 años al avance de la la Electroquímica (“Essai sur la et sur l'influence chimique de (1827-1907) destaca en la (“Lecciones sobre los métodos orgánica, explicadas en el Colegio el padre de la termoquímica. Mateu obra “Journal de Chimie Médicale, los Annales d'Hygiène Publique et de el fundador de la toxicología.



físico y químico italiano, realizó importantes gases. Es conocido por su ley de los iguales de gases diferentes, medidos temperatura y presión, contienen Además, propuso la idea de que fundamentales de la materia, moléculas, teoría que sentó las molecular moderna. Su trabajo las masas atómicas de los elementos

Aun cuando la industria química tomo un gran impulso a mediados del siglo XVIII, muchos procesos tecnológicos conocidos en el pasado que comprenden cambios químicos y que ya estuvieron desarrollados en ese momento: como el curado de carne, elaboración de metales, coloración y preparación de materiales cerámicos, estudios sobre el estado del cobre, la varilla de estaño y el vidriado de L. Proust destacan entre los muchos trabajos relacionados con la química. Dalton fue pionero en postular la indivisibilidad atómica, para después J.J. Thompson descubrir el “electrón” y proponer un modelo en el cual “los electrones poseen cargas negativas localizadas en el interior del átomo”.

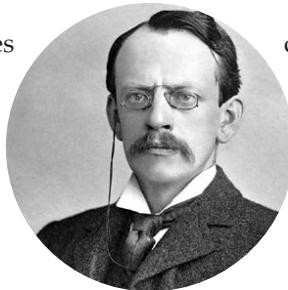
Orfila (1787-1853), publicó su

de Pharmacie et de Toxicologie y

Médecine Légale”, está considerado como

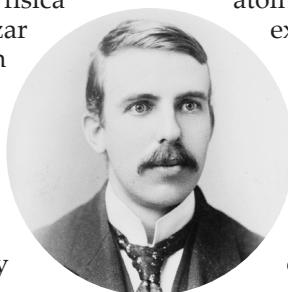
⁴ Teoría del flogisto, a fines del siglo XVII, los químicos Johan J. Becher y Georg Ernst Stahl, propuso una explicación conjunta de la calcinación de los metales, la combustión de los cuerpos combustibles y la respiración de los animales, basada en la existencia de un “principio de la combustibilidad” que denominó “flogisto”. De acuerdo con sus ideas, los metales estaban formados por flogisto y la cal correspondiente, de modo que, cuando se calcinaban, el flogisto se desprendía y dejaba libre la cal. Del mismo modo, para obtener el metal a partir de la cal, era necesario añadirle flogisto, el cual podía obtenerse a partir de una sustancia rica en este principio, como el carbón, por ejemplo.

Joseph Jon Thomson (1856-1940), es electrón en 1897, a través de sus Descubrió que los rayos catódicos negativamente y que su masa era átomo". Este descubrimiento condujo como "budín de pasas". Además, y la medición de los pesos atómicos, trabajo.



conocido por su descubrimiento del experimentos con rayos catódicos. (electrones) eran "partículas cargadas mucho más pequeña que la de un a primer modelo atómico, conocido contribuyó al estudio de los isótopos recibió el 1906 el premio Nobel por su

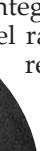
Ernest Rutherford (1871-1937), nacido en considerado como el padre de la física que propuso en 1911 después de realizar Descubrió que "los átomos tenían un contenían protones y neutrones, mientras del núcleo en orbitas". Realizó en el campo de la radioactividad. la radioactividad, clasificando sus gamma(γ). Fue el primer científico en otro mediante la "transmutación con partículas alfa y produjo oxígeno y



Nueva Zelanda, ayudante de Thompson, atómica. Conocido por su modelo atómico, experimentos con partículas alfa (α). núcleo pequeño y denso en su centro, que que los electrones giraban alrededor además importantes investigaciones Descubrió junto con H. Becquerel, partículas en: alfa(α), beta(β) y en transmutar un elemento químico nuclear" En 1919, bombardeo nitrógeno otros elementos más ligeros.

En el año de 1902, en colaboración con el Dr. J. J. Thomson en Montreal, demostraron que el radio emite partículas alfa. En 1910, descubrieron que emite partículas alfa (α). Así como las partículas alfa emiten una gran cantidad de energía y que esta se convierte en rayos gamma (γ). Colaboró con H. Geiger, denominado como contador Geiger, que las partículas alfa no son más que iones de helio (el helio) ya para 1911 propuso un modelo atómico de Rutherford, desarrollado por N. Bohr. De acuerdo a este modelo, en el centro se concentra la carga eléctrica positiva y una coraza o cascarón. Rutherford recibió el Premio Nobel en 1908 sobre la desintegración de los elementos y la radioactividad.





diense F. Soddy, en la Universidad de McGill, desintegra en helio y plomo a través de el radio también se desintegra en radón y reacciones nucleares podrían producir energía puede ser liberada en forma Geiger en el contador de radiación, y en 1908 evidenció que las partículas (precisamente núcleos del átomo novedoso modelo atómico (modelo y perfeccionado posteriormente por "el interior del átomo existe un núcleo integridad de la masa, con las cargas de electrones (carga eléctrica negativa)". por su contribución en las investigaciones as sustancias radioactivas.

Neils Bohr (1885-1962) en colaboración con sobre la estructura atómica. En 1911, en que los átomos tenían un núcleo de electrones (modelo planetario del nuevo modelo atómico cuántico en órbitas discretas alrededor del núcleo, nivel de energía específico". Este "Bohr", que es una combinación del principios de la teoría atómica de el revolucionario "modelo de la donde "los electrones pueden pasar de exterior a otro interior, emitiendo un



E. Rutherford en Manchester, investigaron Rutherford propuso un modelo atómico central positivamente cargado rodeado átomo). En 1913, Bohr propuso un el que "los electrones se mueven en y que cada órbita corresponde a un es el llamado "modelo atómico de modelo atómico de Rutherford y los M. Planck, dando como resultado estructura íntima de la materia". En una órbita a otra, o desde un orbital fotón de energía".

Esta nueva concepción de la realidad de la física sujeto siempre al racionalismo propio de la mecánica físicas, filosóficas y teológicas, en la cual la materia a pensar que todo el universo a nivel subatómico se

cuántica, no fue compartido por Albert Einstein, quien creía que la teoría era completa y correcta, mientras que Bohr se apoyó en interpretaciones que permitían la existencia de un permanente desorden o regida por el azar, dando una explicación más completa de la naturaleza del universo.

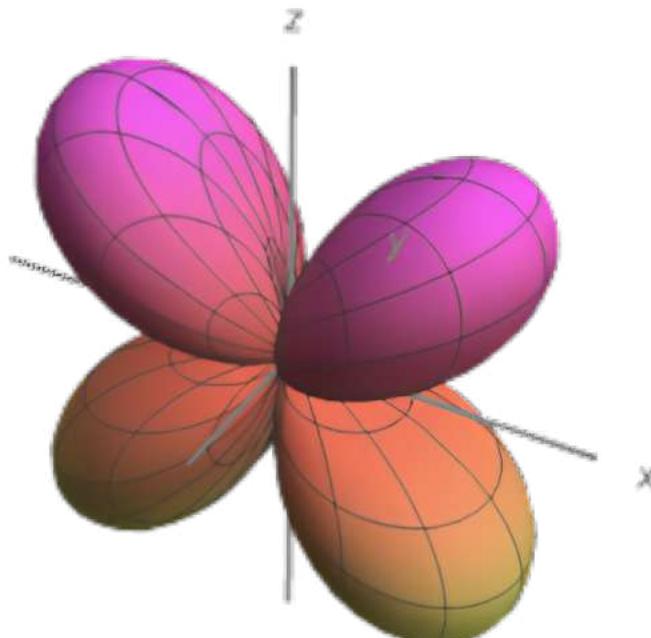
PARTÍCULAS EXÓTICAS

A medida del avance en los descubrimientos a nivel subatómico, paralelamente se ha tenido que adoptar un subconjunto de partículas que no están dentro del modelo estándar de la física de partículas, estas son las llamadas “partículas exóticas”, como el: “axión”, “magnetrón”, “partícula x” y “partícula WIMP” . El descubrimiento de la radioactividad, aporto nueva luz al concepto anterior de los tres componentes del átomo. Al demostrar que cuando un neutrón es bombardeado se descompone en un protón, liberando un electrón (e^-), y también liberando una diminuta porción de masa, que antes no existía.

Al final, los científicos se enfrentaron a una desconcertante variedad de partículas subatómicas concluyendo que podían clasificarse en tres familias: los electrones, muones y neutrinos, son variaciones de la misma partícula llamada leptón; mientras que los protones, neutrones y piones son todos del tipo hadrón. Acompañada de una tercera familia, los bosones, incluyen diminutas partículas mensajeras que transmiten todo el poder cósmico del universo.

Además de los protones, neutrones y electrones, también existen otras partículas subatómicas, como los quarks , que son las partículas más fundamentales conocidas, y los leptones, como el electrón y el neutrino. Los quarks se combinan para formar protones y neutrones y tienen carga eléctrica fraccional, mientras que los leptones no están compuestos de quarks y tienen carga eléctrica entera.

También hay otras partículas subatómicas menos conocidas, como los mesones, que están compuestos de un quark y un antiquark , y los bosones, que son partículas mediadoras que transmiten las fuerzas fundamentales de la naturaleza, como el fotón que transmite la fuerza electromagnética y el gluón que transmite la fuerza nuclear



⁵ Axión: partícula hipotética que se postuló para resolver el problema de la violación de simetría de carga-paridad (CP), en la teoría de integración fuerte.

⁶ Magnetrón: partícula hipotética qué se postuló para explicar la misión de radiación electromagnética de alta energía observada en las estrellas de neutrones

⁷ Partícula x: se postuló para ser más pesada que cualquier otra partícula conocida en la década de 1990.

⁷ Partícula EIMNP: a pesar de todos los experimentos en el laboratorio CERN, no se ha encontrado evidencia d su existencia.

⁹ Quark, son las partículas más pequeñas del universo, indivisibles, pertenecen a los fermiones elementales que forman la materia nuclear, y junto a los hadrones y leptones, constituyen la materia bariónica

¹⁰ Antiquark: la antipartícula del quark que tienen las mismas características, pero con carga eléctrica contraria

Elementos Radioactivos

Desde que el físico francés Henri Becquerel descubrió en 1896 la radioactividad de la pechblenda, un mineral que contiene uranio. Becquerel observó que la pechblenda emitía rayos que podían penetrar el papel y otros materiales, y que estos rayos eran capaces de ionizar el aire y hacer que una placa fotográfica se oscureciera.

Este descubrimiento llevó al matrimonio de investigadores Marie y Pierre Curie a investigar la radioactividad en profundidad. En 1898, los Curies aislaron dos nuevos elementos químicos, el polonio y el radio, a partir de la pechblenda. Ambos elementos resultaron ser altamente radioactivos, emitiendo partículas y radiación electromagnética de alta energía.

La investigación de los Curies y otros científicos en la década de 1900 llevó al descubrimiento de varios otros elementos radioactivos, como el torio, el radioactinio y el mesotorio. En 1911, el físico neozelandés Ernest Rutherford descubrió la naturaleza del núcleo atómico al bombardear láminas delgadas de oro con partículas alfa emitidas por una muestra de radio.

Los elementos radioactivos tienen gran importancia en la ciencia y la tecnología. Se utilizan en la medicina para el diagnóstico y tratamiento del cáncer, así como en la datación de materiales antiguos mediante la técnica de datación por radiocarbono. También se utilizan como Fuentes de energía en la industria nuclear, aunque esta aplicación ha generado preocupaciones sobre la seguridad y el manejo de residuos radiactivos.

De la Química a la Física Cuántica

La química y la física cuántica, han estado estrechamente relacionadas, ya que ambas se basan en los principios fundamentales de la mecánica cuántica. Sin embargo, se puede decir que la fusión formal entre ambas disciplinas tuvo lugar a inicios del siglo XX, cuando los científicos comenzaron a aplicar los principios cuánticos a los sistemas moleculares y a la estructura atómica.

Uno de los hitos más importantes en esta fusión fue el avance en la teoría de la estructura molecular por parte del químico Linus Pauling en la década de 1930. Pauling combinó la teoría cuántica con la química para explicar cómo se forman los enlaces químicos entre átomos y cómo se puede predecir la estructura molecular de las moléculas.

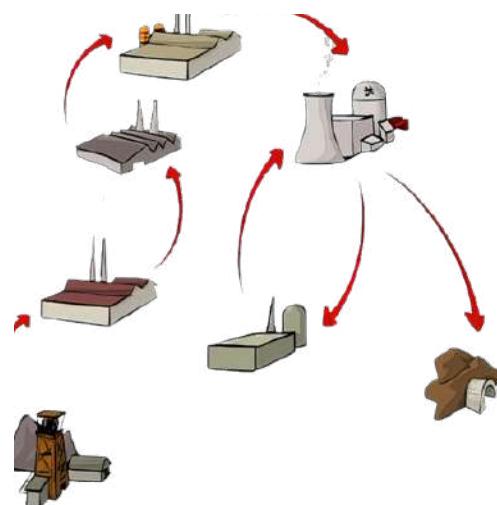
Otro importante avance fue la teoría del enlace de valencia desarrollada por los químicos Walter Heitler y Fritz London en 1927, que utiliza la mecánica cuántica para explicar cómo se forman los enlaces químicos entre átomos. Esta teoría sentó las bases para la comprensión de la química cuántica moderna y abrió el camino para el desarrollo de otros modelos teóricos en la química cuántica.

Desde entonces, la química cuántica y la física cuántica se han fusionado en muchos otros aspectos, incluyendo la espectroscopía molecular, la dinámica de reacciones químicas, la simulación de sistemas moleculares y la química computacional. La fusión de estas dos disciplinas ha permitido un mejor entendimiento de los fenómenos moleculares y ha abierto nuevas posibilidades para el desarrollo de nuevos materiales y tecnologías.

La Energía Nuclear

La energía nuclear es la energía liberada por la manipulación de los núcleos de los átomos. La energía nuclear se puede liberar de dos maneras: mediante la fisión nuclear, que consiste en dividir núcleos pesados en núcleos más pequeños, o mediante la fusión nuclear, que consiste en fusionar núcleos ligeros en núcleos más pesados.

La fisión nuclear se utiliza en la mayoría de las plantas nucleares para generar electricidad. En estas plantas, el calor generado por la fisión del núcleo de los átomos se utiliza para calentar agua y producir vapor, que a su vez mueve turbinas y genera electricidad. La fisión nuclear también se utiliza en la fabricación de armas nucleares.



Por otro lado, la fusión nuclear es una Fuente potencial de energía limpia y sostenible. En la fusión nuclear, se unen núcleos ligeros como los de hidrógeno para formar un núcleo más pesado, liberando energía en el proceso. La fusión nuclear se produce naturalmente en el Sol y en otras estrellas, y los científicos han estado trabajando durante décadas para desarrollar tecnología para producir fusión controlada en la Tierra.

A pesar de sus ventajas como Fuente de energía limpia y sostenible, la energía nuclear también plantea preocupaciones en términos de seguridad y manejo de residuos radiactivos. Los accidentes en centrales nucleares, como el desastre de Chernóbil en 1986 y el accidente de Fukushima en 2011, han resaltado los riesgos asociados con la energía nuclear. Además, el manejo seguro de los residuos radiactivos sigue siendo un desafío importante.

LA QUÍMICA DEL AÑO 2000

Encontrar soluciones a problemas globales como el cambio climático, la escasez de recursos, la seguridad alimentaria y la salud humana es el enfoque de la química en el siglo XXI. El desarrollo de materiales y productos químicos más sostenibles y ecológicos es ahora el principal objetivo de la química moderna.

Hoy las tendencias actuales en la química incluyen:

- **Química verde:** Esta es una filosofía que busca desarrollar productos y procesos químicos que minimicen el impacto ambiental y reduzcan la producción de residuos y sustancias tóxicas.
- **Nanotecnología:** La nanotecnología utiliza técnicas químicas y físicas para manipular y controlar materiales a nivel molecular y atómico. Esta tecnología tiene aplicaciones en campos como la electrónica, la medicina y la energía.
- **Materiales inteligentes:** La química moderna está enfocada en el diseño y síntesis de materiales que tienen propiedades específicas, como la capacidad de cambiar su forma, color o conductividad en respuesta a ciertos estímulos.
- **Producción y procesamiento de alimentos:** la química está desempeñando un papel clave en la producción y procesamiento de alimentos, incluyendo la creación de nuevos sabores y aditivos alimentarios y el desarrollo de tecnologías de conservación de alimentos.
- **Energías renovables:** La química está desempeñando un papel fundamental en la investigación y desarrollo de tecnologías para la generación y almacenamiento de energía renovable, como la energía solar, eólica y de hidrógeno.
- **Medicina personalizada:** La química está siendo utilizada en la investigación y desarrollo de nuevos medicamentos y terapias, así como en la creación de herramientas de diagnóstico más precisas y personalizadas.
- **Tecnologías de la información y la comunicación:** la química ha desempeñado un papel crítico en el desarrollo de tecnologías de información y comunicación, desde las pantallas de visualización y baterías hasta los circuitos integrados y la fibra óptica. Sin la química, muchas de las tecnologías que utilizamos a diario no serían posibles.

La química en el siglo XXI está enfocada en la sostenibilidad, la innovación y la solución de problemas globales. La química moderna tiene el potencial de cambiar el mundo para mejor y mejorar la calidad de vida de las personas en todo el mundo.

Nuevos Materiales

En el siglo XXI se han desarrollado muchos nuevos materiales con propiedades únicas y sorprendentes, algunos de los cuales son:

- **Grafeno:** es una forma de carbono puro que consiste en una capa de átomos de carbono dispuestos en una estructura hexagonal. Es el material más fuerte conocido, muy ligero y conductor de electricidad y calor. Tiene una amplia gama de aplicaciones, desde dispositivos electrónicos hasta materiales compuestos avanzados.

- **Nanotubos de carbono:** son tubos de carbono extremadamente delgados y ligeros, con propiedades similares al grafeno. Los nanotubos de carbono tienen una gran resistencia mecánica, son conductores eléctricos y térmicos, y se utilizan en aplicaciones como la electrónica, la óptica y la medicina.
- **Materiales inteligentes:** son materiales que pueden cambiar sus propiedades en respuesta a estímulos externos, como la temperatura, la luz o la humedad. Por ejemplo, los materiales termo-crómicos cambian de color en respuesta a la temperatura, mientras que los materiales foto-crómicos cambian de color en respuesta a la luz.
- **Materiales biodegradables:** son materiales que se descomponen en el medio ambiente en un período de tiempo relativamente corto. Estos materiales son importantes para reducir la cantidad de residuos y la contaminación del medio ambiente. Los materiales biodegradables se utilizan en aplicaciones como envases y embalajes, textiles y productos médicos.
- **Materiales de energía renovable:** son materiales que se utilizan en la generación de energía renovable, como la energía solar y la energía eólica. Estos materiales incluyen paneles solares, turbinas eólicas y baterías de almacenamiento de energía.

Nuevos Combustibles

Están en desarrollo varios tipos de combustibles que tienen como objetivo ser más eficientes y menos contaminantes que los combustibles fósiles tradicionales. Algunos de ellos son:

- **Biocombustibles:** son combustibles que se producen a partir de materia orgánica renovable, como cultivos de maíz, caña de azúcar, remolacha, soja, etc. Estos combustibles pueden ser líquidos (etanol, biodiésel) o gaseosos (biogás). Los biocombustibles pueden ser una alternativa a los combustibles fósiles, pero también tienen sus desventajas, como el uso de grandes extensiones de tierra y el impacto en los precios de los alimentos.
- **Hidrógeno:** es un combustible limpio y renovable que se puede producir a partir de agua y energía renovable, como la solar o la eólica. El hidrógeno se puede utilizar en células de combustible para generar electricidad, o como combustible para vehículos. Sin embargo, la producción de hidrógeno todavía es costosa y requiere una gran cantidad de energía.
- **Gas natural comprimido (GNC):** es un combustible fósil, pero es más limpio y menos contaminante que los combustibles líquidos tradicionales, como la gasolina y el diésel. El GNC se puede utilizar como combustible para vehículos, y ya hay redes de estaciones de servicio que ofrecen este tipo de combustible.
- **Energía solar:** aunque la energía solar no es un combustible, es una fuente de energía limpia y renovable que se está utilizando cada vez más para producir electricidad. Los paneles solares pueden instalarse en edificios, casas y terrenos, y pueden suministrar electricidad a la red eléctrica o utilizarse para autoconsumo.

Materiales Químicos Compuestos

Los materiales químicos compuestos son materiales que están formados por la combinación de dos o más elementos químicos diferentes en proporciones definidas. Estos materiales pueden tener una amplia gama de propiedades y aplicaciones en diferentes campos, como la electrónica, la medicina, la ingeniería y la energía.

Algunos ejemplos de materiales químicos compuestos incluyen:

- **Plásticos:** son materiales poliméricos que están compuestos de moléculas largas y enlazadas de diferentes monómeros. Los plásticos tienen una amplia variedad de aplicaciones, desde envases hasta piezas de automóviles.
- **Cerámicas:** son materiales inorgánicos que se caracterizan por su dureza, fragilidad y resistencia a altas temperaturas. Las cerámicas se utilizan en aplicaciones como la fabricación de utensilios de cocina, baldosas, ladrillos y componentes electrónicos.
- **Aleaciones:** son materiales metálicos compuestos que se obtienen mediante la combinación de dos o más elementos metálicos. Las aleaciones tienen una amplia gama de propiedades, como la resistencia mecánica, la conductividad eléctrica y térmica, y se utilizan en aplicaciones como la construcción de aviones, la fabricación de joyas y la producción de herramientas de corte.

- **Vidrios:** son materiales amorfos que se forman a partir de la fusión de sílice, carbonato de calcio y otros elementos. Los vidrios tienen propiedades ópticas y térmicas únicas y se utilizan en aplicaciones como ventanas, pantallas de visualización y fibra óptica.
- **Compuestos farmacéuticos:** son moléculas orgánicas sintéticas que se utilizan como medicamentos para tratar enfermedades. Los compuestos farmacéuticos pueden ser sintetizados a partir de diferentes elementos químicos y tienen una amplia gama de aplicaciones en la medicina.

Seguridad en el Manejo de los Compuestos Químicos

La seguridad en el manejo de la química es una preocupación importante y se han implementado medidas para garantizar la seguridad de las personas y el medio ambiente. Algunas de las medidas de seguridad que se han adoptado son:

- **Regulaciones y normas:** se han implementado regulaciones y normas para el manejo seguro de productos químicos, como la clasificación y etiquetado de sustancias químicas peligrosas, la gestión de residuos peligrosos y la protección del medio ambiente.
- **Entrenamiento y educación:** los trabajadores que manejan productos químicos reciben capacitación y educación en la manipulación segura de los mismos, incluyendo el uso de equipos de protección personal y la gestión de emergencias.
- **Sistemas de gestión de seguridad:** se han desarrollado sistemas de gestión de seguridad para evaluar y controlar los riesgos asociados con el manejo de productos químicos y para garantizar el cumplimiento de las regulaciones y normas de seguridad.
- **Investigación y desarrollo de alternativas más seguras:** se están investigando y desarrollando alternativas más seguras a los productos químicos peligrosos, como los materiales biodegradables y los productos químicos verdes.
- **Cooperación internacional:** se han establecido acuerdos internacionales para regular el comercio y el transporte de productos químicos peligrosos, y para garantizar que se manejen de manera segura en todo el mundo.

Manejo de Desechos Radioactivos en el Futuro

El manejo de desechos radioactivos es un desafío importante en la industria nuclear y la tecnología actual. El objetivo principal del manejo de desechos radioactivos es garantizar que los materiales radiactivos se manejen de manera segura y responsable para proteger la salud humana y el medio ambiente.

En el futuro, se espera que el manejo de desechos radioactivos sea mejorado mediante la implementación de tecnologías más avanzadas. Algunas de las tecnologías y estrategias que se están considerando incluyen:

- **Almacenamiento temporal:** los desechos radioactivos se almacenan temporalmente en instalaciones de almacenamiento seguro hasta que puedan ser desechados de manera segura.
- **Almacenamiento geológico profundo:** se están desarrollando técnicas para almacenar desechos radioactivos en formaciones geológicas profundas para su aislamiento a largo plazo.
- **Tecnologías de reciclaje:** se están desarrollando tecnologías de reciclaje para recuperar materiales valiosos de los desechos radioactivos y reducir el volumen y la cantidad de materiales radiactivos que necesitan ser almacenados o desechados.
- **Investigación de nuevos materiales:** se está investigando el uso de nuevos materiales, como los materiales cerámicos y vidrios, para el almacenamiento de desechos radioactivos.
- **Transporte seguro:** se están mejorando los procedimientos de transporte para garantizar que los desechos radioactivos se transporten de manera segura y responsable.

Es importante destacar que el manejo de desechos radioactivos es una responsabilidad compartida entre los países productores y los países que no producen energía nuclear. Se requiere una cooperación internacional para abordar adecuadamente el problema de los desechos radiactivos y garantizar su manejo seguro y responsable en el futuro.

Eco Química

La EcoQuímica es una rama de la química que se enfoca en el estudio de los procesos químicos que ocurren en el medio ambiente y su relación con los organismos vivos. La EcoQuímica tiene como objetivo comprender cómo los contaminantes químicos y otros compuestos presentes en el medio ambiente pueden afectar la salud humana, la vida silvestre y los ecosistemas en general.

La EcoQuímica se centra en el estudio de los ciclos biogeoquímicos, que son los procesos naturales que controlan la distribución y el movimiento de los nutrientes y otros elementos en el medio ambiente. También se ocupa del estudio de los contaminantes químicos, como los metales pesados, los productos químicos orgánicos y los productos químicos sintéticos, y cómo se transportan y se acumulan en el medio ambiente y en los organismos vivos.

Algunos de los principales aspectos de la EcoQuímica en el siglo XXI incluyen:

- Desarrollo de procesos químicos sostenibles: se están desarrollando nuevos procesos químicos que utilizan menos energía, producen menos residuos y utilizan materiales más seguros y sostenibles.
- Diseño de productos químicos sostenibles: se están diseñando nuevos productos químicos que son menos tóxicos, más biodegradables y más seguros para el medio ambiente.
- Uso de Fuentes renovables de materia prima: se están utilizando cada vez más Fuentes renovables de materia prima, como biomasa y residuos agrícolas, en la producción de productos químicos.
- Reducción de residuos y emisiones: se están desarrollando tecnologías para reducir la cantidad de residuos y emisiones generados por los procesos químicos.
- Economía circular: se está promoviendo la adopción de un enfoque de economía circular en la industria química, que implica reducir la cantidad de residuos generados y reutilizar o reciclar los materiales que se utilizan en los procesos químicos.

La EcoQuímica se utiliza en la gestión ambiental y la evaluación de riesgos para la salud. Por ejemplo, los científicos eco químicos pueden realizar pruebas para determinar si un producto químico es tóxico para un organismo específico o para evaluar los riesgos asociados con la exposición a una sustancia química en particular. Además, la EcoQuímica se utiliza en la gestión de la contaminación y en el desarrollo de tecnologías para remediar los sitios contaminados.

La EcoQuímica es una de las áreas de mayor crecimiento en la química del siglo XXI y desempeña un papel fundamental en el desarrollo de procesos y productos químicos sostenibles que reduzcan el impacto ambiental de las actividades humanas.

Papel de la Química en la Demanda de Energía Limpia

La química juega un papel fundamental en la demanda de energía limpia, ya que la producción y almacenamiento de energía limpia a menudo depende de la tecnología química. La energía limpia se refiere a cualquier Fuente de energía que no emite gases de efecto invernadero ni otros contaminantes dañinos al medio ambiente. Algunas de las principales formas en que la química está contribuyendo a la demanda de energía limpia incluyen:

- **Desarrollo de celdas de combustible:** Las celdas de combustible son una forma de energía limpia que convierte la energía química en electricidad sin producir emisiones. La química está contribuyendo al desarrollo de celdas de combustible más eficientes y menos costosas.

- **Captura y almacenamiento de carbono:** La captación y almacenamiento de carbono (CCS) es una tecnología que permite capturar el dióxido de carbono (CO₂) producido por las centrales eléctricas y otras Fuentes de emisiones, y luego almacenarlo bajo tierra. La química está contribuyendo al desarrollo de materiales que pueden absorber y separar el CO₂ de otros gases.
- **Desarrollo de materiales para energía solar:** La energía solar es una Fuente de energía limpia que depende de materiales como los paneles solares. La química está contribuyendo al desarrollo de nuevos materiales para paneles solares más eficientes y menos costosos.
- **Desarrollo de baterías de iones de litio:** Estas baterías utilizan iones de litio para moverse entre los electrodos positivos y negativos, lo que crea una corriente eléctrica que puede ser utilizada para alimentar una amplia variedad de dispositivos electrónicos, desde teléfonos móviles hasta vehículos eléctricos.
- **Desarrollo de biocombustibles:** Los biocombustibles son una forma de energía limpia que se produce a partir de materiales biológicos, como residuos de cultivos y desechos animales. La química está contribuyendo al desarrollo de procesos para producir biocombustibles más eficientes y menos costosos.

La química está desempeñando un papel importante en la demanda de energía limpia a través del desarrollo de tecnologías que permiten la producción y almacenamiento de energía sin emisiones dañinas para el medio ambiente.

La relación primigenia del hombre con los elementos tiene su génesis desde el mismo momento que una onda de pulsos acciona en la terminal axónica, la anergia para que iones de Ca²⁺, liberen neurotransmisores al espacio sináptico y se una a las proteínas de las células postsinápticas. En la medida de su raciocinio, el hombre tuvo que transgredir sus propiedades, martillando en los principios fundamentales, para solo así ver su esencia. No conforme con esto, bombardeo con la energía de las estrellas, revelándose un mundo nunca antes alcanzado, protegido solo a los dioses. Desvestido de su pensamiento etéreo, tuvo que conjugararse con el materialismo cuántico propio de su evolución, para mantener el ritmo que la nueva ciencia ofrecía. Nada más impetuosa, loable hazaña, liberar energía, el alfa y omega de nuestra existencia; se permitió domar, aquel condensado brioso, no para calmarlo; ni para verlo siquiera; tan solo contenerlo, dentro de celdas y conectarlas al desarrollo que este nuevo siglo depara. Siendo esencial para el avance, en la innovación y progreso de la industria actual y, en general, para conocer los secretos que la creación elemental esconde.



CAPÍTULO 1

MAGNITUDES Y MEDIDAS

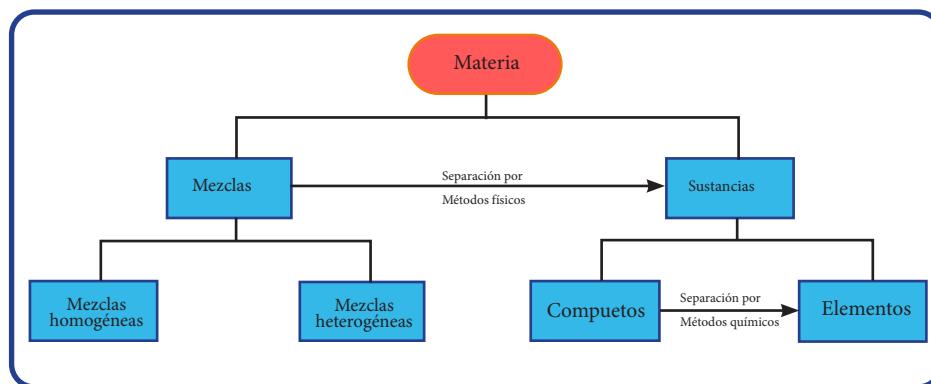
Generalidades

La materia se refiere a cualquier sustancia que tiene masa y ocupa espacio, y que puede ser medida y observada mediante métodos físicos y químicos. La materia está compuesta de átomos, que a su vez están formados por partículas subatómicas como protones, neutrones y electrones.

La materia puede presentarse en distintos estados físicos, como sólido, líquido o gaseoso, y también puede transformarse de uno a otro mediante procesos físicos como la fusión, la evaporación o la sublimación.

En la ciencia, el estudio de la materia y sus propiedades es un campo fundamental de la física y la química, y es esencial para entender muchos fenómenos naturales y tecnológicos.

Figura 1
Estados de la materia



Fuente: Chang & Goldsby (2013).

La materia puede existir en diferentes estados físicos, como: sólido, líquido y gaseoso, aunque también se pueden considerar otros estados menos comunes, como el plasma y el condensado de Bose-Einstein. A continuación, se describen brevemente cada uno de estos estados:

- **Sólido:** En este estado, las partículas se mantienen fijas en una posición y vibrando en su lugar. Esto hace que las formas y los volúmenes de los objetos sólidos sean definidos y no cambian fácilmente.
- **Líquido:** en este estado las partículas son más energéticas y libres para moverse n comparación con el estado sólido. Debido a la capacidad de las partículas para moverse unas, alrededor de otras, los líquidos pueden adoptar la forma del recipiente que los contiene.
- **Gaseoso:** En este estado, las partículas tienen aún más energía y se mueven con libertad total, lo que les permite expandirse y ocupar todo el volumen del recipiente que las contiene. Los gases no tienen forma ni volumen definidos.
- **Plasma:** El plasma es un estado menos común de la materia, que se forma cuando un gas se somete a altas temperaturas o se ioniza. En este estado, los átomos se convierten en iones positivos y electrones libres, lo que le da al plasma propiedades eléctricas y magnéticas.
- **Condensado de Bose-Einstein:** Este es un estado extremadamente frío de la materia en el cual un conjunto de átomos en un mismo estado cuántico se comporta como un único superátomo. En este estado, los átomos se desplazan como si fueran una sola entidad y exhiben propiedades cuánticas a gran escala.

MEDICIONES

Las mediciones son procesos que permiten cuantificar magnitudes físicas de manera precisa y objetiva. La medición se realiza mediante la comparación de la magnitud a medir con una unidad de medida previamente establecida.

Existen diferentes tipos de magnitudes físicas, como la longitud, la masa, el tiempo, la temperatura, la presión, la corriente eléctrica, entre otras. Cada una de estas magnitudes se mide utilizando una unidad de medida específica, como el metro, el kilogramo, el segundo, el Kelvin, el Pascal, el Amperio, entre otros.

Es importante que las mediciones se realicen con instrumentos adecuados y precisos, para asegurar que los resultados sean confiables y precisos. Además, es importante tener en cuenta el nivel de incertidumbre de las mediciones, que indica la imprecisión de la medida y que se expresa como una cifra significativa adicional al resultado de la medición.

Las mediciones son esenciales en la ciencia y la tecnología, ya que permiten obtener datos objetivos y precisos que se utilizan para tomar decisiones, diseñar experimentos y evaluar resultados.

Unidades del Sistema Internacional (SI)

Es el sistema de unidades de medida más utilizado a nivel mundial para expresar magnitudes físicas. Fue establecido por la Oficina Internacional de Pesos y Medidas (BIPM) en 1960 y ha sido adoptado por la gran mayoría de los países.

El SI se basa en siete unidades de medida fundamentales, que se definen a través de constantes físicas:

- **Segundo (s):** unidad de tiempo, definida como la duración de 9.192.631.770 períodos de la radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del átomo de cesio 133.
- **Metro (m):** unidad de longitud, definida como la distancia que recorre la luz en el vacío durante un tiempo de $1/299.792.458$ segundos.
- **Kilogramo (kg):** unidad de masa, definida como la masa del prototipo internacional del kilogramo, que se mantiene en la Oficina Internacional de Pesos y Medidas.
- **Amperio (A):** unidad de corriente eléctrica, se utiliza para medir la intensidad de la carga eléctrica que fluye a través de un circuito en una unidad de tiempo. Definida como la corriente eléctrica constante que, si se mantiene en dos conductores paralelos, rectilíneos, de longitud infinita, de sección circular despreciable y situados a una distancia de un metro uno de otro en el vacío, producirá entre estos conductores una fuerza igual a 2×10^{-7} newtons por metro de longitud.
- **Kelvin (K):** unidad de temperatura, se basa en la ley de la termodinámica que establece que la energía no puede ser creada ni destruida, sino que se transforma de una forma a otra. Establece que el cero absoluto de temperatura es igual a $-273,15^{\circ}\text{C}$, lo que significa que la temperatura medida en Kelvin siempre es positiva y no tiene unidades negativas.
- **Mol (mol):** unidad de cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas o iones) como átomos hay en 0,012 kilogramos de carbono-12. Esta definición se conoce como la constante de Avogadro, que es igual a $6,022 \times 10^{23}$ entidades/mol.
- **Candela (cd):** unidad de intensidad luminosa, se utiliza para medir la cantidad de luz emitida en una dirección específica por una fuente luminosa en una dirección dada de una fuente que emite radiación monocromática de frecuencia 540×10^{12} hertz y cuya intensidad energética en esa dirección es de $1/683$ vatio por estereorradián.

A partir de estas unidades fundamentales, se pueden derivar otras unidades de medida para expresar magnitudes compuestas, como la velocidad, la fuerza, la energía, la presión, entre otras. Algunas de estas unidades derivadas son el newton (N) para la fuerza, el joule (J) para la energía, el pascal (Pa) para la presión, el vatio (W) para la potencia, entre otros.

El uso del SI es fundamental para garantizar la coherencia y precisión en la medición de magnitudes físicas a nivel internacional. El uso de un sistema de unidades estandarizado permite que los datos sean comparables y comprensibles en diferentes lugares y en diferentes momentos, lo que facilita la comunicación científica y técnica.

Magnitudes SI derivadas

Además de las magnitudes básicas, el Sistema Internacional de Unidades (SI) también incluye unidades derivadas, que se expresan en términos de las unidades fundamentales. Algunas de las unidades derivadas más comunes son:

- **Velocidad:** La unidad de medida de la velocidad es el metro por segundo (m/s).
- **Aceleración:** La unidad de medida de la aceleración es el metro por segundo al cuadrado (m/s²).
- **Fuerza:** La unidad de medida de la fuerza es el newton (N), que se define como la fuerza necesaria para proporcionar a una masa de 1 kilogramo una aceleración de 1 metro por segundo al cuadrado.
- **Energía y trabajo:** La unidad de medida de la energía y el trabajo es el julio (J), que se define como la cantidad de trabajo realizado por una fuerza de 1 newton sobre una distancia de 1 metro.
- **Potencia:** La unidad de medida de la potencia es el vatio (W), que se define como la cantidad de energía transferida por segundo.
- **Presión:** La unidad de medida de la presión es el pascal (Pa), que se define como la fuerza por unidad de superficie.
- **Carga eléctrica:** La unidad de medida de la carga eléctrica es el coulomb (C), que se define como la cantidad de carga que fluye a través de un conductor en un segundo cuando una corriente de 1 amperio está presente.

Estas son solo algunas de las unidades derivadas del SI. Hay muchas más, y todas se expresan en términos de las unidades fundamentales.

Estas magnitudes derivadas se utilizan en una amplia variedad de campos, como la física, la química, la ingeniería, la medicina, entre otros. El uso de un sistema de unidades estandarizado como el SI permite que los datos sean comparables y comprensibles en diferentes lugares y en diferentes momentos, lo que facilita la comunicación científica y técnica.

Factores de Conversión

Los factores de conversión son valores que se utilizan para transformar una unidad de medida en otra unidad de medida equivalente. Estos factores se utilizan en todo tipo de situaciones donde se necesite convertir una unidad de medida a otra para poder realizar comparaciones o realizar cálculos.

Por ejemplo, si se desea convertir una longitud medida en pies a metros, se puede utilizar el factor de conversión de 1 pie = 0.3048 metros. Si se desea convertir una temperatura medida en grados Fahrenheit a grados Celsius, se puede utilizar el factor de conversión de $(^{\circ}\text{F} - 32) \times 5/9 = ^{\circ}\text{C}$.

Algunos factores de conversión comunes incluyen:

- Longitud: 1 metro = 3,28084 pies
- Área: 1 metro cuadrado = 10,764 pies cuadrados
- Volumen: 1 metro cúbico = 35,3147 pies cúbicos
- Masa: 1 kilogramo = 2,20462 libras
- Tiempo: 1 hora = 3.600 segundos
- Temperatura: $(^{\circ}\text{F} - 32) \times 5/9 = ^{\circ}\text{C}$

Es importante tener en cuenta que, al realizar conversiones, es necesario utilizar un número suficiente de cifras significativas para evitar errores en los cálculos. Además, es importante asegurarse de que se utilizan los factores de conversión correctos para la unidad de medida que se está utilizando.

El factor de conversión adecuado permite que al final se cancele todas las unidades excepto las requeridas para el resultado; su cálculo se lleva a cabo de modo que la unidad que está siendo convertida (unidad inicial) quede opuesta al factor de conversión de la unidad a la que se quiere llegar (unidad final), como se indica en la siguiente ecuación.

$$\text{unidad inicial} \times \frac{\text{unidad final}}{\text{unidad inicial}} = \text{unidad final}$$

Método del Factor Unitario

También conocido como el método de conversión de unidades, es una técnica matemática que se utiliza para convertir una unidad de medida a otra equivalente. Este método utiliza una fracción que contiene una cantidad igual a 1 expresada en diferentes unidades de medida.

El proceso para utilizar el método del factor unitario es el siguiente:

- Identificar la cantidad que se desea convertir y la unidad de medida original.
- Identificar la unidad de medida a la que se desea convertir.
- Encontrar un factor de conversión que relacione las dos unidades de medida. Este factor debe ser una fracción que tenga una parte superior y una parte inferior, donde ambas partes sean iguales en valor, pero expresadas en diferentes unidades de medida.
- Multiplicar la cantidad original por el factor de conversión. Para garantizar que las unidades de medida se cancelen, se debe escribir la fracción de manera que la unidad de medida original se encuentre en la parte inferior y la unidad de medida deseada se encuentre en la parte superior.
- Simplificar la expresión y calcular el resultado.

Por ejemplo, para convertir 5 pies a metros utilizando el método del factor unitario, se podría utilizar el factor de conversión 1 pie = 0,3048 metros. La expresión sería:

$$5 \text{ pies} \times \frac{0,3048 \text{ m}}{1 \text{ pie}} = 1,524 \text{ m}$$

En este ejemplo, la unidad de medida original (pies) se cancela con la unidad de medida deseada (metros), y el resultado final es 1,524 metros.

El método del factor unitario es una técnica útil para convertir unidades de medida en problemas de física, química, matemáticas, ingeniería y otras áreas de ciencias y tecnología. Este método permite realizar cálculos precisos y garantiza que las unidades de medida sean consistentes y correctas en todo el proceso.

Magnitudes utilizadas en Química

1. Longitud

La longitud es una magnitud fundamental en química que se utiliza para medir distancias entre dos puntos. En química, la longitud se utiliza para medir la longitud de enlaces químicos, la distancia entre dos átomos en una molécula, la longitud de una celda unitaria en un cristal, y otros parámetros importantes para la descripción de la estructura química y la reactividad química.

En el Sistema Internacional de Unidades (SI), la unidad básica para medir la longitud es el metro (m). Sin embargo, en química, es más común utilizar unidades más pequeñas, como el nanómetro (nm) y el Angstrom (Å), para medir la longitud de los enlaces químicos y la distancia entre los átomos. Un nanómetro es igual a una mil millonésima parte de un metro (10^{-9} m), mientras que un Angstrom es igual a unas diez mil millonésimas partes de un metro (10^{-10} m).

Otras unidades de longitud utilizadas en química incluyen el picómetro (pm), que es igual a una billonésima parte de un metro (10^{-12} m), y el femtómetro (fm), que es igual a una mil billonésima parte de un metro (10^{-15} m).

La medición precisa de la longitud en química es esencial para la comprensión de la estructura y la función de los compuestos químicos, así como para la predicción y el diseño de nuevas moléculas y materiales. La tecnología moderna, como la microscopía de alta resolución y la difracción de rayos X, ha permitido la medición precisa de las longitudes de los enlaces químicos y la estructura de los cristales moleculares con una gran precisión y resolución.

Factores de conversión de unidades de longitud

- 1 metro (m) = 3,28084 pies = 39,3701 pulgadas.
- 1 pulgada (in) = 2,54 centímetros = 0,0254 metros.

- 1 pie (ft) = 12 pulgadas = 30,48 centímetros = 0,3048 metros.
- 1 milla (mi) = 5280 pies = 1,60 934 kilómetros = 1609,34 metros.
- 1 yarda (yd) = 3 pies = 36 pulgadas = 0,9144 metros.
- 1 metro (m) = 100 centímetros.
- 1 kilómetro (km) = 1000 metros = 1,904 yardas = 0,6215 millas.
- 1 angstrom (Å) = 10^{-8} centímetros.

Ejemplo

El radio atómico del calcio (Ca) es $1,97 \times 10^{-10}$ m. Expresar este valor en nanómetros y angstroms.

$$1,97 \times 10^{-10} \text{ m} \times \frac{1 \text{ nm}}{1 \times 10^{-9} \text{ m}} = 0,197 \text{ nm}$$

$$1,97 \times 10^{-10} \text{ m} \times \frac{1 \text{ \AA}}{1 \times 10^{-10} \text{ m}} = 1,97 \text{ \AA}$$

2. Masa y Peso

En química, masa y peso son dos conceptos distintos pero relacionados. El peso puede diferir según la fuerza gravitacional que actúa sobre el objeto, mientras que la masa es una propiedad intrínseca de un objeto y no cambia. Mientras que el peso se refiere a la fuerza gravitatoria que experimenta un objeto como resultado de la atracción de la gravedad de la Tierra, la masa es una medida de la cantidad de materia que contiene un objeto.

La masa se mide en unidades de masa, como gramos (g) o kilogramos (kg) en el Sistema Internacional de Unidades (SI). La masa de un objeto determina su inercia, lo que significa que cuanto mayor es la masa, más resistente es el objeto a cambiar su estado de movimiento.

Por otro lado, el peso se mide en unidades de fuerza, como newtons (N) o libras (lb) en el SI, y varía según la ubicación de un objeto debido a la fuerza gravitatoria que actúa sobre él. La fuerza gravitatoria es mayor en la superficie de la Tierra que en la luna, por lo que un objeto tendrá un peso diferente en cada uno de estos lugares. La relación entre la masa y el peso de un objeto se puede expresar por la fórmula:

$$\text{Peso} = \text{masa} \times \text{aceleración debido a la gravedad} (F = m \times g)$$

donde "g" es la aceleración debida a la gravedad, que es de aproximadamente 9,81 m/s² en la superficie de la Tierra.

En química, la masa es una propiedad importante para describir las cantidades de sustancias que se utilizan en las reacciones químicas y en las mediciones de las propiedades físicas y químicas de las sustancias. El peso, por otro lado, puede ser utilizado para medir la fuerza gravitatoria que actúa sobre los objetos en la Tierra y en otros cuerpos celestes, pero no se utiliza comúnmente en las mediciones químicas.

Fatores de conversión de unidades de masa

- 1 kg (kg) = 1000 gramos = 2,205 libras (lb)
- 1 lb (lb) = 453,49 gramos
- 1 tonelada métrica (t) = 1000 kilogramos
- 1 onza (oz) = 28,349531 gramos
- 1 uma = $1,66 \times 10^{-24}$ gramos



Un ejemplo común de la diferencia entre masa y peso en química es el uso de una balanza para medir la masa de una sustancia. La balanza mide la masa de la sustancia en kilogramos o gramos, que es una medida de la cantidad de materia en la sustancia.

Por otro lado, el peso de la misma sustancia sería la fuerza gravitatoria que actúa sobre ella en un campo gravitatorio dado. Por ejemplo, si se pesa la misma sustancia en la Tierra y en la luna, el peso de la sustancia sería diferente en cada caso debido a la diferencia en la fuerza gravitatoria en cada lugar.

Otro ejemplo de la diferencia entre masa y peso en química es el cálculo de la masa molar de una sustancia. Se mide en gramos por mol (g/mol). La masa molar es importante en química porque se utiliza para convertir entre moles y masas de sustancias en las reacciones químicas.

Por ejemplo, la masa molar del cloruro de sodio (NaCl) es de aproximadamente 58,44 g/mol. Si se tienen 2 moles de NaCl, se puede calcular la masa de la sustancia multiplicando la masa molar por el número de moles:

- Masa = número de moles x masa molar
- Masa = 2 moles x 58,44 g/mol = 116,88 g

En este ejemplo, la masa de la sustancia se mide en gramos, mientras que el peso de la sustancia sería diferente en diferentes ubicaciones debido a la diferencia en la fuerza gravitatoria.

3. Volumen

Es una medida del espacio ocupado por un objeto o sustancia. En química, el volumen se utiliza para medir la cantidad de una sustancia en una solución o para medir la cantidad de un gas en un recipiente.

El volumen se mide en unidades cúbicas, como metros cúbicos (m³), centímetros cúbicos (cm³) o litros (L). En el Sistema Internacional de Unidades (SI), la unidad de volumen básica es el metro cúbico; mientras que el litro es la unidad de volumen más común en el uso cotidiano.

El volumen de un objeto sólido se puede medir directamente utilizando técnicas de medición, como el uso de una probeta, un recipiente graduado o un instrumento de medición de volumen más preciso, como un volumétrico o un picnómetro.

En el caso de líquidos, se pueden medir fácilmente utilizando instrumentos de medición de volumen graduados, como una probeta o un cilindro graduado. En el caso de gases, el volumen se puede medir utilizando instrumentos de medición como el barómetro, el manómetro o el gasómetro.

Es importante tener en cuenta las condiciones de temperatura y presión en las que se mide el volumen de un gas, ya que estas condiciones pueden afectar el volumen del gas. Las condiciones estándar de temperatura y presión (STP) para la medición de gases son 0 grados Celsius y una presión de 1 atmósfera.

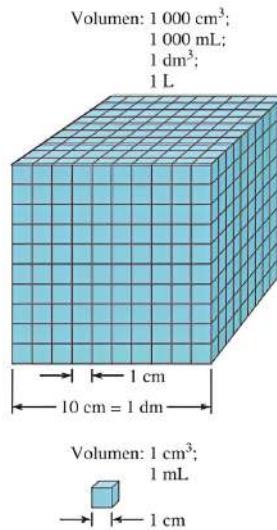
Factores de conversión de unidades de volumen

- 1 mL = 1 cm³
- 1L = 1000 cm³
- 1 dm³ = 1L
- 1 cm³ = 1x10⁻⁶ m³
- 1 m³ = 35,3 ft³
- 1 galón (gal) = 3,785 L

Ejemplo:

De acuerdo con las instrucciones para preparar una solución, el reactivo X debe disolverse por completo después de mezclarlo con 0,03 ft³ de agua destilada. Determinar el volumen requerido en mililitros.

$$0,03 \text{ ft}^3 \times \frac{1 \text{ m}^3}{35,3 \text{ ft}^3} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{(1 \times 10^{-6}) \text{ m}^3} \times \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ cm}^3} = 849,85 \text{ mL}$$



4. Densidad

Es una propiedad física de una sustancia que indica la cantidad de masa por unidad de volumen. Es una medida de la compacidad de la sustancia y se puede utilizar para identificarla o distinguirla de otras sustancias.

La densidad depende de la composición de la sustancia y puede variar con la temperatura y la presión. Por ejemplo, la densidad del agua es de aproximadamente 1 gramo por centímetro cúbico a temperatura ambiente y presión atmosférica, pero puede cambiar con la temperatura y la presión. También puede haber diferencias en la densidad entre diferentes muestras de la misma sustancia debido a variaciones en su composición o estructura molecular.

La densidad se expresa en unidades de masa por unidad de volumen, como kg/m^3 , g/cm^3 o g/mL . Es importante tener en cuenta que la densidad de una sustancia es independiente de la cantidad de la sustancia presente y solo depende de la composición y la estructura molecular de la sustancia.

La densidad se calcula dividiendo la masa de la sustancia por su volumen:

$$\text{Densidad (d)} = \frac{\text{Masa(m)}}{\text{Volumen(V)}}$$

La densidad de un objeto puede medirse directamente utilizando un instrumento de medición de densidad, como un densímetro o un picnómetro. En el caso de líquidos, la densidad también se puede medir utilizando un instrumento de medición de volumen graduado y una balanza.

La densidad también se puede utilizar para determinar la pureza de una sustancia, ya que la densidad de una sustancia pura es constante a una temperatura y presión dadas. Además, la densidad también puede utilizarse para determinar si una sustancia flotará o se hundirá en otra sustancia de densidad conocida, lo que puede ser útil para separar y purificar mezclas de sustancias.

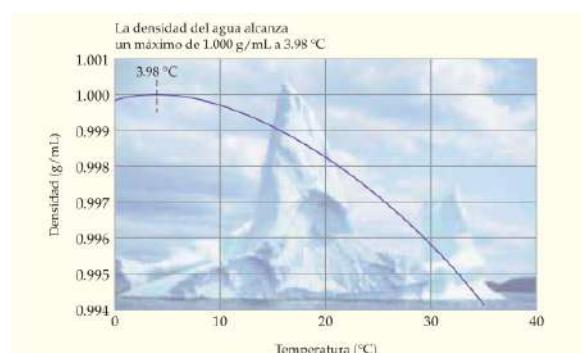
En el Sistema Métrico Decimal, la densidad de los sólidos y líquidos se miden en $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ o $\frac{\text{g}}{\text{mL}}$; y la de los gases en $\frac{\text{g}}{\text{L}}$. En el sistema SI, la densidad se expresa como $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$.

Para la mayor parte de las sustancias la densidad está determinada a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$, la cual se considera como la temperatura ambiente. Para el agua sin embargo se expresa a $4\text{ }^{\circ}\text{C}$, por ser la temperatura a la cual el agua tiene una densidad exacta de $1,00\text{ g/cm}^3$. (Escobar, 2014)

$$1\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 1\frac{\text{g}}{\text{mL}} = 1000\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

$$1\frac{\text{g}}{\text{L}} = 0,0001\frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

Figura 2
Densidad (d) del agua a diferentes temperaturas



Fuente: McMurray et al. (2009)

Ejemplo:

Un ejemplo de densidad en la vida cotidiana es el aceite y el agua. El aceite es menos denso que el agua, lo que significa que tiene una densidad menor que la del agua. Si se mezcla aceite y agua en un recipiente, el aceite flota en la parte superior del agua debido a que es menos denso.

Este fenómeno es fácilmente observable en la cocina, cuando se prepara una ensalada con vinagreta. Al mezclar aceite y vinagre, se forma una emulsión en la que las gotas de aceite están suspendidas en el vinagre. Sin embargo, con el tiempo, las gotas de aceite comenzarán a agruparse y a flotar en la parte superior de la mezcla debido a su menor densidad.

La densidad es una propiedad física importante que se utiliza en muchos campos, incluyendo la química, la física, la ingeniería y la geología. La densidad puede ser utilizada para identificar y clasificar materiales, determinar la pureza de una sustancia, y para controlar el proceso de fabricación de productos químicos y materiales.

Ejercicio:

¿Calcular la densidad de un objeto que tiene una masa de 150 gramos y un volumen de 75 cm³?

Solución:

Utilizando la fórmula de densidad:

$$\text{Densidad (d)} = \frac{\text{Masa(m)}}{\text{Volumen(V)}}$$

Se sustituyen los valores dados:

$$\text{Densidad} = \frac{150\text{g}}{75\text{cm}^3}$$

La densidad es de:

$$\text{Densidad} = 2 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Por lo tanto, la densidad del objeto es de 2 gramos por centímetro cúbico.

5. Gravedad Específica (Peso Específico)

Es una medida de la densidad de una sustancia en relación con la densidad de otra sustancia de referencia, generalmente agua. Se expresa como la relación entre la densidad de una sustancia y la densidad del agua a una temperatura estándar, generalmente 4 °C y presión dadas.

La gravedad específica no tiene unidades, ya que es una relación de dos densidades. El agua a una temperatura de 4 grados Celsius y a una presión atmosférica de 1 atmósfera se toma como referencia y se define como 1,0. Por lo tanto, la gravedad específica de una sustancia es un número adimensional que indica cuánto es más o menos denso que el agua.

La gravedad específica se puede medir utilizando un densímetro, que flota en un líquido y se hunde en otro dependiendo de su densidad. La escala del densímetro está graduada en gravedad específica, lo que permite una medición precisa de la densidad relativa de una sustancia en relación con el agua.

La gravedad específica es útil para identificar y clasificar sustancias, así como para determinar la concentración de soluciones. Por ejemplo, la gravedad específica se utiliza comúnmente en la industria

del vino para determinar la concentración de azúcar en el mosto y para controlar el proceso de fermentación. También se utiliza en la industria química para determinar la pureza de los productos químicos y para controlar el proceso de fabricación.

$$\text{Gravedad específica (Peso Específico)} = \frac{\text{Densidad de la sustancia}}{\text{Densidad del agua a } 4^{\circ}\text{C}}$$

El Peso específico también se puede calcular utilizando la siguiente ecuación:

$$\text{Peso Específico} = \frac{\text{Masa (Peso) de un sólido o líquido}}{\text{Masa (Peso) de un volumen de agua a } 4^{\circ}\text{C}}$$

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

Donde: $Pe = \text{Peso específico} \left(\frac{N}{m^3} \right)$

$P = \text{Peso de la sustancia en Newtons (N)}$

$V = \text{Volumen que ocupa la sustancia en metro cúbico (m}^3\text{)}$

Dado que el peso se expresa, como $P = mg$:

Podemos reemplazar en la fórmula de peso específico:

$$Pe = \frac{P}{V} = \frac{mg}{V}$$

Dado que la densidad es igual a: masa sobre volumen, entonces podemos simplificar la fórmula:

$$\begin{aligned} Pe &= \delta g \\ Pe &= \frac{P}{V} = \frac{mg}{V} = \delta g \end{aligned}$$

Tabla 1

Densidad (δ) y Peso Específico de sustancias más conocidas

Sustancia	Densidad	Peso Específico
Agua (4°C)	1000	9,800
Alcohol	790	7,742
Aceite	915	8,967
Hielo	920	9,016
Madera	430	4,214
Oro	19,320	189,336
Hierro	7,860	77,028
Mercurio	13,600	13,280
Oxígeno (0°)	1,43	14,014
Hidrógeno (0°)	0,009	0,882

Fuente: Julian (2017)

Por ejemplo, de peso específico es el del acero. El peso específico del acero es aproximadamente 7,85 kilogramos por litro, lo que significa que un litro de acero tiene un peso de 7,85 kilogramos.

Esto es debido a que el acero es una aleación que está compuesta principalmente de hierro y carbono, y otros elementos en menor proporción. Debido a la densidad y composición de los átomos en su estructura, el acero tiene un peso específico relativamente alto.

Ejemplo:

Si se tiene una plancha de acero con una densidad de $7,85 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ y un volumen de 1 litro (1000 cm^3), su peso sería de:

Peso (Pe) = densidad x volumen

$$= 7,85 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 1000 \text{ cm}^3$$

Peso = 7850 gramos

Por lo tanto, el peso específico del acero se puede utilizar para determinar la cantidad de peso que se necesita para una aplicación específica. Por ejemplo, para diseñar una estructura de acero, los ingenieros deben conocer el peso específico del material para calcular la cantidad de acero necesaria para soportar una carga determinada.

Ejercicio:

¿Cuál es el peso específico de un material cuya densidad es de $3,5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$?

Solución:

El peso específico es la relación entre el peso y el volumen de un material, por lo que se puede calcular utilizando la fórmula:

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

Para encontrar el peso específico, necesitamos conocer la densidad del material, que se expresa en gramos por centímetro cúbico. La densidad se puede convertir a kilogramos por litro para obtener una unidad más conveniente para la medición del volumen. 1 litro equivale a 1000 cm^3 .

$$\text{densidad} = 3,5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

$$\text{densidad} = 3,5 \frac{\text{kg}}{\text{L}^3}$$

El peso específico se puede calcular como:

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

$$\text{Peso específico} = (3,5 \frac{\text{kg}}{\text{L}^3}) \times (\frac{1\text{L}}{1000\text{cm}^3})$$

$$\text{Peso específico} = 0,0035 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Por lo tanto, el peso específico del material es de 0,0035 kilogramos por centímetro cúbico.

6. Temperatura y Calor

La temperatura y el calor están relacionados, pero son conceptos diferentes.

La temperatura es una medida de la energía cinética promedio de las partículas en un objeto o sustancia. Se mide en grados Celsius (°C) o Fahrenheit (°F) en el Sistema Inglés de Unidades, o en Kelvin (K) en el Sistema Internacional de Unidades (SI). Cuanto mayor es la temperatura de un sistema, mayor es la energía cinética promedio de sus partículas.

Por otro lado, el calor es la energía térmica que se transfiere de un objeto o sustancia a otro debido a una diferencia de temperatura. El calor se mide en julios (J) o en calorías (cal). Esta energía transferida siempre fluye de objetos o sustancias de mayor temperatura a otros de menor temperatura.

Es importante destacar que la cantidad de calor transferida entre dos objetos depende de la diferencia de temperatura entre ellos y de su capacidad para conducir el calor. Esto se expresa en la Ley de Fourier, que establece que la cantidad de calor transferido por conducción es proporcional a la diferencia de temperatura y al área de contacto, e inversamente proporcional al grosor del material que los separa.

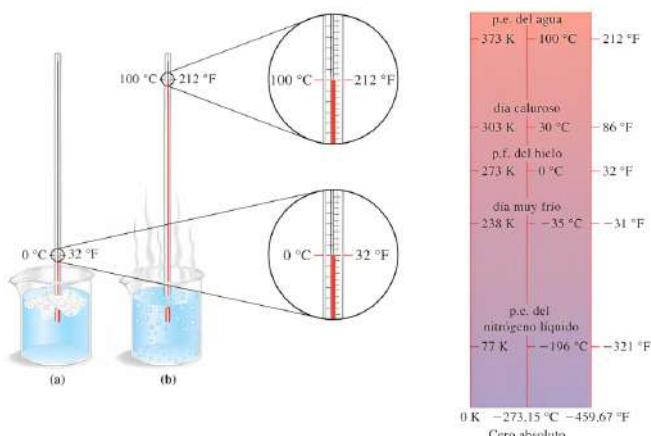
Por último, la temperatura es una medida de la energía cinética de las partículas en una sustancia, mientras que el calor es la energía térmica transferida de un objeto a otro debido a una diferencia de temperatura.

Existen varias escalas de temperatura utilizadas en todo el mundo, pero las tres más comunes son la escala Celsius, la escala Fahrenheit y la escala Kelvin.

- **La escala Celsius** (también conocida como centígrados) se basa en dos puntos fijos: el punto de congelación del agua, que se define como 0 grados Celsius (0°C), y el punto de ebullición del agua, que se define como 100 grados Celsius (100°C) a una presión atmosférica normal. En la escala Celsius, la temperatura ambiente normal es de alrededor de 20-25°C.
- **La escala Fahrenheit** es una escala de temperatura en la cual el punto de congelación del agua es de 32 grados Fahrenheit (°F) y el punto de ebullición es de 212 °F, a una presión atmosférica estándar al nivel del mar. Está basada en la división del intervalo entre el punto de congelación y el punto de ebullición del agua en 180 partes iguales. Así, un grado Fahrenheit es 1/180 del intervalo entre estos dos puntos.
- **La escala Kelvin** es una escala de temperatura en la cual el cero absoluto, es decir, el punto en el cual las partículas de una sustancia tienen una energía cinética mínima, se define como 0 Kelvin (K). Esta escala es utilizada en todo el mundo como la escala de temperatura estándar en la ciencia y la ingeniería.

En la escala Kelvin, la unidad de medida es igual a la del grado Celsius (°C), por lo que la conversión entre estas dos escalas es simple: un cambio de 1 grado Celsius es equivalente a un cambio de 1 Kelvin. El punto de congelación del agua en la escala Kelvin es de 273,15 K, mientras que el punto de ebullición del agua es de 373,15 K. Por lo tanto, la diferencia entre el punto de congelación y el punto de ebullición del agua es de 100 Kelvin.

Figura 2
Comparación de las escalas de temperatura



Nota: a) punto de fusión (p.f.) del hielo, b) punto de ebullición (p.e.) del agua

Fuente: Petrucci et al., (2011)

La conversión entre estas escalas se puede hacer utilizando fórmulas específicas de temperatura entre las tres escalas:

Kelvin a partir de Celsius: $T(K) = t(^{\circ}C) + 273,15$

Fahrenheit a partir de Celsius: $t(^{\circ}C) = \frac{9}{5} t(^{\circ}F) + 32$

Celsius a partir de Fahrenheit: $t(^{\circ}C) = \frac{5}{9} \{t(^{\circ}F) - 32\}$

Las fracciones $9/5$ y $5/9$ se usan ya que la escala Celsius utiliza 100 grados, entre los dos puntos de referencia, mientras que la escala Fahrenheit utiliza 180 grados: $180/100 = 9/5$ y $100/180 = 5/9$.

Es importante tener en cuenta que las fórmulas y las tablas de conversión solo proporcionan valores aproximados, ya que la escala Fahrenheit y la escala Celsius tienen diferentes puntos de referencia y la escala Kelvin comienza en un punto absoluto.

Ejemplo

$25^{\circ}C$ (grados Celsius) = $77^{\circ}F$ (grados Fahrenheit) = 298 K (Kelvin)

$0^{\circ}C$ (grados Celsius) = $32^{\circ}F$ (grados Fahrenheit) = 273,15 K (Kelvin)

$100^{\circ}C$ (grados Celsius) = $212^{\circ}F$ (grados Fahrenheit) = 373,15 K (Kelvin)

$20^{\circ}F$ (grados Fahrenheit) = $-6.67^{\circ}C$ (grados Celsius) = 266,48 K (Kelvin)

273 K (Kelvin) = $0^{\circ}C$ (grados Celsius) = $32^{\circ}F$ (grados Fahrenheit)

600 K (Kelvin) = $326,85^{\circ}C$ (grados Celsius) = $620,33^{\circ}F$ (grados Fahrenheit)

Ejercicio:

La temperatura máxima promedio de Quito en el primer semestre del año bordea los $19^{\circ}C$. Expresar dicho valor en grados kelvin y Fahrenheit.

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15$$

$$T(K) = 19 + 273,15$$

$$T(K) = 292,15$$

$$T(^{\circ}F) = \frac{9}{5} T(^{\circ}C) + 32$$

$$T(^{\circ}F) = \frac{9}{5} (19) + 32$$

$$T(^{\circ}F) = 66,2$$

Relaciones Matemáticas

a) Entre Densidad y Composición Porcentual

En química, la densidad de una sustancia puede estar relacionada con su composición porcentual.

A continuación, se describen dos relaciones matemáticas comunes:

1. Composición porcentual en peso y densidad:

La composición porcentual en peso (wt%) de una sustancia se define como la masa de un componente en relación con la masa total de la sustancia multiplicada por 100%. Si conocemos la composición porcentual en peso y la densidad de cada componente, podemos calcular la densidad total de la sustancia utilizando la siguiente fórmula:

Densidad total = $(Densidad1 \times wt\%1 + Densidad2 \times wt\%2 + \dots + Densidadn \times wt\%n) / 100$ donde Densidad1, Densidad2, ..., Densidadn son las densidades de los componentes y wt%1, wt%2, ..., wt%n son las composiciones porcentuales en peso correspondientes.

2. Composición molar y densidad:

La composición molar de una sustancia se define como la cantidad de moles de un componente en relación con el número total de moles de la sustancia. Si conocemos la composición molar y la masa molar de cada componente, podemos calcular la densidad de la sustancia utilizando la siguiente fórmula:

$$\text{Densidad} = (\text{Masa molar1} \times \text{Composición molar1} + \text{Masa molar2} \times \text{Composición molar2} + \dots + \text{Masa molar}n \times \text{Composición molar}n) / \text{Volumen}$$

donde Masa molar1, Masa molar2, ..., Masa molar n son las masas molares de los componentes y Composición molar1, Composición molar2, ..., Composición molar n son las composiciones molares correspondientes.

Calcular la densidad de una aleación de latón que consiste en 70% de cobre y 30% de zinc.

La densidad del cobre es de $8,96 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ y

la densidad del zinc es de $7,13 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

Primero, se calcula la densidad promedio ponderada de la aleación utilizando la siguiente fórmula:

$$\text{Densidad total} = (\text{Densidad del cobre} \times 70\%) + (\text{Densidad del zinc} \times 30\%) / 100$$

$$\text{Densidad total} = (8,96 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 70\%) + (7,13 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 30\%) / 100$$

$$\text{Densidad total} = 8,36 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Por lo tanto, la densidad de la aleación de latón es de $8,36 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

Ejercicio:

Se desea calcular la densidad de una aleación que consiste en 40% de hierro, 30% de níquel y 30% de cobre. Las densidades de hierro, níquel y cobre son $7,87 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, $8,91 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ y $8,96 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, respectivamente. ¿Cuál es la densidad de la aleación?

Primero, se calcula la densidad promedio ponderada de la aleación utilizando la fórmula:

$$\text{Densidad total} = (\text{Densidad del hierro} \times 40\%) + (\text{Densidad del níquel} \times 30\%) + (\text{Densidad del cobre} \times 30\%) / 100$$

$$\text{Densidad total} = (7,87 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 40\%) + (8,91 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 30\%) + (8,96 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 30\%) / 100$$

$$\text{Densidad total} = 8,43 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Por lo tanto, la densidad de la aleación es de $8,43 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

Ejercicios Propuestos:

- Una mezcla de etanol y agua contiene un 60% de etanol en masa. Si la densidad de etanol es $0,789 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$ y la densidad del agua es $1 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$, ¿Cuál es la densidad de la mezcla?
- Convertir 30°C a grados Fahrenheit y a Kelvin.
- Una barra de acero mide 2 metros de largo y tiene una sección transversal de $4 \text{ cm} \times 4 \text{ cm}$. Si la densidad del acero es $7,8 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, ¿Cuál es el peso específico de la barra?
- ¿Cuál es el volumen de un objeto con una densidad de $10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ y una masa de 50 gramos?
- Una esfera sólida de plomo tiene un diámetro de 10 cm. Si su densidad es de $11,3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, ¿Cuál es su peso?
- ¿Cuál es la densidad de un líquido si su peso específico es de $1500 \frac{\text{N}}{\text{m}^3}$?
- Una pieza de hierro tiene un volumen de 200 cm^3 y un peso de 600 N, ¿Cuál es su gravedad específica?

8. Una muestra de suelo tiene una densidad de $1,8 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ y un peso de 270 N. Si el peso específico del agua es de $9,81 \text{ k} \frac{\text{N}}{\text{m}^3}$, ¿Cuál es su gravedad específica?

9. Un cubo de aluminio tiene una masa de 1 kg y una arista de 10 cm. Si su densidad es de $2,7 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, ¿Cuál es su peso específico?

10. Un objeto de hierro flota en mercurio, que tiene una densidad de $13,6 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Si el objeto desplaza 400 cm^3 de mercurio, ¿Cuál es su densidad?

ESTRUCTURA ATÓMICA

La estructura atómica es una de las bases fundamentales de la química. La forma en que los electrones están distribuidos en los átomos determina las propiedades químicas de los elementos, incluyendo su capacidad para formar enlaces químicos y reaccionar con otros elementos. Además, la estructura atómica también influye en las propiedades físicas de los materiales, como su punto de fusión, densidad, y conductividad eléctrica y térmica.

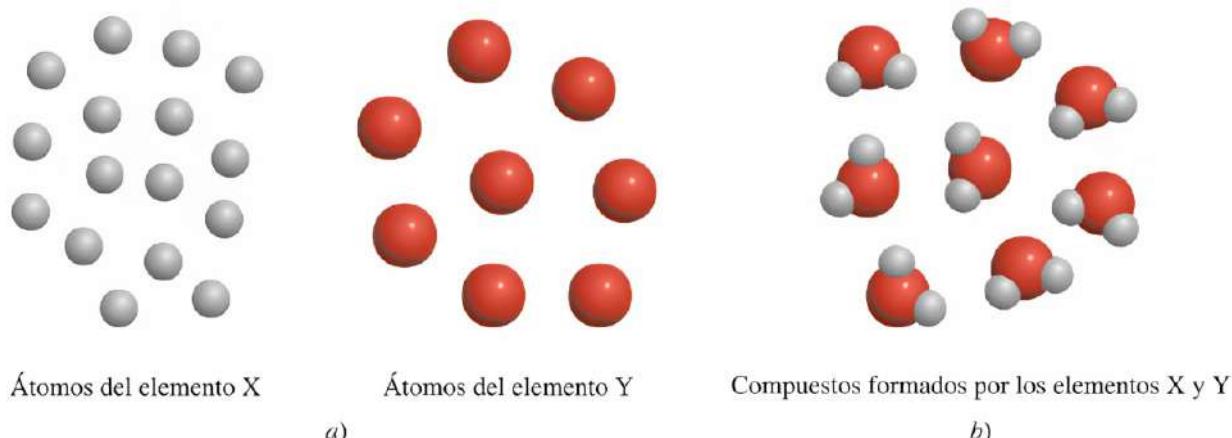
Los electrones se distribuyen en los átomos en capas o niveles de energía, que se llenan en orden de energía creciente. Cada nivel de energía puede contener un número máximo de electrones, según la fórmula matemática $2n^2$, donde n es el número del nivel de energía. El nivel de energía más cercano al núcleo se llama nivel 1 o capa K, y los siguientes niveles se designan por las letras L, M, N, O, P, Q, etc.

Los electrones en la capa más externa de un átomo, llamada capa de valencia, son los que participan en los enlaces químicos con otros átomos. Los átomos tienden a reaccionar químicamente de manera que les permita completar o vaciar su capa de valencia, logrando así mayor estabilidad. Por ejemplo, los elementos alcalinos tienen un solo electrón en su capa de valencia, lo que los hace muy reactivos y propensos a perder ese electrón para formar iones con carga positiva. Por otro lado, los halógenos tienen siete electrones en su capa de valencia y tienden a ganar un electrón para completar esa capa, formando iones con carga negativa.

La estructura atómica también influye en la naturaleza de las reacciones químicas. Por ejemplo, la estructura atómica de los metales les permite perder electrones con facilidad, lo que les da propiedades como la conductividad eléctrica y la maleabilidad. Por otro lado, la estructura atómica de los no metales les permite ganar electrones con facilidad, lo que les da propiedades como la no conductividad eléctrica y la fragilidad.

Finalmente, la estructura atómica es una parte fundamental de la química que nos ayuda a entender las propiedades y comportamientos de los elementos y los compuestos químicos.

Figura 3
Ordenamiento atómico de dos elementos



Fuente: Chang & Goldsby (2013)

Nota: a) Los átomos del mismo elemento son idénticos, pero distintos de otros, b) Compuesto formado por los átomos del elemento X con respecto al Y, es de 2:1, nótense que solo se produce un reordenamiento y no su destrucción o creación

La estructura atómica se ha desarrollado a lo largo del tiempo a través de una serie de experimentos y teorías científicas. A continuación, se describen algunos de los hitos más importantes en la comprensión de la estructura atómica.

En el siglo V a.C., el filósofo griego Demócrito propuso la idea de que toda la materia estaba compuesta por partículas indivisibles llamadas átomos. Sin embargo, esta idea no se basó en observaciones experimentales, sino en razonamientos filosóficos.

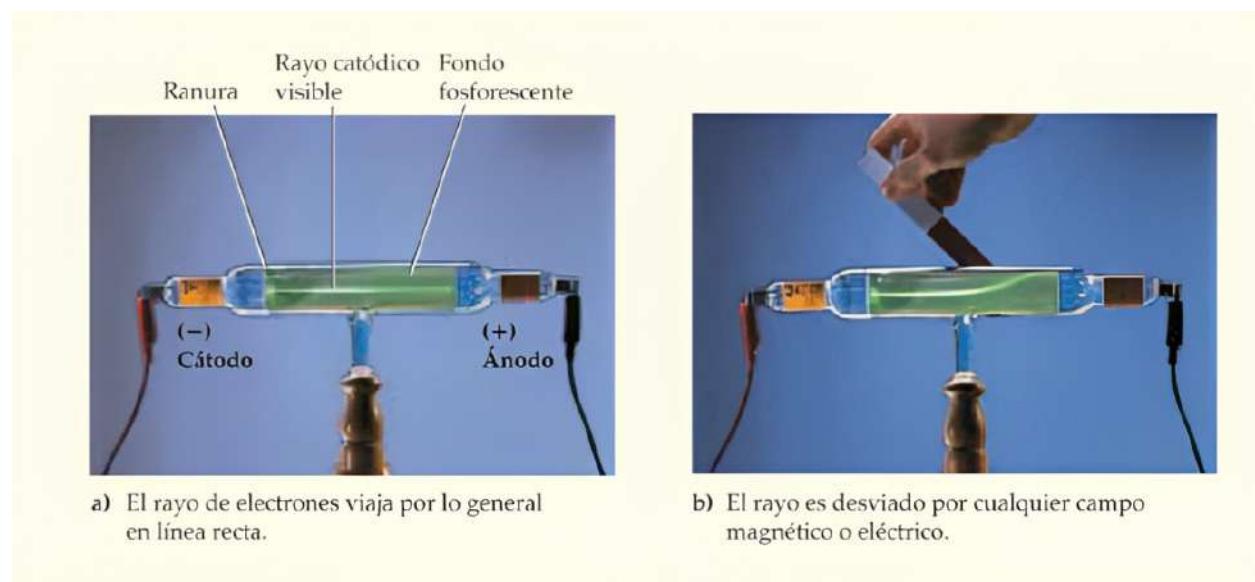
En el siglo XVII, el químico inglés Robert Boyle realizó una serie de experimentos que demostraron que la materia estaba compuesta por elementos químicos diferentes que no se podían descomponer más. También descubrió que los elementos podían combinarse en proporciones fijas para formar compuestos.

En el siglo XVIII, el químico francés Antoine Lavoisier propuso la ley de conservación de la masa, que establece que la masa total de los productos de una reacción química es igual a la masa total de los reactivos. Esta ley proporcionó una base importante para el estudio de la química.

En 1803, el químico inglés John Dalton propuso la teoría atómica de la materia, que establecía que los átomos eran las unidades básicas de la materia y que los elementos eran diferentes debido a las diferencias en la estructura de sus átomos.

En 1897, el físico británico J.J. Thomson descubrió el electrón mediante experimentos con tubos de vacío. Este descubrimiento sugirió que los átomos no eran indivisibles, sino que tenían una estructura interna.

Figura 4
Tubo de rayos catódicos

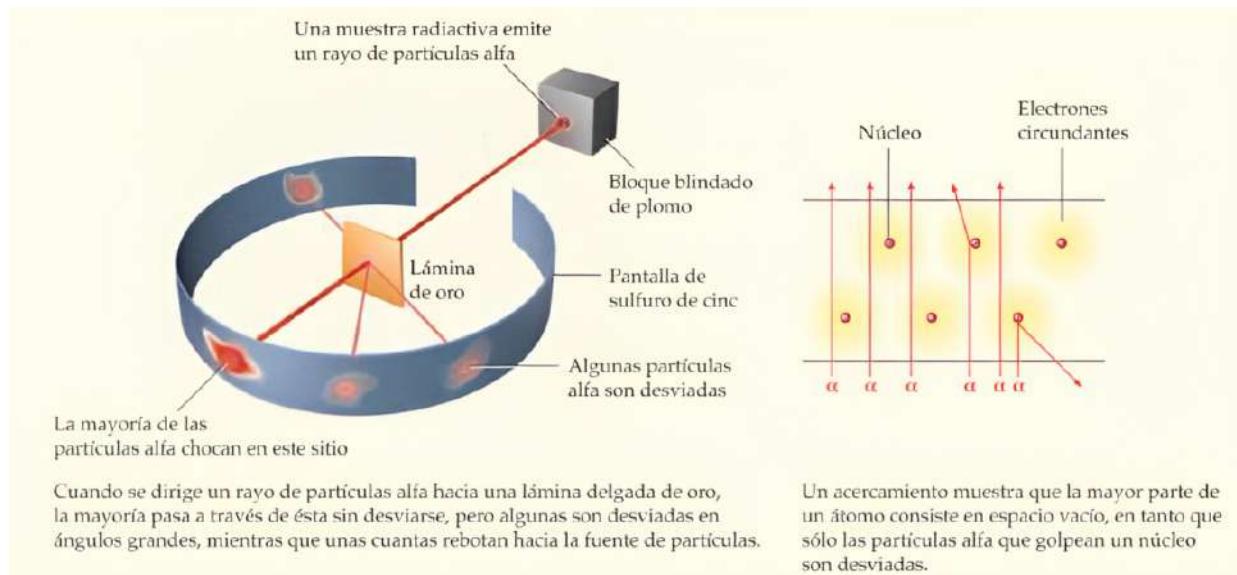


Fuente: McMurray et al. (2009)

Nota: donde pasa una corriente de electrones emitida desde el cátodo con carga negativa, a través de una ranura hacia el ánodo con carga positiva y es detectado por un recubrimiento fosforecente

En 1911, el físico neozelandés Ernest Rutherford llevó a cabo un experimento en el que bombardeó una lámina de oro con partículas alfa. Descubrió que la mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin ser desviadas, pero algunas se desviaban significativamente. Esto llevó a la conclusión de que los átomos tenían un núcleo central cargado positivamente rodeado por una nube de electrones.

Figura 5
Experimento de Rutherford



Fuente: McMurray et al.(2009)

En 1913, el físico danés Niels Bohr propuso un modelo atómico en el que los electrones se organizaban en capas alrededor del núcleo y solo podían ocupar ciertas órbitas permitidas. Este modelo explicaba muchas propiedades observadas de los átomos, como las líneas espectrales emitidas por los elementos.

A partir de la década de 1920, la teoría cuántica se desarrolló para explicar cómo los electrones se comportan dentro de los átomos y cómo interactúan con otros átomos y moléculas.

Tabla 2

Comparación de partículas subatómicas

Partícula	Masa		Carga	
	gramos	umax	coulombs	e
Electrón	9.109382×10^{-28}	5.485799×10^{-4}	$+ 1.602176 \times 10^{-4}$	-1
Protón	1.672622×10^{-24}	1.007276	$- 1.602176 \times 10^{-4}$	1
Neutrón	1.674927×10^{-24}	1.008665		0
xUnidad de masa atómica (uma)				

Fuente: McMurray et al.(2009)

En 1932, James Chadwick descubrió el neutrón, una partícula sin carga que también se encuentra en el núcleo del átomo.

Desde entonces, se han desarrollado varios modelos atómicos más sofisticados, que utilizan la teoría cuántica para describir la estructura atómica con gran precisión.

La evolución del modelo atómico ha sido un proceso continuo y sigue siendo un área de investigación activa en la física y la química.

Ejemplo:

Un ejemplo de la estructura atómica es el átomo de hidrógeno, el elemento químico más simple. El átomo de hidrógeno consiste en un núcleo que contiene un protón y ningún neutrón, y un electrón que orbita

alrededor del núcleo. La carga positiva del protón en el núcleo es equilibrada por la carga negativa del electrón, lo que hace que el átomo sea eléctricamente neutro.

La estructura atómica del hidrógeno se puede describir utilizando la notación de configuración electrónica, que indica cómo se organizan los electrones en las diferentes capas de energía. La configuración electrónica del hidrógeno es 1s1, lo que significa que hay un electrón en la capa 1 (la más cercana al núcleo).

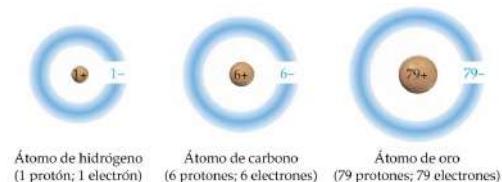
La estructura atómica del hidrógeno es importante porque es la base para la comprensión de la química y la física de los elementos más complejos. Por ejemplo, la reactividad del hidrógeno con otros elementos y compuestos depende de la estructura atómica y la configuración electrónica del átomo de hidrógeno.

Número Atómico

El número atómico es el número de protones que hay en el núcleo de un átomo. Es un número entero único para cada elemento y se representa por la letra Z.

Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene un número atómico de 1, lo que significa que tiene un protón en su núcleo. El átomo de carbono tiene un número atómico de 6, lo que significa que tiene 6 protones en su núcleo.

El número atómico del uranio es 92, lo que indica que hay 92 protones en el núcleo de un átomo de uranio.



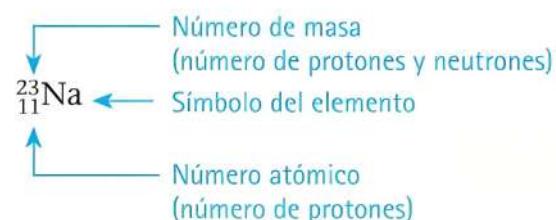
El número atómico también determina la disposición de los electrones en un átomo neutro. En un átomo neutro, el número de electrones es igual al número de protones, por lo que el número atómico también indica el número de electrones en un átomo neutro de un elemento determinado.

El número de masa A de un átomo, viene dado por la suma del número de protones (Z) más el número de neutrones (N)

$$A = Z + N$$

Por ejemplo, el símbolo para un tipo particular de átomo de sodio se escribe:

El número de masa del sodio es la suma de protones y neutrones en el núcleo del átomo. El número atómico del sodio es 11, lo que significa que el núcleo del átomo tiene 11 protones. La cantidad de neutrones puede variar en diferentes átomos de sodio, lo que resulta en diferentes números de masa. El sodio tiene varios isótopos, lo que significa que tienen diferentes números de neutrones en su núcleo.



Cálculo del número de masa

$$A = Z + N$$

Se puede calcular el número de neutrones, despejando N en la formula anterior;

$$N = A - Z$$

Obteniendo N=23-11

Significa que el número de neutrones del Na es 12.

Sin embargo, hay otros isótopos menos comunes del sodio con números de masa que van desde 18 hasta 30.

Isótopos

Son átomos del mismo elemento químico que tienen el mismo número atómico (es decir, el mismo número de protones en su núcleo) pero diferentes números de masa debido a la presencia de diferentes números de neutrones en sus núcleos. Como los isótopos tienen el mismo número de protones, tienen idénticas propiedades químicas y forman los mismos compuestos químicos. Sin embargo, debido a sus masas diferentes, los isótopos pueden tener diferentes propiedades físicas, como diferentes puntos de fusión o ebullición.

Por ejemplo, el hidrógeno tiene tres isótopos principales: el hidrógeno común o protio (^1H), el deuterio (^2H) y el tritio (^3H). El hidrógeno común tiene un solo protón y ningún neutrón en su núcleo, lo que lo convierte en el isótopo más ligero y más común del hidrógeno. El deuterio, por otro lado, tiene un protón y un neutrón en su núcleo, lo que le da una masa aproximadamente dos veces mayor que la del hidrógeno común. El tritio tiene un protón y dos neutrones en su núcleo, lo que lo hace aún más pesado que el deuterio. Estos tres isótopos tienen diferentes propiedades físicas y se utilizan en diferentes aplicaciones, como la producción de energía nuclear y la investigación en química y física.

Los isótopos también se utilizan en la datación radiométrica para determinar la edad de materiales geológicos y arqueológicos, así como en la medicina para diagnósticos y tratamientos médicos.

Tabla 3
Composiciones nucleares de los átomos de los elementos muy ligeros

Elemento	Símbolo	Número atómico	Número de protones	Número de neutrones	Masa (u)	% de abundan natural
	^1H (protio)	1	1	0	1,0078	99,985
hidrógeno	^2H (deuterio)	1	1	1	2,0141	0,0115
	^3H (tritio)	1	1	2	3,01605	— (trazas)
helio	^2He	2	2	1	3,01603	0,0001
	^4He	2	2	2	4,0026	100
litio	^3Li	3	3	3	6,0151	7,59
	^7Li	3	3	4	7,0160	92,41
berilio	^4Be	4	4	5	9,0122	100
boro	^5B	5	5	5	10,0129	19,9
	^{10}B	5	5	6	11,0093	80,1
	^{12}C	6	6	6	12,0000	98,89
carbono	^{13}C	6	6	7	13,0034	1.11
	^{14}C	6	6	8	14,0032	— (trazas)
nitrógeno	^{14}N	7	7	7	14,0031	99,63
	^{15}N	7	7	8	15,0001	0,37
	^{16}O	8	8	8	15,9949	99,75
oxígeno	^{16}O	8	8	9	16,9991	0,038
	^{18}O	8	8	10	17,9992	0,205

Fuente: McGraw Hill(2022)

Ejemplo:

El cloro tiene dos isótopos principales: cloro-35 y cloro-37. Si el cloro tiene una masa atómica promedio de 35,5 u, ¿Cuál es la proporción de cada isótopo?

Primero, se debe reconocer que la masa atómica promedio se refiere al peso promedio de todos los isótopos de un elemento, teniendo en cuenta su abundancia natural. Por lo tanto, podemos utilizar una ecuación para calcular la proporción de cada isótopo:

masa atómica promedio = (% de cloro-35 x masa de cloro-35) + (% de cloro-37 x masa de cloro-37)
Reorganizando esta ecuación, podemos expresar el porcentaje de cloro-35 como:

% de cloro-35 = (masa atómica promedio - masa de cloro-37) / (masa de cloro-35 - masa de cloro-37)
Sustituyendo los valores dados, obtenemos:

$$\% \text{ de cloro-35} = (35,5 \text{ u} - 37,0 \text{ u}) / (35,0 \text{ u} - 37,0 \text{ u}) = 0,75$$

Por lo tanto, el porcentaje de cloro-35 es del 75%, y el porcentaje de cloro-37 es del 25%.

Masa Atómica

Es la masa promedio de los átomos de un elemento, cuya medida es: uma o amu. La masa atómica se basa en la masa de los protones y los neutrones en el núcleo de un átomo, ya que los electrones tienen una masa insignificante en comparación con los protones y los neutrones.

La masa atómica se puede determinar experimentalmente mediante la espectrometría de masas, que mide las masas de los iones de un elemento y sus proporciones en una muestra. También se puede calcular teóricamente utilizando la composición isotópica del elemento y las masas atómicas relativas de sus isótopos.

Es importante destacar que la masa atómica no es lo mismo que el peso atómico, que se refiere a la masa de un átomo medida en unidades de masa molecular (uma o amu), y que depende tanto de la masa atómica como de la cantidad de átomos de ese elemento presentes en una molécula.

Para calcular la masa atómica de un elemento, se suma la masa de los protones y neutrones en su núcleo. Como los electrones tienen una masa insignificante en comparación con los protones y neutrones, su masa se puede ignorar en los cálculos de masa atómica.

La masa atómica de un elemento no es un número entero, ya que la mayoría de los elementos tienen más de una forma o isótopo que difiere en el número de neutrones en su núcleo. Por lo tanto, la masa atómica de un elemento se expresa como un promedio ponderado de las masas de todos sus isótopos naturales, teniendo en cuenta su abundancia relativa.

En la tabla periódica de los elementos, se muestra la masa atómica relativa de cada elemento, que es el promedio ponderado de las masas de todos sus isótopos naturales. La masa atómica relativa se utiliza para realizar cálculos en química y otras disciplinas relacionadas con la ciencia de los materiales.

Para calcular la masa atómica de un elemento, se debe tomar en cuenta la masa de todos sus isótopos naturales, multiplicada por su abundancia relativa y sumar estos productos. Este proceso se puede realizar con la siguiente fórmula:

masa atómica = (masa del isótopo 1 x abundancia relativa del isótopo 1) + (masa del isótopo 2 x abundancia relativa del isótopo 2) + ...

Por ejemplo, para calcular la masa atómica del carbono, se debe tomar en cuenta que tiene dos isótopos naturales, carbono-12 y carbono-13, con masas atómicas de 12,000 u y 13,003 u, respectivamente. La abundancia relativa de cada isótopo es del 98,93% y 1,07%, respectivamente.

Por lo tanto, la masa atómica del carbono se puede calcular como:

$$\text{masa atómica} = (12,000 \text{ u} \times 0,9893) + (13,003 \text{ u} \times 0,0107)$$

$$\text{masa atómica} = 11,871 \text{ u} + 0,139 \text{ u}$$

$$\text{masa atómica} = 12,010 \text{ u}$$

La masa atómica del carbono es de aproximadamente 12,010 u. Este número no es un número entero ya que es un promedio ponderado de las masas de los isótopos naturales del carbono. La masa atómica se puede utilizar para comparar elementos y para realizar cálculos en química y otras disciplinas relacionadas con la ciencia de los materiales.

Ejemplo:

Calcular la masa atómica del oxígeno teniendo en cuenta que tiene tres isótopos naturales con las siguientes masas y abundancias relativas:

Oxígeno-16 con una abundancia relativa del 99,76% y una masa de 15,995 u.

Oxígeno-17 con una abundancia relativa del 0,04% y una masa de 16,999 u.

Oxígeno-18 con una abundancia relativa del 0,20% y una masa de 17,999 u.

Para calcular la masa atómica del oxígeno se utiliza la siguiente fórmula:

$$\text{masa atómica} = (\text{masa del isótopo 1} \times \text{abundancia relativa del isótopo 1}) + (\text{masa del isótopo 2} \times \text{abundancia relativa del isótopo 2}) + (\text{masa del isótopo 3} \times \text{abundancia relativa del isótopo 3})$$

Sustituyendo los valores correspondientes, se obtiene:

$$\text{masa atómica} = (15,995 \text{ u} \times 0,9976) + (16,999 \text{ u} \times 0,0004) + (17,999 \text{ u} \times 0,0020)$$

$$\text{masa atómica} = 15,939 \text{ u} + 0,007 \text{ u} + 0,036 \text{ u}$$

$$\text{masa atómica} = 15,982 \text{ u}$$

La masa atómica del oxígeno es de aproximadamente 15,982 u.

Carga Nuclear

Es la carga eléctrica total del núcleo de un átomo, que es positiva debido a la presencia de protones en el núcleo. La carga nuclear se puede calcular sumando el número de protones en el núcleo, que se conoce como número atómico (Z).

La carga nuclear es importante en la química y la física porque afecta la forma en que interactúan los electrones con el núcleo. La carga nuclear atrae a los electrones hacia el núcleo, y cuanto mayor es la carga nuclear, mayor es la atracción. Esto puede afectar la distribución de electrones en los átomos y las moléculas, y puede influir en las propiedades químicas de los elementos.

La carga nuclear también puede ser utilizada para determinar la configuración electrónica de los átomos y la forma en que se unen los átomos para formar moléculas. Por ejemplo, los átomos con una carga nuclear alta tienden a formar enlaces iónicos con átomos de carga negativa, mientras que los átomos con una carga nuclear baja tienden a formar enlaces covalentes compartiendo electrones.

Ejemplo:

Un ejemplo de la importancia de la carga nuclear en la estructura atómica y las propiedades químicas es la comparación de los átomos de sodio y magnesio. Ambos átomos tienen electrones en sus capas externas y están ubicados en la misma fila o periodo de la tabla periódica, pero tienen diferentes números atómicos y por lo tanto diferentes cargas nucleares.

El átomo de sodio tiene un número atómico de 11, lo que significa que tiene 11 protones y una carga nuclear de +11. En comparación, el átomo de magnesio tiene un número atómico de 12 y por lo tanto

una carga nuclear de +12. Debido a su mayor carga nuclear, los electrones en el átomo de magnesio experimentan una mayor atracción hacia el núcleo que los electrones en el átomo de sodio.

Esta mayor atracción hacia el núcleo tiene varias consecuencias, como una mayor energía de ionización (la energía requerida para eliminar un electrón del átomo) y una mayor electronegatividad (la capacidad del átomo para atraer electrones hacia sí mismo en una molécula). En general, los átomos con una carga nuclear mayor tienden a ser más pequeños y más densos que los átomos con una carga nuclear menor.

La carga nuclear de un átomo se calcula sumando el número de protones presentes en el núcleo. El número de protones se conoce como el número atómico y se denota por la letra "Z". Por ejemplo, el átomo de carbono tiene 6 protones en su núcleo, por lo que su carga nuclear es +6.

En general, la carga nuclear se denota con un signo positivo para indicar que es una carga eléctrica positiva. Sin embargo, en algunos casos, un átomo puede tener una carga eléctrica neta diferente debido a la presencia de electrones adicionales (cuando se trata de un ion) o menos electrones (cuando se trata de un ion positivo).

Por ejemplo, el ion hidróxido (OH^-) tiene un átomo de oxígeno con 8 protones en su núcleo y un átomo de hidrógeno con 1 protón en su núcleo. Sin embargo, también tiene un electrón adicional que le da una carga neta negativa de -1. Por lo tanto, la carga nuclear efectiva del ion hidróxido es +9.

Es importante tener en cuenta que la carga nuclear es solo una parte de la estructura atómica y no es la única propiedad que influye en las propiedades químicas y físicas de un átomo. La configuración electrónica y la distribución de los electrones también son importantes para comprender las propiedades atómicas y moleculares.

Ejercicio:

Determinar la carga nuclear y el número de electrones de un átomo de cloro.

El átomo de cloro tiene un número atómico de 17, lo que significa que tiene 17 protones en su núcleo. Por lo tanto, su carga nuclear es de +17.

Para determinar el número de electrones, podemos utilizar la regla general de que los átomos neutros tienen el mismo número de electrones que protones. En este caso, como el átomo de cloro es neutro, tiene 17 electrones.

Entonces, la carga nuclear del átomo de cloro es +17 y tiene 17 electrones. Es importante tener en cuenta que la carga neta del átomo de cloro es cero, lo que significa que tiene una cantidad igual de cargas positivas (protones) y cargas negativas (electrones).

Modelo Atómico de Bohr

El modelo atómico de Bohr, propuesto por el físico danés Niels Bohr en 1913, describe la estructura electrónica de los átomos en términos de niveles de energía discretos. Este modelo se basa en la teoría cuántica y postula que los electrones en un átomo solo pueden ocupar ciertos niveles de energía fijos, y que las transiciones entre estos niveles de energía son responsables de la emisión y absorción de luz por los átomos.

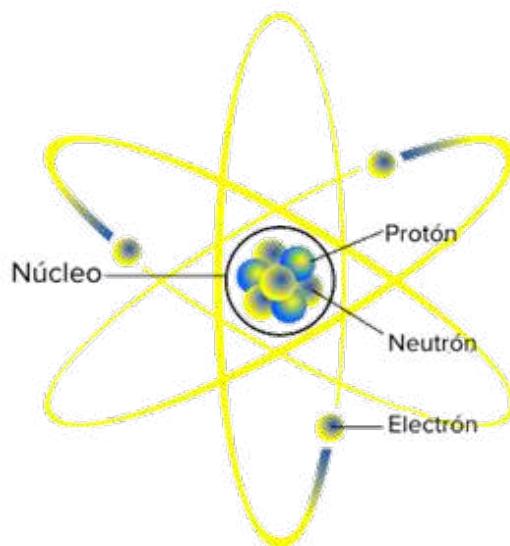
Según el modelo de Bohr, los electrones en un átomo se mueven alrededor del núcleo en órbitas circulares definidas, y cada órbita tiene una energía específica asociada. Cuanto más cerca esté una órbita del núcleo, menor será su energía. Además, los electrones solo pueden existir en órbitas con ciertos valores de energía, y si absorben o emiten energía, saltan de una órbita a otra.

El modelo de Bohr también establece que cada órbita tiene una capacidad máxima de electrones que puede contener, y que los electrones llenan las órbitas más cercanas al núcleo primero antes de llenar órbitas más lejanas. La capacidad máxima de electrones en una órbita se puede calcular utilizando la fórmula $2n^2$, donde n es el número cuántico principal que indica el nivel de energía.

El modelo de Bohr es útil para entender la estructura y las propiedades de los átomos, pero se considera una aproximación clásica y no tiene en cuenta los efectos de la mecánica cuántica, que es necesaria para describir la naturaleza ondulatoria de los electrones y su distribución probabilística en torno al núcleo. Por lo tanto, el modelo de Bohr ha sido reemplazado por modelos más avanzados y precisos, como el modelo cuántico.

Figura 6

Átomo de litio usando el modelo de planetario de Bohr. Los electrones están en órbitas circulares alrededor del núcleo



Fuente: Khan Academy (2007).

El modelo atómico de Bohr se basa en los siguientes postulados:

- Los electrones giran alrededor del núcleo del átomo en órbitas circulares definidas, cada una correspondiente a un nivel de energía específico.
- Los electrones solo pueden ocupar órbitas de energía discretas y definidas. Esto significa que los electrones no pueden estar en órbitas intermedias o cambiar a cualquier órbita arbitraria.
- Los electrones pueden cambiar de una órbita a otra solo mediante transiciones definidas y específicas. Estos cambios de órbita se acompañan de la emisión o absorción de energía en forma de fotones.
- La energía de un electrón en una órbita dada es constante y no cambia con el tiempo, mientras el electrón permanece en esa órbita. Esta energía se llama energía de nivel o energía cuántica.
- La energía necesaria para excitar un electrón de un nivel de energía a otro nivel superior es igual a la diferencia entre las energías de los dos niveles.

El modelo de Bohr solo se aplica a átomos con un solo electrón, como el hidrógeno, o a iones con un solo electrón, como el ion hidrógeno positivo (H^+). Para átomos más complejos, se deben considerar efectos cuánticos adicionales.

Estos postulados ayudaron a explicar la naturaleza cuantizada de la emisión y absorción de energía de los átomos y sentaron las bases para el desarrollo posterior de la mecánica cuántica.

Ejemplo:

Un ejemplo de cómo los postulados del modelo atómico de Bohr explican la emisión y absorción de energía en los átomos es el siguiente:

Consideremos el átomo de hidrógeno, que consta de un protón en su núcleo y un electrón que gira alrededor

del núcleo. El modelo de Bohr predice que el electrón solo puede estar en órbitas discretas y definidas alrededor del núcleo, cada una correspondiente a un nivel de energía específico.

Si se aplica energía al átomo de hidrógeno, por ejemplo, mediante una descarga eléctrica, el electrón puede saltar a una órbita de mayor energía. Esta energía es igual a la diferencia entre las energías de los dos niveles. Cuando el electrón vuelve a su órbita original, emite esta energía en forma de un fotón con una frecuencia y longitud de onda específicas.

De manera similar, si un átomo de hidrógeno absorbe un fotón con una energía igual a la diferencia entre dos niveles de energía, el electrón saltará a un nivel superior. Este proceso se llama absorción de energía.

En ambos casos.

Ejercicio:

Calcular la energía, en joules, de un fotón emitido cuando un electrón en un átomo de hidrógeno salta de un nivel de energía $n=5$ a un nivel de energía $n=2$.

Para resolver este problema, se utiliza la ecuación de energía de un fotón:

$$E = hv$$

donde E es la energía del fotón, h es la constante de Planck ($6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$) y v es la frecuencia de la radiación emitida.

La frecuencia de la radiación se puede calcular utilizando la fórmula de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

donde λ es la longitud de onda de la radiación, R es la constante de Rydberg ($1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$), n_f es el nivel final de energía y n_i es el nivel inicial de energía.

Primero, calculemos la longitud de onda de la radiación emitida:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 1,097 \times 10^7 \text{ m}^{-1} (0,19) = 2,08 \times 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{2,08 \times 10^6 \text{ m}^{-1}} = 4,82 \times 10^{-7} \text{ m}$$

Ahora podemos calcular la energía del fotón:

$$E = hv = hc/\lambda = (6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) (2,998 \times 10^8 \text{ m/s}) / (4,82 \times 10^{-7} \text{ m}) = 4,10 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Por lo tanto, la energía del fotón emitido es de aproximadamente $4,10 \times 10^{-19} \text{ J}$.

LA TABLA PERIODICA

Es una herramienta fundamental en la química, ya que nos permite organizar y entender las propiedades de los elementos químicos. La tabla periódica se organiza en filas horizontales llamadas períodos y columnas verticales llamadas grupos.

Los elementos en una misma fila tienen el mismo número de orbitales electrónicos y, por lo tanto, la misma cantidad de niveles de energía en su átomo. A medida que se avanza de izquierda a derecha en un periodo, los átomos tienen un mayor número de protones en su núcleo y, por lo tanto, un mayor número de electrones en su corteza. Esto lleva a una disminución en el tamaño atómico y un aumento en la electronegatividad.

En una misma columna, los elementos tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia. Los elementos en el grupo 1, por ejemplo, tienen un solo electrón en su capa de valencia, mientras que los elementos en el grupo 18 tienen ocho electrones en su capa de valencia. Los elementos en un mismo grupo tienen propiedades químicas y físicas similares debido a su configuración electrónica similar.

La tabla periódica también tiene bloques, que son secciones separadas de elementos basados en la forma en que se llenan los subniveles electrónicos. Los bloques son s, p, d y f, y los elementos en cada bloque tienen propiedades similares debido a su configuración electrónica.

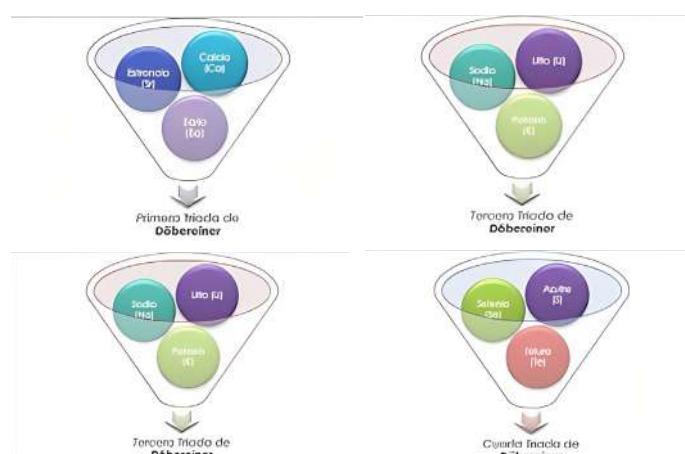
Además, se utiliza también para predecir la configuración electrónica de los átomos y la formación de enlaces químicos entre ellos. Adicionalmente, es una herramienta útil para la enseñanza y el aprendizaje de la química y para la investigación científica en la química y otras disciplinas relacionadas.

El desarrollo de la tabla periódica es un proceso que involucró a varios científicos a lo largo de los siglos XIX y XX. A continuación, se mencionan algunos de los hitos más importantes en la evolución de la tabla periódica:

Antecedentes: Los primeros intentos por clasificar los elementos se remontan a la Grecia antigua, donde filósofos como Empédocles y Demócrito propusieron la existencia de cuatro elementos básicos: tierra, aire, fuego y agua. Sin embargo, fue en la Edad Media cuando se desarrolló la alquimia, que sentó las bases para la química moderna.

- **Ley de las Triadas:** En 1817, Johann Döbereiner descubrió que algunos elementos podían agruparse en triadas con propiedades similares, en las que el peso atómico del elemento del medio era el promedio aritmético de los otros dos elementos

Figura 7
Triadas de Döbereiner



- **Ley de las Octavas:** En 1862, John Newlands propuso la ley de las octavas, en la que los elementos se ordenan según su peso atómico y se observan patrones en los que los elementos tienen propiedades similares cada ocho elementos.

Figura 8
Ley de las octavas de Newlands

Ley de las octavas de Newlands							
1	2	3	4	5	6	7	
Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	H 14,0	O 16,0	F 19,0	
Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5	
K 39,0	Ca 40,0						

Fuente: Tabla Periódica (2017)

- Tabla de Mendeléiev:** En 1869, el químico ruso Dimitri Mendeléiev publicó una tabla periódica en la que los elementos se organizaban en filas y columnas según su peso atómico y sus propiedades químicas. Mendeléiev predijo la existencia de varios elementos desconocidos en ese momento y dejó espacios en la tabla para que se pudieran ubicar.

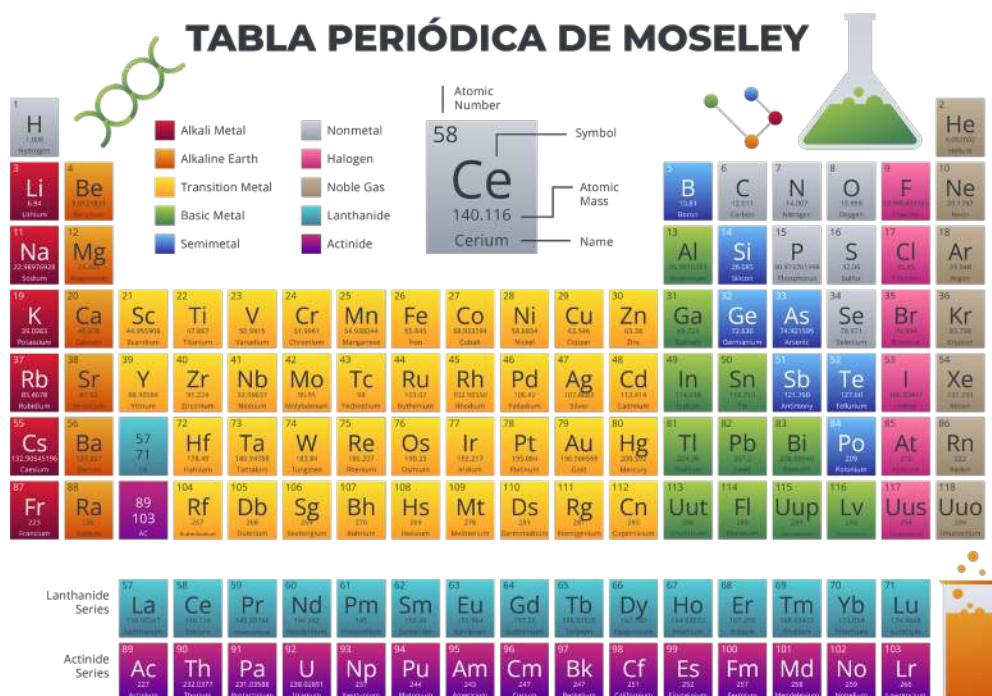
Figura 9
Tabla Periódica de Mendeléiev

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H 1.01							
Li 6.94	Be 9.01	B 10.8	C 12.0	N 14.0	O 16.0	F 19.0	
Na 23.0	Mg 24.3	Al 27.0	Si 28.1	P 31.0	S 32.1	Cl 35.5	
K 39.1	Ca 40.1		Ti 47.9	V 50.9	Cr 52.0	Mn 54.9	
Cu 63.5	Zn 65.4			As 74.9	Se 79.0	Br 79.9	Fe 55.9
Rb 85.5	Sr 87.6	Y 88.9	Zr 91.2	Nb 92.9	Mo 95.9		Co 58.9
Ag 108	Cd 112	In 115	Sn 119	Sb 122	Te 128	I 127	Ni 58.7
Ce 133	Ba 137	La 139		Ta 181	W 184		Ru 101
Au 197	Hg 201	Ti 204	Pb 207	Bi 209			Rh 103
			Th 232		U 238		Pd 106
							Pt 195

Fuente: <https://www.facebook.com/URL-PROFILE-FB> (2014)

- Tabla de Moseley:** En 1913, el físico británico Henry Moseley descubrió que los elementos se podían ordenar según su número atómico, que era una propiedad más fundamental que el peso atómico. Esto llevó a la reorganización de la tabla periódica según el número atómico.

Figura 10
Tabla Periódica de Moseley



- **Tabla periódica actual:** La tabla periódica actual se basa en el número atómico de los elementos y se organiza en siete filas horizontales llamadas periodos y 18 columnas verticales llamadas grupos o familias.

Los elementos se clasifican en metales, no metales y metaloides, y se identifican por su símbolo, número atómico, peso atómico y configuración electrónica.

En resumen, la tabla periódica es el resultado de un proceso evolutivo en el que se fueron descubriendo nuevas propiedades de los elementos y se fueron encontrando formas más precisas de clasificarlos. La tabla periódica es una herramienta fundamental en la química y otras disciplinas relacionadas, y ha permitido avanzar en el conocimiento de la estructura y las propiedades de la materia.

Figura 11
Tabla periódica moderna

La tabla periódica está compuesta por todos los elementos químicos conocidos, los cuales se ordenan según su número atómico, configuración electrónica y propiedades físicas y químicas.

Cada elemento se representa por un símbolo químico que consiste en una o dos letras. El símbolo químico generalmente está basado en el nombre del elemento, aunque algunas veces se deriva de su nombre en otro idioma o de su descubridor. Por ejemplo, el símbolo químico del carbono es "C" y el del oro es "Au".

La tabla periódica se organiza en siete filas horizontales llamadas periodos y 18 columnas verticales llamadas grupos o familias. Los elementos en la misma fila tienen el mismo número de orbitales electrónicos y, por lo tanto, se dice que pertenecen al mismo período. Los elementos en la misma columna tienen la misma cantidad de electrones en su capa externa, lo que determina sus propiedades químicas, y se dice que pertenecen a la misma familia o grupo.

Los elementos se clasifican en metales, no metales y metaloides, según sus propiedades físicas y químicas.

Los metales son elementos sólidos, brillantes, maleables y conductores de calor y electricidad. Los no metales son elementos que pueden ser sólidos, líquidos o gases, no son brillantes, son frágiles y no son conductores de calor y electricidad. Los metaloides son elementos con propiedades intermedias entre los metales y los no metales.

Figura 12

Tabla periódica de elementos, numerada según la IUPAC, y dividida en metales, metaloides y no metales

The image shows the periodic table of elements. The table is color-coded to categorize elements: green for metals, orange for metalloids, and light blue for non-metals. The table includes groups 1A (Metals alkalinotérreos) and 2A (Metals alcalinos) on the far left, groups 13-18 (Metals de transición) in the center, and groups 17-18 (Halógenos) and 18 (Gases nobles) on the far right. The table also includes the lanthanide and actinide series below the main table.

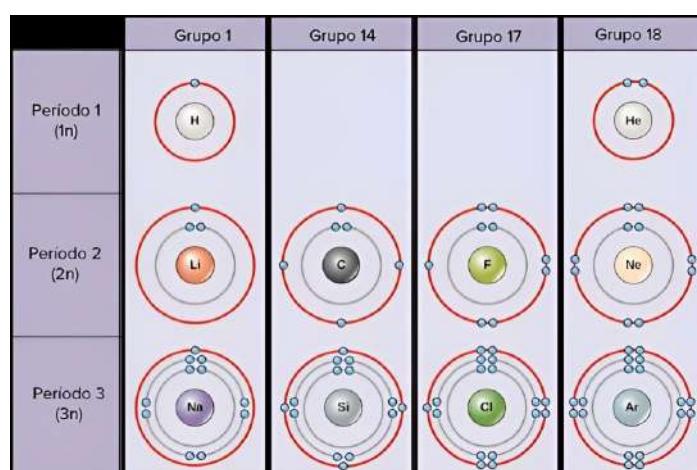
1	1A	Metals alkalinotérreos														18	2A	18A																	
1	H	3	Li	4	Be	11	Na	12	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	2	He								
19	K	20	Ca	21	Sc	22	Ti	23	V	24	Cr	25	Mn	26	Fe	27	Co	28	Ni	29	Cu	30	Zn	31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr
37	Rb	38	Sr	39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44	Ru	45	Rh	46	Pd	47	Ag	48	Cd	49	In	50	Sn	51	Sb	52	Te	53	I	54	Xe
55	Cs	56	Ba	57	La*	72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76	Os	77	Ir	78	Pt	79	Au	80	Hg	81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po	85	At	86	Rn
87	Fr	88	Ra	89	Ac†	104	Rf	105	Db	106	Sg	107	Bh	108	Hs	109	Mt	110	Ds	111	Rg	112	Uub	113	Uut	114	Uuq	115	Uup					118	Uuo
Metales de transición																		Metáloides																	
Lantánidos																		Actinidos																	
58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu								
90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr								

Fuente: Zumdahl & DeCoste (2010)

La formación electrónica de la tabla periódica se basa en la distribución de los electrones en los diferentes niveles de energía (también llamados capas electrónicas) de los átomos de los elementos. Cada nivel de energía tiene un número máximo de electrones que puede contener, y se llena siguiendo un patrón específico.

Figura 13

Ordenación electrónica de los elementos por su número atómico



Fuente: OpenStax Biology (2023)

Los electrones se organizan en capas o niveles de energía que están ubicados a diferentes distancias del núcleo y que tienen diferentes capacidades de almacenar electrones. La conformación de las capas atómicas sigue algunas reglas básicas, que se explican a continuación:

- El nivel de energía más cercano al núcleo es la capa K, que puede contener un máximo de dos electrones. Los electrones en esta capa tienen la energía más baja y se encuentran más cerca del núcleo.
- Los niveles de energía subsiguientes son las capas L, M, N, O, P, etc., que pueden contener cada una un número máximo de electrones según la fórmula matemática $2n^2$, donde n es el número del nivel de energía.
- Los electrones se llenan en orden de energía creciente. Es decir, la capa L se llena después de la capa K, la capa M se llena después de la capa L, y así sucesivamente.
- Los electrones no pueden ocupar un nivel de energía superior hasta que el nivel de energía inferior esté lleno. Esto significa que una capa debe estar completa antes de que se puedan llenar electrones en la siguiente capa.
- Los electrones se organizan en subniveles o subcapas dentro de cada capa, que se designan por las letras s, p, d, f, etc. Cada subnivel puede contener un número máximo de electrones según las reglas de Hund y la regla de Aufbau.

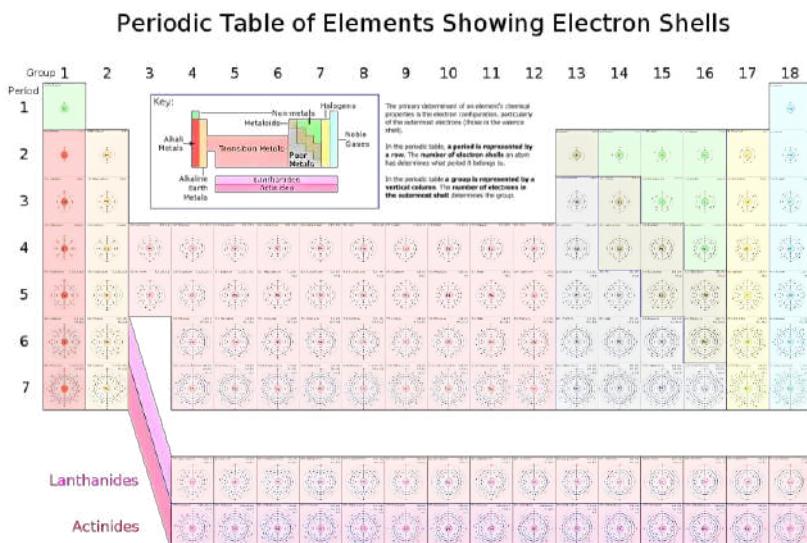
a) Regla de Aufbau: Esta regla establece que los electrones llenan los orbitales de menor energía primero. En otras palabras, los electrones se acomodan en los orbitales más cercanos al núcleo antes de ocupar los orbitales de mayor energía en niveles superiores. Por ejemplo, en un átomo de oxígeno (O), el primer electrón se ubica en el orbital 1s antes de que el segundo electrón ocupe el orbital 2s.

b) Regla de Hund: Esta regla establece que los electrones prefieren llenar todos los orbitales de un subnivel antes de aparearse. Es decir, los electrones en un subnivel tienden a tener su propio orbital en lugar de aparearse con otro electrón. Por ejemplo, en un átomo de carbono (C), los electrones en la capa 2 llenan los orbitales 2s y luego se aparean en los orbitales 2p.

c) Principio de exclusión de Pauli: Este principio establece que dos electrones en un átomo no pueden tener los mismos cuatro números cuánticos (número cuántico principal, número cuántico azimutal, número cuántico magnético y número cuántico de espín). Esto significa que cada electrón debe ocupar un orbital único y tener un espín opuesto al de cualquier otro electrón que ocupe el mismo orbital.

d) Regla del máximo de Pauli: Esta regla establece que cada orbital puede contener un máximo de dos electrones, uno con espín hacia arriba y otro con espín hacia abajo. Esto significa que los electrones en un átomo tienden a aparearse en el mismo orbital, pero solo si tienen espines opuestos.

Figura 14
Tabla Periódica con las capas electrónicas



Fuente: Greg Robson with Inkscape (2009)

Ejemplo

¿Cuál es la configuración electrónica del helio (He)?

Respuesta: $1s^2$

Explicación: El helio tiene dos electrones, que llenan su primer nivel de energía (1s), por lo que su configuración electrónica es $1s^2$.

LA CONSTANTE DE AVOGRADO Y EL CONCEPTO DE MOL

La constante de Avogadro es una constante física definida como el número de partículas (átomos, moléculas, iones, electrones, etc.) presentes en un mol de sustancia. Se denota por N_A y su valor aproximado es de $6,022 \times 10^{23}$ mol⁻¹ o unidades de esa sustancia.

El concepto de mol es una unidad de cantidad de sustancia que se utiliza en química para expresar la cantidad de átomos, moléculas u otras partículas presentes en una muestra de una sustancia. Un mol de una sustancia es la cantidad de esa sustancia que contiene el mismo número de partículas que hay en 12 gramos de carbono-12.

Así, la constante de Avogadro se utiliza para relacionar la masa de una sustancia con el número de partículas presentes en ella. Por ejemplo, si conocemos la masa molar de una sustancia (expresada en gramos por mol), se puede calcular el número de moles de esa sustancia en una muestra dada, multiplicando la masa de la muestra por el inverso de la masa molar. A partir de ese número de moles, se puede calcular el número de partículas presentes en la muestra multiplicando por la constante de Avogadro.

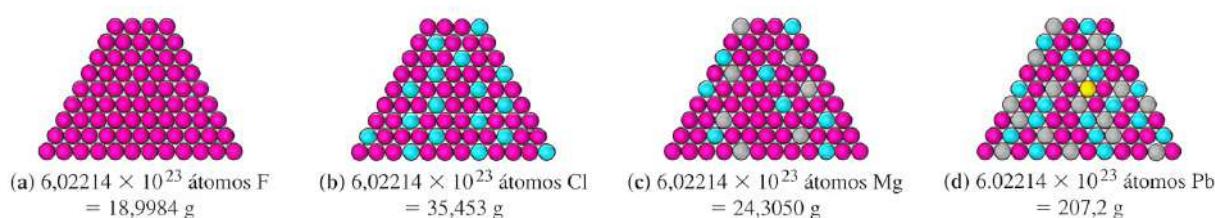
$$1 \text{ mol de átomos de } {}^{12}\text{C} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de } {}^{12}\text{C}$$

$$1 \text{ mol de moléculas de H}_2\text{O} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

$$1 \text{ mol de iones NO}_3^- = 6,02 \times 10^{23} \text{ iones NO}_3^-$$

Figura 15

Ejemplos de átomos con sus isotopos



Fuente: Petrucci et al. (2011)

Nota: a) Un solo tipo de átomos de flúor, ${}^{19}\text{F}$ (en rojo). b) en el cloro, el 75,77% de los átomos son de ${}^{35}\text{Cl}$ (n rojo) y los restantes son de ${}^{37}\text{Cl}$ (n azul). c) el magnesio tiene un isótopo mayoritario el ${}^{24}\text{Mg}$ (en azul). d) el plomo tiene cuatro isótopos naturales: ${}^{204}\text{Pb}$ (en amarillo) 1,4%, ${}^{206}\text{Pb}$ (en azul) 24,1%, ${}^{207}\text{Pb}$ (en gris) 22,1% y ${}^{208}\text{Pb}$ (en rojo) 52,4%.

En la naturaleza el mayor número de los elementos contienen mezclas de dos o más isótopos.

Por ejemplo, en un mol de carbono, la mayor parte de sus átomos son de carbono-¹², pero algunos son de carbono-¹³, para el caso de un mol de oxígeno, la mayor parte son de oxígeno-¹⁶, algunos de oxígeno-¹⁷ y otros de oxígeno-¹⁸, es decir:

1 mol de C = $6,02214 \times 10^{23}$ átomos de C = 12,0107 g

1 mol de O = $6,02214 \times 10^{23}$ átomos de O = 15,9994 g y así sucesivamente (Petrucci et al., 2011)

Se puede utilizar la relación entre número de átomos y el mol, si consideramos 1 mol de S = $6,022 \times 10^{23}$ átomos de S = 32,065g de S, podemos escribir el factor de conversión:

$$\frac{1 \text{ mol S}}{6,022 \times 10^{23} \text{ S atomos}} \quad \text{y} \quad \frac{32,065 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}}$$

Ejemplo:

Se tiene 4,07 g de azufre.

a) ¿Cuántos moles de azufre están presentes?

b) ¿Cuál es el número total de átomos de azufre en la muestra?

(a) Para la conversión: g de S a S mol de S, la utilización de 1/M como factor de conversión, proporciona la cancelación adecuada de unidades.

$$? \text{ mol S} = 4,07 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32,07 \text{ g S}} = 0,127 \text{ mol S}$$

(b) La conversión: mol de S a átomos de S se lleva a cabo utilizando la constante de Avogadro como factor de conversión.

$$? \text{ átomos S} = 0,127 \text{ mol S} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos S}}{1 \text{ mol S}} = 7,64 \times 10^{22} \text{ átomos S}$$

Al incluir las unidades en los cálculos, se puede cancelar adecuadamente las unidades, de esta manera podemos combinar los cálculos anteriores en uno solo, así:

$$? \text{ mol S} = 4,07 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32,07 \text{ g S}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos S}}{1 \text{ mol S}} = 7,64 \times 10^{22} \text{ átomos S}$$

Así evitamos tener errores por redondeo si hubiésemos sacado un resultado intermedio (Petrucci et al., 2011)

Ejercicios Propuestos

1. ¿Cuál es la cantidad de protones, neutrones y electrones en un átomo de deuterio?
2. Se tiene una muestra que contiene tres isótopos de oxígeno: ¹⁶O, ¹⁷O y ¹⁸O. Se conoce que la abundancia natural de estos isótopos es 99,757%, 0,038% y 0,205%, respectivamente. Calcular la masa atómica de esta muestra.
3. El elemento desconocido tiene 18 electrones en su configuración electrónica, ¿A qué grupo y periodo pertenece en la tabla periódica?
4. ¿Cuántos átomos de cloro hay en 3 moles de cloro?
5. ¿Cuál es el número atómico de un elemento si uno de sus isótopos tiene 117 neutrones y un numero de masa de 195?
6. ¿Cuál de los dos símbolos siguientes da mejor información? $^{17}_{8}\text{O}$ u $^{8}_{17}\text{O}$
7. ¿Cuál es la masa de $2,35 \times 10^{24}$ átomos de cobre?
8. ¿Cuántos átomos de plomo-206 están presentes en una muestra de 22,6g de plomo metal?
9. ¿Cuál es la configuración electrónica del calcio (Ca)?
10. ¿Cuál es la configuración electrónica y el estado de oxidación del manganeso?

NOMENCLATURA QUÍMICA

Los compuestos químicos se nombran de manera clara y sistemática utilizando un conjunto de reglas y convenciones llamadas nomenclatura química. Dependiendo del tipo de compuesto químico que se nombre, existen varios tipos de nomenclaturas químicas.

A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclaturas químicas:

- 1. La nomenclatura de compuestos inorgánicos:** es un conjunto de reglas utilizadas para nombrar compuestos químicos inorgánicos, es decir, aquellos que no contienen carbono.
- 2. Nomenclatura de compuestos iónicos:** en los compuestos iónicos se nombran primero al catión (generalmente un metal) y segundo al anión (generalmente un no metal), seguido de la terminación "-uro". Por ejemplo, el cloruro de sodio (NaCl) o el sulfato de hierro (III) (Fe₂(SO₄)₃).
- 3. Nomenclatura de compuestos covalentes:** se utiliza para nombrar los compuestos formados por átomos que comparten electrones, como los compuestos orgánicos. En este sistema se utiliza un prefijo que indica el número de átomos de cada elemento en la molécula, seguido del nombre del elemento con un sufijo que indica la valencia de los átomos.
- 4. Nomenclatura de compuestos moleculares:** los compuestos moleculares se nombran indicando primero el nombre del elemento menos electronegativo (generalmente el que se encuentra a la izquierda en la tabla periódica) seguido del nombre del elemento más electronegativo (generalmente el que se encuentra a la derecha en la tabla periódica), cambiando la terminación del segundo elemento por "-uro". Además, se utilizan prefijos numéricos para indicar la cantidad de átomos de cada elemento en la molécula. Por ejemplo, el dióxido de carbono (CO₂) o el tetracloruro de carbono (CCl₄).

Estos son solo algunos ejemplos de nomenclaturas químicas, y existen muchas otras reglas y convenciones para nombrar diferentes tipos de compuestos químicos.

1. Nomenclatura de Compuestos Inorgánicos

Es un conjunto de reglas utilizadas para nombrar compuestos químicos inorgánicos, es decir, aquellos que no contienen carbono. A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclatura de compuestos inorgánicos:

- Óxidos:** son compuestos binarios que contienen oxígeno y otro elemento. Se nombran indicando primero el nombre del elemento que forma el catión (generalmente un metal) y luego la palabra "óxido". Por ejemplo, el óxido de hierro (FeO) o el óxido de magnesio (MgO).
- Hidróxidos:** son compuestos que contienen un catión metálico y un anión hidróxido (-OH). Se nombran indicando primero el nombre del catión metálico y luego la palabra "hidróxido". Por ejemplo, el hidróxido de sodio (NaOH) o el hidróxido de calcio (Ca(OH)₂).
- Ácidos:** son compuestos que liberan iones de hidrógeno (H⁺) en solución acuosa. Se nombran indicando primero la palabra "ácido" y luego el nombre del anión conjugado del ácido. Si el anión contiene más oxígeno, se utiliza la terminación "-ico", mientras que, si contiene menos oxígeno, se utiliza la terminación "-oso". Por ejemplo, el ácido sulfúrico (H₂SO₄) o el ácido clorhídrico (HCl).
- Sales:** son compuestos binarios formados por un catión y un anión. Se nombran indicando primero el nombre del catión (generalmente un metal) y luego el nombre del anión (generalmente un no metal) con la terminación "-uro" reemplazando la terminación original del elemento. Por ejemplo, el cloruro de sodio (NaCl) o el sulfato de hierro (III) (Fe₂(SO₄)₃).

a) Óxidos

Son compuestos binarios formados por un elemento metálico y el oxígeno. En la nomenclatura de los óxidos se utiliza el nombre del elemento metálico seguido de la palabra "óxido".

A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclatura de óxidos:

Óxido de hierro (III): Fe₂O₃

Óxido de aluminio: Al₂O₃

Óxido de calcio: CaO

Óxido de magnesio: MgO
 Óxido de zinc: ZnO

En algunos casos, el elemento metálico puede tener más de un estado de oxidación, y en ese caso se utiliza un número romano entre paréntesis para indicar el estado de oxidación del elemento metálico. Por ejemplo:

Óxido de hierro (II): FeO
 Óxido de cobre (II): CuO
 Óxido de plomo (IV): PbO₂

En la nomenclatura química también se utilizan los prefijos numéricos griegos para indicar el número de átomos de oxígeno presentes en el compuesto. Por ejemplo:

Monóxido de carbono: CO
 Dióxido de carbono: CO₂
 Trióxido de diarsénico: As₂O₃

b) Hidróxidos

Son compuestos químicos formados por un catión metálico y el anión hidróxido (-OH). En la nomenclatura de los hidróxidos se utiliza el nombre del catión metálico seguido de la palabra "hidróxido".

A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclatura de hidróxidos:

Hidróxido de sodio: NaOH
 Hidróxido de potasio: KOH
 Hidróxido de calcio: Ca(OH)₂
 Hidróxido de hierro (II): Fe(OH)₂
 Hidróxido de aluminio: Al(OH)₃

En algunos casos, el catión metálico puede tener más de un estado de oxidación, y en ese caso se utiliza un número romano entre paréntesis para indicar el estado de oxidación del catión metálico. Por ejemplo:

Hidróxido de hierro (III): Fe(OH)₃
 Hidróxido de cobre (II): Cu(OH)₂

En la nomenclatura química también se utilizan los prefijos numéricos griegos para indicar el número de grupos hidróxido presentes en el compuesto. Por ejemplo:

Monohidróxido de calcio: Ca(OH)₂
 Dihidróxido de aluminio: Al(OH)₃

c) Ácidos

Son compuestos químicos que contienen hidrógeno y producen iones de hidrógeno (H⁺) en solución acuosa. En la nomenclatura de los ácidos, el nombre del ácido depende del anión al que está unido el hidrógeno.

A continuación, se presentan algunas reglas generales para nombrar ácidos:

Si el anión tiene terminación "-uro", el nombre del ácido se forma añadiendo el prefijo "hidro-" y la terminación "-ico". Por ejemplo, HCl es ácido clorhídrico, que se forma a partir del anión cloruro (Cl⁻). Si el anión tiene terminación "-ito", el nombre del ácido se forma añadiendo la terminación "-oso".

Por ejemplo, H₂SO₃ es ácido sulfuroso, que se forma a partir del anión sulfuroso (SO₃²⁻).

Si el anión tiene terminación "-ato", el nombre del ácido se forma añadiendo la terminación "-ico".

Por ejemplo, H₂SO₄ es ácido sulfúrico, que se forma a partir del anión sulfato (SO₄²⁻). Algunos ejemplos de nomenclatura de ácidos son:

Ácido clorhídrico: HCl
 Ácido sulfúrico: H₂SO₄
 Ácido fosfórico: H₃PO₄
 Ácido carbónico: H₂CO₃
 Ácido acético: CH₃COOH

Es importante recordar que los ácidos tienen propiedades ácidas debido a la liberación de iones de hidrógeno en solución acuosa, lo que los hace capaces de reaccionar con bases y neutralizarlas.

En los iones poliatómicos dos o más átomos se unen por enlaces covalentes, son muy frecuentes entre los no metales, así como también los aniones poliatómicos son más comunes que los cationes poliatómicos. El más común es el ion amonio NH_4^+ . Muy pocos de estos llevan el sufijo uro (a excepción del cianuro CN^-).

Los más frecuentes son ito y ato, otros llevan los prefijos hipo o per (Petrucci et al., 2011)

Los axoaniones son aniones poliatómicos unidos con el oxígeno, otros no metales (como Cl, N, P y S), forman una serie de axoaniones con diferentes números de átomos de oxígeno. Sus nombres están relacionados con el estado de oxigenación del átomo del no metal con el que se enlaza el O, va desde hipo (el mas bajo) a per (el más alto), ejemplo

Estado de oxidación creciente del no metal

Hipo____ito ____ito ____ato per____ato

Número creciente de átomos de oxígeno

Tabla 4

Algunos iones poliatómicos frecuentes

Nombre	Fórmula	Compuesto representativo
Catión Ion amonio	NH_4	NH_4Cl
Aniones		
Ion acetato	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}^{2-}$	$\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
Ion carbonato	CO_3^{2-}	Na_2CO_3
Ion hidrógeno carbonatoa	HCO_3^-	NaHCO_3
(o ion bicarbonato)		
Ion hipoclorito	ClO^-	NaClO
Ion clorito	ClO_2^-	NaClO_2
Ion clorato	ClO_3^-	NaClO_3
Ion perclorato	ClO_4^-	NaClO_4
Ion cromato	CrO_4^{2-}	Na_2CrO_4
Ion dicromato	CrO_7^{2-}	$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Ion cianuro	CN^-	NaCN
Ion hidróxido	OH^-	NaOH
Ion nitrito	NO_2^-	NaNO_2
Ion nitrato	NO_3^-	NaNO_3
Ion oxalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$
Ion permanganato	MnO_4^-	NaMnO_4
Ion fosfato	PO_4^{3-}	Na_3PO_4
Ion hidrógeno fosfatoa	HPO_4^{2-}	Na_2HPO_4
Ion dihidrógeno fosfatoa	H_2PO_4^-	NaH_2PO_4
Ion sulfito	SO_3^-	Na_2SO_3
Ion hidrógeno sulfitoa	HSO_3^-	NaHSO_3
(o ion bisulfito)		
Ion sulfato	SO_4^{2-}	Na_2SO_4
Ion hidrógeno sulfatoa	HSO_4^-	NaHSO_4
(o ion bisulfato)		
Ion tiosulfato	$\text{S}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Fuente: Petrucci et al. (2011)

^a Los nombres de estos aniones pueden escribirse con una sola palabra, ejemplo hidrogenocarbonato, hidrogenofosfato, etc.

d) Sales

Son compuestos químicos que se forman a partir de la combinación de un catión con un anión. En la nomenclatura de las sales, se utiliza el nombre del catión seguido del nombre del anión.

Figura 16

Compuestos binarios de uso común



Fuente: Mira (2021)

A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclatura de sales:

Cloruro de sodio: NaCl

Sulfato de calcio: CaSO_4

Nitrato de potasio: KNO_3

Carbonato de calcio: CaCO_3

Fosfato de hierro (III): FePO_4

En algunos casos, el catión puede tener más de un estado de oxidación, y en ese caso se utiliza un número romano entre paréntesis para indicar el estado de oxidación del catión. Por ejemplo:

Sulfato de hierro (II): FeSO_4

Sulfato de hierro (III): $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

En la nomenclatura química también se utilizan los prefijos numéricos griegos para indicar el número de átomos de cada elemento en el compuesto. Por ejemplo:

Dicloruro de mercurio: HgCl_2

Trióxido de diantimonio: Sb_2O_3

Es importante recordar que las sales pueden ser solubles o insolubles en agua, y que su solubilidad depende de los tipos de iones que componen esas sales, así como del entorno en el que se encuentran.

2. Nomenclatura de Compuestos Iónicos

Es un conjunto de reglas utilizadas para nombrar compuestos químicos que consisten en iones positivos (cationes) y negativos (aniones). A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclatura de compuestos iónicos:

a) Sales binarias: están formadas por un catión y un anión. Se nombran indicando primero el nombre del catión (generalmente un metal) y luego el nombre del anión (generalmente un no metal) con la terminación "-uro" reemplazando la terminación original del elemento. Por ejemplo, el cloruro de sodio (NaCl) o el sulfuro de calcio (CaS).

b) Sales ternarias: son compuestos iónicos que contienen tres elementos, generalmente un metal, un no metal y un polianión. El nombre se construye en función de la carga del polianión, utilizando la terminación "-ato" si el polianión tiene una carga negativa mayor, y la terminación "-ito" si tiene una carga negativa menor. Por ejemplo, el sulfato de sodio (Na_2SO_4) o el nitrato de calcio ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$).

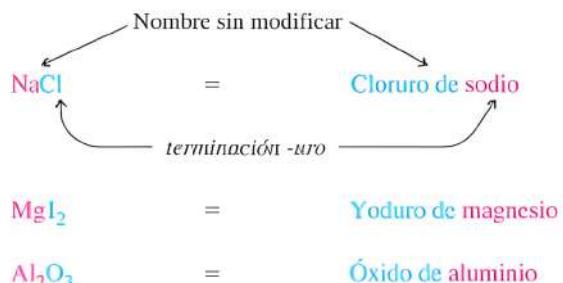
c) **Ácidos ternarios:** son compuestos iónicos que contienen tres elementos, generalmente hidrógeno, oxígeno y otro elemento no metálico. Se nombran indicando primero la palabra "ácido" y luego el nombre del anión conjugado del ácido, utilizando la terminación "-ico" si el anión contiene más oxígeno, y la terminación "-oso" si contiene menos oxígeno. Por ejemplo, el ácido sulfúrico (H_2SO_4) o el ácido nítrico (HNO_3).

a) Sales Binarias

Son compuestos químicos que se forman a partir de la combinación de un metal y un no metal. En la nomenclatura de las sales binarias, se utiliza el nombre del catión metálico seguido del nombre del anión no metálico, con la terminación "-uro".

Figura 17

Método para nombrar el NaCl , MgCl_2 y Al_2O_3 .



Fuente: Petrucci et al. (2011)

Tabla 5

Nomenclatura con el sufijo -uro para algunos aniones monoatómicos comunes según su posición en la tabla periódica

GRUPO 4A	GRUPO 5A	GRUPO 6A	GRUPO 6A
C carburo (C^{4-}) Si siliciuro (Si^{4-})	N nitruro (N^{3-}) P fosfuro (P^{3-})	O oxido (O^{2-}) S sulfuro (S^{2-}) Se selenuro (Se^{2-}) Te telururo (Te^{2-})	F floruro (F^-) Cl cloruro (Cl^-) Br bromuro (Br^-) I yoduro (I^-)

*El término carburo también se utiliza para el anión C^{2-}

Fuente: Petrucci et al., (2011)

A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclatura de sales binarias:

Cloruro de sodio: NaCl

Sulfuro de hierro: FeS

Fluoruro de calcio: CaF_2

Fosfuro de aluminio: AlP

En algunos casos, el catión metálico puede tener más de un estado de oxidación, y en ese caso se utiliza un número romano entre paréntesis para indicar el estado de oxidación del catión metálico.

Ejemplo:

Cloruro de hierro (II): FeCl_2

Cloruro de hierro (III): FeCl_3

Es importante recordar que las sales binarias son compuestos iónicos, y en su estado sólido forman una

red cristalina ordenada. También es importante tener en cuenta que las sales binarias pueden ser solubles o insolubles en agua, dependiendo de la naturaleza de los iones que las componen y de las condiciones del medio ambiente en que se encuentran.

b) Sales Ternarias

Son compuestos químicos que contienen tres elementos diferentes, y se forman a partir de la combinación de un catión metálico, un anión no metálico y un polianión. En la nomenclatura de las sales ternarias, se utiliza el nombre del catión metálico seguido del nombre del polianión y del anión no metálico.

Tabla 6

Nombres y fórmulas de cationes y aniones inorgánicos comunes

Catión	Anión
Aluminio (Al^{3+})	bromuro (Br^-)
Amonio (NH_4^+)	carbonato (CO_3^{2-})
Bario (Ba^{2+})	cianuro (CN^-)
Cadmio (Cd^{2+})	clorato (ClO_3^-)
Calcio (Ca^{2+})	cloruro (Cl^-)
Cesio (Cs^+)	cromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)
Cobalto (II) o cobaltoso (Co^{2+})	dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)
cobre(I) o cuproso (Cu^+)	dihidrógeno fosfato (H_2PO_4^-)
Cobre (II) o cúprico (Cu^{2+})	fluoruro (F^-)
Cromo (III) o crómico (Cr^{3+})	fosfato (PO_4^{3-})
Estaño (II) o estanoso (Sn^{2+})	hidrógeno carbonato o bicarbonato (HCO_3^-)
Estroncio (Sr^+)	hidrógeno fosfato (HPO_4^{2-})
Hidrógeno (H^+)	hidrógeno sulfato o bisulfato (HSO_4^-)
Hierro (II) o ferroso (Fe^{2+})	hidróxido (OH^-)
Hierro (III) o férrico (Fe^{3+})	hidruro (H^-)
Litio (Li^+)	nitrato (NO_3^-)
Magnesio (Mg^{2+})	nitrito (NO_2^-)
Manganoso (II) o manganoso (Mn^{2+})	nitruro (N^{3+})
Mercurio (I) o mercuroso (Hg^{2+}) ^x	óxido (O^{2-})
Mercurio (II) o mercúrico (Hg^{2+})	permanganato (MnO_4^-)
plata (Ag^+)	peróxido (O_2^{2-})
Plomo (II) o plumboso (Pb^{2+})	sulfato (SO_4^{2-})
potasio (K^+)	sulfito (SO_3^{2-})
Rubidio (Rb^+)	sulfuro (S_2^-)
Sodio (Na^+)	tiocianato (SCN^-)
Zinc (Zn^{2+})	yoduro (I^-)

^xEl mercurio (I) existe como un par.

Fuente: Chang & Goldsby, (2013)

A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclatura de sales ternarias:

Sulfato de calcio dihidrato: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Fosfato de sodio monobásico: NaH_2PO_4

Carbonato de calcio básico: $\text{CaCO}_3 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$

En algunos casos, el polianión puede contener más de un elemento no metálico, y en ese caso se utiliza un prefijo para indicar el número de elementos no metálicos presentes en el polianión.

Ejemplo:

Fosfato de hierro (III) tribásico: $\text{FePO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

Es importante tener en cuenta que las sales ternarias pueden ser solubles o insolubles en agua, dependiendo de la naturaleza de los iones que las componen y de las condiciones del medio ambiente en que se encuentran. También es importante recordar que las sales ternarias son compuestos iónicos, y en su estado sólido forman una red cristalina ordenada.

c) Ácidos Ternarios

Son compuestos químicos que contienen hidrógeno, oxígeno y un tercer elemento, generalmente un no metal. En la nomenclatura de los ácidos ternarios, se utiliza la palabra "ácido" seguida del nombre del anión poliatómico y la palabra "ico" o "oso", dependiendo del estado de oxidación del anión.

A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclatura de ácidos ternarios:

Ácido sulfúrico: H_2SO_4

Ácido fosfórico: H_3PO_4

Ácido nítrico: HNO_3

Ácido sulfuroso: H_2SO_3

En algunos casos, el anión poliatómico puede tener más de un estado de oxidación, y en ese caso se utiliza el sufijo "ito" para indicar el estado de oxidación menor y el sufijo "ato" para indicar el estado de oxidación mayor. Por ejemplo:

Ácido sulfuroso: H_2SO_3 (anión sulfato: SO_4^{2-} y anión sulfato: SO_3^{2-})

Ácido nítrico: HNO_2 (anión nitrato: NO_3^- y anión nitrito: NO_2^-)

Es importante tener en cuenta que los ácidos ternarios son compuestos covalentes, y pueden ser disueltos en agua para formar soluciones ácidas. La fuerza de un ácido ternario depende del número de hidrógenos ionizables y de la naturaleza del anión poliatómico.

Tabla 7
Cationes comunes

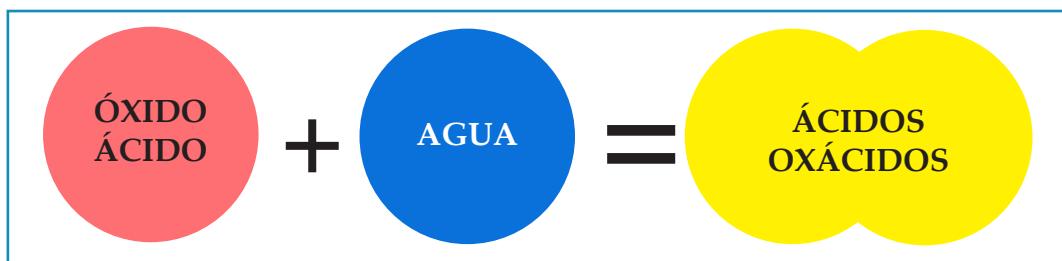
Carga	Formula	Nombre	Formula	Nombre
1+	H^+	Ion hidrógeno	NH_4^+	Ion amonio
	Li^+	Ion litio	Cu^+	Ion cobre (I) o ion cuproso
	Na^+	Ion sodio		
	K^+	Ion potasio		
	Ca^+	Ion cesio		
	Ag^+	Ion plata		
2 +	Mg^{2+}	Ion magnesio	Co^{2+}	Ion cobalto(I) o ion cobaltoso
	Ca^{2+}	Ion calcio	Cu^{2+}	Ion cobre (III) o ion cúprico
	Sr^{2+}	Ion estroncio	Fe^{2+}	Ion hierro (II) o ion ferroso

	Ba ²⁺	Ion bario	Mn ²⁺	Ion manganeso (II) o ion mangano
	Zn ²⁺	Ion zinc	Hg ²⁺	Ion mercurio(I) o ion mercuroso
	Cd ²⁺	Ion cadmio	Hg ²⁺	Ion mercurio (II)o ion mercúrico
			Ni ²⁺	Ion níquel (II) o ion niqueloso
			Pb ²⁺	Ion plomo (II) o ion plumboso
			Sn ²⁺	Ion estaño (II) o ion estanoso
3+	Al ³⁺	Ion aluminio	Cr ³⁺	Ion cromo (III) o ion crómico
			Fe ³⁺	Ion hierro (III) o ion férrico

Fuente: Petrucci et al. (2011)

Oxácidos

Figura 18
Formación de un ácido oxácido



Fuente: Rodríguez (2021)

Los oxácidos, también conocidos como ácidos oxigenados, son compuestos químicos que contienen hidrógeno, oxígeno y un elemento no metálico. En la nomenclatura de los oxácidos, se utiliza la palabra "ácido" seguida del nombre del elemento no metálico y la palabra "ico" o "oso", dependiendo del estado de oxidación del elemento.

A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclatura de oxácidos:

Ácido sulfúrico: H₂SO₄

Ácido fosfórico: H₃PO₄

Ácido nítrico: HNO₃

Ácido clorhídrico: HClO₄

Ácido hipocloroso: HClO

En algunos casos, el elemento no metálico puede tener más de un estado de oxidación, y en ese caso se utiliza el sufijo "ito" para indicar el estado de oxidación menor y el sufijo "ato" para indicar el estado de oxidación mayor. Por ejemplo:

Ácido sulfuroso: H₂SO₃ (anión sulfato: SO₄²⁻ y anión sulfato: SO₃²⁻)

Ácido nitroso: HNO₂ (anión nitrato: NO₃⁻ y anión nitrito: NO₂⁻)

Es importante tener en cuenta que los oxácidos son compuestos covalentes, y pueden ser disueltos en agua para formar soluciones ácidas. La fuerza de un oxácido depende del número de hidrógenos ionizables y de la naturaleza del elemento no metálico.

Tabla 8

Nomenclatura de oxoácidos y sus sales

Estado de oxidación	Fórmula del ácido ^a	Nombre del ácido ^b	Fórmula de la sal ^b	Nombre de la sal
Cl: +1	HC1O	ácido hipocloroso	NaClO	hipoclorito de sodio
Cl: +3	HC1O ₂	ácido cloroso	NaClO ₂	clorito de sodio
Cl: +5	HC1O ₃	ácido dórico	NaClO ₃	clorato de sodio
Cl: +7	HC1O ₄	ácido perclórico	NaClO ₄	perclorato de sodio
N: +3	HNO ₂	ácido nitroso	NaNO ₂	nitrito de sodio
N: +5	HNO ₃	ácido nítrico	NaNO ₃	nitrato de sodio
S: +4	H ₂ SO ₃	ácido sulfuroso	Na ₂ SO ₃	sulfito de sodio
S: +6	H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	Na ₂ SO ₄	sulfato de sodio

Fuente: Petrucci et al. (2011)

^a En todos los ácidos los átomos de H están enlazados a átomos de O y no al átomo metálico central. Para reflejar este hecho, a veces se escriben: HOCl en lugar de HClO; HOClO en lugar de HClO₂

^b En general, las terminaciones -ico y -ato se asignan a los compuestos en los que el átomo no metálico central tiene un estado de oxidación igual al número del grupo de la tabla periódica menos 10. Los compuestos de los halógenos son una excepción, ya que los nombres terminados en -ico y -ato se asignan a los compuestos en los que el halógeno tiene un estado de oxidación de +5, aunque el número del grupo es 17.

Bases

Las bases, en química, son compuestos que pueden aceptar protones (iones H⁺) y producir iones hidróxido (OH⁻) en solución acuosa. Las bases se pueden clasificar en dos tipos: bases fuertes y bases débiles.

En la nomenclatura de las bases, se utiliza la palabra "hidróxido" seguida del nombre del catión metálico presente en el compuesto.

A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclatura de bases:

Hidróxido de sodio: NaOH

Hidróxido de potasio: KOH

Hidróxido de calcio: Ca(OH)₂

Hidróxido de amonio: NH₄OH

Es importante tener en cuenta que las bases son compuestos iónicos, y pueden disolverse en agua para formar soluciones básicas. La fuerza de una base depende de su capacidad para aceptar protones y producir iones hidróxido. Las bases fuertes son capaces de aceptar protones con facilidad y producir grandes cantidades de iones hidróxido en solución, mientras que las bases débiles tienen una menor capacidad para aceptar protones y producir iones hidróxido.

Hidratos

Figura 19
Sulfato de cobre seco e hidratado



Son compuestos químicos que contienen agua en su estructura cristalina. En la nomenclatura de los hidratos, se utiliza el nombre del compuesto anhidro seguido del número de moléculas de agua en la estructura cristalina, separados por un punto y un espacio.

A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclatura de hidratos:

Sulfato de cobre (II) pentahidratado: CuSO₄.5H₂O

Cloruro de calcio dihidratado: $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 Carbonato de sodio decahidratado: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
 Ácido sulfúrico tetrahidratado: $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$

Es importante tener en cuenta que la presencia de agua en la estructura cristalina de un compuesto puede tener un efecto significativo en sus propiedades físicas y químicas, como el punto de fusión, el punto de ebullición y la solubilidad. Los hidratos también pueden perder agua a través de la deshidratación, lo que puede afectar su estabilidad y reactividad.

3. Nomenclatura de Compuestos Covalentes

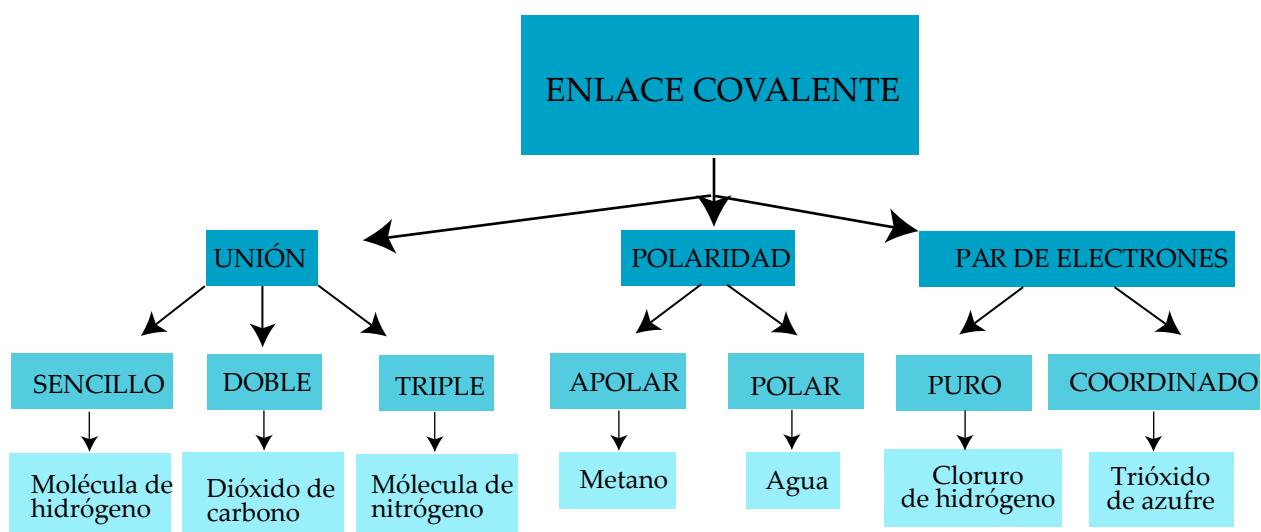
La nomenclatura de los compuestos covalentes, también conocidos como moléculas, se basa en la utilización de prefijos numéricos griegos para indicar el número de átomos de cada elemento presente en la molécula.

A continuación, se presenta una lista de los prefijos numéricos utilizados en la nomenclatura de los compuestos covalentes:

- Mono: se utiliza para indicar la presencia de un solo átomo del elemento.
- Di: se utiliza para indicar la presencia de dos átomos del elemento.
- Tri: se utiliza para indicar la presencia de tres átomos del elemento.
- Tetra: se utiliza para indicar la presencia de cuatro átomos del elemento.
- Penta: se utiliza para indicar la presencia de cinco átomos del elemento.
- Hexa: se utiliza para indicar la presencia de seis átomos del elemento.
- Hepta: se utiliza para indicar la presencia de siete átomos del elemento.
- Octa: se utiliza para indicar la presencia de ocho átomos del elemento.

En la nomenclatura de los compuestos covalentes, se utiliza la terminación "uro" para el segundo elemento de la molécula, seguido del prefijo numérico correspondiente al número de átomos del elemento. Es importante tener en cuenta que se omite el prefijo "mono" para el primer elemento de la molécula, a menos que sea necesario para evitar confusiones.

Figura 20
¿Cómo se clasifican los enlaces covalentes?



Fuente: Cettolo (2011)

A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclatura de compuestos covalentes:

Dióxido de carbono: CO_2

Trióxido de azufre: SO_3

Tetracloruro de carbono: CCl_4

Pentóxido de dinitrógeno: N_2O_5

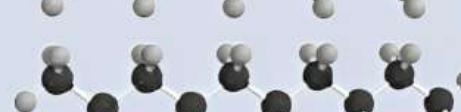
Hexafluoruro de azufre: SF_6

Es importante tener en cuenta que, en algunos casos, se utilizan nombres comunes para algunos compuestos covalentes, como el agua (H_2O), el metano (CH_4) y el amoníaco (NH_3).

4. Nomenclatura de Compuestos Orgánicos

Figura 21

Los primeros diez alcanos de cadena lineal

Nombre	Fórmula	Modelo molecular
Metano	CH_4	
Etano	C_2H_6	
Propano	C_3H_8	
Butano	C_4H_{10}	
Pentano	C_5H_{12}	
Hexano	C_6H_{14}	
Heptano	C_7H_{16}	
Octano	C_8H_{18}	
Nonano	C_9H_{20}	
Decano	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	

Fuente: Chang & Goldsby (2013)

Esta nomenclatura se basa en la utilización de prefijos y sufijos que indican la estructura y las propiedades químicas del compuesto. La IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) es la organización encargada de establecer las reglas de nomenclatura para los compuestos orgánicos.

A continuación, se presentan los pasos generales para nombrar un compuesto orgánico:

- Identificar la cadena principal de carbonos: la cadena principal es la más larga y continua de átomos de carbono en el compuesto.
- Numerar la cadena principal: se comienza a numerar desde el extremo más cercano a un grupo funcional, si lo hay.
- Identificar los grupos funcionales: los grupos funcionales son los grupos de átomos que confieren propiedades químicas particulares al compuesto.
- Asignar un prefijo y/o un sufijo: los prefijos indican la presencia de sustituyentes en la cadena principal, mientras que los sufijos indican el tipo de grupo funcional presente en el compuesto.

Ejemplos de nomenclatura de compuestos orgánicos:

- Metano: CH_4
- Etanol: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- Ácido acético: CH_3COOH
- Propanona: CH_3COCH_3
- Ácido butanoico: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$

Es importante tener en cuenta que existen numerosas excepciones y reglas específicas para la nomenclatura de los compuestos orgánicos. Además, muchos compuestos orgánicos tienen nombres comunes que se utilizan en lugar de su nombre IUPAC. Por lo tanto, es recomendable consultar un manual de nomenclatura orgánica para obtener una guía completa y detallada sobre cómo nombrar compuestos orgánicos.

Nomenclatura de acuerdo al Grupo Funcional presente en la Molécula

Está basada en la identificación del grupo funcional, que es un átomo o grupo de átomos característicos que confieren propiedades químicas particulares al compuesto. Los grupos funcionales se clasifican en varias categorías, como alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, aminas, ésteres, entre otros.

A continuación, se presentan algunos ejemplos de nomenclatura de acuerdo al grupo funcional presente en la molécula:

- **Alcoholes:** se nombran utilizando el sufijo "-ol". Por ejemplo, el etanol es un alcohol que se nombra como "etanol" o "alcohol etílico" según la nomenclatura IUPAC.
- **Aldehídos:** se nombran utilizando el sufijo "-al". Por ejemplo, el formaldehído es un aldehído que se nombra como "metanal" según la nomenclatura IUPAC.
- **Cetonas:** se nombran utilizando el sufijo "-ona". Por ejemplo, la propanona es una cetona que se nombra como "propanona" o "dimetilcetona" según la nomenclatura IUPAC.
- **Ácidos carboxílicos:** se nombran utilizando el sufijo "-oico". Por ejemplo, el ácido acético es un ácido carboxílico que se nombra como "ácido etanoico" según la nomenclatura IUPAC.
- **Aminas:** se nombran utilizando el prefijo "amino-" seguido del nombre del hidrocarburo correspondiente. Por ejemplo, la etilamina es una amina que se nombra como "etilamina" según la nomenclatura IUPAC.
- **Ésteres:** se nombran utilizando el sufijo "-ato" y el prefijo correspondiente a los grupos alquilo. Por ejemplo, el acetato de etilo es un éster que se nombra como "etanoato de etilo" según la nomenclatura IUPAC.
- **Haluros de alquilo:** se nombran utilizando el sufijo "-o" para los haluros de alquilo primarios, "-eno" para los haluros de alquilo secundarios y "-ino" para los haluros de alquilo terciarios. Por ejemplo, el cloruro de

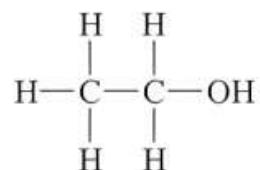
metilo es un haluro de alquilo que se nombra como "clorometano" según la nomenclatura IUPAC.

- **Amidas:** se nombran utilizando el sufijo "-amida" seguido del nombre del ácido correspondiente y el prefijo correspondiente a los grupos alquilo. Por ejemplo, la acetamida es una amida que se nombra como "etanamida" según la nomenclatura IUPAC.

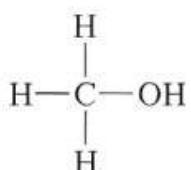
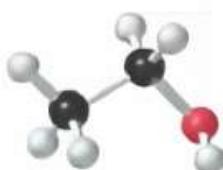
Es importante tener en cuenta que existen numerosas excepciones y reglas específicas para la nomenclatura de los compuestos orgánicos según el grupo funcional presente en la molécula.

Figura 22

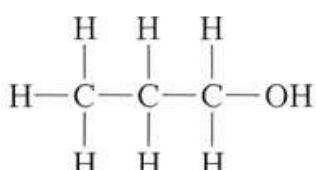
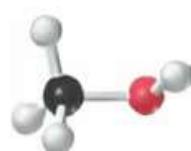
Representación de los principales alcoholes



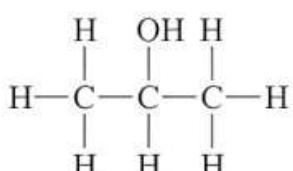
(a) Etanol, o alcohol etílico



(b) Metanol, o alcohol metílico



(c) 1-Propanol, o alcohol propílico



(d) 2-Propanol, o alcohol isopropílico

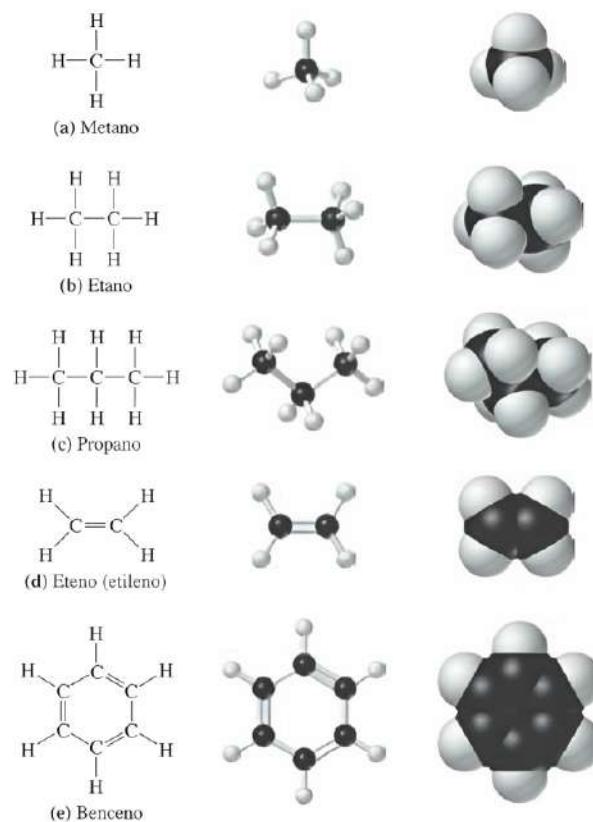


Fuente: Chang & Goldsby (2013)

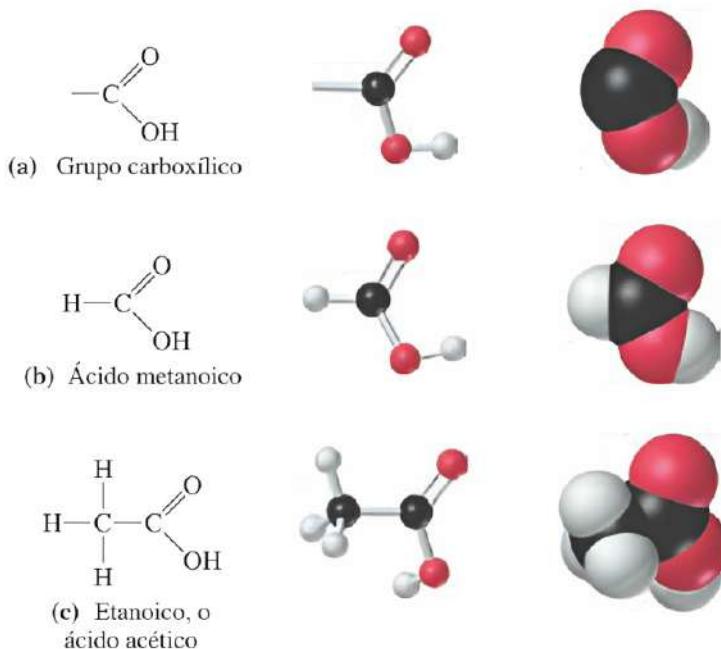
Además, muchos compuestos orgánicos tienen nombres comunes que se utilizan en lugar de su nombre IUPAC. Por lo tanto, es recomendable consultar un manual de nomenclatura orgánica para obtener una guía completa y detallada sobre cómo nombrar compuestos orgánicos según el grupo funcional presente en la molécula.

Figura 23

Cuadro de los hidrocarburos más sencillos, denominados alkanos, cada miembro de esta serie se forma a partir del anterior, añadiendo un átomo de C y dos átomos de H

**Figura 24**

Representación del grupo carboxílico y dos ácidos carboxílicos

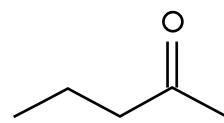


Fuente: Petrucci et al. (2011)

A continuación, se presentan algunos ejemplos de cómo nombrar moléculas de acuerdo al grupo funcional presente en la molécula de acuerdo con la regla de la IUPAC:

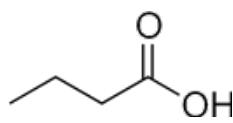
- **Pentan-2-ona:**

En esta molécula, el grupo funcional es una cetona. La cadena principal es de cinco carbonos, por lo que se llama "pentan". El grupo cetona se nombra como "ona" y se indica su posición en la cadena principal, que es el carbono 2. Por lo tanto, el nombre completo es "pentan-2-ona".



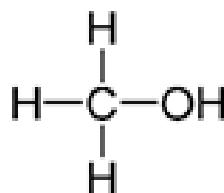
- **Ácido butanoico:**

En esta molécula, el grupo funcional es un ácido carboxílico. La cadena principal es de cuatro carbonos, por lo que se llama "butan". El grupo carboxilo se nombra como "ácido" y se indica su posición en la cadena principal, que es el carbono 1. Por lo tanto, el nombre completo es "ácido butanoico".



- **Metanol:**

En esta molécula, el grupo funcional es un alcohol. La molécula es pequeña y no tiene una cadena principal, por lo que se utiliza el nombre del grupo funcional para nombrarla. El grupo alcohol se nombra como "metanol", indicando que hay un átomo de carbono unido al grupo hidroxilo.



Estos ejemplos ilustran cómo nombrar moléculas de acuerdo al grupo funcional presente en la molécula de acuerdo con la regla de la IUPAC. Sin embargo, es importante recordar que cada molécula es única y puede tener excepciones o reglas adicionales que se deben considerar al nombrarla.

Nomenclatura de Moléculas con varios Grupos Funcionales

Cuando una molécula tiene varios grupos funcionales diferentes, se nombra según la prioridad de los grupos funcionales, que está determinada por la regla de la IUPAC de la "secuencia de las funciones". La prioridad de los grupos funcionales se basa en la naturaleza del grupo funcional y en su posición en la cadena carbonada. La secuencia de las funciones establece un orden de prioridad de los grupos funcionales, que se describe a continuación de mayor a menor:

Ácido carboxílico	
Anhídrido de ácido	
Éster	
Amida	
Aldehído	
Cetona	
Alcohol	

Amina	
Éter	$\text{R}-\text{O}-\text{R}'$
Alqueno	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagup & \diagdown \\ & \text{C}=\text{C} \\ & \diagdown & \diagup \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$
Alquino	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagup & \diagdown \\ & \text{C}=\text{C} \\ & \diagdown & \diagup \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$
Haluro de alquilo	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{R} & & \text{R} \\ \text{R}-\text{C} \diagup \text{X} & & \text{R}-\text{C} \diagdown \text{H} & & \text{R}-\text{C} \diagup \text{R} \\ \text{H} & & \text{H} & & \text{R} \\ \text{PRIMARIO} & & \text{SECUNDARIO} & & \text{TERCIARIO} \end{array}$

La nomenclatura de una molécula con varios grupos funcionales se realiza en tres pasos:

1. Se identifican todos los grupos funcionales presentes en la molécula y se ordenan de acuerdo con la secuencia de las funciones.
2. Se nombra cada grupo funcional utilizando su prefijo o sufijo correspondiente, según la regla de la IUPAC.
3. Se escribe el nombre de la cadena principal, que es la cadena carbonada más larga que contiene el mayor número de grupos funcionales. La cadena principal se nombra de acuerdo con las reglas de la nomenclatura de alkanos. Si hay varias cadenas principales de igual longitud, se selecciona la cadena que contenga el mayor número de grupos funcionales de mayor prioridad.

Si hay más de un grupo funcional del mismo tipo, se utiliza un prefijo numérico para indicar el número de veces que se repite el grupo funcional. Por ejemplo, el ácido dicarboxílico es un ácido carboxílico que contiene dos grupos carboxilo, que se nombra como "ácido hexanodioico".

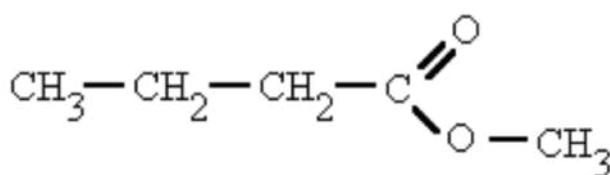
Es importante tener en cuenta que la nomenclatura de las moléculas con varios grupos funcionales puede ser complicada y puede haber excepciones y reglas adicionales que se deben considerar. Por lo tanto, se recomienda consultar un manual de nomenclatura orgánica para obtener una guía completa y detallada sobre cómo nombrar moléculas con varios grupos funcionales.

Ejemplos:

A continuación, se presentan algunos ejemplos de cómo nombrar moléculas con varios grupos funcionales de acuerdo con la regla de la IUPAC de la secuencia de las funciones:

- **2-hidroxipropanoato de etilo:**

En esta molécula, hay dos grupos funcionales, un alcohol y un éster. Según la secuencia de las funciones, el éster tiene mayor prioridad que el alcohol. Por lo tanto, el éster se nombra primero como "propanoato", y se utiliza el prefijo "hidroxi-" para indicar la presencia del grupo alcohol. La



cadena principal es de dos carbonos, por lo que se llama "propano". Finalmente, se agrega el prefijo "etilo" para indicar la presencia de un grupo alquilo unido al átomo de oxígeno del éster.

• **4-bromo-3-metilhex-2-eno-1,6-diol:**

En esta molécula, hay tres grupos funcionales, un haluro de alquilo, un alqueno y un alcohol. De acuerdo con la secuencia de las funciones, el alcohol tiene mayor prioridad que el alqueno y el haluro de alquilo. Por lo tanto, se nombra primero el alcohol como "diol", indicando que hay dos grupos hidroxilo en la molécula. Luego, se nombra el alqueno como "hex-2-eno". La cadena principal es de seis carbonos, por lo que se llama "hex". Además, hay un grupo metilo en el carbono 3 y un átomo de bromo en el carbono 4, que se indican en el nombre.

• **CH₃CH₂CH₂OH**

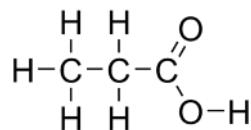
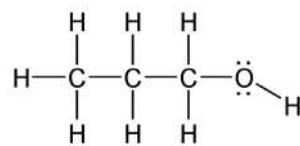
Este compuesto es un alcohol primario (grupo funcional -OH unido a un átomo de carbono saturado) y también contiene una cadena de tres átomos de carbono sin ningún otro grupo funcional, por lo que es un hidrocarburo.

Para nombrar este compuesto, se debe identificar primero el grupo funcional de mayor prioridad, que en este caso es el grupo -OH del alcohol. El hidrocarburo se nombra como un alcano, usando el prefijo correspondiente al número de átomos de carbono de la cadena principal, en este caso but-. Por lo tanto, el nombre del compuesto es butan-1-ol, indicando que el grupo -OH está unido al primer átomo de carbono de la cadena.

• **CH₃CH₂COOH**

Este compuesto es un ácido carboxílico (grupo funcional -COOH unido a un átomo de carbono saturado) y también contiene una cadena de dos átomos de carbono sin ningún otro grupo funcional, por lo que es un hidrocarburo.

Para nombrar este compuesto, se debe identificar primero el grupo funcional de mayor prioridad, que en este caso es el grupo -COOH del ácido carboxílico. El hidrocarburo se nombra como un alcano, usando el prefijo correspondiente al número de átomos de carbono de la cadena principal, en este caso et-. Por lo tanto, el nombre del compuesto es ácido etanoico, indicando que el grupo -COOH está unido al segundo átomo de carbono de la cadena.



Ejercicios Propuestos:

- Escribir los nombres de CaH₂, CuCl, AgS, Hg₂Cl₂
- Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos iónicos: a) fosfato de calcio, b) hidruro de cadmio.
- Nombrar los compuestos SF₆, HNO₂, Ca(HCO₃)₂, FeSO₄
- Nombrar los siguientes compuestos:
 - CH₃CH₂CH₂OH
 - CH₃CH(CH₃)CH₂OH.
 - CH₃CH₂CH(CH₃)COOH
 - CH₃CH₂CH₂SH.
- Escribir la fórmula de los siguientes iones poliatómicos.
 - nitrato
 - nitrito
 - amonio
 - cianuro
- Dar el nombre de cada uno de los siguientes iones poliatómicos.
 - NH₄⁺

- d) HSO_3^-
 b) H_2PO_4^-
 e) ClO_4^-

7. Las minas de ECG normalmente se recubren con una pasta húmeda que contiene cloruro de sodio antes de registrar un electrocardiograma (ECG) de un paciente cardíaco, ¿Qué propiedad de la sustancia iónica como el NaCl se usa aquí?

8. Escribir la fórmula estructural condensada de cada uno de los siguientes compuestos orgánicos:

- (a) pentano, (b) ácido etanoico, (c) 1-yodoctano, (d) 1-pentanol.

ENLACES QUÍMICOS

Iones y Compuestos Iónicos

Los iones son átomos o moléculas que han perdido o ganado uno o más electrones, lo que les da una carga eléctrica neta. Un átomo cuando pierde electrones, se convierte en un ion con carga positiva (catión), y cuando gana electrones, se convierte en un ion con carga negativa (anión). Los iones son importantes en la química porque su carga eléctrica les permite interactuar con otros iones o moléculas para formar compuestos químicos.

Los compuestos iónicos son sustancias que se forman a partir de la combinación de iones positivos y negativos en proporciones estequiométricas, es decir, en una relación numérica fija y definida. Estos compuestos son sólidos cristalinos a temperatura ambiente y tienen altos puntos de fusión y ebullición debido a las fuertes fuerzas electrostáticas que mantienen a los iones juntos.

Los compuestos iónicos tienen una serie de propiedades características, como alta conductividad eléctrica en disolución acuosa, debido a que los iones se desplazan libremente a través del líquido, y una alta solubilidad en agua, ya que los iones interactúan con las moléculas de agua. Además, los compuestos iónicos tienden a ser muy estables, y por lo general no reaccionan con otros compuestos iónicos.

Algunos ejemplos de compuestos iónicos incluyen el cloruro de sodio (NaCl), el cloruro de calcio (CaCl_2) y el sulfato de cobre (CuSO_4).

Los compuestos iónicos son importantes en la industria y la vida cotidiana, y tienen una amplia variedad de aplicaciones en la producción de materiales, alimentos, medicamentos, productos químicos y muchos otros campos.

Figura 25

Imagen del telescopio espacial James Webb de la Nasa, se estima alrededor de 50000 Fuentes de luz, cada una correspondiente a una galaxia.



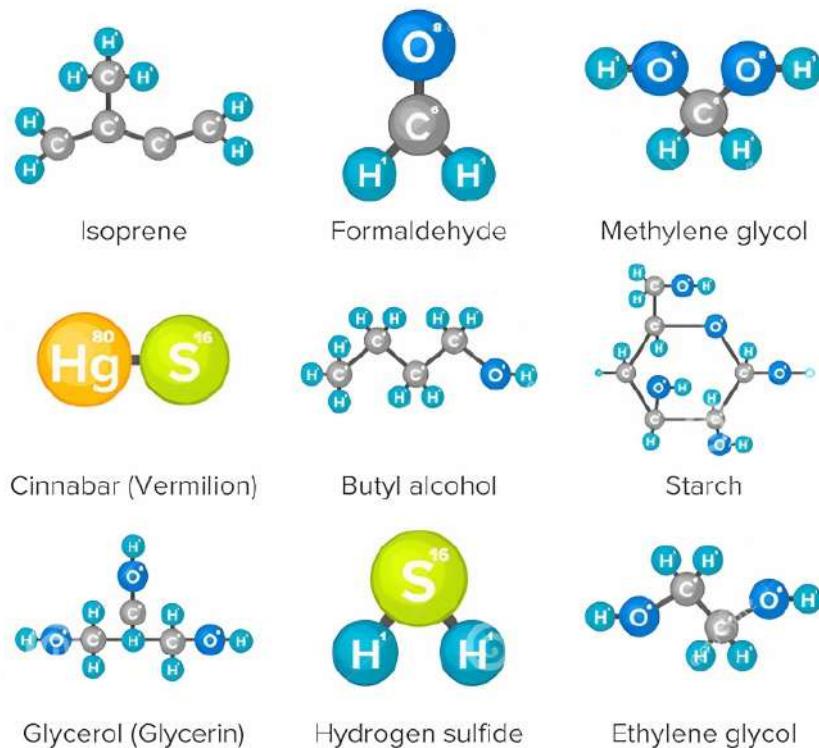
Fuente: NASA, ESA, CSA, I. Labbe (Universidad Tecnológica de Seinburne) y R. Bezanson (Universidad de Pittsburgh). Procesamiento de imágenes: Alyssa Pagan (STScI) Nasa.gov (2023)

Forma Estructural de las Sustancias

La forma estructural de las sustancias depende de su tipo de enlace químico y de la disposición espacial de sus átomos y moléculas.

Figura 26

Forma estructural de algunas sustancias.



Fuente: Vector Las Estructuras Moleculares De Las Sustancias Químicas Aisladas En Blanco Ilustración Del Vector - Ilustración de Sustancia, Etileno: 79741357, (2016)

En las sustancias iónicas, los iones se organizan en una red cristalina tridimensional. La disposición exacta de los iones depende del tamaño y la carga de los iones, así como de las fuerzas electrostáticas que los mantienen unidos. Esta estructura cristalina es responsable de las propiedades características de los compuestos iónicos, como su alta solubilidad en agua, su alto punto de fusión y ebullición, y su fragilidad.

En los compuestos covalentes, la estructura molecular depende de la forma en que los átomos están unidos entre sí a través de enlaces covalentes. Los átomos comparten electrones en enlaces covalentes para formar moléculas. La disposición de los átomos en la molécula depende del número y la orientación de los enlaces covalentes. La geometría molecular influye en las propiedades físicas y químicas de la sustancia, como su punto de fusión y ebullición, su polaridad y su reactividad.

En los metales, los átomos se unen en una estructura tridimensional de átomos de metal y electrones compartidos. Los metales tienen una estructura cristalina, en la que los átomos están organizados en capas que se apilan unas encima de otras. La forma en que se organizan los átomos en la estructura cristalina afecta las propiedades de los metales, como su conductividad eléctrica y térmica, su maleabilidad y su ductilidad.

La forma estructural de una sustancia depende de su tipo de enlace químico, la disposición de sus átomos y moléculas, y la estructura tridimensional de su cristal. Estas características determinan las propiedades físicas y químicas de la sustancia.

Disposición de los Átomos y Moléculas

La disposición de los átomos y moléculas en una sustancia depende del tipo de enlace químico que la sostiene.

En una sustancia con enlaces iónicos, los iones se organizan en una estructura cristalina tridimensional. Por ejemplo, el cloruro de sodio (NaCl) es un cristal iónico en el cual los iones de sodio y cloruro están dispuestos en una red cristalina tridimensional.

En una sustancia con enlaces covalentes, los átomos se mantienen unidos por la atracción mutua de los electrones compartidos. Los átomos en una molécula pueden estar dispuestos de varias maneras, dependiendo del tipo de molécula. Por ejemplo, en una molécula de agua (H₂O), los átomos de hidrógeno se unen al átomo de oxígeno a través de enlaces covalentes y la disposición resultante de los átomos es angular, con los dos átomos de hidrógeno dispuestos en un ángulo de aproximadamente 104,5 grados con respecto al átomo de oxígeno.

En una sustancia con enlaces metálicos, los átomos se organizan en una red cristalina tridimensional. En un metal, los átomos pierden electrones para formar cationes y los electrones se mueven libremente en la red cristalina, lo que resulta en una estructura metálica densa y resistente.

Estructura de Lewis

Es un modelo que se utiliza para describir la disposición de los electrones en una molécula o ion. Fue propuesta por el químico estadounidense Gilbert N. Lewis en 1916.

En la estructura de Lewis, los átomos se representan por su símbolo químico y los electrones se muestran como puntos o líneas alrededor del átomo. Los electrones de valencia, que son los electrones más externos de un átomo y que determinan su capacidad de formar enlaces químicos, se representan por puntos.

Para construir la estructura de Lewis de una molécula, se siguen los siguientes pasos:

- Se determina el número total de electrones de valencia de todos los átomos de la molécula.
- Se coloca el átomo menos electronegativo en el centro y se conecta con los demás átomos mediante enlaces simples.
- Se distribuyen los electrones de valencia restantes alrededor de los átomos para completar los octetos (o duetos en el caso del hidrógeno) de todos los átomos.
- Se comprueba que se han utilizado todos los electrones de valencia y que todos los átomos tienen su octeto completo.

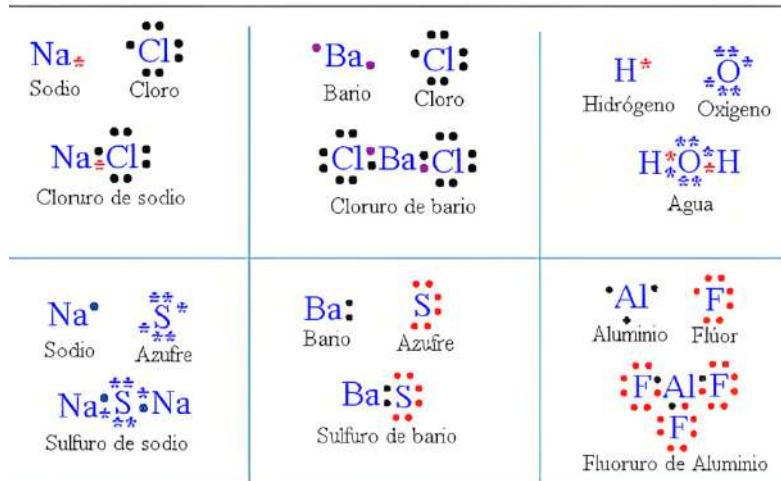
La estructura de Lewis es útil para predecir la geometría molecular, la polaridad de una molécula y su reactividad química.

GRUPO # electrones de Valencia	IA	IIA	IIIA	IVA	VIA	VIA	VIIA	VIIIA
1	2	3	4	5	6	7	8	
H	Be	B	C	N	O	F	Ne	
Li	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
Na	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
K	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Rb	Ba	Ta	Pb	Bi	Po	At	Rn	

Fuente: Fuente: Unam.mx (2023)

Figura 28

Representación de la cantidad de electrones de valencia que interactúan formando enlaces: simples, dobles o triples

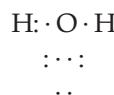


Fuente: Wikimedia Commons (2022)

Ejemplos:

A continuación, se presentan algunos ejemplos de estructuras de Lewis de moléculas simples:

- **Agua (H₂O):**



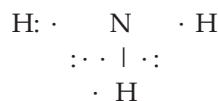
En esta estructura, el átomo de oxígeno tiene un par de electrones no compartidos y forma dos enlaces covalentes con los átomos de hidrógeno. La estructura de Lewis muestra que la molécula de agua es polar.

- **Dióxido de carbono (CO₂):**



En esta estructura, el átomo de carbono forma dos enlaces dobles con los átomos de oxígeno, completando su octeto. Los átomos de oxígeno tienen sus octetos completos y no tienen electrones no compartidos. La estructura de Lewis muestra que la molécula de dióxido de carbono es no polar.

- **Amoniaco (NH₃):**



En esta estructura, el átomo de nitrógeno tiene un par de electrones no compartidos y forma tres enlaces covalentes con los átomos de hidrógeno. La estructura de Lewis muestra que la molécula de amoniaco es polar.

- **Dióxido de azufre (SO₂):**



En esta estructura, el átomo de azufre forma un enlace doble con un átomo de oxígeno y un enlace simple con otro átomo de oxígeno. Cada átomo de oxígeno tiene dos pares de electrones no compartidos. La estructura de Lewis muestra que la molécula de dióxido de azufre es polar.

Estructura Tridimensional de su Cristal

La estructura tridimensional de un cristal depende del tipo de enlace que se forma entre los átomos o iones que lo componen.

En un cristal iónico, los iones están dispuestos en una estructura cristalina tridimensional en la que cada ion está rodeado por iones con carga opuesta. La estructura cristalina del cloruro de sodio (NaCl), por ejemplo, se compone de iones de sodio y cloruro, que están dispuestos en una red cristalina tridimensional en la que cada ion de sodio está rodeado por seis iones de cloruro y cada ion de cloruro está rodeado por seis iones de sodio.

En un cristal covalente, los átomos se mantienen unidos por enlaces covalentes, y pueden formar estructuras cristalinas en las que los átomos están dispuestos en patrones regulares. Un ejemplo de un cristal covalente es el diamante, que está hecho de átomos de carbono que se mantienen unidos por enlaces covalentes fuertes para formar una estructura cristalina tridimensional.

En un cristal metálico, los átomos de metal están organizados en una red cristalina tridimensional, en la que los átomos de metal pierden electrones de su capa más externa y los electrones se mueven libremente en la red cristalina. Un ejemplo de un cristal metálico es el hierro (Fe), que tiene una estructura cristalina en la que los átomos de hierro están dispuestos en una red tridimensional.

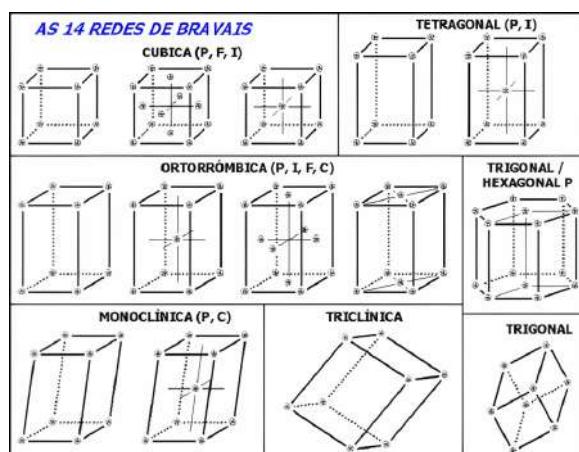
Los minerales en la naturaleza en su mayoría están contenidos dentro de una estructura cristalina.

Una red cristalina es una estructura tridimensional en la que los átomos, iones o moléculas se organizan en patrones regulares y repetitivos en todas las direcciones del espacio. Estas estructuras tienen una simetría característica que se refleja en las propiedades físicas y químicas de los materiales cristalinos.

- Redes cristalinas cúbicas: tienen átomos dispuestos en forma de cubo, como en el caso del diamante y el cloruro de sodio (sal de mesa).
- Redes cristalinas tetragonales: tienen átomos dispuestos en forma de paralelepípedo, como en el caso del rutilo.
- Redes cristalinas hexagonales: tienen átomos dispuestos en forma de hexágono, como en el caso del grafito.
- Redes cristalinas ortorrómbicas: tienen átomos dispuestos en forma de paralelepípedo rectangular, como en el caso del sulfato de cobre pentahidratado.

Figura 29

Principales estructuras de redes cristalinas



Fuente: Luis (2019)

Cada tipo de red cristalina tiene propiedades únicas que pueden influir en las propiedades físicas y químicas de los materiales que las forman. Por ejemplo, la dureza del diamante se debe a la estructura cúbica de su red cristalina, mientras que la alta conductividad térmica del grafito se debe a la disposición hexagonal de sus átomos.

Sistemas Cristalográficos

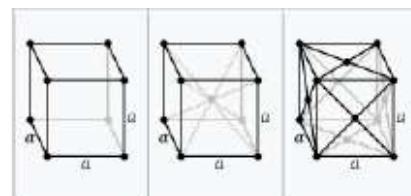
Existen siete sistemas cristalográficos que describen las formas en que los átomos, iones o moléculas se organizan en patrones regulares y repetitivos en todas las direcciones del espacio. Cada sistema cristalino tiene un conjunto único de propiedades geométricas, como la longitud de los ejes y los ángulos entre ellos. Los siete sistemas cristalinos son:

Tabla 9

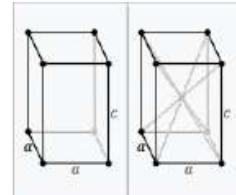
Sistemas cristalográficos de formación de los átomos en todas las direcciones del espacio

Sistema cristalino	Ejes	Ángulos entre ejes	Simetrías requeridas
Cúbico	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	Tres ejes cuaternarios
Tetragonal	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	Un eje de rotación cuaternario o un eje de inversión cuaternario
Ortorrómbico (o Rómbico)	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	Tres ejes binarios perpendiculares entre sí.
Hexagonal	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = 90^\circ; \gamma = 120^\circ$	Un eje de rotación senario o un eje de inversión senario (eje ternario + plano de simetría perpendicular)
Trigonal (o Romboédrico)	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$	Un eje de rotación ternario o un eje de inversión ternario (eje ternario + centro de simetría)
Monoclínico	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \gamma = 90^\circ; \beta \neq 90^\circ$	Un eje de rotación binario o un eje de inversión binario (plano de simetría)
Triclínico	$a \neq b \neq c$	$\alpha \neq \beta \neq \gamma$ $\alpha, \beta, \gamma \neq 90^\circ$	Ninguna

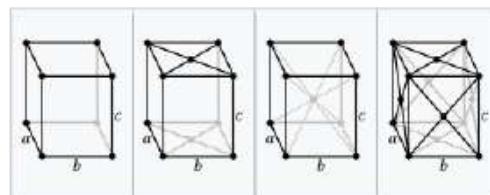
a) **Sistema cristalino cúbico:** Tiene tres ejes perpendiculares de igual longitud y los ángulos entre ellos son de 90 grados. Hay tres tipos diferentes de estructuras cúbicas, denominados cúbico simple, cúbico centrado en el cuerpo y cúbico centrado en las caras.



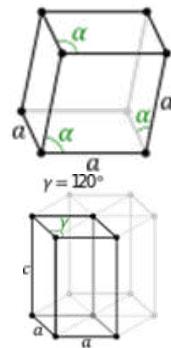
b) **Sistema cristalino tetragonal:** Tiene tres ejes perpendiculares, pero dos de ellos son de la misma longitud, mientras que el tercero es más largo o más corto. Los ángulos entre los ejes son de 90 grados. Un ejemplo común de estructura tetragonal es del rutilo.



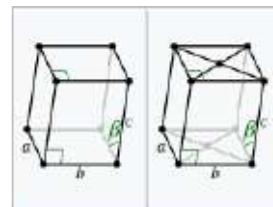
c) **Sistema cristalino ortorrómico:** Tiene tres ejes perpendiculares de diferentes longitudes. Los ángulos entre los ejes son de 90 grados. Ejemplos de estructuras ortorrómicas incluyen el sulfato de cobre pentahidratado.



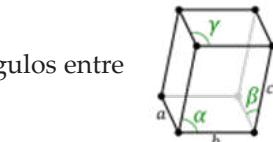
d) Sistema cristalino romboédrico: Tiene tres ejes de igual longitud, pero los ángulos entre ellos no son de 90 grados. El ángulo más grande está en el plano perpendicular a los otros dos ejes. Un ejemplo de estructura romboédrica es la de la calcita.



e) Sistema cristalino hexagonal: Tiene tres ejes, uno vertical y dos horizontales que forman un ángulo de 120 grados entre sí. El tercer eje es perpendicular a los otros dos y tiene una longitud diferente. El grafito es un ejemplo común de estructura hexagonal.



f) Sistema cristalino monoclinico: Tiene tres ejes de diferentes longitudes, pero solo dos son perpendiculares entre sí. El tercer eje está inclinado en un ángulo distinto de 90 grados con respecto a los otros dos. Ejemplos de estructuras monoclinicas incluyen la ortosa y la augita.



g) Sistema cristalino triclinico: Tiene tres ejes de diferentes longitudes y los ángulos entre ellos son distintos de 90 grados.

Un ejemplo de estructura triclinica es el yeso.

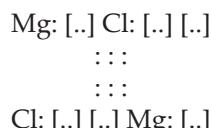
Cada sistema cristalino tiene un conjunto único de propiedades geométricas, que influyen en las propiedades físicas y químicas de los materiales cristalinos.

Cada una de estas estructuras tiene una simetría única y un conjunto de propiedades físicas y químicas que influyen en las propiedades de los materiales cristalinos que las forman. Las redes de Bravais son importantes en la descripción de la estructura cristalina de los materiales y se utilizan en la cristalográfia y la física del estado sólido.

En resumen, la estructura tridimensional de un cristal depende del tipo de enlace químico que se forma entre los átomos o iones que lo componen. La disposición de los átomos o iones en una estructura cristalina puede influir en las propiedades físicas y químicas de la sustancia, como la densidad, el punto de fusión y el punto de ebullición.

Ejemplo:

Dado el cloruro de magnesio ($MgCl_2$), escribe la fórmula molecular y la estructura de Lewis del compuesto. La fórmula molecular del cloruro de magnesio ($MgCl_2$) indica que el compuesto contiene un átomo de magnesio y dos átomos de cloro. Para escribir la estructura de Lewis, se debe determinar el número de electrones de valencia de cada átomo. El magnesio tiene dos electrones de valencia, mientras que cada átomo de cloro tiene siete electrones de valencia. Por lo tanto, la estructura de Lewis del cloruro de magnesio es:



Cada átomo de cloro comparte un par de electrones con el átomo de magnesio, lo que da como resultado una estructura en la que cada átomo de cloro tiene una carga negativa y el átomo de magnesio tiene una carga positiva. Los iones de cloro y magnesio se atraen electrostáticamente para formar el compuesto iónico $MgCl_2$.

Por lo tanto, la fórmula molecular del cloruro de magnesio es $MgCl_2$, y su estructura de Lewis muestra que el magnesio y los dos átomos de cloro están dispuestos en una estructura cristalina tridimensional, manteniéndose juntos por la fuerza electrostática de atracción.

Figura 30
Clasificación de los compuestos inorgánicos



Fuente: Cettolo (2011)

Tipos de Enlaces Químicos

Existen tres tipos principales de enlace químico: iónico, covalente y metálico.

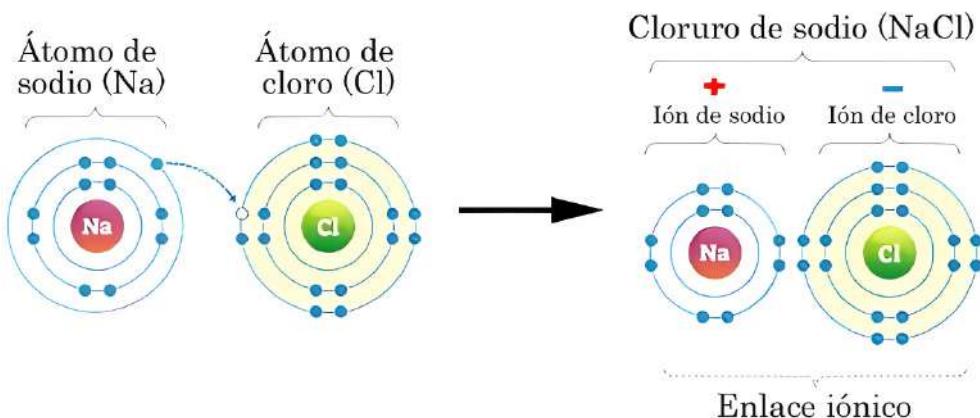
- **Enlace iónico:** se forma cuando un átomo cede uno o más electrones a otro átomo para formar iones con carga opuesta. Los iones se atraen electrostáticamente y se unen para formar un compuesto iónico. Los compuestos iónicos tienen una estructura cristalina y típicamente tienen altos puntos de fusión y ebullición, son sólidos cristalinos a temperatura ambiente y son solubles en agua. Ejemplos de compuestos iónicos incluyen el cloruro de sodio (NaCl) y el sulfato de calcio (CaSO_4).
- **Enlace covalente:** se forma cuando dos o más átomos comparten electrones en un enlace. Los átomos se mantienen unidos por la atracción mutua de los electrones compartidos. Los enlaces covalentes pueden ser polares o no polares, según la diferencia de electronegatividad entre los átomos. Los compuestos covalentes típicamente tienen puntos de fusión y ebullición más bajos que los compuestos iónicos y pueden ser sólidos, líquidos o gases a temperatura ambiente. Ejemplos de compuestos covalentes incluyen el agua (H_2O) y el dióxido de carbono (CO_2).
- **Enlace metálico:** se forma cuando los átomos de los metales comparten electrones en una red cristalina tridimensional. Los átomos de metal pueden perder electrones para formar cationes y los electrones se mueven libremente en la red cristalina. Los metales son buenos conductores de calor y electricidad debido a la capacidad de los electrones para moverse libremente. Los metales son típicamente maleables y dúctiles debido a la forma en que los átomos están dispuestos en la red cristalina. Ejemplos de metales incluyen el hierro (Fe) y el cobre (Cu).

1. Enlace Iónico

Se forma entre dos átomos con electronegatividades muy diferentes, en el cual uno de los átomos pierde electrones para formar un ion con carga positiva, mientras que el otro átomo gana electrones para formar un ion con carga negativa. Los iones con cargas opuestas se atraen y se mantienen juntos por la fuerza electrostática de atracción.

El enlace iónico se forma principalmente entre metales y no metales, como el cloruro de sodio (NaCl), en el que el átomo de sodio (un metal) pierde un electrón para formar un catión Na^+ y el átomo de cloro (un no metal) gana el electrón para formar un anión Cl^- . Los iones Na^+ y Cl^- se atraen y se mantienen juntos en una estructura cristalina tridimensional, formando el compuesto iónico NaCl .

Figura 31
Enlace iónico o electro Valente de NaCl (cloruro de sodio)



Fuente: Galindo (2016)

Las propiedades de los compuestos iónicos, como el punto de fusión y ebullición, la solubilidad y la dureza, son generalmente elevadas debido a la fuerza de los enlaces iónicos y a la estructura cristalina tridimensional. Además, los compuestos iónicos son conductores eléctricos cuando se disuelven en agua o se funden, pero no lo son en estado sólido, ya que los iones están fijos en su lugar en la estructura cristalina.

Ejemplos:

- Cloruro de sodio (NaCl): formado por la atracción electrostática entre iones de sodio (Na^+) y cloruro (Cl^-).
- Sulfato de calcio (CaSO_4): formado por la atracción electrostática entre iones de calcio (Ca^{2+}) y sulfato (SO_4^{2-}).
- Nitrato de potasio (KNO_3): formado por la atracción electrostática entre iones de potasio (K^+) y nitrato (NO_3^-).
- Carbonato de calcio (CaCO_3): formado por la atracción electrostática entre iones de calcio (Ca^{2+}) y carbonato (CO_3^{2-}).
- Fosfato de sodio (Na_3PO_4): formado por la atracción electrostática entre iones de sodio (Na^+) y fosfato (PO_4^{3-}).

En cada uno de estos compuestos, los iones están dispuestos en una estructura cristalina tridimensional y se mantienen juntos por la fuerza electrostática de atracción. Los enlaces iónicos son relativamente fuertes y requieren una gran cantidad de energía para romperse, lo que hace que los compuestos iónicos sean sólidos cristalinos en condiciones normales de temperatura y presión.

Tipos de Enlaces Iónicos

En general, solo existe un tipo de enlace iónico, que es aquel que se forma entre un metal y un no metal. Sin embargo, se pueden distinguir algunos subtipos de enlaces iónicos según las características de los iones involucrados y de la red cristalina resultante:

- a) **Enlace iónico puro:** se da cuando la diferencia de electronegatividad entre el metal y el no metal es alta, lo que implica una transferencia completa de electrones desde el metal hacia el no metal.

b) **Enlace iónico polar:** se da cuando la diferencia de electronegatividad entre el metal y el no metal es moderada, lo que implica una transferencia parcial de electrones desde el metal hacia el no metal.

c) **Enlace iónico covalente:** se da cuando el metal y el no metal son similares en electronegatividad, lo que implica una compartición parcial de electrones entre los átomos para formar iones parciales.

d) **Enlace iónico defectuoso:** se da cuando hay una falta de átomos del metal o del no metal en la red cristalina, lo que implica la presencia de vacantes de iones o de iones excesivos.

Cabe destacar que estos subtipos de enlaces iónicos no son completamente independientes entre sí, sino que representan diferentes grados de polaridad o compartición de electrones en la formación de la red cristalina.

a) Enlace Iónico Puro

Se refiere a la formación de un compuesto a partir de la transferencia completa de electrones desde un átomo metálico hacia un átomo no metálico. En este tipo de enlace, los átomos metálicos pierden uno o más electrones de su capa de valencia y se convierten en cationes positivos, mientras que los átomos no metálicos ganan uno o más electrones y se convierten en aniones negativos.

La transferencia de electrones resulta en la formación de un cristal sólido en el que los iones positivos y negativos se mantienen juntos por atracción electrostática. Los enlaces iónicos puros se caracterizan por una gran diferencia en la electronegatividad entre el metal y el no metal.

Un ejemplo común de enlace iónico puro es la formación del cloruro de sodio (NaCl). En este compuesto, el sodio (Na) pierde un electrón para formar un cation de sodio (Na^+), mientras que el cloro (Cl) gana un electrón para formar un anión de cloruro (Cl^-). La atracción electrostática entre los iones positivos y negativos resulta en la formación de un cristal sólido de cloruro de sodio.

Los enlaces iónicos puros son muy fuertes y tienen puntos de fusión y ebullición altos. Los compuestos iónicos también son sólidos cristalinos a temperatura ambiente y no conducen electricidad en estado sólido, pero sí lo hacen cuando están disueltos en agua o fundidos.

Ejemplo:

¿Cuál es la fórmula química del compuesto formado por un átomo de sodio y un átomo de cloro mediante enlace iónico puro?

La formación de cloruro de sodio (NaCl) implica la transferencia de un electrón de sodio a un átomo de cloro. El sodio pierde un electrón y se convierte en un ion positivo (Na^+), mientras que el cloro gana un electrón y se convierte en un ion negativo (Cl^-). Estos iones opuestos se atraen y forman un enlace iónico para producir cloruro de sodio (NaCl).

Por lo tanto, la fórmula química del compuesto es NaCl .

Ejercicio:

¿Cuál es la carga del ion formado por un átomo de calcio mediante enlace iónico puro?

Solución:

El calcio tiene dos electrones de valencia en su capa externa y tiende a perder esos dos electrones para adquirir una configuración electrónica estable similar a la del gas noble argón. Cuando pierde dos electrones, el calcio se convierte en un ion con una carga positiva de 2^+ .

Por lo tanto, la carga del ion formado por un átomo de calcio mediante enlace iónico puro es 2^+ .



b) Enlace Iónico Polar

Es un tipo de enlace químico que se forma entre un átomo metálico y un átomo no metálico con una diferencia moderada de electronegatividad. En este tipo de enlace, los electrones se transfieren parcialmente desde el átomo metálico al no metálico, lo que resulta en una separación de carga parcial en los iones.

El átomo no metálico, que tiene una electronegatividad más alta, atrae con más fuerza a los electrones compartidos en el enlace, lo que resulta en una carga negativa parcial en el átomo no metálico y una carga positiva parcial en el átomo metálico.

Por lo tanto, el enlace iónico polar se caracteriza por una distribución desigual de la carga eléctrica en los iones, a diferencia del enlace iónico puro, que tiene una transferencia completa de electrones.

Un ejemplo común de un enlace iónico polar es el cloruro de aluminio ($AlCl_3$). En este compuesto, el aluminio (Al) tiene una electronegatividad más baja que el cloro (Cl), lo que resulta en una transferencia parcial de electrones del átomo de aluminio al átomo de cloro. Como resultado, el cloruro de aluminio tiene una carga parcial negativa en los átomos de cloro y una carga parcial positiva en el átomo de aluminio.

Los enlaces iónicos polares tienen una fuerza intermedia entre los enlaces iónicos puros y los enlaces covalentes, lo que significa que tienen un punto de fusión y ebullición intermedios. Además, los compuestos con enlaces iónicos polares pueden ser solubles en solventes polares como el agua.

Ejemplo:

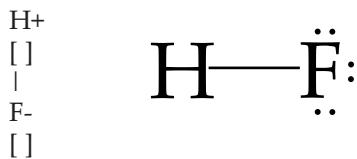
Dado el fluoruro de hidrógeno (HF), escribir la fórmula del compuesto, indicar la carga de cada ion y dibujar la estructura de Lewis del compuesto.

Fórmula del compuesto: HF

Carga del ion de hidrógeno (H^+): +1

Carga del ion de fluoruro (F^-): -1

Estructura de Lewis:



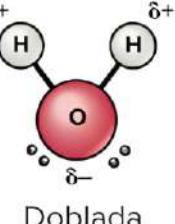
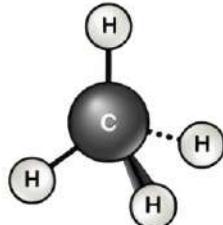
c) Enlace Iónico Covalente

Cuando dos átomos no metálicos comparten electrones para formar una configuración electrónica estable, se crea un tipo de enlace químico llamado enlace iónico covalente. Para crear una molécula, los átomos en este tipo de enlace comparten uno o más pares de electrones.

Los enlaces iónicos covalentes se diferencian de los enlaces iónicos puros en que hay una transferencia parcial de electrones de un átomo a otro. En cambio, para lograr una configuración electrónica estable, los átomos comparten electrones. Al compartir los electrones en sus capas de valencia, los átomos enlazados crean una molécula covalente.

Los enlaces covalentes iónicos se dividen en dos categorías: polares y no polares. En los enlaces covalentes no polares, los electrones compartidos se comparten de manera uniforme entre los átomos unidos, lo que resulta en una distribución uniforme de la carga eléctrica. Un ejemplo común de un enlace covalente no polar es el dióxido de carbono (CO_2).

Figura 32*Diferencia entre enlace iónico covalente polar y no polar*

	Tipo de enlace	Forma molecular
Agua	 Polar covalente	 Doblada
Metano	 No polar covalente	 Tetraédrica

Fuente: Khan Academy (2007)

Por otro lado, en los enlaces covalentes polares, la carga eléctrica se distribuye de manera desigual entre los átomos unidos debido a la diferencia de electronegatividad. Un ejemplo común de un enlace covalente polar es el agua (H_2O).

Los enlaces covalentes tienen una fuerza intermedia entre los enlaces iónicos puros y los enlaces metálicos, lo que significa que tienen puntos de fusión y ebullición intermedios. Además, los compuestos covalentes pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos a temperatura ambiente, dependiendo de su estructura molecular y fuerzas intermoleculares.

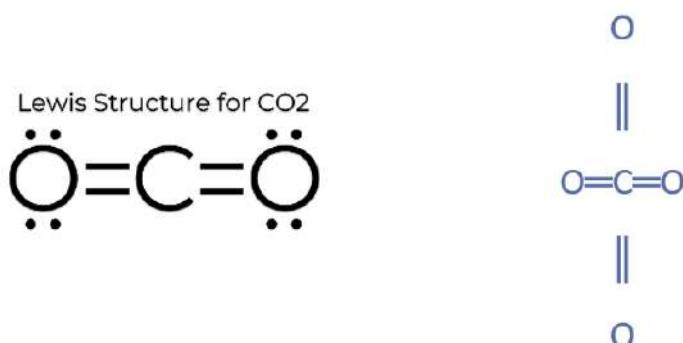
Ejemplo:

Dado el dióxido de carbono (CO_2), escriba la fórmula del compuesto, indique los átomos que comparten electrones y dibuje la estructura de Lewis del compuesto.

Fórmula del compuesto: CO_2

Átomos que comparten electrones: átomos de carbono (C) y átomos de oxígeno (O)

Estructura de Lewis:



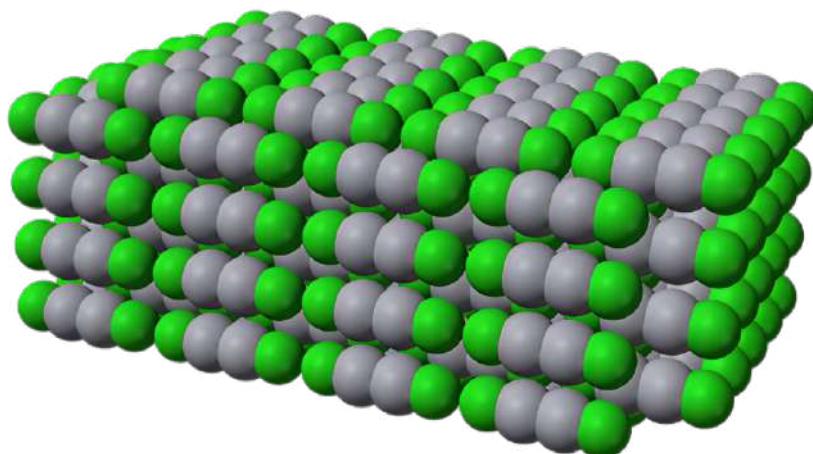
d) Enlace Iónico Defectuoso

Es también conocido como enlace iónico no estequiométrico, se produce cuando la relación entre los iones en una red cristalina no es la relación ideal prevista por la fórmula química del compuesto. En otras palabras, los iones en la red cristalina no se combinan en las proporciones exactas requeridas por la fórmula química.

Por ejemplo, en el cloruro de mercurio(I) (Hg_2Cl_2), la relación ideal entre los iones de mercurio y cloro es de 1:2, lo que significa que debería haber un ion de mercurio por cada dos iones de cloro. Sin embargo, en realidad, la proporción es de 1:1,5 debido a la presencia de vacantes en la red cristalina.

Figura 33

Estructura cristalina del cloruro de mercurio (Hg_2Cl_2), disposición espacial de sus átomos



Fuente: ben Mills (2007)

Las vacantes son sitios donde debería haber un ion, pero que está vacío. Los enlaces iónicos defectuosos pueden ocurrir debido a la presencia de vacantes, o a la presencia de iones adicionales, como impurezas, en la red cristalina. Los enlaces iónicos defectuosos también pueden ser el resultado de la presencia de iones con diferentes tamaños, lo que puede causar distorsiones en la estructura de la red cristalina.

Los enlaces iónicos defectuosos pueden afectar las propiedades físicas y químicas del compuesto. Por ejemplo, los compuestos con enlaces iónicos defectuosos pueden tener puntos de fusión y ebullición diferentes a los esperados por la fórmula química. Además, los compuestos con enlaces iónicos defectuosos pueden tener propiedades eléctricas y ópticas diferentes a las de los compuestos con enlaces iónicos puros.

Ejemplo:

Dado el cloruro de mercurio (I) (Hg_2Cl_2), escriba la fórmula del compuesto, indique la carga de cada ion y explique por qué este compuesto tiene un enlace iónico defectuoso.

- Fórmula del compuesto: Hg_2Cl_2
- Carga del ion de mercurio (Hg^{2+}): +2
- Carga del ion de cloro (Cl^-): -1

El cloruro de mercurio (I) tiene un enlace iónico defectuoso debido a la presencia de vacantes en la red cristalina. En lugar de tener la relación ideal entre los iones de mercurio y cloro de 1:2, el compuesto tiene una proporción de 1:1,5 debido a la presencia de vacantes en la red cristalina.

Los compuestos iónicos tienen propiedades únicas y distintivas debido a la fuerza del enlace iónico y a la estructura cristalina tridimensional.

2. Enlace Covalente

Este tipo de enlace se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones entre sí. Este tipo de enlace se forma entre dos átomos no metálicos que tienen tendencia a ganar electrones y formar aniones o perder electrones y formar cationes.

En un enlace covalente, los átomos comparten sus electrones de valencia para formar una molécula estable. Cada átomo contribuye con uno o más electrones al enlace, y el número de electrones compartidos depende del número de electrones de valencia de cada átomo. En un enlace covalente simple, dos átomos comparten un solo par de electrones, mientras que, en un enlace doble, comparten dos pares de electrones y en un enlace triple, comparten tres pares de electrones.

Los enlaces covalentes pueden ser polares o no polares, dependiendo de cómo se comparte el par de electrones. En un enlace covalente polar, los electrones compartidos se atraen más hacia uno de los átomos que hacia el otro, creando una distribución desigual de carga a lo largo de la molécula. En un enlace covalente no polar, los electrones se comparten equitativamente entre los átomos y no hay una distribución desigual de carga.

Ejemplos comunes de compuestos que contienen enlaces covalentes incluyen agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2), metano (CH_4) y amoníaco (NH_3). En estos compuestos, los átomos están unidos por enlaces covalentes, y la estructura molecular resultante se mantiene unida por la fuerza de atracción entre los electrones compartidos y los núcleos atómicos.

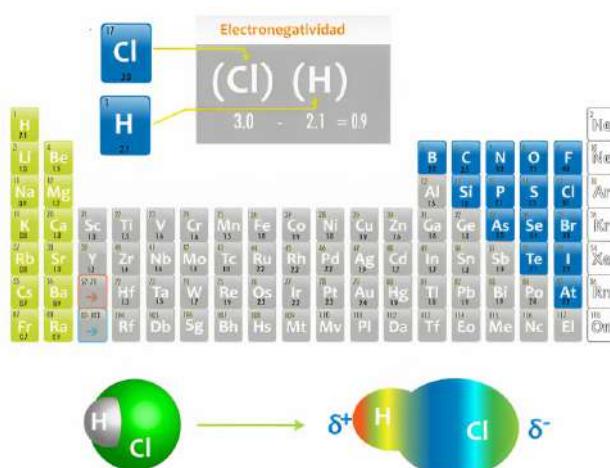
a) Enlace Covalente Polar

En este tipo de enlace los electrones compartidos entre dos átomos no se comparten de manera equitativa, sino que se atraen más hacia un átomo que hacia el otro. Esto resulta en una distribución desigual de carga a lo largo de la molécula, creando un polo negativo en el átomo más electronegativo y un polo positivo en el átomo menos electronegativo.

En un enlace covalente polar, el átomo con mayor electronegatividad atrae los electrones compartidos hacia sí mismo con más fuerza que el átomo con menor electronegatividad. Como resultado, el átomo con mayor electronegatividad adquiere una carga parcialmente negativa (δ^-) y el átomo con menor electronegatividad adquiere una carga parcialmente positiva (δ^+). Esto da como resultado una molécula polar en la que hay un desplazamiento desigual de los electrones a lo largo del enlace covalente.

Los enlaces covalentes polares son responsables de las propiedades solubles en agua de muchos compuestos orgánicos, incluyendo los aminoácidos que forman las proteínas.

Figura 34
Formación del HCl



Fuente: Portal Académico del CCH (2013)

Algunos ejemplos comunes de compuestos que contienen enlaces covalentes polares incluyen el agua (H_2O) y el dióxido de carbono (CO_2). En la molécula de agua, los electrones compartidos entre los átomos de hidrógeno y oxígeno se atraen más hacia el oxígeno, lo que le da al átomo de oxígeno una carga parcial negativa y a los átomos de hidrógeno una carga parcial positiva. En la molécula de dióxido de carbono, los electrones compartidos entre los átomos de carbono y oxígeno se atraen más hacia el oxígeno, lo que le da al átomo de oxígeno una carga parcial negativa y al átomo de carbono una carga parcial positiva.

La polaridad de los enlaces covalentes tiene implicaciones importantes en la química de la molécula resultante. Por ejemplo, la polaridad del agua permite que las moléculas se unan entre sí por medio de puentes de hidrógeno, lo que le da al agua sus propiedades únicas, como su alta tensión superficial y su capacidad para disolver sustancias polares.

Ejemplo:

Considerar la molécula de amoníaco (NH_3), que tiene un enlace covalente polar entre el nitrógeno y los átomos de hidrógeno. La electronegatividad del nitrógeno es de 3,0, mientras que la del hidrógeno es de 2,1. Determine la carga parcial de cada átomo en la molécula de amoníaco.

Para determinar las cargas parciales en una molécula de amoníaco, necesitamos calcular la diferencia de electronegatividad entre el nitrógeno y el hidrógeno. En este caso, la diferencia de electronegatividad es: $\Delta\text{EN} = \text{EN}(\text{N}) - \text{EN}(\text{H}) = 3,0 - 2,1 = 0,9$

Esta diferencia de electronegatividad indica que el enlace entre el nitrógeno y el hidrógeno es un enlace covalente polar, con el nitrógeno como el átomo más electronegativo y los átomos de hidrógeno como menos electronegativos.

Para calcular las cargas parciales de los átomos en la molécula de amoníaco, utilizamos la siguiente fórmula: $\delta = 0,5 \times \Delta\text{EN}$

donde δ es la carga parcial y ΔEN es la diferencia de electronegatividad.

Para el nitrógeno, la carga parcial es:

$$\delta(\text{N}) = 0,5 \times \Delta\text{EN} = 0,5 \times 0,9 = 0,45$$

Esto indica que el átomo de nitrógeno en la molécula de amoníaco tiene una carga parcial negativa.

Para los átomos de hidrógeno, la carga parcial es:

$$\delta(\text{H}) = 0,5 \times \Delta\text{EN} = 0,5 \times 0,9 = 0,45$$

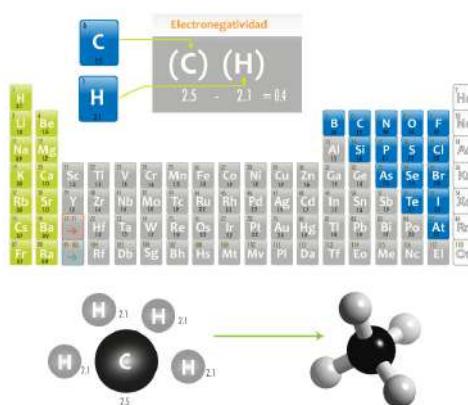
Esto indica que los átomos de hidrógeno en la molécula de amoníaco tienen una carga parcial positiva.

En general, la molécula de amoníaco tiene un enlace covalente polar entre el nitrógeno y los átomos de hidrógeno, lo que le da al nitrógeno una carga parcial negativa y a los átomos de hidrógeno una carga parcial positiva. Estas cargas parciales son importantes en las interacciones de la molécula de amoníaco con otras moléculas y con campos eléctricos.

b) Enlace Covalente no Polar

Figura 35

Formación del metano (CH_4)



Fuente: Portal Académico del CCH (2013)

Se da este tipo de enlace cuando dos átomos comparten electrones de manera equitativa, es decir, ambos átomos tienen la misma electronegatividad y la carga negativa de los electrones se distribuye de manera uniforme entre ambos átomos. Esto significa que no hay una región de la molécula que tenga una carga neta positiva o negativa, y que la molécula es eléctricamente neutra.

Un ejemplo de enlace covalente no polar es el enlace entre dos átomos de hidrógeno en la molécula de gas hidrógeno (H_2). Ambos átomos tienen la misma electronegatividad, por lo que los electrones se comparten equitativamente, resultando en una molécula eléctricamente neutra.

La estructura de Lewis de la molécula de H_2 se puede representar de la siguiente manera:



Donde los puntos representan los electrones compartidos en el enlace covalente no polar.

Los enlaces covalentes no polares pueden variar en cuanto a la longitud y la fuerza de los enlaces, dependiendo de factores como la naturaleza de los átomos involucrados y las condiciones en las que se forman los enlaces.

Por ejemplo, los enlaces C-C (entre dos átomos de carbono) en el hidrocarburo metano (CH_4) son covalentes no polares debido a la igualdad de electronegatividad entre los átomos de carbono, pero estos enlaces son más cortos y fuertes que los enlaces C-C en el hidrocarburo etano (C_2H_6), que también son covalentes no polares.

Aunque no existen diferentes tipos de enlaces covalentes no polares, la longitud y la fuerza de estos enlaces pueden variar dependiendo de las propiedades específicas de los átomos que los forman y las condiciones en las que se forman.

Ejemplo:

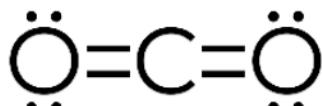
Escribir la fórmula estructural y molecular de la molécula de dióxido de carbono (CO_2).

La fórmula estructural y molecular de CO_2 es:



(estructura de Lewis)

Lewis Structure for CO_2



Ejercicio:

Indicar si el enlace entre los átomos de nitrógeno en la molécula de nitrógeno gaseoso (N_2) es polar o no polar.

Respuesta:

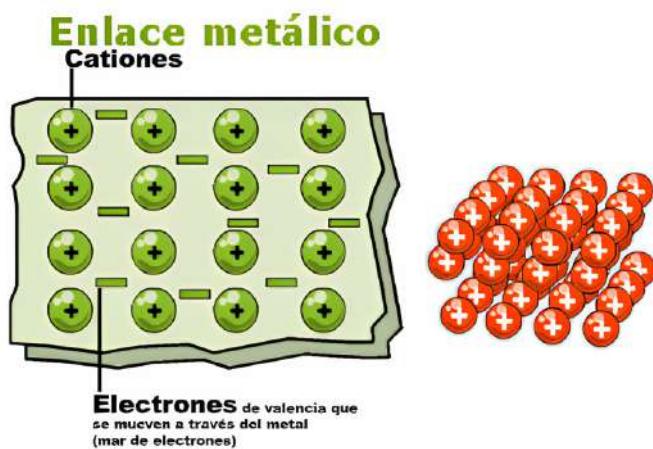
El enlace entre los átomos de nitrógeno en la molécula de N_2 es no polar, ya que ambos átomos tienen la misma electronegatividad, por lo que comparten los electrones de manera equitativa y la carga negativa se distribuye uniformemente entre ambos átomos.

3. Enlace Metálico

Es un tipo de enlace químico que se produce entre los átomos de los metales, en el cual los electrones se comparten entre varios átomos de la red cristalina. En los metales, los electrones de valencia se deslocalizan en toda la red cristalina, lo que significa que no están ligados a un átomo en particular, sino que se mueven libremente en la estructura metálica.

Esta propiedad se debe a que los átomos de los metales tienen un bajo número de electrones de valencia y, por lo tanto, una baja electronegatividad. Esto hace que los electrones de valencia puedan ser compartidos por varios átomos, lo que da lugar a la formación de una red cristalina sólida y estable.

Figura 36
Enlace metálico



Fuente: Unam.mx, (2023)

Los metales son buenos conductores de electricidad y calor debido a la capacidad de sus electrones para moverse libremente por la estructura metálica. Además, los metales tienen un alto punto de fusión y ebullición debido a la fortaleza de los enlaces metálicos.

Un ejemplo de enlace metálico es el hierro en estado sólido, donde los átomos de hierro se organizan en una estructura cristalina tridimensional y los electrones de valencia se deslocalizan en toda la red, lo que le confiere propiedades metálicas. Otro ejemplo de enlace metálico es el oro, que se utiliza en joyería debido a su alta resistencia a la corrosión y su brillo característico.

Tipos de Enlaces Metálicos

Existen dos tipos principales de enlaces metálicos:

a) Enlace Metálico Puro: se produce cuando los átomos de un solo metal se unen entre sí mediante enlaces metálicos. En este tipo de enlace, los electrones de valencia se deslocalizan en toda la red cristalina, lo que resulta en una estructura metálica sólida y estable.

En el enlace metálico puro, los átomos de metal se disponen en una estructura cristalina tridimensional, en la que los electrones de valencia de cada átomo se comparten con los de los átomos vecinos. Esto da lugar a la formación de una red de enlaces metálicos, lo que confiere a los metales propiedades únicas, como alta conductividad térmica y eléctrica, maleabilidad, ductilidad y alta resistencia mecánica.

Los metales más comunes que forman enlaces metálicos puros son el hierro, cobre, oro, plata y aluminio, aunque también existen otros metales que pueden formar enlaces metálicos puros.

b) Enlace Metálico Aleación se produce cuando dos o más metales se combinan para formar una aleación,

que es una mezcla sólida de dos o más metales. En este tipo de enlace, los electrones de valencia de los átomos de los diferentes metales se deslocalizan en toda la estructura de la aleación, formando una estructura metálica sólida y estable.

En el enlace metálico aleación, los átomos de los diferentes metales se disponen en una estructura cristalina tridimensional, en la que los electrones de valencia de cada átomo se comparten con los de los átomos vecinos. Esto da lugar a la formación de una red de enlaces metálicos, lo que confiere a las aleaciones metálicas propiedades únicas, como la resistencia a la corrosión, la dureza y la tenacidad.

Algunos ejemplos de enlace metálico aleación incluyen el bronce, que es una aleación de cobre y estaño, el acero, que es una aleación de hierro y carbono, y la amalgama dental, que es una aleación de mercurio, plata, estaño y otros metales.

Las aleaciones metálicas se utilizan en diversas aplicaciones, como la fabricación de piezas mecánicas, herramientas, joyas, componentes electrónicos y materiales de construcción, entre otras. Además, las aleaciones metálicas son fundamentales en la industria aeroespacial y en la fabricación de vehículos de transporte.

Los enlaces metálicos puros y las aleaciones metálicas tienen propiedades físicas y químicas distintas, como la conductividad eléctrica, la ductilidad, la maleabilidad, la dureza, la resistencia a la corrosión y el punto de fusión.

Ejemplos:

El enlace metálico se presenta en muchos metales y aleaciones. Algunos ejemplos de metales que forman enlaces metálicos son:

- Hierro (Fe)
- Cobre (Cu)
- Aluminio (Al)
- Oro (Au)
- Plata (Ag)
- Zinc (Zn)
- Níquel (Ni)
- Platino (Pt)
- Magnesio (Mg)

También existen aleaciones que contienen metales y que presentan enlace metálico, como la aleación de cobre y zinc conocida como latón, o la aleación de hierro, carbono y otros elementos conocida como acero. Estas aleaciones tienen propiedades únicas que las hacen útiles en una amplia gama de aplicaciones, desde la fabricación de piezas de automóviles hasta la construcción de edificios y puentes.

Ejercicio:

¿Cuál es la estructura del enlace metálico en el hierro?

Solución:

El hierro es un metal de transición que presenta una estructura cristalina cúbica centrada en el cuerpo. En esta estructura, cada átomo de hierro está rodeado por ocho átomos de hierro vecinos, formando una red tridimensional de átomos de hierro. Los electrones de valencia de los átomos de hierro se deslocalizan a través de esta red, lo que da lugar al enlace metálico. En resumen, la estructura del enlace metálico en el hierro es una red tridimensional de átomos de hierro, en la que los electrones de valencia están deslocalizados y son libres de moverse a través de la red.

SALES

Figura 37

Tipos de sales utilizadas en química



Fuente: Escuelapedia (2014)

Las sales son compuestos iónicos que se forman a través de un enlace iónico entre un metal y un no metal. El enlace iónico se produce cuando un átomo de metal pierde uno o más electrones y se convierte en un catión positivo, y un átomo de no metal gana uno o más electrones y se convierte en un anión negativo. Estos iones opuestos se atraen mutuamente debido a la fuerza electrostática y se unen para formar un compuesto iónico sólido.

Por ejemplo, la sal común (cloruro de sodio) se forma cuando un átomo de sodio (Na) pierde un electrón y se convierte en un catión Na^+ , y un átomo de cloro (Cl) gana ese electrón y se convierte en un anión Cl^- . Los iones Na^+ y Cl^- se unen por la fuerza electrostática para formar la sal sólida NaCl .

El enlace iónico en las sales es muy fuerte y requiere mucha energía para romperse. Esto significa que las sales son sólidas a temperatura ambiente y tienen puntos de fusión y ebullición relativamente altos. Además, las sales son solubles en agua y otros solventes polares debido a que los iones se separan en solución y son rodeados por moléculas de agua u otros solventes polares que los estabilizan.

Tipos de Sales

Existen muchos tipos de sales que se pueden clasificar de diferentes maneras.

A continuación, se describen algunos tipos de sales según su origen o composición:

- Sales Inorgánicas:** son sales que no contienen carbono en su estructura química. Ejemplos de estas son el cloruro de sodio (NaCl), el sulfato de magnesio (MgSO_4) y el nitrato de potasio (KNO_3).
- Sales Orgánicas:** son sales que contienen carbono en su estructura química. Ejemplos de estas son el

lactato de calcio, el citrato de magnesio y el ascorbato de sodio.

c) **Sales Neutras:** son sales que no tienen carga eléctrica neta. Ejemplos de estas son el cloruro de sodio (NaCl), el sulfato de calcio (CaSO_4) y el carbonato de calcio (CaCO_3).

d) **Sales Ácidas:** son sales que contienen un ácido en su estructura química. Estas sales se forman cuando un ácido reacciona con una base. Ejemplos de estas son el sulfato ácido de sodio (NaHSO_4) y el fosfato ácido de calcio (CaHPO_4).

e) **Sales Básicas:** son sales que contienen una base en su estructura química. Estas sales se forman cuando una base reacciona con un ácido. Ejemplos de estas son el hidróxido de magnesio (Mg(OH)_2) y el hidróxido de calcio (Ca(OH)_2).

f) **Sales Dobles:** son sales que contienen dos metales diferentes. Ejemplos de estas son el alumbre de potasio y la carnalita.

g) **Sales Halógenas:** son sales que contienen un halógeno en su estructura química. Ejemplos de estas son el cloruro de sodio (NaCl) y el yoduro de potasio (KI).

Estas son solo algunas de las formas en que se pueden clasificar las sales, pero existen muchas otras formas, dependiendo del criterio utilizado para su clasificación.

Clasificación de las Sales

Las sales se clasifican de acuerdo a varios criterios para clasificar las sales, algunos de los más comunes son los siguientes:

1. **Composición Química:** las sales se pueden clasificar según su composición química en sales orgánicas e inorgánicas, ácidas y básicas, dobles y simples, entre otras.

2. **Estructura Cristalina:** las sales también se pueden clasificar según su estructura cristalina. Algunas de las formas cristalinas más comunes son: cúbica, tetragonal, ortorrómbica, trigonal, hexagonal y romboédrica.

3. **Carga Eléctrica:** las sales se pueden clasificar según la carga eléctrica que tienen. Por ejemplo, las sales neutras no tienen carga eléctrica, mientras que las sales ácidas y básicas sí tienen carga eléctrica.

4. **Origen:** las sales se pueden clasificar según su origen, por ejemplo, sales marinas, sales minerales, sales de origen vegetal, entre otras.

5. **Solubilidad:** las sales también se pueden clasificar según su solubilidad en agua. Algunas sales son muy solubles, como el cloruro de sodio, mientras que otras son poco solubles, como el sulfato de calcio.

6. Segundo su grado de hidratación:

a. **Sales anhidras:** son aquellas que no contienen agua en su estructura cristalina, por ejemplo, el cloruro de calcio (CaCl_2).

b. **Sales hidratadas:** son aquellas que contienen agua en su estructura cristalina, por ejemplo, el sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).

7. **Uso y aplicación:** las sales también se pueden clasificar según su uso y aplicación. Por ejemplo, sales utilizadas en la alimentación, sales utilizadas en la medicina, sales utilizadas en la fabricación de productos químicos, entre otras.

1. Por su Composición Química

Las sales por su composición química se clasifican en dos categorías principales:

a) **Sales simples:** son aquellas que están compuestas por un catión y un anión. Ejemplos de sales simples son:

- Cloruro de sodio (NaCl)
- Sulfato de magnesio (MgSO_4)
- Carbonato de calcio (CaCO_3)
- Nitrato de potasio (KNO_3)

b) Sales dobles o mixtas: son aquellas que contienen dos cationes diferentes y un mismo anión. Ejemplos de sales dobles son:

- Alumbre de potasio y aluminio ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$)
- Dolomita ($\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$)
- Feldespato potásico (KAlSi_3O_8)
- Aragonito (CaCO_3)

Cabe destacar que existen también las sales complejas, que son aquellas que contienen un complejo metálico unido a uno o varios aniones simples o complejos. Estas sales se usan en la industria química y en la fabricación de catalizadores. Ejemplos de sales complejas son:

- Hexacianoferrato (II) de potasio ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$)
- Tetraclorocuprato (II) de potasio ($\text{K}_2[\text{CuCl}_4]$)
- Tetracloroplatinato (II) de potasio ($\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$)

Es importante recordar que la carga eléctrica de una sal depende de la diferencia entre las cargas de sus iones.

2. Por su Estructura

Las sales se pueden clasificar según su estructura cristalina, que depende de la disposición tridimensional de los iones que la componen. Algunos de los tipos de sales más comunes son:

a) **Sales iónicas:** son las sales más comunes y están formadas por iones cargados positiva y negativamente.

Estos iones se organizan en una estructura tridimensional cristalina, en la que los iones positivos y negativos se atraen electrostáticamente. Ejemplos de sales iónicas son el cloruro de sodio (NaCl) y el sulfato de magnesio (MgSO_4).

b) **Sales covalentes:** son sales en las que los iones están unidos por enlaces covalentes. En estas sales, los átomos comparten electrones en lugar de transferirlos. Ejemplos de sales covalentes son el dióxido de carbono (CO_2) y el dióxido de silicio (SiO_2).

c) **Sales metálicas:** son sales en las que los iones positivos son átomos metálicos. En estas sales, los átomos de metal comparten sus electrones de valencia con otros átomos de metal para formar una red cristalina tridimensional. Ejemplos de sales metálicas son el cobre (Cu), el hierro (Fe) y el oro (Au).

d) **Sales moleculares:** son sales que se componen de moléculas en lugar de iones. En estas sales, las moléculas están unidas por enlaces covalentes y no hay iones presentes. Ejemplos de sales moleculares son la sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) y la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

e) **Sales complejas:** son sales que contienen iones metálicos complejos. En estas sales, los iones metálicos están unidos a moléculas orgánicas para formar complejos tridimensionales. Ejemplos de sales complejas son el cloruro de cobalto (CoCl_2) y el nitrato de níquel ($\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$).

3. Por su Carga Eléctrica

Las sales se pueden clasificar por su carga eléctrica en varias categorías. La carga eléctrica de una sal se refiere a la cantidad de electrones que han sido transferidos entre los iones positivos y negativos que componen la sal. A continuación, se presentan algunas de las categorías más comunes:

a) **Sales catiónicas:** son las sales compuestas por iones positivos y negativos, pero en las que el ion positivo es el que lleva la carga eléctrica. Ejemplos de sales catiónicas son:

- Cloruro de amonio (NH_4Cl)
- Nitrato de potasio (KNO_3)
- Carbonato de calcio (CaCO_3)

- Fosfato trisódico (Na_3PO_4)

b) Sales aniónicas: son las sales compuestas por iones positivos y negativos, pero en las que el ion negativo es el que lleva la carga eléctrica. Ejemplos de sales aniónicas son:

- Cloruro de sodio (NaCl)
- Sulfato de calcio (CaSO_4)
- Fosfato dipotásico (K_2HPO_4)
- Carbonato de sodio (Na_2CO_3)

c) Sales neutras: son las sales que tienen un equilibrio de carga eléctrica entre los iones positivos y negativos que componen la sal. Ejemplos de sales neutras son:

- Carbonato de calcio (CaCO_3)
- Cloruro de potasio (KCl)
- Sulfato de magnesio (MgSO_4)
- Fosfato tricálcico ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$)

Cabe destacar que esta clasificación no es exhaustiva y que existen muchas otras categorías de sales basadas en su carga eléctrica, como las sales anfóteras y las sales complejas.

4. Por su Origen

Existen diferentes tipos de sales según su origen. A continuación, se presentan algunos ejemplos:

a) Sales marinas: son sales que se obtienen del agua de mar. La sal marina es una mezcla de diferentes tipos de sales, principalmente cloruro de sodio (NaCl), pero también contiene otros iones como magnesio, calcio, potasio y bromo.

b) Sales de roca: son sales que se extraen de depósitos subterráneos de minerales. Un ejemplo es la sal gema o halita, que consiste principalmente en cloruro de sodio (NaCl).

c) Sales de mesa: son sales que se utilizan comúnmente en la cocina. Generalmente son sales refinadas que han sido procesadas para eliminar impurezas y mejorar su sabor. La sal de mesa común es cloruro de sodio (NaCl).

d) Sales mineralizadas: son sales que se obtienen de la evaporación de soluciones salinas. La sal de Epsom es un ejemplo de sal mineralizada que contiene sulfato de magnesio.

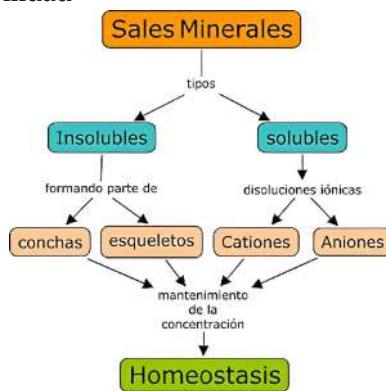
e) Sales orgánicas: son sales que se forman a partir de reacciones químicas que implican moléculas orgánicas. Un ejemplo de sal orgánica es el acetato de sodio, que se utiliza en la producción de alimentos, productos químicos y productos farmacéuticos.

Cada tipo de sal tiene sus propias características y propiedades únicas debido a su origen específico y su composición química.

5. Por su Solubilidad

Figura 38

Clasificación de las sales por su solubilidad



Fuente: Ampliación de Biología y Geología (2013)

Las sales se pueden clasificar según su solubilidad en agua, que depende de la cantidad de energía necesaria para romper las fuerzas de atracción entre los iones que componen la sal y de la afinidad de los iones por el agua. Algunos de los tipos de sales más comunes según su solubilidad son:

a) **Sales solubles:** son sales que se disuelven fácilmente en agua. Estas sales están formadas por iones pequeños con cargas opuestas fuertes y tienen una alta afinidad por el agua. Ejemplos de sales solubles son el cloruro de sodio (NaCl) y el sulfato de magnesio (MgSO_4).

b) **Sales ligeramente solubles:** son sales que se disuelven en agua en cantidades limitadas. Estas sales están formadas por iones con cargas opuestas más débiles y tienen una afinidad moderada por el agua. Ejemplos de sales ligeramente solubles son el fosfato de calcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) y el sulfato de bario (BaSO_4).

c) **Sales insolubles:** son sales que no se disuelven en agua en cantidades significativas. Estas sales están formadas por iones con cargas opuestas muy débiles y tienen una afinidad baja por el agua. Ejemplos de sales insolubles son el cloruro de plata (AgCl) y el sulfuro de plomo (PbS).

Es importante tener en cuenta que la solubilidad de una sal puede depender de la temperatura y del pH del medio en el que se encuentra.

6. Por su Grado de Hidratación

Las sales se pueden clasificar por su grado de hidratación en dos categorías principales:

a) **Sales anhidras:** son aquellas que no contienen agua en su estructura cristalina. Ejemplos de sales anhidras son:

- Cloruro de calcio (CaCl_2)
- Sulfato de hierro (III) ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$)
- Sulfato de sodio (Na_2SO_4)
- Carbonato de calcio (CaCO_3)

b) **Sales hidratadas:** son aquellas que contienen agua en su estructura cristalina. Ejemplos de sales hidratadas son:

- Sulfato de cobre (II) pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
- Cloruro de calcio dihidratado ($\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)
- Sulfato de magnesio heptahidratado ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$)
- Carbonato de sodio decahidratado ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)

Las sales hidratadas pueden variar en su grado de hidratación, lo que significa que pueden contener diferentes cantidades de agua en su estructura cristalina. El número de moléculas de agua que se unen a la sal se indica mediante un prefijo numérico seguido de "hidrato", por ejemplo, el sulfato de cobre (II) puede existir como pentahidrato ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) o como trihidrato ($\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$). El grado de hidratación de una sal puede afectar sus propiedades físicas, como su solubilidad, punto de fusión y densidad.

7. Por su Uso

Las sales se pueden clasificar según su uso en diversas aplicaciones. Algunos de los tipos de sales más comunes según su uso son:

a) **Sales de mesa:** son sales que se utilizan como condimento en la cocina. La sal de mesa común es cloruro de sodio (NaCl), pero también se pueden encontrar sales de mesa con aditivos como yodo o flúor.

b) **Sales para conservar alimentos:** son sales que se utilizan para preservar alimentos, ya que tienen propiedades antimicrobianas. Ejemplos de sales para conservar alimentos son el nitrato de sodio (NaNO_3) y el nitrito de sodio (NaNO_2).

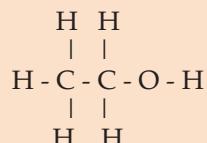
c) **Sales para tratamiento de agua:** son sales que se utilizan para tratar el agua, ya sea para su potabilización o para eliminar impurezas. Ejemplos de sales para tratamiento de agua son el cloruro de calcio (CaCl_2) y el sulfato de aluminio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$).

d) Sales para agricultura: son sales que se utilizan para mejorar la fertilidad del suelo o para controlar plagas y enfermedades en los cultivos. Ejemplos de sales para agricultura son el nitrato de amonio (NH_4NO_3) y el sulfato de cobre (CuSO_4).

e) Sales para la industria química: son sales que se utilizan en diversos procesos industriales, como la fabricación de productos químicos, farmacéuticos, textiles y cerámicos. Ejemplos de sales para la industria química son el cloruro de sodio (NaCl), el sulfato de sodio (Na_2SO_4) y el carbonato de calcio (CaCO_3).

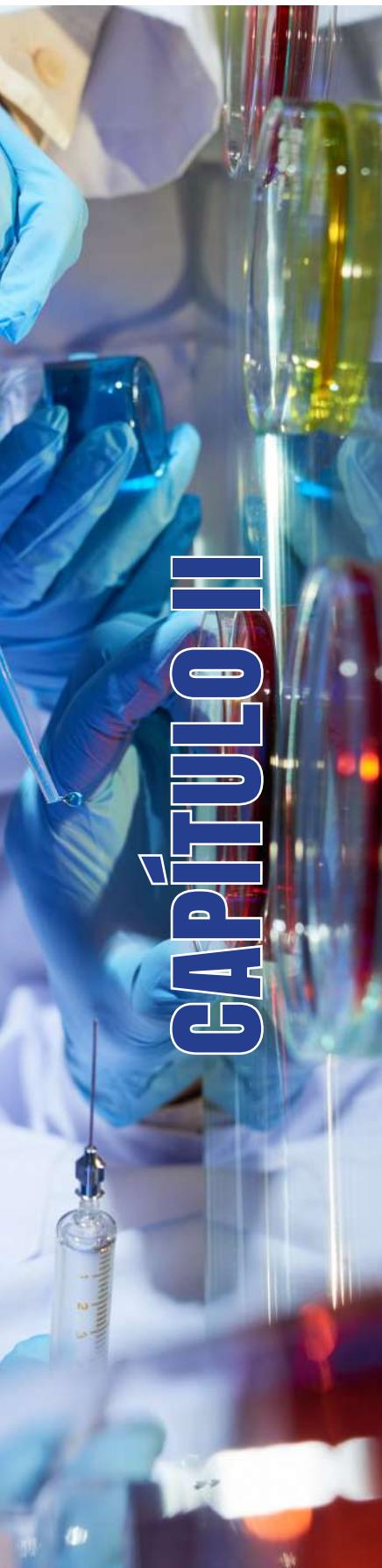
Ejercicios Propuestos:

1. Escribir la fórmula de la sal formada por los iones cloruro y calcio.
2. Nombrar la sal formada por los iones nitrato y potasio.
3. Determinar si la siguiente sal es soluble o insoluble en agua: sulfato de plomo (PbSO_4).
4. Escribir la ecuación química balanceada de la reacción entre ácido clorhídrico (HCl) e hidróxido de sodio (NaOH).
5. Calcular la masa molar del cloruro de calcio (CaCl_2).
6. Dibujar la estructura de Lewis para la molécula de ácido clorhídrico (HCl).
7. Dar el nombre de la fórmula de la siguiente estructura de Lewis:



8. Dibujar la estructura de Lewis para la molécula de ácido sulfúrico (H_2SO_4).

CAPÍTULO II



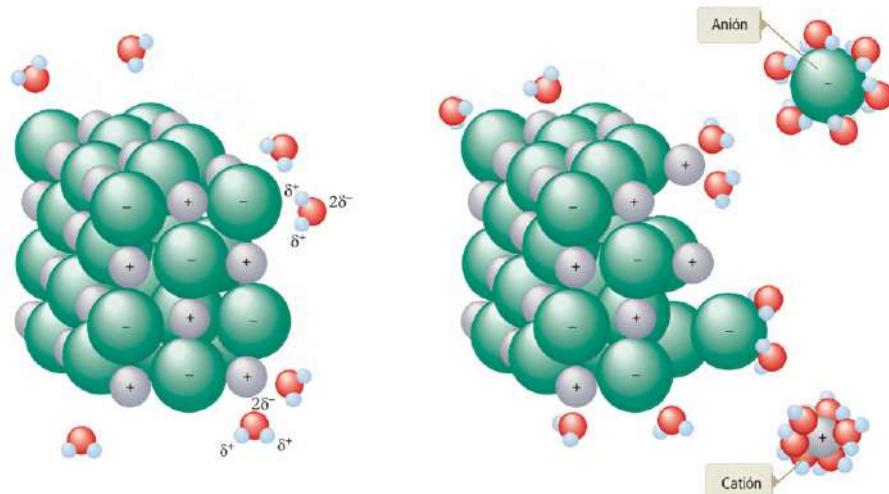
SOLUCIONES QUÍMICAS

Las soluciones químicas son mezclas homogéneas de dos o más sustancias, en la que una de las sustancias (el soluto) está disuelta en otra sustancia (el solvente). En las soluciones químicas, el soluto puede ser sólido, líquido o gaseoso, mientras que el solvente es típicamente un líquido.

Podemos ilustrar el proceso de disolución del cloruro de sodio (Fig. 39), observamos que cada molécula polar del agua se orienta de una manera que maximiza su atracción con un ion Cl^- o Na^+ . El extremo negativo de una molécula de agua es atraído a un ion Na^+ y el extremo positivo es atraído a un ion Cl^- Zumdahl & DeCoste, (2010).

Figura 39

Las moléculas polares del agua interaccionan con los iones positivos y negativos de la sal



Fuente: Zumdahl & DeCoste (2010)

Las disoluciones pueden ser aquellas que incluyan al menos un componente líquido, como disoluciones: gas-líquido, líquido-líquido y sólido-líquido, como en la siguiente tabla, vemos combinaciones de estos estados:

Componente 1	Componente 2	Estado de la disolución resultante	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	Agua gaseosa (CO_2 en agua)
Gas	Sólido	Sólido	H_2 gaseoso en paladio
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol en agua
Sólido	Líquido	Líquido	NaCl en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Latón (CuZn), soldadura (Sn/Pb)

Fuente: Chang & Goldsby (2013).

Las disoluciones que incluyen al menos un componente líquido son muy comunes en la vida cotidiana y en la industria. Algunos ejemplos de disoluciones que incluyen un componente líquido son:

- Agua y azúcar: cuando se disuelve azúcar en agua, se forma una disolución líquida.
- Alcohol y agua: las bebidas alcohólicas, como el vino o la cerveza, son disoluciones que incluyen alcohol y agua.
- Aceite y vinagre: cuando se mezcla aceite y vinagre, se forma una emulsión, que es una disolución líquida que no es homogénea.
- Gasolina: la gasolina es una mezcla de hidrocarburos líquidos que se utilizan como combustible para motores de combustión interna.
- Soluciones intravenosas: estas soluciones se utilizan en medicina para administrar líquidos y medicamentos directamente en el torrente sanguíneo.

En todos estos casos, al menos uno de los componentes de la disolución es líquido. Las disoluciones líquidas pueden ser homogéneas, como en el caso del agua y azúcar, o heterogéneas, como en el caso del aceite y vinagre.

Hay varias maneras de expresar la concentración de una solución química. Algunas de las formas más comunes incluyen:

I. Porcentaje en Masa (% en masa)

Llamada también como porcentaje en peso o peso porcentual. Se expresa como la masa del soluto dividida por la masa total de la solución, multiplicada por 100%.

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente}} \times 100\%$$

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\%$$

El porcentaje no tiene unidades porque es una relación de cantidades semejantes.

Ejemplo:

Una muestra de 0,892 g de cloruro de potasio (KCl) se disuelve en 54,6 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de KCl en la disolución?

Se toma en cuenta que la masa de soluto está disuelta en cierta cantidad de disolvente.

$$\begin{aligned} \text{Porcentaje en masa de KCl} &= \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\% \\ &= \frac{0,892\text{g}}{0,892\text{g} + 54,6\text{g}} \times 100\% \\ &= 1,61\% \end{aligned}$$

2. El Porcentaje en Volumen de una Disolución

Es una medida que indica la cantidad de soluto presente en un volumen determinado de la disolución, expresada como un porcentaje. Se calcula dividiendo el volumen del soluto por el volumen total de la disolución y multiplicando por 100. La fórmula para calcular el porcentaje en volumen es la siguiente:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen total de la disolución}} \times 100$$

Por ejemplo, si se tienen 200 mL de una disolución que contiene 50 mL de etanol, el porcentaje en volumen de la disolución es:

$$\% \text{ en volumen} = \frac{50\text{mL}}{200\text{mL}} \times 100 = 25\%$$

Esto significa que el 25% de la disolución es etanol y el 75% restante es el solvente o disolvente utilizado para disolver el soluto.

Es importante tener en cuenta que el porcentaje en volumen se utiliza principalmente para disoluciones líquidas, ya que en el caso de disoluciones sólidas o gaseosas se suelen utilizar otras medidas, como el porcentaje en peso o el porcentaje en masa. Además, es importante asegurarse de utilizar la misma unidad de volumen para el soluto y la disolución total, por ejemplo, en mililitros (mL) o en litros (L).

Las partes por millón (ppm), partes por billón (ppb) y partes por trillón (ppt) son medidas de concentración que se utilizan para expresar la cantidad de soluto presente en una disolución en términos de su relación con la cantidad total de solución.

a) Partes por Millón (ppm):

Se refiere a la cantidad de partes de soluto por millón de partes de la solución. Se utiliza para concentraciones relativamente bajas. Se calcula de la siguiente manera:

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa total de la solución}} \times 10^6$$

b) Partes por Billón (ppb):

Se refiere a la cantidad de partes de soluto por billón de partes de la solución. Es una unidad de concentración aún menor que ppm. Se calcula de la siguiente manera:

$$\text{ppb} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa total de la solución}} \times 10^9$$

c) Partes por Trillón (ppt):

Se refiere a la cantidad de partes de soluto por trillón de partes de la solución. Es una unidad de concentración aún menor que ppb. Se calcula de la siguiente manera:

$$\text{ppt} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa total de la solución}} \times 10^{12}$$

Por ejemplo, si en una solución hay 1 g de soluto y 1000 L de solución, la concentración expresada en ppm sería:

$$\text{ppm} = \left(\frac{1\text{g}}{1000\text{ kg}} \right) \times 10^6 = 1000 \text{ ppm}$$

En el caso de ppb, la misma solución tendría una concentración de:

$$\text{ppb} = \left(\frac{1\text{g}}{1000\text{ kg}} \right) \times 10^9 = 1.000.000 \text{ ppb}$$

Mientras que en el caso de ppt, la concentración sería de:

$$\text{ppt} = \left(\frac{1\text{g}}{1000\text{ kg}} \right) \times 10^{12} = 1.000.000.000 \text{ ppt}$$

Estas medidas son muy útiles en la industria, en la medicina y en la ciencia en general para expresar concentraciones muy bajas de sustancias y para controlar la contaminación ambiental y el proceso de fabricación de productos.

Molaridad (M):

Se expresa como el número de moles de soluto por litro de solución. La molaridad se representa con la letra "M" y su unidad es mol/L.

La fórmula para calcular la molaridad de una disolución es:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto (n)}}{\text{litros de disolución (V)}}$$

donde (M) es la molaridad de la disolución en mol/L, (n) es la cantidad de moles del soluto presente en la disolución y (V) es el volumen de la disolución en litros.

Por ejemplo, si se disuelven 0,1 moles de cloruro de sodio (NaCl) en 1 litro de agua, la molaridad de la disolución sería:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{n}{V}$$

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}}$$

$$\text{Molaridad (M)} = 0,1 \text{ M}$$

Esto significa que la molaridad de la disolución es de 0,1 mol/L, es decir, hay 0,1 moles de NaCl por cada litro de la disolución.

Ejemplo:

Se disuelven 25 gramos de ácido sulfúrico (H_2SO_4) en suficiente agua para preparar 500 mililitros de solución. Calcular la molaridad de la solución.

Calcular el número de moles de H_2SO_4 :

a) Calcular la masa molar de H_2SO_4 :

$$\text{Masa molar} = (2 \times \text{Masa molar de H}) + \text{Masa molar de S} + (4 \times \text{Masa molar de O})$$

$$\text{Masa molar} = (2 \times 1,008 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) + 32,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + (4 \times 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}})$$

$$\text{Masa molar} = 98,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

b) Calcular el número de moles de H_2SO_4 :

$$\text{Moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{masa de } \text{H}_2\text{SO}_4}{\text{masa molar de } \text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$\text{Moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{25 \text{ g}}{98,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$\text{Moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 = 0,2548 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Calcular el volumen de la solución:

$$\text{Volumen de la solución} = 500 \text{ ml} = 0,5 \text{ L}$$

Calcular la molaridad de la solución:

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de la solución (en litros)}}$$

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{0,2548 \text{ moles}}{0,5 \text{ L}}$$

$$\text{Molaridad (M)} = 0,5096 \text{ M}$$

Por lo tanto, la molaridad de la solución es de 0,5096 M, lo que significa que hay 0,5096 moles de H_2SO_4 por litro de solución.

La molaridad es una medida muy utilizada en química para expresar la concentración de soluciones y se utiliza principalmente en reacciones químicas, ya que permite calcular la cantidad de reactivos necesarios para obtener una determinada cantidad de producto.

Molalidad (m):

Se expresa como el número de moles de soluto por kilogramo de solvente.

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa de disolvente (kg)}}$$

A menudo se confunde con la molaridad, mientras que en la molaridad depende del volumen de la disolución, en la molalidad depende de la masa del disolvente. La molalidad no varía con la temperatura,

ya que las masas no varían, mientras que la molaridad si lo hace ya que la expansión o contracción de la disolución con la temperatura, modifica el volumen. Broen et al., (2009)

Ejemplo:

Se disuelven 25 gramos de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 300 gramos de agua. Calcular la molalidad de la solución.

Calcular el número de moles de glucosa:

a) Calcular la masa molar de la glucosa:

$$\text{Masa molar} = 6 \times (\text{Masa molar de C}) + 12 \times (\text{Masa molar de H}) + 6 \times (\text{Masa molar de O})$$

$$\text{Masa molar} = 6 \times 12,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 12 \times 1,008 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 6 \times 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Masa molar} = 180,18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

b) Calcular el número de moles de glucosa:

$$\text{Moles de glucosa} = \frac{\text{masa de glucosa}}{\text{masa molar de glucosa}}$$

$$\text{Moles de glucosa} = \frac{25\text{g}}{180,18\text{g}} \frac{\text{mol}}{\text{mol}}$$

$$\text{Moles de glucosa} = 0,139 \text{ moles de glucosa}$$

Calcular el peso del disolvente (en kilogramos):

$$\text{Peso del disolvente} = \frac{300\text{g}}{\frac{1000\text{g}}{\text{kg}}}$$

$$\text{Peso del disolvente} = 0,3 \text{ kg}$$

Calcular la molalidad de la solución:

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{peso del disolvente (en kilogramos)}}$$

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{0,139 \text{ moles}}{0,3 \text{ kg}}$$

$$\text{Molalidad (m)} = 0,463 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Por lo tanto, la molalidad de la solución es de $0,463 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$, lo que significa que hay 0,463 moles de glucosa por kilogramo de agua.

La molalidad se utiliza en la química para describir la concentración de soluciones, particularmente en situaciones en las que la temperatura puede variar. Como la molalidad se basa en la cantidad de soluto por unidad de masa del solvente, no varía con la temperatura. Esto significa que la molalidad es útil para describir la concentración de soluciones en la industria química, especialmente en procesos de fabricación de alimentos y productos farmacéuticos. También se utiliza en la crioscopía, un método para determinar el peso molecular de una sustancia a partir del punto de congelación de una solución.

Fracción Molar

La fracción molar de una disolución es una medida de la proporción de cada componente en la disolución total. Se define como la razón entre la cantidad de moles de un componente específico en la disolución y la cantidad total de moles de todos los componentes presentes en la disolución.

La fórmula de cálculo para la fracción molar de un componente específico, X, en una disolución es:

$$\text{Fracción molar de X} = \frac{\text{Moles de componente}}{\text{Moles totales de la disolución}}$$

El símbolo X representa la fracción molar con un subíndice que indica el componente de cálculo. Por

Por ejemplo, la fracción molar del HCl en una disolución de ácido clorhídrico queda representado como: X_{HCl} . Para calcular la fracción molar, primero se debe determinar la cantidad de moles de cada componente presente en la disolución. Esto se puede hacer utilizando la concentración molar y el volumen de la disolución.

Por ejemplo, si se tiene una disolución de 500 ml de agua que contiene 2 moles de cloruro de sodio (NaCl) y 3 moles de cloruro de calcio (CaCl₂), la cantidad total de moles de los dos componentes es:

$$\text{Moles totales} = \text{Moles de NaCl} + \text{Moles de CaCl}_2$$

$$\text{Moles totales} = 2 \text{ moles} + 3 \text{ moles}$$

$$\text{Moles totales} = 5 \text{ moles}$$

La fracción molar de NaCl se puede calcular utilizando la fórmula anterior:

$$\text{Fracción molar de NaCl} = \frac{\text{Moles de NaCl}}{\text{Moles totales de la disolución}}$$

$$\text{Fracción molar de NaCl} = \frac{2 \text{ moles}}{5 \text{ moles}}$$

$$\text{Fracción molar de NaCl} = 0,4$$

La fracción molar de CaCl₂ se puede calcular de manera similar:

$$\text{Fracción molar de CaCl}_2 = \frac{\text{Moles de CaCl}_2}{\text{Moles totales de la disolución}}$$

$$\text{Fracción molar de CaCl}_2 = \frac{3 \text{ moles}}{5 \text{ moles}}$$

$$\text{Fracción molar de CaCl}_2 = 0,6$$

Por lo tanto, la disolución tiene una fracción molar de NaCl de 0,4 y una fracción molar de CaCl₂ de 0,6.

Ejemplo:

Una disolución acuosa de HCl (ácido clorhídrico) contiene 36% de HCl en masa, (a) Calcular la fracción molar de HCl en la disolución, (b) Calcular la molalidad del HCl en la disolución.

Al convertir unidades de concentración basándonos en la masa o en los moles de soluto y disolvente (porcentaje en masa, fracción molar y molalidad), es necesario que asumamos una cantidad de masa total de disolución, como puede ser 100 g exactos de disolución. Al ser la disolución al 36% de HCl, contiene 36 g de HCl, el resto de los 100 g (100-36) g es H₂O. Luego convertimos los gramos de soluto a moles, para calcular la fracción molar o la molalidad. También convertiremos los gramos de disolvente (H₂O) a moles, para calcular las fracciones molares y en kg para la molalidad. Broen et al., (2009)

a) Para calcular la fracción molar del HCl, primero convertimos las masas de HCl y H₂O a moles:

$$\text{Moles de HCl} = (36 \text{ g HCl}) \left(\frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \right) = 0,99 \text{ mol HCl}$$

$$\text{Moles de H}_2\text{O} = (64 \text{ g H}_2\text{O}) \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \right) = 3,6 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$X_{\text{HCl}} = \frac{\text{moles de HCl}}{\text{moles de H}_2\text{O} + \text{moles de HCl}} = \frac{0,99}{3,6 + 0,99} = \frac{0,99}{4,6} = 0,22$$

b) Para calcular la molalidad del HCl en la disolución, primero calculamos el número de moles de HCl y la más del disolvente: 64 g = 0,064 kg

$$\text{Molalidad de HCl} = \frac{0,99 \text{ mol HCl}}{0,064 \text{ kg H}_2\text{O}} = 15 \text{ m}$$

La fracción molar se utiliza para describir la concentración de soluciones en situaciones en las que la temperatura, la presión y otros factores pueden afectar la solubilidad y las propiedades físicas de la solución. La fracción molar se utiliza a menudo en cálculos de equilibrio químico y para describir la solubilidad de sustancias en diferentes solventes. También es útil para calcular la presión de vapor y otras propiedades termodinámicas de soluciones.

Dilución

La dilución es una técnica utilizada en química para reducir la concentración de una solución mediante la adición de un solvente o de otra solución. El proceso de dilución implica agregar una cantidad conocida de solvente a la solución original, lo que aumenta el volumen total de la solución, pero disminuye la concentración de los solutos presentes.

Permite también ajustar la concentración de una solución a un valor deseado. Por ejemplo, es común utilizar la dilución para preparar soluciones de trabajo de concentraciones conocidas a partir de soluciones stock más concentradas.

El cálculo de la dilución se basa en la ley de conservación de la masa, que establece que la cantidad total de soluto en la solución antes y después de la dilución debe ser la misma. Por lo tanto, la cantidad de soluto presente en la solución original puede calcularse mediante la multiplicación de la concentración por el volumen. A partir de esta cantidad, y de la concentración y el volumen deseados de la solución diluida, se puede calcular el volumen de solvente necesario para alcanzar la concentración deseada.

La ley de conservación de la masa establece que: en cualquier sistema cerrado, la masa total se mantiene constante, es decir, que la masa de los productos de una reacción química es igual a la masa de los reactivos. En el caso de las diluciones químicas, la ley de conservación de la masa se aplica a la cantidad de soluto presente en la solución antes y después de la dilución.

Para realizar el cálculo de una dilución química, se utiliza la fórmula:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

En la que:

C_1 es la concentración inicial de la solución (usualmente llamada "concentración stock").

V_1 es el volumen de la solución inicial.

C_2 es la concentración final deseada de la solución (usualmente llamada "concentración de trabajo").

V_2 es el volumen final de la solución diluida.

La ley de conservación de la masa se aplica al soluto presente en la solución. Esto significa que, aunque se agregue solvente para diluir la solución, la cantidad total de soluto sigue siendo la misma antes y después de la dilución.

Para calcular la cantidad de soluto presente en la solución antes y después de la dilución, se puede utilizar la siguiente ecuación:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

En la que: $C_1 V_1$ es la cantidad de soluto presente en la solución antes de la dilución, y $C_2 V_2$ es la cantidad de soluto presente en la solución después de la dilución.

Por ejemplo, si se tiene una solución de ácido clorhídrico (HCl) de concentración 1 M y se desea diluir 100 ml de esta solución a una concentración de 0,5 M, se puede calcular la cantidad de soluto presente antes y después de la dilución utilizando la ley de conservación de la masa:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$(1 \text{ M}) (100 \text{ ml}) = (0,5 \text{ M}) (V_2)$$

$$V_2 = (1 \text{ M}) (100 \text{ ml}) / (0,5 \text{ M})$$

$$V_2 = 200 \text{ ml}$$

Por lo tanto, la cantidad de soluto presente antes de la dilución es de 0,1 moles de HCl (1 M x 0,1 L), y la cantidad de soluto presente después de la dilución es de 0,1 moles de HCl (0,5 M x 0,2 L). En ambos casos, la cantidad de soluto es la misma, lo que cumple con la ley de conservación de la masa.

Es importante tener en cuenta que en una dilución la cantidad de soluto se mantiene constante, pero la cantidad de solvente y el volumen total de la solución cambian. Además, la dilución debe realizarse con cuidado para asegurarse de que se mezclen bien las soluciones y se obtenga la concentración deseada (principios de química).

Ejemplo

Se necesita preparar 500 mL de ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$, 1,00 M, a partir de una disolución de reserva de ácido acético 17,5 M ¿Qué volumen de la disolución de reserva se requiere?

Primero se debe determinar el número de moles de ácido acético necesarios en la disolución final:

Volumen de la disolución diluida (litros) = molaridad de la disolución diluida = moles del soluto presentes
Se debe considerar que el número de moles de soluto presentes en la disolución más diluida y en la de reserva, es igual.

Igualar las unidades para el cálculo de la molaridad, es decir transformar el volumen a litros:

$$500 \text{ mL de disolución} \times \frac{1 \text{ L de disolución}}{1000 \text{ mL de disolución}} = 0,500 \text{ L de disolución}$$

$$0,500 \text{ L de disolución} \times \frac{1,00 \text{ mol de } \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{\text{L de disolución}} = 0,500 \text{ moles de } \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$$

Calcular el volumen de ácido acético 17,5 M que contiene 0,500 moles de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$:

$$V \text{ (en litros)} \times \frac{17,5 \text{ moles de } \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{\text{L de disolución}} = 0,500 \text{ moles de } \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$$

Al resolver V (dividiendo ambos lados entre $\frac{17,5 \text{ moles}}{\text{L de disolución}}$) se obtiene:

$$V = \frac{0,500 \text{ moles de } \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{17,5 \text{ moles de } \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2} = 0,0286 \text{ L o } 28,6 \text{ mL de disolución}$$

Así para preparar 500 mL de una disolución de ácido acético 1,00 M, deben tomarse 28,6 mL de ácido acético 17,5 M y deberán diluirse en 500 ml.

Aplicando la fórmula de la ley de conservación de la masa ($C_1V_1 = C_2V_2$) al ejemplo anterior, se obtiene:

$$C_1 = 17,5 \text{ M}; V_1 = 0,0286 \text{ L}; V_2 = 0,500 \text{ L y } C_2 = 1,00 \text{ M}$$

$$C_1V_1 = 17,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,0286 \text{ L} = 0,500 \text{ moles}$$

$$C_2V_2 = 1,00 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,500 \text{ L} = 0,500 \text{ moles}$$

Por lo tanto:

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

Ejercicios Propuestos:

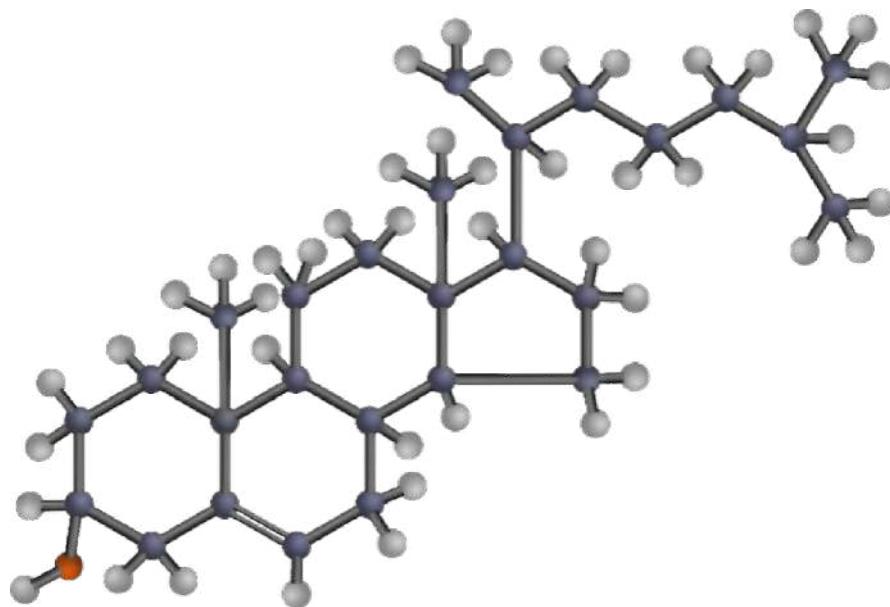
1. ¿Cuál es la molalidad de una disolución que se preparó disolviendo 36,5 g de naftaleno (C_{10}H_8) en 425 g de tolueno (C_7H_8)?
2. Se tiene una solución de ácido clorhídrico (HCl) con una concentración del 10% en masa. La densidad de la solución es de 1,10 g/mL. Calcular la cantidad de ácido clorhídrico presente en 500 mL de esta solución.
3. Una disolución blanqueadora comercial contiene 3,62% en masa de NaOCl en agua. Calcular a) la fracción molar, b) la molalidad del NaOCl en la disolución.
4. Calcular la molaridad de una disolución preparada disolviendo 1,00 g de etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, en agua suficiente para obtener un volumen final de 101 mL.
5. ¿Qué volumen de volumen de ácido sulfúrico 16 M debe utilizarse para preparar 1,5 L de una disolución de H_2SO_4 0,10 M?

ESTEQUIOMETRÍA

Es la rama de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos en una reacción química. En otras palabras, la estequiometría se ocupa de determinar las proporciones relativas de las sustancias que reaccionan y se forman en una reacción química.

La estequiometría se basa en las leyes de conservación de la masa y de las proporciones definidas, que establecen: “que la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos” y que “las proporciones en que se combinan los elementos en un compuesto son siempre las mismas”.

Figura 40
Molécula de colesterol



Fuente: (Pixabay).

Los cálculos estequiométricos se utilizan en diversos campos de la química, como en la síntesis de compuestos químicos, en la producción de alimentos y medicamentos, en el análisis de muestras y en la determinación de la composición química de sustancias desconocidas.

Relaciones Cuantitativas entre los Reactivos y Productos en una Reacción Química

Las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos son fundamentales en la estequiometría. Estas relaciones se basan en la Ley de la Conservación de la Masa y la Ley de las Proporciones Definidas. Esto significa que, en una reacción química, la cantidad de átomos de cada elemento en los reactivos debe ser igual a la cantidad de átomos de cada elemento en los productos.

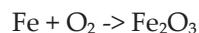
Figura 41
Reacción química entre el HCl más NaOH para obtener NaCl (sal común)



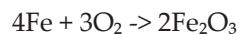
Fuente: Reacciones Químicas | Portal Académico Del CCH, n.d.).

La estequiometría se utiliza para determinar las proporciones relativas de los reactivos y productos en una reacción química. Para hacerlo, se puede utilizar la ecuación química balanceada, que muestra los reactivos y productos de la reacción, así como las cantidades estequiométricas correspondientes.

Por ejemplo, se considera la siguiente reacción química no balanceada:



En esta reacción, el hierro (Fe) y el oxígeno (O₂) reaccionan para formar óxido de hierro (Fe₂O₃). Para determinar las proporciones relativas de los reactivos y productos, primero se debe balancear la ecuación química:



Ahora se puede ver que se necesitan 4 átomos de hierro y 3 moléculas de oxígeno para reaccionar y formar 2 moléculas de Fe₂O₃. Esto permite calcular las cantidades estequiométricas correspondientes de cada reactivo y producto en la reacción.

La estequiometría también se utiliza para determinar la cantidad de reactivo o producto necesario en una reacción química, así como para calcular la pureza y el rendimiento de un producto. En general, la estequiometría es una herramienta importante en la química, ya que permite a los químicos predecir y controlar las reacciones químicas para obtener los resultados deseados.

Leyes Ponderales de las Reacciones Químicas

Son principios que establecen la conservación de la masa y los átomos en las reacciones químicas. Estas leyes establecen que:

- a) **Ley de conservación de la masa:** En cualquier reacción química la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos. En otras palabras, la masa no se crea ni se destruye durante una reacción química, sino que se transforma.
- b) **Ley de las proporciones definidas:** Los elementos que forman un compuesto se combinan en una proporción fija y definida por la masa. Por ejemplo, el agua siempre se compone de dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno en una proporción de masa fija de 2:1.
- c) **Ley de las proporciones múltiples:** también conocida como Ley de Dalton, establece que, en una sustancia pura, los elementos que la componen están presentes en proporciones fijas y definidas en términos de masa. Es decir, la proporción en masa de los elementos en una sustancia pura es siempre la misma, independientemente del origen de la sustancia o del método utilizado para prepararla.

a) Ley de Conservación de la Masa

“La ley de conservación de la masa” o “ley de Lavoisier” (1743-1794), establece que, en una reacción química, “la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos”. Esto significa que la masa total de los átomos que reaccionan en una reacción química es igual a la masa total de los átomos que se producen como resultado de la reacción. En otras palabras, la materia no puede ser creada ni destruida en una reacción química, solo puede cambiar de forma.

Figura 42

Ley de conservación de la materia o masa, donde la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma

Experimento de Lavoisier

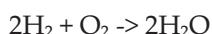


Fuente: Leyes Fundamentales de La Química, n.d.)

Para hacer los cálculos estequiométricos utilizando la ley de conservación de la masa, se deben seguir los siguientes pasos:

1. Escribir la ecuación química balanceada para la reacción.
2. Convertir las cantidades de los reactivos o productos dadas en la misma unidad de medida, generalmente a moles.
3. Utilizar la estequiometría de la ecuación química para relacionar las cantidades de reactivos y productos. Esto implica establecer la relación entre la cantidad de moles de un reactivo dado y la cantidad de moles de otro reactivo o producto.
4. Calcular la cantidad de reactivo o producto necesario en la reacción.

Por ejemplo, considerar la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno para formar agua:



Si se desea saber la cantidad de agua que se produce a partir de 4 moles de hidrógeno, se pueden seguir los siguientes pasos:

1. Escribir la ecuación química balanceada.
2. Convertir la cantidad de hidrógeno dada en moles.
- 4 moles de H_2
3. Utilizar la estequiometría de la ecuación química para relacionar las cantidades de reactivos y productos.

Según la ecuación química, se necesitan dos moles de hidrógeno para reaccionar con un mol de oxígeno y producir dos moles de agua. Por lo tanto, se pueden utilizar proporciones para relacionar las cantidades de hidrógeno y agua:

$$4 \text{ moles de } \text{H}_2 \times \frac{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ moles de } \text{H}_2} = 4 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$$

4. Calcular la cantidad de producto necesario.

La cantidad de agua producida a partir de 4 moles de hidrógeno es de 4 moles de H_2O .

De esta manera, se puede utilizar la ley de conservación de la masa para realizar cálculos estequiométricos en una reacción química y determinar la cantidad de reactivo o producto necesario.

b) Ley de las Proporciones Definidas

Es también conocida como ley de las proporciones fijas, establece que, en una sustancia compuesta, los elementos siempre se combinan en proporciones fijas y definidas por masa. Esto significa que la relación entre las masas de los elementos en un compuesto es constante, independientemente de la fuente de la sustancia.

Por ejemplo, el agua siempre tiene una proporción de dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno, lo que se expresa como la fórmula H_2O . La proporción de masa entre hidrógeno y oxígeno en el agua es siempre 1:8.

Esta ley fue descubierta por el químico francés Joseph Louis Proust en 1799, después de realizar experimentos en los que analizó la composición de varias sustancias y observó que siempre se encontraba una relación constante entre los elementos presentes.

La ley de las proporciones definidas es importante en la química porque permite predecir la composición de los compuestos a partir de la masa de sus elementos constituyentes. También es esencial en la síntesis y fabricación de productos químicos, ya que se pueden controlar las proporciones de los reactivos para obtener el producto deseado con precisión.

Ejemplo:

Un ejemplo de esta ley es el óxido de hierro (Fe_2O_3), que está compuesto por dos átomos de hierro y tres átomos de oxígeno en una proporción fija. Es decir, por cada dos átomos de hierro presente en la molécula de óxido de hierro, hay tres átomos de oxígeno.

Por lo tanto, la ley de las proporciones definidas nos dice que, independientemente de dónde provenga el óxido de hierro o cómo se haya producido, siempre tendrá la misma proporción de hierro y oxígeno en su composición, y nunca se encontrará una molécula de óxido de hierro que tenga una proporción diferente a 2:3.

Ejercicio:

Dado que el compuesto A está constituido por 3,52 gramos de calcio y 2,40 gramos de cloro, y el compuesto B está constituido por 1,76 gramos de calcio y 2,40 gramos de cloro, ¿Cuál es la relación entre el calcio y el cloro en cada compuesto?

Solución:

Para calcular la relación entre el calcio y el cloro en cada compuesto, primero debemos calcular la proporción en masa de cada elemento y en cada compuesto.

Compuesto A:

Calcio: 3,52 gramos
Cloro: 2,40 gramos

La proporción en masa de calcio en el compuesto A es:

$$3,52 \text{ g Ca} / (3,52 \text{ g Ca} + 2,40 \text{ g Cl}) = 0,594$$

La proporción en masa de cloro en el compuesto A es:

$$2,40 \text{ g Cl} / (3,52 \text{ g Ca} + 2,40 \text{ g Cl}) = 0,406$$

Por lo tanto, la relación entre el calcio y el cloro en el compuesto A es de 0,594:0,406, lo que se puede simplificar a 1,46:1.

Compuesto B:

Calcio: 1,76 gramos
Cloro: 2,40 gramos

La proporción en masa de calcio en el compuesto B es:

$$1,76 \text{ g Ca} / (1,76 \text{ g Ca} + 2,40 \text{ g Cl}) = 0,423$$

La proporción en masa de cloro en el compuesto B es:

$$2,40 \text{ g Cl} / (1,76 \text{ g Ca} + 2,40 \text{ g Cl}) = 0,577$$

Por lo tanto, la relación entre el calcio y el cloro en el compuesto B es de 0,423:0,577, lo que se puede simplificar a 0,73:1.

La relación entre el calcio y el cloro en el compuesto A es de 1,46:1, mientras que la relación en el compuesto B es de 0,73:1. Esto muestra que los dos compuestos tienen proporciones diferentes entre sus elementos, lo que cumple con la ley de las proporciones definidas.

c) Ley de las Proporciones Múltiples

Esta ley establece que cuando dos elementos forman más de un compuesto, las masas de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro elemento están en proporciones que son números enteros simples.

Un ejemplo clásico de esta ley es la combinación del carbono y el oxígeno para formar dos compuestos diferentes, el monóxido de carbono (CO) y el dióxido de carbono (CO_2). En el monóxido de carbono, se combina un átomo de carbono con un átomo de oxígeno, mientras que en el dióxido de carbono se combina un átomo de carbono con dos átomos de oxígeno.

La masa de oxígeno que se combina con una masa fija de carbono es diferente en cada compuesto.

En el monóxido de carbono, la masa de oxígeno es aproximadamente la mitad de la masa de oxígeno que en el dióxido de carbono. Esto se puede expresar en números enteros simples como una relación de 1:2.

Otro ejemplo de esta ley es la combinación del nitrógeno y el oxígeno para formar cinco compuestos diferentes: NO , N_2O , NO_2 , N_2O_3 y N_2O_5 . En cada uno de estos compuestos, la relación entre las masas de nitrógeno y oxígeno se puede expresar en números enteros simples.

Esta ley es importante en química porque nos ayuda a comprender cómo los elementos se combinan para formar compuestos y cómo podemos predecir la relación entre los elementos en diferentes compuestos. También nos permite entender cómo los compuestos pueden ser descompuestos en sus elementos constituyentes a través de procesos químicos, lo que es útil en muchos campos, incluyendo la síntesis de productos químicos y la purificación de materiales.

Ejemplo:

Un ejemplo de la ley de las proporciones múltiples es la combinación del nitrógeno y el oxígeno para formar dos compuestos diferentes: el monóxido de dinitrógeno (N_2O) y el trióxido de dinitrógeno (N_2O_3).

En el monóxido de dinitrógeno, se combina un átomo de nitrógeno con dos átomos de oxígeno, mientras que en el trióxido de dinitrógeno, se combinan dos átomos de nitrógeno con tres átomos de oxígeno.

La masa de oxígeno que se combina con una masa fija de nitrógeno es diferente en cada compuesto. En el monóxido de dinitrógeno, la masa de oxígeno es el doble de la masa de oxígeno en el trióxido de dinitrógeno. Esto se puede expresar en números enteros simples como una relación de 2:1.

Si se toma una masa fija de 28 gramos de nitrógeno para formar ambos compuestos. Entonces, la masa de oxígeno que se combina con esta cantidad de nitrógeno en el monóxido de dinitrógeno es de 32 gramos (2×16 g de oxígeno), mientras que la masa de oxígeno en el trióxido de dinitrógeno es de 16 gramos (3×16 g de oxígeno).

Por lo tanto, la relación entre las masas de oxígeno en el monóxido de dinitrógeno y el trióxido de dinitrógeno es de 2:1, lo que cumple con la ley de las proporciones múltiples.

Este ejemplo muestra cómo la ley de las proporciones múltiples nos ayuda a entender cómo los elementos pueden combinarse en diferentes proporciones para formar compuestos diferentes. También demuestra cómo podemos utilizar esta ley para predecir la relación entre los elementos en diferentes compuestos.

Ejercicio:

Se tienen dos compuestos diferentes de cloro y oxígeno: el cloruro hipocloroso (ClO) y el cloruro perclórico (ClO_4).

De acuerdo con la ley de las proporciones múltiples, la relación entre las masas de cloro y oxígeno en estos compuestos debería ser una relación de números enteros simples.

Para determinar esta relación, se puede utilizar la información de las masas atómicas del cloro y el oxígeno:

Masa atómica del cloro (Cl) = 35,5 u
Masa atómica del oxígeno (O) = 16,0 u

En el cloruro hipocloroso (ClO), se combina un átomo de cloro con un átomo de oxígeno. En el cloruro perclórico (ClO_4), se combina un átomo de cloro con cuatro átomos de oxígeno.

Si se toma una masa fija de 16 gramos de oxígeno para formar ambos compuestos. Entonces, la masa de cloro que se combina con esta cantidad de oxígeno en el cloruro hipocloroso es de 35,5 gramos, mientras que la masa de cloro en el cloruro perclórico es de 141,4 gramos ($4 \times 35,5$ gramos).

Por lo tanto, la relación entre las masas de cloro en el cloruro hipocloroso y el cloruro perclórico es de 1:4, lo que cumple con la ley de las proporciones múltiples.

Este ejemplo demuestra cómo se puede utilizar la ley de las proporciones múltiples para predecir la relación entre los elementos en diferentes compuestos. También ayuda a entender cómo los elementos pueden combinarse en diferentes proporciones para formar compuestos diferentes.

d) Ley de las Proporciones Recíprocas

También conocida como la ley de Gay-Lussac, establece que, si dos elementos A y B forman diferentes compuestos con un tercer elemento C, entonces las masas de A que se combinan con una masa fija de B son siempre en la misma proporción que las masas de B que se combinan con una masa fija de A.

En otras palabras, si se toma la relación de las masas de A y B en un compuesto y al invertir, se obtiene la relación de las masas de B y A en otro compuesto formado por los mismos elementos.

Por ejemplo, el carbono y el oxígeno pueden combinarse para formar dos compuestos diferentes: el monóxido de carbono (CO) y el dióxido de carbono (CO_2).

En el monóxido de carbono, se combina un átomo de carbono con un átomo de oxígeno, mientras que, en el dióxido de carbono, se combinan un átomo de carbono con dos átomos de oxígeno.

Si se toma una masa fija de 16 gramos de oxígeno y se compara las masas de carbono que se combinan con esta cantidad de oxígeno en ambos compuestos, se encuentra que:

- En el monóxido de carbono (CO), 12 gramos de carbono se combinan con 16 gramos de oxígeno.
- En el dióxido de carbono (CO_2), 24 gramos de carbono se combinan con 16 gramos de oxígeno.

La relación entre las masas de carbono y oxígeno en el monóxido de carbono es de 12:16 o 3:4, mientras que en el dióxido de carbono es de 24:16 o 3:2.

Si se invierte la relación de las masas de carbono y oxígeno en el monóxido de carbono, se tiene la relación de las masas de oxígeno y carbono en el dióxido de carbono: 4:3.

Por lo tanto, la ley de las proporciones reciprocas se cumple en este ejemplo, lo que significa que las masas de carbono que se combinan con una masa fija de oxígeno en el monóxido de carbono son en la misma proporción que las masas de oxígeno que se combinan con una masa fija de carbono en el dióxido de carbono.

Ejemplo:

Un ejemplo concreto de la ley de las proporciones reciprocas es la combinación del hidrógeno (H) y el nitrógeno (N) para formar dos compuestos diferentes: el amoníaco (NH_3) y el óxido nítrico (NO).

En el amoníaco, se combina un átomo de nitrógeno con tres átomos de hidrógeno, mientras que, en el óxido nítrico, se combina un átomo de nitrógeno con un átomo de oxígeno.

Si se tiene una masa fija de 14 gramos de nitrógeno y se compara las masas de hidrógeno que se combinan con esta cantidad de nitrógeno en ambos compuestos. En el amoníaco, 3 gramos de hidrógeno se combinan con 14 gramos de nitrógeno, mientras que, en el óxido nítrico, 0,8 gramos de hidrógeno se combinan con 14 gramos de nitrógeno.

La relación entre las masas de hidrógeno y nitrógeno en el amoníaco es de 3:14, mientras que en el óxido nítrico es de 0,8:14. Al invertir la relación de las masas de hidrógeno y nitrógeno en el amoníaco, se obtiene la relación de las masas de nitrógeno e hidrógeno en el óxido nítrico: 14:3.

Por lo tanto, la ley de las proporciones reciprocas se cumple en este ejemplo, lo que significa que las masas de hidrógeno que se combinan con una masa fija de nitrógeno en el amoníaco son en la misma proporción que las masas de nitrógeno que se combinan con una masa fija de hidrógeno en el óxido nítrico.

Ejercicio:

Se combinan 2,8 gramos de hidrógeno (H) con 28 gramos de oxígeno (O) para formar el agua (H_2O) y 8 gramos de hidrógeno con 56 gramos de oxígeno para formar el peróxido de hidrógeno (H_2O_2).

¿La ley de las proporciones reciprocas se cumple en este caso?

- Para verificar si se cumple la ley de las proporciones reciprocas, se debe comparar las masas de H y O en ambos compuestos y verificar si las relaciones entre ellas son inversamente proporcionales.
- En el agua, se combina 2 átomos de H con 1 átomo de O, lo que significa que 2,8 gramos de H se combinan con 28 gramos de O.
- En el peróxido de hidrógeno, se combinan 2 átomos de H con 2 átomos de O, lo que significa que 8 gramos de H se combinan con 56 gramos de O.
- La relación de las masas de H y O en el agua es de 2,8:28 o 1:10, mientras que en el peróxido de hidrógeno es de 8:56 o 1:7.
- Si se invierte la relación de las masas de H y O en el agua, se obtiene la relación de las masas de O y H en el peróxido de hidrógeno: 10:1.

Como las relaciones entre las masas de H y O en ambos compuestos son inversamente proporcionales, se cumple la ley de las proporciones reciprocas en este caso.

Formulas Químicas Estequiometría

Son aquellas que se utilizan para representar las relaciones cuantitativas entre los átomos y moléculas que participan en una reacción química. Estas fórmulas se basan en los coeficientes estequiométricos de la ecuación química, que indican las proporciones molares de los reactivos y productos en la reacción.

Algunas de las fórmulas químicas estequiométricas más comunes son:

- **Fórmula molecular:** indica la composición química de una molécula y se obtiene sumando las masas atómicas de los elementos presentes en la molécula. Por ejemplo, la fórmula molecular del agua es H_2O .
- **Fórmula empírica:** indica la relación más simple entre los átomos de los elementos presentes en una molécula. Se obtiene dividiendo los subíndices de la fórmula molecular por su máximo común divisor. Por ejemplo, la fórmula empírica del agua es H_2O .
- **Fórmula molecular condensada:** representa los átomos de los elementos presentes en una molécula de forma abreviada. Por ejemplo, la fórmula molecular condensada del agua es H-O-H.
- **Fórmula estructural:** muestra la estructura molecular y la disposición de los átomos de los elementos presentes en una molécula. Por ejemplo, la fórmula estructural del agua es H-O-H.
- **Fórmula iónica:** representa las cargas y proporciones de los iones en un compuesto iónico. Por ejemplo, la fórmula iónica del cloruro de sodio es $NaCl$.

Cálculo de la Pureza de un Compuesto:

La pureza de un compuesto se puede determinar utilizando su fórmula química y la masa de la muestra que se analiza. Por ejemplo, si se tiene una muestra de 5 gramos de cloruro de sodio ($NaCl$) y se sabe que su pureza es del 90%, se puede calcular la cantidad de cloruro de sodio en la muestra utilizando la fórmula química y la estequiometría. En resumen, las fórmulas químicas son herramientas esenciales para la estequiometría, ya que permiten calcular la cantidad de sustancias en una reacción química y determinar la composición de los compuestos.

La estequiometría comprende varios conceptos y cálculos, tales como:

- Balanceo de ecuaciones químicas:** es un proceso fundamental en la química que consiste en ajustar el número de átomos de cada elemento en los reactivos y productos de una reacción química, para cumplir con la Ley de Conservación de la Masa, que establece que la masa se conserva en una reacción química.
- Relaciones estequiométricas:** son las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos en una reacción química. Estas relaciones se pueden expresar en términos de moles, masa y volumen. Para determinar estas relaciones, se deben utilizar las fórmulas químicas y los coeficientes estequiométricos de la ecuación química balanceada.
- Cálculo de las cantidades de reactivos y productos:** una vez que se conocen las relaciones estequiométricas, se pueden utilizar para calcular las cantidades de los reactivos y productos que intervienen en una reacción química. Estos cálculos pueden implicar la conversión de moles a gramos, la utilización de la masa molar de las sustancias, la aplicación de la ley de los gases ideales, entre otros.
- Rendimiento de una reacción química:** es la cantidad de producto que se obtiene a partir de una cantidad dada de reactivo. El rendimiento se puede calcular a partir de la estequiometría de la reacción y se compara con el rendimiento teórico, que es la cantidad máxima de producto que se puede obtener a partir de la cantidad de reactivo dada.

1. Balanceo de Ecuaciones Químicas

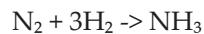
Las ecuaciones químicas se equilibran ajustando los coeficientes de las especies químicas para que el número de átomos en cada elemento sea el mismo en ambos lados de la ecuación. Para garantizar que se cumpla la ley de conservación de la materia, que establece que la cantidad total de masa y átomos en una reacción química es siempre constante, es necesario equilibrar las ecuaciones químicas.

Para balancear una ecuación química, se pueden seguir los siguientes pasos:

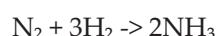
- Identificar los reactivos y productos presentes en la ecuación.
- Escribir la fórmula química de cada uno de ellos.
- Asegurarse de que cada elemento químico aparezca en ambos lados de la ecuación.
- Comenzar a balancear la ecuación ajustando los coeficientes que aparecen delante de las fórmulas químicas de los reactivos y productos.
- Asegurarse de que el número total de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos lados de la ecuación.
- Verificar que la ecuación esté completamente balanceada y que los coeficientes sean los más pequeños posibles.

Por ejemplo, para balancear la ecuación química del amoniaco (NH_3):

- Se desea determinar la cantidad de amoniaco (NH_3) que se puede producir a partir de 2 moles de nitrógeno (N_2) y suficiente hidrógeno (H_2), la ecuación no balanceada es:



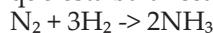
- Determinar los átomos de cada elemento presentes en los reactivos y en los productos. En este caso, hay dos átomos de nitrógeno y seis átomos de oxígeno en los reactivos, y un átomo de nitrógeno y tres átomos de hidrógeno en los productos.
- Ajustar los coeficientes para equilibrar los átomos de cada elemento. Comienza ajustando los elementos que aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación, luego continúa con los elementos que aparecen más de una vez en ambos lados.



La proporción estequiométrica indica que se necesitan tres moles de hidrógeno para producir dos moles de amoníaco y 2 moles de nitrógeno, se necesitan 6 moles de hidrógeno para producir la cantidad máxima de amoníaco.

4. Verificar que la ecuación esté balanceada. En este punto, se deben contar nuevamente los átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación para asegurarse de que estén equilibrados.

En este caso, hay dos átomos de nitrógeno y 6 átomos de hidrógeno en ambos lados de la ecuación, por lo que está balanceada.



Métodos para balancear las ecuaciones químicas

Existen varios métodos para balancear ecuaciones químicas, los más comunes son:

a) **Método de tanteo:** es el método más sencillo y consiste en ir probando diferentes coeficientes para cada reactivo y producto hasta que se cumpla la ley de conservación de la masa y el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación.

b) **Método algebraico:** consiste en plantear un sistema de ecuaciones lineales utilizando como incógnitas los coeficientes de la ecuación química. La solución del sistema de ecuaciones da como resultado los coeficientes adecuados para balancear la ecuación.

c) **Método del ion-electrón o redox:** este método se utiliza para balancear ecuaciones que involucran reacciones de oxidación-reducción. En este método, se deben asignar números de oxidación a cada átomo, identificar los átomos que cambian su estado de oxidación y balancear el número de electrones ganados y perdidos por los átomos involucrados en la reacción.

d) **Método de Gauss-Jordan:** es un método matemático que se utiliza para resolver sistemas de ecuaciones lineales. En el contexto de la balancear ecuaciones químicas, este método se utiliza para resolver sistemas de ecuaciones lineales que representan la conservación de los átomos en una reacción química.

Cada método tiene sus ventajas y desventajas y el método a utilizar dependerá del tipo de ecuación a balancear y la preferencia del usuario. El método de tanteo es útil para ecuaciones simples, mientras que los otros métodos son más apropiados para ecuaciones más complejas.

a) Método de Tanteo o Ensayo-Error

Es el método más sencillo para balancear ecuaciones químicas. Este método se basa en ir probando diferentes coeficientes para cada reactivo y producto hasta que se cumpla la ley de conservación de la masa y el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación.

El proceso para balancear una ecuación química mediante el método de tanteo es el siguiente:

1. Escribir la ecuación química sin coeficientes.
2. Identificar los elementos y contar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.
3. Empezar a asignar coeficientes a los reactantes y productos para que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos lados de la ecuación. Se puede comenzar con el elemento que aparece en menor cantidad en la ecuación.
4. Probar diferentes coeficientes hasta que se cumpla la ley de conservación de la masa y el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación.
5. Verificar que los coeficientes obtenidos sean los más pequeños posibles y, si es necesario, simplificar la ecuación mediante la división de todos los coeficientes por el mayor común denominador.
6. Comprobar que la ecuación balanceada es químicamente coherente.

Es importante recordar que cuando se balancea una ecuación química, solo se pueden cambiar los coeficientes de los reactantes y productos, nunca los subíndices que indican el número de átomos de cada elemento en una molécula. Además, los coeficientes deben ser siempre números enteros y no se pueden utilizar fracciones o decimales.

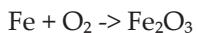
Un ejemplo de cómo se utiliza el método del tanteo para balancear una ecuación química, es el siguiente:

Dada la siguiente ecuación química:



Se desea balancear la ecuación química utilizando el método del tanteo.

1. Escribir la ecuación química sin coeficientes:



1. Identificar los elementos y contar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación:

Lado izquierdo: 1 Fe y 2 O

Lado derecho: 2 Fe y 3 O

2. Asignar coeficientes a los reactantes y productos para equilibrar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. Comenzamos con el hierro (Fe) ya que aparece en menor cantidad:



Lado izquierdo: 2 Fe y 2 O

Lado derecho: 4 Fe y 6 O

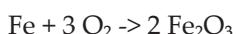
3. Verificar si la ecuación química está balanceada:

Lado izquierdo: 2 Fe y 2 O

Lado derecho: 4 Fe y 6 O

La ecuación química no está balanceada ya que el número de átomos de oxígeno es diferente en ambos lados de la ecuación.

Continuar probando diferentes coeficientes hasta que se cumpla la ley de conservación de la masa y el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación. En este caso, probamos con un coeficiente de 3 para el oxígeno:

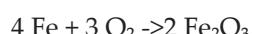


Lado izquierdo: 2 Fe y 6 O

Lado derecho: 4 Fe y 6 O

4. Verificar que los coeficientes obtenidos sean los más pequeños posibles y, si es necesario, simplificamos la ecuación mediante la división de todos los coeficientes por el mayor común denominador. En este caso, los coeficientes son los más pequeños posibles y no se puede simplificar la ecuación.

Por lo tanto, la ecuación química balanceada es:



Ejercicio:

Igualar la siguiente ecuación química utilizando el método del tanteo:



1. Escribir la ecuación química sin coeficientes.



2. Comenzar balanceando los elementos que aparecen en la ecuación que no sean el oxígeno o el hidrógeno. En este caso, aparecen el hierro (Fe), el azufre (S) y el oxígeno (O).



3. Balancear los átomos de azufre en la ecuación agregando un coeficiente apropiado para el SO₂.



Balancear los átomos de hierro en la ecuación agregando un coeficiente apropiado para el Fe₂O₃.



4. Verificar que la ecuación esté balanceada contando el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. En este caso, hay 4 átomos de hierro, 8 átomos de azufre y 22 átomos de oxígeno en ambos lados de la ecuación, por lo que la ecuación está balanceada.

La ecuación química balanceada es:



Es importante verificar que la ecuación química esté correctamente balanceada para que se cumplan las leyes de conservación de masa y carga en una reacción química.

b) Método Algebraico

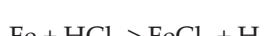
Consiste en utilizar las leyes de conservación de la masa y las incógnitas algebraicas para resolver un sistema de ecuaciones lineales que nos permita obtener los coeficientes necesarios para equilibrar la ecuación química.

Para utilizar este método, hay que los siguientes pasos:

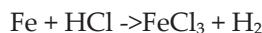
1. Escribir la ecuación química sin coeficientes.
2. Identificar los elementos presentes en la ecuación y escribir una ecuación algebraica para cada uno de ellos, en que las incógnitas serán los coeficientes correspondientes a cada reactante y producto.
3. Escribir una ecuación para la conservación de la masa de cada elemento, igualando los coeficientes correspondientes en ambos lados de la ecuación.
4. Resolver el sistema de ecuaciones lineales para obtener los coeficientes.
5. Verificar que la ecuación química esté balanceada.

Ejemplo:

Balancear la siguiente ecuación química utilizando el método algebraico:



1. Escribir la ecuación química sin coeficientes:



2. Identificar los elementos presentes y escribir una ecuación algebraica para cada uno de ellos:

Fe: aFe

H: bHCl + 2H₂

Cl: cHCl + 3FeCl₃

3. Escribir una ecuación para la conservación de la masa de cada elemento:

Para el hierro (Fe):

$$a\text{Fe} = 3c\text{FeCl}_3$$

Para el hidrógeno (H):

$$b = 2$$

Para el cloro (Cl):

$$c\text{HCl} = c\text{FeCl}_3$$

4. Resolver el sistema de ecuaciones lineales:

Se puede resolver utilizando el método de sustitución:

$$a\text{Fe} = 3c\text{FeCl}_3 \rightarrow c = a/3$$

$$b = 2$$

Se reemplaza c en la última ecuación:

$$b + a/3 = 3/a$$

Multiplicar toda la ecuación por 3a:

$$3ab + a^2 = 9c$$

Reemplazar c por a/3:

$$3ab + a^2 = 3a$$

Simplificar:

$$3b + a = 3$$

Se puede elegir cualquier valor para a o b y luego calcular el otro coeficiente. En este caso, elegimos

a = 3, entonces:

$$3b + 3 = 3$$

$$3b = 0$$

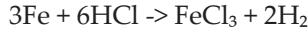
$$b = 0$$

Entonces:

$$a = 3$$

$$c = a/3 = 1$$

Por lo tanto, la ecuación química balanceada es:



5. Verificar que la ecuación química esté balanceada:

Lado izquierdo: 3 Fe, 6 H, 6 Cl

Lado derecho: 3 Fe, 6 H, 6 Cl

La ecuación queda balanceada

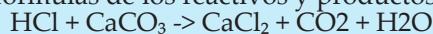
Ejercicio:

Considerar la reacción entre ácido clorhídrico y carbonato de calcio para producir cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua:

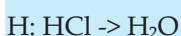
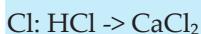


Para balancear esta ecuación usando el método algebraico, se sigue los siguientes pasos:

Escribimos las fórmulas de los reactivos y productos:



Identificar los elementos presentes en ambos lados de la ecuación y escribir las ecuaciones correspondientes para cada uno de ellos:



Escribir las ecuaciones en términos de coeficientes desconocidos:



Usando las ecuaciones para cada elemento, se forma un sistema de ecuaciones lineales. Para el ejemplo dado, el sistema es:

$$a = c$$

$$b = c$$

$$2a = e$$

$$a + 3b = 2d$$

$$a + e = 2c$$

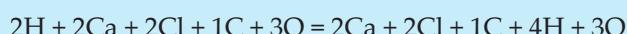
Resolver el sistema de ecuaciones. En este caso, una solución posible es:

$$a = 2, b = 1, c = 2, d = 3, e = 4$$

Se escriben los coeficientes encontrados en la ecuación balanceada:



Verificar que la ecuación balanceada tenga el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la flecha:



La ecuación está balanceada correctamente.

a) Método del Ion-Electrón o Redox

Conocido como redox, es un método utilizado para balancear ecuaciones químicas que involucran reacciones de oxidación-reducción. Este método se basa en el hecho de que las reacciones de oxidación y reducción implican la transferencia de electrones de un reactivo a otro.

Para balancear una ecuación química por el método redox, se siguen los siguientes pasos:

1. Escribir la ecuación química desbalanceada, indicando los estados de oxidación de los elementos presentes en la reacción.

2. Identificar los átomos que están siendo oxidados y reducidos. Esto se hace observando los cambios en los estados de oxidación de los elementos.
3. Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción, que representan la transferencia de electrones de un reactivo a otro. La semirreacción de oxidación muestra la pérdida de electrones y la semirreacción de reducción muestra la ganancia de electrones.
4. Balancear las semirreacciones mediante la adición de electrones y/o iones H⁺ o OH⁻. Los electrones y los iones H⁺ se agregan al lado que está desequilibrado.
5. Igualar el número de electrones en ambas semirreacciones. Esto se hace multiplicando una o ambas semirreacciones por un factor adecuado.
6. Sumar las semirreacciones y cancelar los términos que aparecen en ambos lados de la ecuación.
7. Verificar que la ecuación esté balanceada en cuanto a átomos y cargas.
8. Si la ecuación contiene iones H⁺ y OH⁻, convertirlos en moléculas de agua.
9. Si es necesario, simplificar los coeficientes fraccionarios multiplicando toda la ecuación por el denominador común.

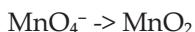
Este método se puede utilizar para balancear ecuaciones químicas que involucran reacciones de oxidación-reducción en solución ácida o básica. En el caso de solución básica, se debe agregar iones OH⁻ en lugar de iones H⁺ para balancear las semirreacciones.

Es importante tener en cuenta que, en algunos casos, es posible que no sea posible balancear una ecuación química mediante el método redox. En estos casos, se pueden utilizar otros métodos de balanceo de ecuaciones, como el método del tanteo o el método algebraico.

Ejemplo:

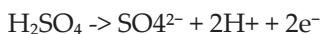
Utilizando el método de ion-electrón o redox balancear la reacción entre el permanganato de potasio (KMnO₄) y el ácido sulfúrico (H₂SO₄) para producir dióxido de manganeso (MnO₂), sulfato de potasio (K₂SO₄), agua (H₂O) y oxígeno (O₂):

1. KMnO₄ + H₂SO₄ → MnO₂ + K₂SO₄ + H₂O + O₂
2. Identificar los átomos que cambian su estado de oxidación. En este caso, el manganeso (Mn) pasa de +7 a +4, y el azufre (S) pasa de +6 a +4.
3. Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción separadamente, balanceando los átomos de los elementos que cambian de oxidación. La semirreacción de oxidación es:



4. Se necesitan 4 electrones (4e⁻) para equilibrar la carga.

La semirreacción de reducción es:



5. Igualar el número de electrones en ambas semirreacciones multiplicando por el factor adecuado. En este caso, se deben multiplicar ambas semirreacciones por 5 para que se igualen los electrones.

Semirreacción de oxidación: 5 MnO₄⁻ → 5 MnO₂ + 20e⁻

Semirreacción de reducción: 10 H₂SO₄ → 10 SO₄²⁻ + 20H⁺ + 20e⁻

6. Combinar las semirreacciones y cancelar los electrones.



7. Verificar que se han balanceado todos los átomos y cargas. En este caso, hay 5 átomos de Mn, 10 átomos de S, 40 átomos de H, 10 átomos de O y 5 cargas positivas y negativas a cada lado de la ecuación.

Ejercicio:

Se quiere balancear la siguiente ecuación química por el método redox:

1. $\text{HNO}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
2. Se escribe las semirreacciones de oxidación y reducción separadas:
 - Oxidación: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$
 - Reducción: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}^+$
3. Balancear los átomos de hierro:
 - Oxidación: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$
 - Reducción: $\text{HNO}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+$
 - Balancear los átomos de oxígeno añadiendo moléculas de agua:
 - Oxidación: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$
 - Reducción: $\text{HNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{OH}^-$
 - Balancear los átomos de hidrógeno añadiendo iones hidrógeno:
 - Oxidación: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$
 - Reducción: $2\text{HNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 2\text{NO}_3^- + 6\text{H}^+ + 3\text{OH}^-$
 - 4. Balancear las cargas eléctricas añadiendo electrones:
 - Oxidación: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3e^-$
 - Reducción: $2\text{HNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 2\text{NO}_3^- + 6\text{H}^+ + 3\text{OH}^- + 3e^-$
 - 5. Igualar el número de electrones en ambas semirreacciones:
 - Oxidación: $2\text{Fe} \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 6e^-$
 - Reducción: $6\text{HNO}_3 + 9\text{H}_2\text{O} + 2\text{Fe} \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 6\text{NO}_3^- + 18\text{H}^+ + 9\text{OH}^- + 9e^-$
 - 6. Sumar las semirreacciones y simplificamos la ecuación química resultante:



La ecuación química ha quedado balanceada mediante el método redox.

b) Método de Gauss-Jordan

Es un procedimiento utilizado en álgebra lineal para resolver sistemas de ecuaciones lineales, encontrar matrices inversas y calcular rangos de matrices. Consiste en transformar una matriz en su forma escalonada reducida por filas (también llamada forma canónica), mediante operaciones elementales de filas, que son la suma de una fila por un múltiplo de otra fila y el intercambio de dos filas.

La forma escalonada reducida por filas de una matriz se obtiene de la siguiente manera:

1. Se elige el elemento más a la izquierda de la matriz que no es cero. A este elemento se le llama pivote.
2. Se divide la fila del pivote por el valor del pivote para que el pivote sea igual a 1.
3. Se suman o restan las filas de la matriz de manera que todos los elementos por debajo y por encima del pivote sean cero.
4. Se repite el proceso para los pivotes restantes.
5. El resultado de este proceso es una matriz en su forma escalonada reducida por filas, en la que todos los elementos por encima y por debajo de cada pivote son cero, y el valor de cada pivote es igual a 1.
6. Una vez que se ha obtenido la forma escalonada reducida por filas, se pueden realizar operaciones adicionales para obtener la forma canónica de la matriz, en la que los elementos por encima de los pivotes son cero.

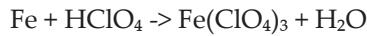
El método de Gauss-Jordan es útil para resolver sistemas de ecuaciones lineales porque se pueden representar los coeficientes de las ecuaciones en una matriz, y luego transformar la matriz a su forma escalonada reducida por filas para obtener la solución del sistema.

Este método también se utiliza para encontrar matrices inversas, ya que una matriz es invertible si y solo si su forma escalonada reducida por filas es la matriz identidad.

Además, se puede utilizar el método de Gauss-Jordan para calcular el rango de una matriz, que es el número de filas o columnas linealmente independientes de la matriz.

Ejemplos:

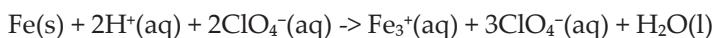
Utilizar el método de Gauss-Jordan para balancear la siguiente ecuación química:



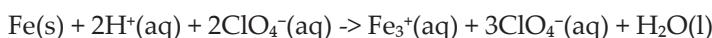
Escribir las fórmulas químicas de los reactivos y productos:



Escribir las ecuaciones iónicas completas:



Escribir la ecuación iónica neta:



Escribir la ecuación molecular correspondiente:



Escribir el sistema de ecuaciones lineales correspondiente:

$$\begin{aligned} x_1 + 3x_2 &= 1 \\ x_3 &= 1 \\ x_1 + 3x_4 & \\ x_2 &= x_4 \end{aligned}$$

Resolver el sistema de ecuaciones utilizando el método de Gauss-Jordan:

$$\left| \begin{array}{cccc|c} 1 & 3 & 0 & 0 & | & x_1 & | & 1 & | \\ 0 & 0 & 1 & 0 & | & x_2 & | & 1 & | \\ 1 & 0 & 0 & -3 & | & x_3 & | & 0 & | \\ 0 & 1 & 0 & -1 & | & x_4 & | & 0 & | \end{array} \right|$$

Operación 1: R1 - 3R3 \rightarrow R3

$$\left| \begin{array}{cccc|c} 1 & 3 & 0 & 0 & | & x_1 & | & 1 & | \\ 0 & 0 & 1 & 0 & | & x_2 & | & 1 & | \\ 0 & -9 & 0 & 3 & | & x_3 & | & -3 & | \\ 0 & 1 & 0 & -1 & | & x_4 & | & 0 & | \end{array} \right|$$

Operación 2: R2 + 9R3 \rightarrow R3

$$\left| \begin{array}{cccc|c} 1 & 3 & 0 & 0 & | & x_1 & | & 1 & | \\ 0 & 0 & 1 & 0 & | & x_2 & | & 1 & | \\ 0 & 0 & 0 & 0 & | & x_3 & | & -24 & | \\ 0 & 1 & 0 & -1 & | & x_4 & | & 0 & | \end{array} \right|$$

Operación 3: R2 + R4 \rightarrow R4

$$\left| \begin{array}{cccc|c} 1 & 3 & 0 & 0 & | & x_1 & | & 1 & | \\ 0 & 0 & 1 & 0 & | & x_2 & | & 1 & | \\ 0 & 0 & 0 & 0 & | & x_3 & | & -24 & | \\ 0 & 1 & 0 & 0 & | & x_4 & | & 1 & | \end{array} \right|$$

De otra forma también se puede llegar a balancearla:

Método 2. Balancear la siguiente ecuación química utilizando el método de Gauss-Jordan:

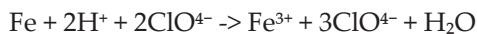


Solución:

1. Escribir las fórmulas de los compuestos involucrados:



2. Escribir las ecuaciones iónicas correspondientes:



3. Escribir la matriz correspondiente al sistema de ecuaciones:

	Fe:	1	0	1	0	
	H ⁺ :	2	0	3	1	
	ClO ₄ ⁻ :	2	4	0	0	
	H ₂ O:	0	1	0	1	

4. Realizar operaciones elementales hasta obtener la matriz diagonal:

	Fe:	1	0	1	0	
	H ⁺ :	0	-4	-1	1	
	ClO ₄ ⁻ :	0	4	-2	0	
	H ₂ O:	0	1	0	1	

5. Escribir la ecuación balanceada a partir de la matriz diagonal obtenida:



Ejercicio:

Ecuación química no balanceada: $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2$

1. Escribir la matriz de coeficientes correspondiente a la ecuación:

	Fe		HCl		FeCl ₃		H ₂	
	1		1		1		0	
	0		1		3		1	

2. Aplicar operaciones elementales de fila para convertir la matriz en una matriz escalonada reducida:

	1		1		1		0	
	0		1		3		1	

Restar la fila 1 a la fila 2:

	1		1		1		0	
	0		0		2		1	

Dividir la fila 2 por 2:

	1		1		1		0	
	0		0		1		1/2	

Restar la fila 2 multiplicada por 1 a la fila 1:

	1		1		0		-1/2	
	0		0		1		1/2	

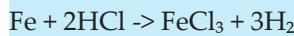
Restar la fila 2 multiplicada por 1 a la fila 1:

	1		1		0		-1/2	
	0		0		1		1/2	

Restar la fila 1 a la fila 2 multiplicada por 1:

	1		0		0		-2	
	0		1		0		2	

Leer los coeficientes balanceados de la matriz escalonada reducida:



De esta forma, se ha obtenido la ecuación química balanceada.

Relaciones Estequiométricas

Son las proporciones numéricas entre las cantidades de reactivos y productos que intervienen en una reacción química. Estas relaciones se basan en la ecuación química balanceada de la reacción y se pueden expresar en términos de moles, masas o volúmenes.

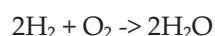
La estequiometría nos permite calcular la cantidad de reactivo que se necesita para producir una cantidad determinada de producto o la cantidad de producto que se puede obtener a partir de una cantidad conocida de reactivo. Algunas de las relaciones estequiométricas más comunes incluyen:

- a) Proporciones molares:** son las relaciones entre las cantidades de moles de los reactivos y productos en una reacción química, y se basan en los coeficientes de las fórmulas químicas de los reactivos y productos en la ecuación balanceada.
- b) Relaciones masa-masa:** son las relaciones entre las masas de los reactivos y productos en una reacción química. Estas relaciones se pueden calcular utilizando las proporciones molares y las masas moleculares de los reactivos y productos.
- c) Relaciones volumen-volumen:** son las relaciones entre los volúmenes de los gases reactivos y productos en una reacción química. Estas relaciones se pueden calcular utilizando las proporciones molares y la ley de los gases ideales.
- d) Rendimiento:** de una reacción química es la cantidad de producto que se obtiene a partir de una cantidad dada de reactivo. El rendimiento se puede calcular utilizando las relaciones estequiométricas y se compara con el rendimiento teórico, que es la cantidad máxima de producto que se puede obtener a partir de la cantidad de reactivo dada.

a) Proporciones Molares

Se las conoce también conocidas como relaciones estequiométricas, se refieren a las proporciones en las que los átomos, iones o moléculas se combinan entre sí en una reacción química.

En una reacción química, la proporción molar se expresa como la relación numérica de las cantidades molares de los reactivos y los productos. Por ejemplo, la reacción de formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno se puede escribir como:

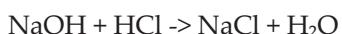


Esta ecuación química indica que se necesitan dos moléculas de hidrógeno (H_2) y una molécula de oxígeno (O_2) para formar dos moléculas de agua (H_2O). La proporción molar de hidrógeno a oxígeno es de 2:1 en esta reacción, lo que significa que se necesitan dos veces más moléculas de hidrógeno que de oxígeno para que la reacción tenga lugar.

Las proporciones molares son importantes para la comprensión de la química y la estequiometría, ya que permiten predecir las cantidades de reactivos y productos necesarios para una reacción química dada.

Ejemplo:

Se desea llevar a cabo la reacción química entre hidróxido de sodio (NaOH) y ácido clorhídrico (HCl) para formar cloruro de sodio (NaCl) y agua (H_2O). La ecuación química balanceada para esta reacción es:



La proporción molar de NaOH a HCl en esta reacción es de 1:1, lo que significa que se necesita la misma cantidad de moles de NaOH y HCl para reaccionar completamente.

Se tiene 0,2 moles de NaOH y deseamos saber cuántos moles de HCl se necesitan para reaccionar completamente con todo el NaOH . Para hacer esto, podemos usar la proporción molar de 1:1:

1 mol de NaOH reacciona con 1 mol de HCl

Por lo tanto, para 0,2 moles de NaOH , se necesita la misma cantidad de moles de HCl :

$$0,2 \text{ moles NaOH} \times (1 \text{ mol HCl} / 1 \text{ mol NaOH}) = 0,2 \text{ moles HCl}$$

Entonces, se necesitan 0,2 moles de HCl para reaccionar completamente con 0,2 moles de NaOH.

Después de la reacción, los productos serían cloruro de sodio (NaCl) y agua (H₂O). Si también se desea conocer cuántos moles de NaCl se formarán, se puede usar la misma proporción molar de 1:1 para NaOH y HCl:

$$1 \text{ mol de NaOH reacciona con 1 mol de NaCl}$$

Entonces, si se tiene 0,2 moles de NaOH, se formarán 0,2 moles de NaCl después de la reacción. De manera similar, se formará la misma cantidad de moles de agua.

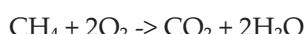
b) Relaciones Masa-Masa

Se refieren a las proporciones de masa de los reactivos y productos en una reacción química. Estas relaciones se pueden utilizar para determinar la cantidad de producto que se formará a partir de una cantidad conocida de reactivo, o para calcular la cantidad de reactivo necesaria para producir una cantidad determinada de producto.

Para establecer las relaciones masa-masa en una reacción química, se deben conocer las masas molares de los reactivos y productos. La masa molar es la masa de un mol de moléculas o átomos de una sustancia, y se expresa en gramos por mol (g/mol). Por ejemplo, la masa molar del agua (H₂O) es de 18,015 g/mol.

Una vez que se conocen las masas molares de los reactivos y productos, se puede utilizar la estequiométría de la reacción química para calcular las relaciones masa-masa. La estequiometría se refiere a las proporciones molares de los reactivos y productos en una reacción química.

Por ejemplo, considerar la reacción de combustión del metano (CH₄) en presencia de oxígeno (O₂) para producir dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O):



La masa molar del metano es de 16,04 g/mol y la masa molar del dióxido de carbono es de 44,01 g/mol. Para determinar la relación masa-masa entre el metano y el dióxido de carbono, se puede utilizar la proporción molar de 1:1 entre CH₄ y CO₂, lo que significa que se necesitará una cantidad igual de moles de ambos para reaccionar completamente.

Para calcular la cantidad de dióxido de carbono que se producirá a partir de una cierta cantidad de metano, primero se debe convertir la cantidad de metano a moles utilizando su masa molar:

$$\text{Moles de CH}_4 = \text{masa (g)} / \text{masa molar} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)$$

Se puede suponer que tenemos 10 g de metano. Entonces:

$$\text{Moles de CH}_4 = 10 \text{ g} / 16,04 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 0,623 \text{ mol de CH}_4$$

A partir de la ecuación química, se sabe que para cada mol de CH₄ se producirá un mol de CO₂. Entonces, la cantidad de dióxido de carbono que se producirá será de:

$$\text{Moles de CO}_2 = 0,623 \text{ mol de CH}_4 \times 1 \text{ mol de CO}_2 / 1 \text{ mol de CH}_4 = 0,623 \text{ mol de CO}_2$$

Finalmente, se puede convertir la cantidad de moles de CO₂ a masa utilizando la masa molar del dióxido de carbono:

$$\text{Masa de CO}_2 = \text{moles de CO}_2 \times \text{masa molar de CO}_2$$

$$\text{Masa de CO}_2 = 0,623 \text{ mol de CO}_2 \times 44,01 \text{ g/mol} = 27,4 \text{ g de CO}_2$$

Por lo tanto, si se queman 10 g de metano, se producirán 27,4 g de dióxido de carbono.

Ejercicio:

Determinar cuántos gramos de cloruro de calcio (CaCl_2) se pueden producir a partir de 25 g de cloruro de hidrógeno (HCl), en la siguiente reacción:



En primer lugar, determinar la relación molar entre el HCl y el CaCl_2 en la ecuación química. Para hacer esto, primero se debe balancear la ecuación química:



La ecuación química balanceada indica que 2 moles de HCl reaccionan con 1 mol de CaCO_3 para producir 1 mol de CaCl_2 . Por lo tanto, la relación molar entre HCl y CaCl_2 es de 2:1.

A continuación, se puede calcular la cantidad de moles de HCl en 25 g, utilizando la masa molar del HCl (36,46 g/mol):

$$\text{Moles de HCl} = 25 \text{ g} / 36,46 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,686 \text{ mol de HCl}$$

Ahora podemos utilizar la relación molar entre HCl y CaCl_2 para calcular cuántos moles de CaCl_2 se pueden producir a partir de los 0,686 moles de HCl:

$$\text{Moles de CaCl}_2 = 0,686 \text{ mol de HCl} \times 1 \text{ mol de CaCl}_2 / 2 \text{ mol de HCl} = 0,343 \text{ mol de CaCl}_2$$

Finalmente, podemos calcular la cantidad de gramos de CaCl_2 producidos, utilizando la masa molar del CaCl_2 (110,98 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$):

$$\text{Masa de CaCl}_2 = 0,343 \text{ mol de CaCl}_2 \times 110,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 38,1 \text{ g de CaCl}_2$$

Por lo tanto, se pueden producir 38,1 g de cloruro de calcio a partir de 25 g de cloruro de hidrógeno, en la reacción química dada.

c) Relaciones Volumen-Volumen

Se refieren a la relación entre el volumen de dos sustancias que se combinan en una reacción química, en la que los reactantes se combinan para producir productos. La ley de conservación de la masa establece que la masa total de los reactantes debe ser igual a la masa total de los productos. Además, los volúmenes de los gases que se producen en una reacción química están relacionados con las cantidades de los reactivos y productos presentes.

La relación entre el volumen de un gas y la cantidad de una sustancia en moles se puede determinar a partir de las condiciones estándar de temperatura y presión (STP). En estas condiciones, un mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 litros. Por lo tanto, si se conocen las cantidades de reactivos y productos en moles, se puede calcular el volumen de gas producido o consumido en la reacción.

También hay una relación entre la presión y el volumen de un gas. La ley de Boyle establece que, a temperatura constante, la presión de un gas es inversamente proporcional al volumen del gas. Esto significa que, si se mantiene constante la temperatura y la cantidad de gas, el volumen del gas disminuirá a medida que aumente la presión.

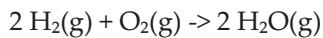
En resumen, las relaciones volumen-volumen son importantes para comprender las cantidades de gases producidos o consumidos en una reacción química. La ley de conservación de la masa, las condiciones estándar de temperatura y presión, y la ley de Boyle son herramientas útiles para calcular estas relaciones.

Para resolver un ejercicio de relaciones volumen-volumen, se necesita conocer la ecuación química balanceada de la reacción y las condiciones de temperatura y presión. A continuación, se presenta un ejemplo de ejercicio resuelto:

Ejemplo:

Se hace reaccionar 4 litros de gas hidrógeno (H_2) con 2 litros de gas oxígeno (O_2) para producir agua (H_2O) gaseosa. ¿Cuál es el volumen de gas producido a condiciones normales de temperatura y presión (CNTP)?

1. Escribir la ecuación química balanceada de la reacción:



2. Determinar el reactivo limitante:

Para determinar el reactivo limitante, se compara la proporción estequiométrica de los reactivos con la cantidad real de cada uno de ellos.

La ecuación balanceada indica que se necesitan 2 moles de H_2 para reaccionar con 1 mol de O_2 . Por lo tanto, para 4 litros de H_2 , se necesitan:

$$2 \text{ moles } H_2 \times 4 \text{ litros } H_2 / 1 \text{ mol } H_2 = 8 \text{ litros de } H_2$$

Para 2 litros de O_2 , se necesitan:

$$1 \text{ mol } O_2 \times 2 \text{ litros } O_2 / 22,4 \text{ litros } O_2 = 0,0893 \text{ moles de } O_2$$

Por lo tanto, el reactivo limitante es el O_2 , ya que hay menos moles de O_2 que los necesarios para reaccionar completamente con el H_2 .

3. Calcular el volumen de gas producido a CNTP:

Se sabe que a CNTP, 1 mol de gas ocupa un volumen de 22,4 litros. Por lo tanto, se puede calcular el número de moles de H_2O producido a partir de los moles de O_2 que reaccionan:

1 mol O_2 produce 2 moles H_2O

$$0,0893 \text{ moles } O_2 \times (2 \text{ moles } H_2O / 1 \text{ mol } O_2) = 0,1786 \text{ moles de } H_2O$$

El volumen de H_2O producido a CNTP es:

$$0,1786 \text{ moles } H_2O \times 22,4 \text{ litros } H_2O / 1 \text{ mol } H_2O = 3,99 \text{ litros } H_2O$$

Por lo tanto, el volumen de gas producido a CNTP es de 3,99 litros de H_2O .

d) Rendimiento

Calculado en una reacción química, se refiere a la eficiencia con la que los reactantes se convierten en productos. El rendimiento se expresa como un porcentaje y se calcula dividiendo la cantidad real de producto obtenido por la cantidad teórica de producto que se esperaba obtener.

La cantidad teórica de producto se calcula a partir de la ecuación química balanceada y la cantidad de reactante limitante que se utiliza en la reacción. La reactante limitante es aquel que se consume completamente en la reacción, limitando la cantidad de producto que se puede formar. Por lo tanto, el rendimiento máximo teórico se basa en la cantidad de reactante limitante utilizado.

La cantidad real de producto obtenido en la reacción se mide experimentalmente. Si el rendimiento es del 100%, significa que se ha obtenido la cantidad teórica de producto esperada. En la práctica, es poco común alcanzar un rendimiento del 100%, debido a que siempre existen pérdidas de materiales, reacciones secundarias, entre otros factores.

El cálculo del rendimiento es una herramienta importante para evaluar la eficiencia de una reacción química

y para determinar la cantidad real de producto que se puede obtener. También se utiliza para optimizar los procesos de producción y para identificar los factores que afectan el rendimiento de una reacción química.

Ejemplo:

Se realiza una reacción entre 5 g de ácido clorhídrico (HCl) y 10 g de carbonato de calcio (CaCO₃) para producir cloruro de calcio (CaCl₂), dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O). Si se obtienen 6 g de CaCl₂ puro, ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

Escribir la ecuación química balanceada de la reacción:



Determinar el reactivo limitante:

Para determinar el reactivo limitante, se compara la proporción estequiométrica de los reactivos con la cantidad real de cada uno de ellos.

La ecuación balanceada indica que se necesitan 2 moles de HCl para reaccionar con 1 mol de CaCO₃. Por lo tanto, para 5 g de HCl, se necesitan:

$$2 \text{ moles HCl} \times 5 \text{ g HCl} / 36,46 \text{ g HCl} = 0,274 \text{ moles de HCl}$$

Para 10 g de CaCO₃, se necesitan:

$$1 \text{ mol CaCO}_3 \times 10 \text{ g CaCO}_3 / 100,09 \text{ g CaCO}_3 = 0,0998 \text{ moles de CaCO}_3$$

Por lo tanto, el reactivo limitante es el CaCO₃, ya que hay menos moles de CaCO₃ que los necesarios para reaccionar completamente con el HCl.

Calcular la cantidad teórica de CaCl₂:

A partir de la ecuación química balanceada, se conoce que 1 mol de CaCO₃ produce 1 mol de CaCl₂. Por lo tanto, la cantidad teórica de CaCl₂ que se podría obtener a partir de los 0,0998 moles de CaCO₃ utilizados es:

$$0,0998 \text{ moles de CaCO}_3 \times 1 \text{ mol de CaCl}_2 / 1 \text{ mol de CaCO}_3 = 0,0998 \text{ moles de CaCl}_2$$

La masa teórica de CaCl₂ que se podría obtener a partir de los moles teóricos de CaCl₂ es:

$$0,0998 \text{ moles de CaCl}_2 \times 111 \text{ g/mol} = 11,08 \text{ g de CaCl}_2$$

Calcular el rendimiento:

La cantidad real de CaCl₂ obtenida es de 6 g. Por lo tanto, el rendimiento de la reacción es:

$$\text{Rendimiento} = (6 \text{ g} / 11,08 \text{ g}) \times 100\% = 54,18\%$$

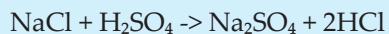
Por lo tanto, el rendimiento de la reacción es del 54,18%. Esto significa que se ha obtenido el 54,18% de la cantidad teórica máxima de CaCl₂ que se podría haber obtenido si la reacción hubiera sido perfecta y no hubiera habido pérdidas de materiales. El rendimiento bajo puede deberse a diversas razones, como la presencia de impurezas, la descomposición de los productos, la ineficiencia en la separación del producto, entre otros factores.

Ejercicios:

1. Se hace reaccionar 20 gramos de cloruro de sodio con una cantidad suficiente de ácido sulfúrico para producir sulfato de sodio y ácido clorhídrico. Si se obtienen 19 gramos de sulfato de sodio, ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

Solución:

La ecuación química de la reacción es:



La masa molecular del sulfato de sodio es $142 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, por lo tanto, 19 gramos de sulfato de sodio corresponden a $19/142 = 0.13$ moles de sulfato de sodio.

Según la estequiometría de la reacción, para formar 1 mol de sulfato de sodio se necesitan 1 mol de cloruro de sodio y 1 mol de ácido sulfúrico. Por lo tanto, se necesitan:

0,13 moles de sulfato de sodio

0,13 moles de cloruro de sodio

0,13 moles de ácido sulfúrico

El reactivo limitante es el cloruro de sodio, ya que es el que se encuentra en menor cantidad. El rendimiento de la reacción es:

$$\text{rendimiento} = \frac{\text{masa obtenida de sulfato de sodio}}{\text{masa teórica de sulfato de sodio}} \times 100\%$$

$$\text{rendimiento} = \left(\frac{19}{142 \times 0,13} \right) \times 100\% = 100\%$$

Por lo tanto, el rendimiento de la reacción es del 100%.

Cálculo de las Cantidad de Reactivos y Productos

Constituye una parte muy importante de la química y se basa en la estequiometría, que es el estudio de las proporciones en las que los reactantes se combinan para formar los productos en una reacción química.

Para calcular las cantidades de reactivos y productos, se deben seguir los siguientes pasos:

1. Escribir la ecuación química balanceada de la reacción: Una ecuación química balanceada muestra los reactantes y los productos de la reacción química, así como las proporciones estequiométricas en las que se combinan. Es importante garantizar que la ecuación esté balanceada antes de continuar.

2. Determinar el reactivo limitante: El reactivo limitante es el reactivo que se agota primero en una reacción química y que determina la cantidad máxima de producto que se puede formar. Para determinar el reactivo limitante, se compara la cantidad de cada reactivo disponible con su coeficiente estequiométrico en la ecuación química.

3. Calcular las cantidades teóricas de producto: A partir del reactivo limitante y de la ecuación química balanceada, se puede calcular la cantidad teórica máxima de producto que se puede formar. Esto se hace utilizando las proporciones estequiométricas en la ecuación química para convertir la cantidad del reactivo limitante en cantidad de producto.

4. Calcular las cantidades reales de reactivos y productos: La cantidad real de reactivos y productos se mide experimentalmente. Es importante tener en cuenta la pureza de los reactivos y productos, así como las posibles pérdidas durante la manipulación y la medición.

5. Calcular el rendimiento de la reacción: El rendimiento de la reacción es la proporción entre la cantidad real de producto obtenida y la cantidad teórica máxima de producto que se podría obtener. Se expresa como un porcentaje y se utiliza para evaluar la eficiencia de la reacción.

Resumiendo: para calcular las cantidades de reactivos y productos, es necesario conocer la ecuación química balanceada de la reacción, determinar el reactivo limitante, calcular las cantidades teóricas de producto, medir las cantidades reales de reactivos y productos, y calcular el rendimiento de la reacción.

Ejercicio:

Se desea preparar dióxido de carbono (CO_2) a partir de carbonato de calcio (CaCO_3) y ácido clorhídrico (HCl), y se desea saber la cantidad de CO_2 que se puede obtener a partir de 5 g de CaCO_3 y 5 g de HCl.

1. La ecuación química balanceada para esta reacción es:



2. Determinar el reactivo limitante:

Para determinar el reactivo limitante, se calcula la cantidad de cada reactivo disponible en moles. La masa molar de CaCO_3 es 100,1 g/mol, por lo que 5 g de CaCO_3 corresponden a 0,05 moles. La masa molar de HCl es 36,5 g/mol, por lo que 5 g de HCl corresponden a 0,137 moles.

Como se observa en la ecuación química, se necesitan 1 mol de CaCO_3 y 2 moles de HCl para producir 1 mol de CO_2 . Por lo tanto, el reactivo limitante es el CaCO_3 , ya que se tiene menos moles de este reactivo que los necesarios para reaccionar completamente con los moles de HCl.

3. Calcular las cantidades teóricas de producto:

Al ser el CaCO_3 el reactivo limitante, se utilizará su cantidad para calcular la cantidad teórica máxima de producto. Según la ecuación química balanceada, se necesitan 1 mol de CaCO_3 para producir 1 mol de CO_2 . Por lo tanto, a partir de los 0,05 moles de CaCO_3 se pueden producir 0,05 moles de CO_2 .

4. Calcular las cantidades reales de reactivos y productos:

Para calcular las cantidades reales de reactivos y productos, se deben medir experimentalmente. Supongamos que se obtienen 2,5 g de CO_2 , lo que equivale a 0,0625 moles.

5. Calcular el rendimiento de la reacción:

El rendimiento de la reacción se calcula dividiendo la cantidad real de CO_2 obtenida entre la cantidad teórica máxima de CO_2 que se podría obtener:

$$\text{Rendimiento} = (\text{cantidad real de } \text{CO}_2 / \text{cantidad teórica máxima de } \text{CO}_2) \times 100\%$$

$$\text{Rendimiento} = (0,0625 \text{ moles} / 0,05 \text{ moles}) \times 100\% = 125\%$$

En este caso, el rendimiento es mayor que el 100%, lo que indica que se obtuvo una cantidad mayor de CO_2 de la que se esperaba teóricamente. Esto puede deberse a la presencia de impurezas en los reactivos o a errores en la medición.

3. Rendimiento

Como ya se mencionó en el apartado 2 (d), de relaciones estequiométricas, podemos concluir que el rendimiento de una reacción química es la cantidad de producto obtenido en relación con la cantidad de producto teóricamente posible que se podría obtener a partir de los reactivos utilizados. Se expresa como un porcentaje y se calcula mediante la siguiente fórmula:

$$\text{Rendimiento (\%)} = (\text{Cantidad real de producto obtenido} / \text{Cantidad teórica máxima de producto}) \times 100$$

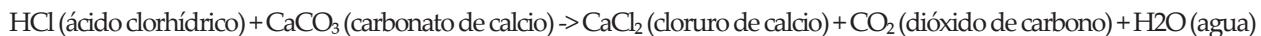
La cantidad teórica máxima de producto se calcula a partir de los coeficientes estequiométricos de la ecuación química balanceada, utilizando la cantidad de reactivo limitante. La cantidad real de producto obtenido se mide experimentalmente.

El rendimiento de una reacción puede ser menor al 100% debido a pérdidas en el proceso de separación del producto, reacciones secundarias no deseadas, errores experimentales o problemas en la purificación del producto. Un rendimiento del 100% indica que se ha obtenido la cantidad teórica máxima de producto.

El cálculo del rendimiento es importante para la evaluación de la eficiencia de un proceso químico, ya que permite conocer qué cantidad de producto se obtiene en relación con la cantidad que se esperaba obtener, lo que puede ser útil para realizar ajustes en las condiciones de la reacción o en el proceso de purificación. También es importante desde el punto de vista económico, ya que un bajo rendimiento puede implicar un mayor costo en la producción del producto deseado.

Ejemplo:

La reacción entre ácido clorhídrico y carbonato de calcio se puede representar como:



Si reaccionan 10 gramos de ácido clorhídrico con 10 gramos de carbonato de calcio y se obtienen 8 gramos de cloruro de calcio, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

Calcular la cantidad teórica de cloruro de calcio producido a partir de los reactivos iniciales. La proporción estequiométrica de la reacción indica que 1 mol de ácido clorhídrico reacciona con 1 mol de carbonato de calcio para producir 1 mol de cloruro de calcio, 1 mol de dióxido de carbono y 1 mol de agua. Por lo tanto, la cantidad teórica de cloruro de calcio producida a partir de 10 gramos de ácido clorhídrico y 10 gramos de carbonato de calcio es:

- Moles de HCl: $10 \text{ g} / 36,5 \text{ g/mol} = 0,27 \text{ moles}$ (aproximadamente)
- Moles de CaCO₃: $10 \text{ g} / 100 \text{ g/mol} = 0,1 \text{ moles}$

La cantidad limitante es el carbonato de calcio, por lo que solo se puede producir 0,1 moles de cloruro de calcio.

- Masa teórica de cloruro de calcio: $0,1 \text{ mol} \times 111 \text{ g/mol} = 11,1 \text{ gramos}$

Calcular el rendimiento de la reacción. La cantidad real de cloruro de calcio obtenida es de 8 gramos. Por lo tanto, el rendimiento de la reacción es:

- Rendimiento = $(\text{cantidad real de producto} / \text{cantidad teórica de producto}) \times 100\%$
- Rendimiento = $(8 \text{ g} / 11,1 \text{ g}) \times 100\% = 72,1\%$

En este ejemplo, el rendimiento de la reacción es del 72,1%. Esto significa que se produjo una cantidad significativa de cloruro de calcio en comparación con la cantidad teórica esperada, lo que indica que la reacción fue bastante eficiente.

Ejercicio:

La reacción entre nitrato de plata y cloruro de sodio se puede representar como:



Si se mezclan 20 gramos de nitrato de plata con 20 gramos de cloruro de sodio y se obtienen 18 gramos de cloruro de plata, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

Calcular la cantidad teórica de cloruro de plata producido a partir de los reactivos iniciales.

La proporción estequiométrica de la reacción indica que 1 mol de nitrato de plata reacciona con 1 mol de cloruro de sodio para producir 1 mol de cloruro de plata y 1 mol de nitrato de sodio. Por lo tanto, la cantidad teórica de cloruro de plata producida a partir de 20 gramos de nitrato de plata y 20 gramos de cloruro de sodio es:

- Moles de AgNO₃: $20 \text{ g} / 169,9 \text{ g/mol} = 0,118 \text{ moles}$ (aproximadamente)
- Moles de NaCl: $20 \text{ g} / 58,44 \text{ g/mol} = 0,342 \text{ moles}$ (aproximadamente)

La cantidad limitante es el nitrato de plata, por lo que solo se puede producir 0,118 moles de cloruro de plata.

- Masa teórica de cloruro de plata: $0,118 \text{ mol} \times 143,3 \text{ g/mol} = 16,9 \text{ gramos}$

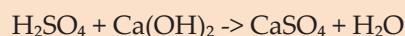
Calcular el rendimiento de la reacción. La cantidad real de cloruro de plata obtenida es de 18 gramos. Por lo tanto, el rendimiento de la reacción es:

- Rendimiento = (cantidad real de producto / cantidad teórica de producto) x 100%
- Rendimiento = $(18 \text{ g} / 16,9 \text{ g}) \times 100\% = 106,5\%$

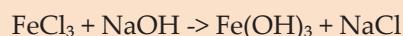
Se ve que el rendimiento de la reacción es del 106,5%. Esto significa que se produjo una cantidad ligeramente mayor de cloruro de plata en comparación con la cantidad teórica esperada, lo que indica que la reacción fue bastante eficiente. Es importante destacar que el rendimiento nunca puede ser mayor al 100%, ya que esto significaría que se obtuvo más producto del que es teóricamente posible.

Ejercicios Propuestos:

1. Balancear por el método algebraico la ecuación de reacción entre las sustancias:



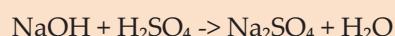
2. Balancear la siguiente ecuación química utilizando el método de Gauss-Jordan:



3. Balancear la siguiente ecuación química utilizando el método de tanteo:



4. Balancear la siguiente ecuación química utilizando el método redox:



5. En la reacción $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$, ¿Cuántos gramos de óxido de hierro se producen a partir de 5 gramos de hierro y 4 gramos de oxígeno?

6. Si se mezclan 15 gramos de hidrógeno con 80 gramos de oxígeno y se hacen reaccionar para formar agua, ¿Cuál es el rendimiento de la reacción si se obtienen 50 gramos de agua?

7. Se hace reaccionar 20 gramos de cloruro de sodio con una cantidad suficiente de ácido sulfúrico para producir sulfato de sodio y ácido clorhídrico. Si se obtienen 19 gramos de sulfato de sodio, ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

8. Se hacen reaccionar 10 gramos de hidrógeno con 50 gramos de oxígeno para producir agua. ¿Cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de agua se pueden producir?

9. ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio (NaCl) se necesitan para producir 5 moles de cloro (Cl_2) en la siguiente reacción?

10. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico (H_2SO_4) se necesitan para reaccionar completamente con 50 g de carbonato de calcio (CaCO_3) según la siguiente reacción?

GASES

En química, un gas es una sustancia que se encuentra en su estado gaseoso a temperatura ambiente y presión atmosférica. Los gases son uno de los tres estados de la materia, junto con los líquidos y los sólidos.

A diferencia de los líquidos y los sólidos, los gases no tienen una forma o un volumen definido y se expanden para llenar cualquier contenedor en el que se encuentren. Los gases están compuestos por moléculas que se mueven constantemente en un estado de caos molecular.

Algunas de las características generales de los gases son:

- **Densidad:** los gases tienen densidades muy bajas en comparación con los líquidos y los sólidos debido a la gran cantidad de espacio vacío entre las partículas de gas.
- **Comportamiento molecular:** los gases están compuestos por moléculas en movimiento constante que interactúan entre sí y con el entorno en el que se encuentran.
- **Presión:** los gases ejercen una presión en los objetos con los que entran en contacto, lo que se conoce como presión de gas. La presión de un gas depende de la cantidad de partículas en el gas, su temperatura y su volumen.
- **Volumen:** los gases no tienen un volumen definido y se expanden para llenar cualquier contenedor en el que se encuentren.
- **Temperatura:** la temperatura es una medida de la energía cinética de las moléculas de gas. Cuanto más alta sea la temperatura, más rápidas se moverán las moléculas y más energía tendrán

Las propiedades de los gases están regidas por siete leyes, basadas en observaciones empíricas y experimentales de los gases, y cada una de ellas se enfoca en una propiedad específica del gas, como su volumen, presión, temperatura, masa molecular y velocidad de difusión.

Las siete leyes de los gases son las siguientes:

Ley de Boyle: establece que, a temperatura constante, la presión de un gas es inversamente proporcional a su volumen. En otras palabras, si la presión aumenta, el volumen del gas disminuirá y viceversa. Esta ley se puede expresar matemáticamente como: $P_1V_1 = P_2V_2$, donde P es la presión y V es el volumen.

Ley de Charles: establece que, a presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura. En otras palabras, si la temperatura aumenta, el volumen del gas también aumentará y viceversa. Esta ley se puede expresar matemáticamente como: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$, donde T es la temperatura.

Ley de Gay-Lussac: establece que, a volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura. En otras palabras, si la temperatura aumenta, la presión del gas también aumentará y viceversa. Esta ley se puede expresar matemáticamente como: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$.

Ley de Avogadro: establece que los volúmenes de gases diferentes que se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen la misma cantidad de moléculas. Esto se expresa en la fórmula $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$, donde n es el número de moléculas.

Figura 43
Expulsión de CO₂ en una planta de carbono



Fuente: admin (2021)

Ley de Dalton: establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de los gases individuales. Esto se expresa en la fórmula

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

Ley de Graham: establece que la velocidad de difusión y efusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su masa molar. Esto se expresa en la fórmula $\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$, donde v es la velocidad y M es la masa molar.

Ley de la ley de los gases ideales: combina las tres leyes primeras y establece que la presión, el volumen y la temperatura de un gas están relacionados matemáticamente. Esta ley se puede expresar matemáticamente como: $PV = nRT$, donde P es la presión, V es el volumen, T es la temperatura y n es el número de moles de gas.

1. Ley de Boyle

La Ley de Boyle o Boyle-Mariotte es una de las leyes fundamentales de la física de los gases y se utiliza en química para describir el comportamiento de estos. Esta ley establece que, a temperatura constante, el volumen de una cantidad fija de gas es inversamente proporcional a la presión del gas.

Matemáticamente, la Ley de Boyle se puede expresar como $PV = k$, donde P es la presión del gas, V es el volumen del gas y k es una constante que depende de la cantidad de gas y la temperatura. Esta ecuación implica que, si la presión del gas aumenta, el volumen del gas disminuirá, y viceversa, siempre y cuando la temperatura se mantenga constante.

La Ley de Boyle se enuncia en términos de una relación inversa entre la presión y el volumen, lo que significa que, si se duplica la presión, el volumen del gas se reducirá a la mitad. Esta ley es importante para entender y predecir el comportamiento de los gases en diferentes condiciones y se utiliza en una amplia variedad de aplicaciones en química, física e ingeniería

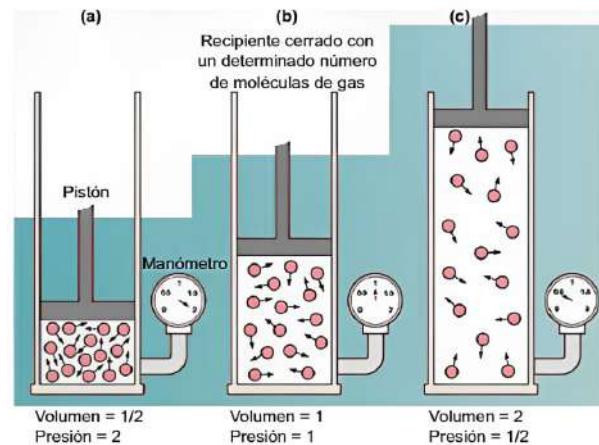


Figura 44
Ley de Boyle-Mariotte

Ejemplo:

La Ley de Boyle establece que, a temperatura constante, la presión de un gas es inversamente proporcional al volumen del gas. A continuación, se presentan algunos ejemplos que ilustran esta ley:

Un globo se infla con un volumen de 2 litros a una presión de 1 atmósfera. Si la presión se reduce a 0,5 atmósferas, ¿Cuál será el nuevo volumen del globo?

Utilizando la Ley de Boyle, se puede establecer que:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

En la que: P_1 y V_1 son la presión y el volumen iniciales, respectivamente, y P_2 y V_2 son la presión y el volumen finales, respectivamente.

Sustituyendo los valores conocidos, se obtiene:

$$1 \text{ atm} \times 2 \text{ L} = 0,5 \text{ atm} \times V_2$$

$$V_2 = 4 \text{ L}$$

Por lo tanto, el nuevo volumen del globo será de 4 litros.

Ejercicio:

Un tanque de gas tiene una capacidad de 100 litros a una presión de 3 atmósferas. Si se desea mantener la misma cantidad de gas en el tanque y se aumenta la presión a 6 atmósferas, ¿Cuál será el nuevo volumen del tanque?

Solución:

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$3 \text{ atm} \times 100 \text{ L} = 6 \text{ atm} \times V_2$$

$$V_2 = 50 \text{ L}$$

Por lo tanto, el nuevo volumen del tanque será de 50 litros.

2. Ley de Charles

La Ley de Charles establece que, a presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta. En otras palabras, cuando se aumenta la temperatura de un gas, su volumen se expande, y cuando se reduce la temperatura, su volumen se contrae.

Esta ley es importante en la química, ya que permite entender cómo los cambios en la temperatura afectan el volumen de un gas, lo que es especialmente relevante en procesos como la elaboración de bebidas gaseosas, la fabricación de medicamentos y la producción de gases para la industria.

La Ley de Charles se puede expresar matemáticamente como:

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

En la que: V_1 y T_1 son el volumen y la temperatura inicial, respectivamente, y

V_2 y T_2 son el volumen y la temperatura final, respectivamente.

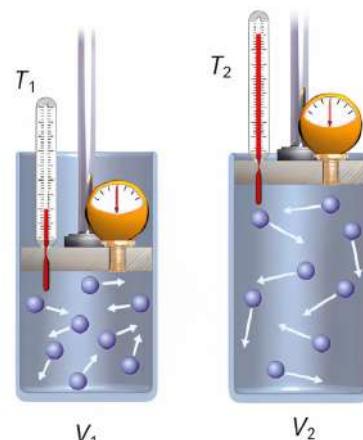


Figura 45
Ley de Charles

Es importante destacar que la temperatura en la Ley de Charles se mide en la escala absoluta de temperatura, es decir, en Kelvin (K). La relación entre la escala Celsius ($^{\circ}\text{C}$) y la escala Kelvin es $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$.

Ejemplo:

Un globo inflado con helio tiene un volumen de 5 litros a una temperatura de 20°C . Si se calienta el globo a 60°C , ¿Cuál será su nuevo volumen?

Utilizando la Ley de Charles, se puede escribir:

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

Donde:

$$V_1 = 5 \text{ L} \text{ (volumen inicial)}$$

$$T_1 = 20^{\circ}\text{C} + 273,15 = 293,15 \text{ K} \text{ (temperatura inicial en Kelvin)}$$

$$T_2 = 60^{\circ}\text{C} + 273,15 = 333,15 \text{ K} \text{ (temperatura final en Kelvin)}$$

Despejando V_2 , se tiene:

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

$$V_2 = \left(\frac{5 \text{ L}}{293,15 \text{ K}} \right) \times 333,15 \text{ K}$$

$$V_2 = 5,7 \text{ L}$$

Por lo tanto, el nuevo volumen del globo será de 5,7 litros.

Un tanque de gas nitrógeno tiene un volumen de 10 m³ a una temperatura de 25 °C. Si se reduce la temperatura a -10 °C, ¿Cuál será el nuevo volumen del tanque?

Utilizando la Ley de Charles, se puede escribir:

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

En la que:

$$V_1 = 10 \text{ m}^3 \text{ (volumen inicial)}$$

$$T_1 = 25 \text{ }^{\circ}\text{C} + 273,15 = 298,15 \text{ K} \text{ (temperatura inicial en Kelvin)}$$

$$T_2 = -10 \text{ }^{\circ}\text{C} + 273,15 = 263,15 \text{ K} \text{ (temperatura final en Kelvin)}$$

Despejando V₂, se tiene:

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

$$V_2 = (10 \text{ m}^3 / 298,15 \text{ K}) \times 263,15 \text{ K}$$

$$V_2 = 8,82 \text{ m}^3$$

Por lo tanto, el nuevo volumen del tanque será de 8,82 metros cúbicos.

Ejercicio:

Un recipiente de 5 litros de volumen contiene un gas a una temperatura de 300 K. Si se calienta el gas a una temperatura de 350 K, ¿Cuál será el nuevo volumen del gas?

Solución:

Utilizando la Ley de Charles, se puede escribir:

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

En la que:

$$V_1 = 5 \text{ L} \text{ (volumen inicial)}$$

$$T_1 = 300 \text{ K} \text{ (temperatura inicial)}$$

$$T_2 = 350 \text{ K} \text{ (temperatura final)}$$

Despejando V₂, se tiene:

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

$$V_2 = \frac{5 \text{ L} \times 350 \text{ K}}{300 \text{ K}}$$

$$V_2 = 5,83 \text{ L}$$

Por lo tanto, el nuevo volumen del gas será de 5,83 litros.

Ley de Gay-Lussac

La Ley de Gay-Lussac, también conocida como la Ley de Charles-Gay-Lussac o la Ley de los Volúmenes, establece que, a volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta. Es decir que, si se mantiene constante la cantidad y el volumen de un gas, su presión aumentará a medida que su temperatura aumente, y disminuirá a medida que su temperatura disminuya.

Esta ley se puede expresar matemáticamente mediante la siguiente fórmula:

$$\frac{P}{T} = k$$

En la que:

P es la presión, T es la temperatura absoluta (en Kelvin) y k es una constante que depende del gas.

Esta ley es importante para entender el comportamiento de los gases en situaciones en las que se altera la temperatura, como en los motores de combustión interna.

Es importante destacar que esta ley solo es válida para gases ideales, que son aquellos que cumplen con ciertas condiciones ideales, como el hecho de que las partículas se muevan libremente y colisionen de manera elástica, y que no haya fuerzas de atracción o repulsión significativas entre ellas. En condiciones reales, los gases pueden comportarse de manera diferente a como lo hacen los gases ideales, por lo que esta ley puede no ser aplicable en todas las situaciones.

Ejemplo:

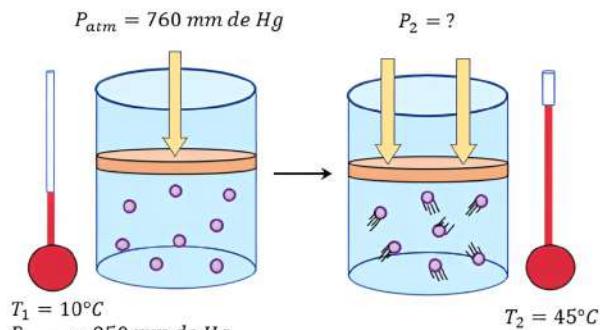
Un ejemplo de la ley de Gay-Lussac en la vida cotidiana podría ser el inflado de un neumático de bicicleta. Si se tiene una bomba de inflar, y se ajusta la presión y la temperatura de la cámara de aire del neumático y se bombea un volumen de gas, se puede observar cómo el volumen del neumático aumenta en función del volumen de aire que se está bombeando.

Por ejemplo, un neumático de bicicleta que tiene una capacidad de 1 litro, y que se quiere inflar a una presión de 50 psi (pounds per square inch) y una temperatura de 20°C. Si se bombean 0,5 litros de aire en el neumático, y se mantiene la presión y la temperatura constantes, entonces el volumen del neumático aumentará a 1,5 litros, debido a la adición de aire.

Según la ley de Gay-Lussac, si se aumenta la cantidad de aire que se bombea, el volumen del neumático aumentará proporcionalmente, siempre y cuando la presión y la temperatura se mantengan constantes. Esto significa que, si se bombean 1 litro de aire, el volumen del neumático se duplicará a 2 litros, y así sucesivamente.

Por lo tanto, la ley de Gay-Lussac puede aplicarse a este ejemplo, y es una herramienta importante para garantizar la seguridad y la eficiencia en la operación de las bicicletas.

Figura 46
Ley de Gay-Lussac



Fuente: Solución Problema 1 Ley de Gay - Lussac (2022)

Ejercicio:

Un tanque de gas tiene un volumen de 5 litros y contiene gas dióxido de carbono (CO₂) a una presión de 2 atmósferas y una temperatura de 20 grados Celsius. Si se aumenta la temperatura del gas a 50 grados Celsius a volumen constante, ¿Cuál será la nueva presión del gas en el tanque?

Solución:

Primero, es necesario convertir la temperatura de Celsius a Kelvin, ya que la ley de Gay-Lussac se expresa en términos de temperatura absoluta. Para ello, se suma 273,15 a la temperatura en Celsius:

$$T_1 = 20 + 273,15 = 293,15 \text{ K}$$

$$T_2 = 50 + 273,15 = 323,15 \text{ K}$$

Luego, se aplica la ley de Gay-Lussac para encontrar la nueva presión del gas:

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

Despejando P₂:

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

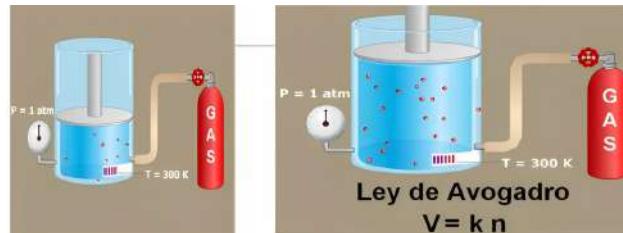
Reemplazando los valores conocidos:

$$P_2 = 2 \text{ atm} \times \frac{323,15 \text{ K}}{293,15 \text{ K}} = 2,19 \text{ atm}$$

Por lo tanto, la nueva presión del gas en el tanque será de 2,19 atmósferas cuando se aumente su temperatura a 50 grados Celsius a volumen constante.

Ley de Avogadro

La Ley de Avogadro establece que, en condiciones de temperatura y presión constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moléculas del gas. En otras palabras, si se tienen dos gases a la misma temperatura y presión, los gases tendrán el mismo volumen si contienen el mismo número de moléculas, independientemente de su identidad química.



La ley de Avogadro se puede expresar matemáticamente de la siguiente manera:

$$\frac{V}{n} = k$$

En la que:

V es el volumen del gas

n es el número de moles de gas

k es una constante que depende de la temperatura y la presión

La Ley de Avogadro es importante porque establece que el volumen de un gas es proporcional al número de moléculas, lo que significa que podemos utilizar la relación entre el volumen y el número de moles para calcular la cantidad de gas presente en un sistema.

Por ejemplo, se sabe que un gas ocupa un volumen de 10 litros a una temperatura y presión constantes, y que contiene 2 moles de gas, podemos utilizar la Ley de Avogadro para determinar el volumen que ocuparía el gas si tuviera 4 moles de gas:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$\frac{10 \text{ L}}{2 \text{ mol}} = \frac{V_2}{4 \text{ mol}}$$

$$V_2 = 20 \text{ L}$$

Por lo tanto, si el gas tuviera 4 moles de gas en lugar de 2, ocuparía un volumen de 20 litros a la misma temperatura y presión.

La ley de Avogadro establece que, en condiciones de temperatura y presión constantes, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas. Esto se puede expresar matemáticamente de la siguiente manera:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Donde V_1 y V_2 son los volúmenes de dos gases diferentes, n_1 y n_2 son el número de moléculas de cada gas.

En definitiva, la Ley de Avogadro establece que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles de gas, lo que nos permite calcular la cantidad de gas presente en un sistema utilizando la relación entre el volumen y el número de moles.

Ejemplo:

Si se tiene un recipiente de 1 litro de capacidad que contiene hidrógeno, y otro recipiente idéntico que contiene oxígeno, ambos a la misma temperatura y presión, se puede medir el volumen de cada gas. Si se encuentra que el recipiente de hidrógeno contiene el doble de gas que el de oxígeno, se puede concluir que hay el doble de moléculas de hidrógeno que de oxígeno presentes en los dos recipientes.

Esto se debe a que la ley de Avogadro establece que los volúmenes de gases a una misma temperatura y presión contienen la misma cantidad de moléculas, lo que implica que los gases tendrán una proporción molar igual a la relación entre sus volúmenes. En este caso, el hidrógeno y el oxígeno tienen una relación molar de 2:1, por lo que, si el volumen de hidrógeno es el doble que el de oxígeno, entonces habrá el doble de moléculas de hidrógeno que de oxígeno presentes en los dos recipientes.

Ejercicio:

En condiciones normales de temperatura y presión (CNTP), un mol de gas ocupa un volumen de 22,4 litros, ¿Cuál es el volumen que ocuparán dos moles de ese mismo gas en las mismas condiciones?

Solución:

Según la ley de Avogadro, el volumen es directamente proporcional al número de moles de gas presentes. Por lo tanto, podemos utilizar la fórmula $V_1/n_1 = V_2/n_2$ para calcular el volumen que ocuparán dos moles de gas

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$V_2 = 44,8 \text{ L}$$

Por lo tanto, dos moles de gas ocuparán un volumen de 44,8 litros en CNTP.

Ley de Dalton

La ley de Dalton, también conocida como la ley de las presiones parciales, establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de los gases que la componen, siempre y cuando los gases no reaccionen químicamente entre sí y ocupen el mismo volumen y temperatura. En otras palabras, la ley de Dalton explica cómo se comportan los gases cuando se mezclan.

La ley de Dalton se puede expresar matemáticamente como:

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

En la que:

P_{total} es la presión total de la mezcla de gases

P_1, P_2, \dots, P_n son las presiones parciales de los gases que componen la mezcla.

Un ejemplo común de la ley de Dalton es la composición del aire atmosférico. El aire se compone principalmente de nitrógeno (aproximadamente el 78% en volumen) y oxígeno (aproximadamente el 21% en volumen), con pequeñas cantidades de otros gases. Según la ley de Dalton, la presión total del aire es igual a la suma de las presiones parciales del nitrógeno y el oxígeno, que a su vez son proporcionales a sus respectivas fracciones molares en la mezcla.

La ley de Dalton también se aplica en otras situaciones, como en la mezcla de gases en un recipiente sellado o en la respiración de los seres vivos.

Ejemplo:

Una muestra de gas contiene 0,5 moles de nitrógeno, 0,3 moles de oxígeno y 0,2 moles de dióxido de carbono, ¿Cuál es la presión parcial de cada gas si la presión total de la muestra es de 2,5 atm?

La ley de Dalton establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de cada gas en la mezcla. La presión parcial de un gas se define como la presión que ejercería si ocupara todo el volumen de la mezcla a la misma temperatura.

Primero, se debe calcular la fracción molar de cada gas, que es la proporción de moles de un gas respecto al total de moles de todos los gases en la muestra:

$$\text{Fracción molar de nitrógeno} = 0,5 \text{ moles} / (0,5 \text{ moles} + 0,3 \text{ moles} + 0,2 \text{ moles}) = 0,5 / 1 = 0,5$$

$$\text{Fracción molar de oxígeno} = 0,3 \text{ moles} / (0,5 \text{ moles} + 0,3 \text{ moles} + 0,2 \text{ moles}) = 0,3 / 1 = 0,3$$

$$\text{Fracción molar de dióxido de carbono} = 0,2 \text{ moles} / (0,5 \text{ moles} + 0,3 \text{ moles} + 0,2 \text{ moles}) = 0,2 / 1 = 0,2$$

Luego, calcular la presión parcial de cada gas utilizando la ley de Dalton:

$$\text{Presión parcial de nitrógeno} = \text{fracción molar de nitrógeno} \times \text{presión total}$$

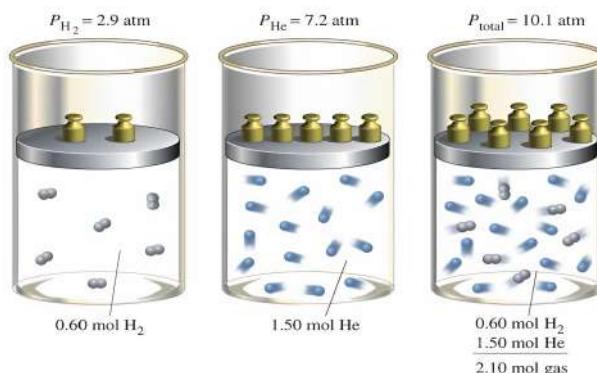
$$\text{Presión parcial de nitrógeno} = 0,5 \times 2,5 \text{ atm} = 1,25 \text{ atm}$$

$$\text{Presión parcial de oxígeno} = \text{fracción molar de oxígeno} \times \text{presión total}$$

$$\text{Presión parcial de oxígeno} = 0,3 \times 2,5 \text{ atm} = 0,75 \text{ atm}$$

$$\text{Presión parcial de dióxido de carbono} = \text{fracción molar de dióxido de carbono} \times \text{presión total}$$

Figura 48
La Ley de Dalton



Fuente: Jesús S (2022)

Presión parcial de dióxido de carbono = $0,2 \times 2,5 \text{ atm} = 0,5 \text{ atm}$

Por lo tanto, la presión parcial de nitrógeno es de 1,25 atm, la presión parcial de oxígeno es de 0,75 atm y la presión parcial de dióxido de carbono es de 0,5 atm.

Ejercicio:

Se tienen dos recipientes con igual volumen, uno contiene helio a una presión de 2 atmósferas y el otro contiene oxígeno a una presión de 4 atmósferas. ¿Cuál es la presión total de la mezcla de gases si se juntan ambos recipientes y se dejan equilibrar a la misma temperatura?

Solución:

Según la ley de Dalton, la presión total de la mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de los gases que la componen. En este caso, los gases son helio y oxígeno.

La presión parcial de cada gas se puede calcular usando la fórmula:

$$P_{\text{gas}} = X_{\text{gas}} \times P_{\text{total}}$$

En la que:

P_{gas} es la presión parcial del gas

X_{gas} es la fracción molar del gas (es decir, la proporción del número de moles del gas con respecto al número total de moles en la mezcla)

P_{total} es la presión total de la mezcla de gases.

Para calcular la fracción molar de cada gas, primero se debe calcular el número de moles de cada gas utilizando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$n = \frac{PV}{RT}$$

En la que:

n es el número de moles de gas

P es la presión del gas

V es el volumen del recipiente

R es la constante universal de los gases ideales (0,0821 L atm/mol K)

T es la temperatura en Kelvin.

Para ambos gases, el volumen del recipiente es el mismo, así como la temperatura, ya que se mezclan a la misma temperatura.

Para el helio:

$$n_{\text{helio}} = (2 \text{ atm} \times V) / (0,0821 \text{ L atm/mol K} \times 298 \text{ K})$$

$$n_{\text{helio}} = 0,097 \text{ mol}$$

Para el oxígeno:

$$n_{\text{oxígeno}} = (4 \text{ atm} \times V) / (0,0821 \text{ L atm/mol K} \times 298 \text{ K})$$

$$n_{\text{oxígeno}} = 0,194 \text{ mol}$$

El número total de moles en la mezcla es la suma de los moles de helio y oxígeno:

$$n_{\text{total}} = n_{\text{helio}} + n_{\text{oxígeno}}$$

$$n_{\text{total}} = 0,291 \text{ mol}$$

La fracción molar de cada gas es:

$$X_{\text{helio}} = n_{\text{helio}} / n_{\text{total}}$$

$$X_{\text{helio}} = 0,333$$

$$X_{\text{oxygeno}} = n_{\text{oxygeno}} / n_{\text{total}}$$

$$X_{\text{oxygeno}} = 0,667$$

Por lo tanto, la presión parcial del helio es:

$$P_{\text{helio}} = X_{\text{helio}} \times P_{\text{total}}$$

$$2 \text{ atm} = 0,333 \times P_{\text{total}}$$

$$P_{\text{total}} = 6 \text{ atm}$$

La presión parcial del oxígeno es:

$$P_{\text{oxygeno}} = X_{\text{oxygeno}} \times P_{\text{total}}$$

$$4 \text{ atm} = 0,667 \times P_{\text{total}}$$

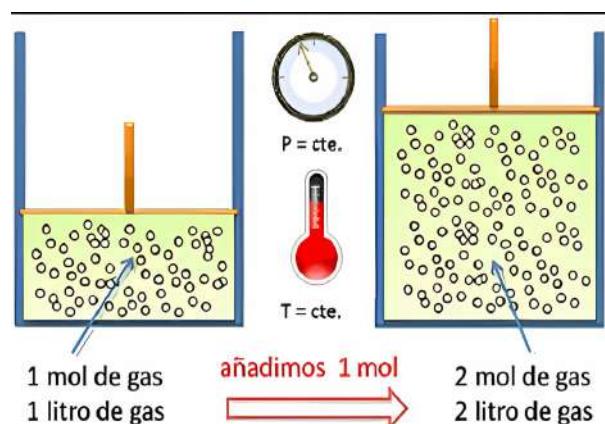
Por lo tanto, la presión total de la mezcla de gases es de 6 atmósferas.

Ley de Graham

Conocida como la ley de difusión de Graham, establece que la tasa de difusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su masa molecular. En otras palabras, cuanto mayor sea la masa molecular de un gas, más lentamente se difundirá,

La ley de Graham es importante para la comprensión de cómo los gases se difunden en diferentes condiciones. Esta ley se puede expresar matemáticamente como:

Velocidad de difusión de gas 1 / Velocidad de difusión de gas 2 = raíz cuadrada de la masa molecular de gas 2 / raíz cuadrada de la masa molecular de gas 1. La efusión es el proceso de escape de un gas a través de un orificio.



Fuente: Entertainment (2023)

La Ley de Graham se expresa matemáticamente como:

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Donde V_1 y V_2 son las velocidades de difusión o efusión de dos gases diferentes, y M_1 y M_2 son sus masas moleculares respectivas.

Esta ley es útil en la determinación de la composición de las mezclas de gases. Por ejemplo, si se conoce la velocidad de difusión de un gas desconocido en relación con la velocidad de difusión de un gas de referencia cuya masa molecular es conocida, se puede calcular la masa molecular del gas desconocido mediante la Ley de Graham.

Ejemplo:

Se tienen dos gases, uno de ellos es dióxido de carbono (CO_2) y el otro es helio (He), ambos a la misma temperatura y presión. El dióxido de carbono tiene una masa molecular de 44 g/mol, mientras que el helio tiene una masa molecular de 4 g/mol.

Según la Ley de Graham, la velocidad de difusión del helio será mayor que la velocidad de difusión del dióxido de carbono debido a su menor masa molecular. Para calcular la relación entre sus velocidades de difusión, se puede utilizar la fórmula:

Figura 49
Ley de Graham

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

En la que: V_1 es la velocidad de difusión del CO_2 , V_2 es la velocidad de difusión del He, M_1 es la masa molecular del CO_2 y M_2 es la masa molecular del He.

Sustituyendo los valores:

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{4}{44}}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = 0.32$$

Esto significa que la velocidad de difusión del helio es aproximadamente 3 veces mayor que la velocidad de difusión del dióxido de carbono. Esto tiene implicaciones en procesos como la ventilación y la difusión de gases en el cuerpo humano.

Ejercicio:

Un recipiente cerrado contiene una mezcla de dos gases, A y B, en condiciones de temperatura y presión constantes. La velocidad de efusión de A es 2,5 veces mayor que la velocidad de efusión de B. Si la masa molecular de A es de 64 g/mol, ¿Cuál es la masa molecular de B?

Para resolver este problema, se debe utilizar la Ley de Graham, que establece que la velocidad de efusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su masa molecular. Entonces, se puede escribir:

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

En la que: V_1 y V_2 son las velocidades de efusión de los gases A y B, respectivamente, y M_1 y M_2 son sus masas moleculares.

Se conoce que la velocidad de efusión de A es 2,5 veces mayor que la velocidad de efusión de B, lo que significa que $V_1 = 2,5V_2$. También se sabe que la masa molecular de A es de 64 g/mol. Por lo tanto, podemos escribir:

$$2,5 V_2/V_2 = \sqrt{(M_2/64)}$$

$$2,5 = \sqrt{(M_2/64)}$$

$$M_2/64 = 2,5^2$$

$$M_2/64 = 6,25$$

$$M_2 = 6,25 \times 64$$

$$M_2 = 400 \text{ g/mol}$$

Entonces, la masa molecular de B es de 400 g/mol.

7) Ley de los Gases Ideales

La ley de los gases ideales es una ecuación de estado que describe el comportamiento de los gases a condiciones normales de temperatura y presión (CNTP) o a condiciones diferentes. La ecuación matemática es:

$$PV = nRT$$

donde P es la presión del gas en unidades de presión (como pascals, atmósferas, etc.), V es el volumen ocupado por el gas en unidades de volumen (como litros, metros cúbicos, etc.), n es el número de moles del gas presente, T es la temperatura absoluta en kelvin, y R es la constante universal de los gases, que tiene un valor de $0,0821 \frac{\text{L} \times \text{atm}}{\text{mol} \times \text{K}}$

La ley de los gases ideales se basa en los siguientes supuestos:

Los gases están compuestos por partículas puntuales que no tienen volumen propio.

Las partículas de gas se mueven en línea recta y de manera aleatoria.

Las partículas de gas no interactúan entre sí, excepto en colisiones elásticas.

La energía cinética promedio de las partículas de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

Esta ecuación es útil para realizar cálculos relacionados con el comportamiento de los gases, como la determinación de la densidad, la masa, el número de moléculas o la variación de presión, temperatura y volumen. Además, permite prever el comportamiento de los gases en diferentes condiciones y en procesos termodinámicos. Es importante tener en cuenta que la ley de los gases ideales solo es válida para gases que se comportan idealmente, es decir, aquellos que se ajustan a los supuestos anteriores.

Ejemplo:

Un globo inflado con 2,5 litros de helio a una temperatura de 20°C y una presión de 1 atmósfera. Si la temperatura del globo se calienta a 40°C y la presión permanece constante, ¿Cuál será el nuevo volumen del globo?

Para resolver este problema, se puede utilizar la ley de los gases ideales, que establece que:

$$PV = nRT$$

Como la cantidad de gas (n) y la presión (P) no cambian, despejar V y T para obtener:

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

En la que:

V₁ es el volumen inicial (2,5 litros)

T₁ es la temperatura inicial en kelvin ($20^{\circ}\text{C} + 273 = 293\text{ K}$)

V₂ es el volumen desconocido

T₂ es la nueva temperatura en kelvin ($40^{\circ}\text{C} + 273 = 313\text{ K}$)

Resolviendo para V₂, obtenemos:

$$V_2 = V_1 \cdot \frac{T_2}{T_1} = 2,5 \text{ litros} \times \left(\frac{313 \text{ K}}{293 \text{ K}} \right) = 2,7 \text{ litros}$$

Por lo tanto, el nuevo volumen del globo será de 2,7 litros.

Ejercicio:

¿Cuál es el volumen ocupado por 2 moles de gas a una presión de 1 atmósfera y una temperatura de 27°C ?

Solución:

Para resolver este problema, se puede utilizar la ley de los gases ideales, que establece que

$$PV = nRT$$

Se despeja V para obtener:

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

En la que:

n es el número de moles del gas (2 moles)

R es la constante universal de los gases (0,0821 (L·atm)/(mol·K))

T es la temperatura en kelvin (27 °C + 273 = 300 K)

P es la presión del gas (1 atmósfera)

Sustituyendo los valores, obtenemos:

$$V = (2 \text{ moles} \times 0,0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 300 \text{ K}) / 1 \text{ atmósfera}$$

$$V = 49,26 \text{ litros}$$

Por lo tanto, el volumen ocupado por 2 moles de gas a una presión de 1 atmósfera y una temperatura de 27 °C es de 49,26 litros.

Ley Combinada de los Gases

Figura 50

Ley Combinada de los gases

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

La ley combinada de los gases es una forma alternativa de expresar la ley del gas ideal que incluye la constante de los gases en una sola ecuación. La ecuación de la ley combinada de los gases es:

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

En la que:

P₁ es la presión del gas en la condición inicial

V₁ es el volumen del gas en la condición inicial

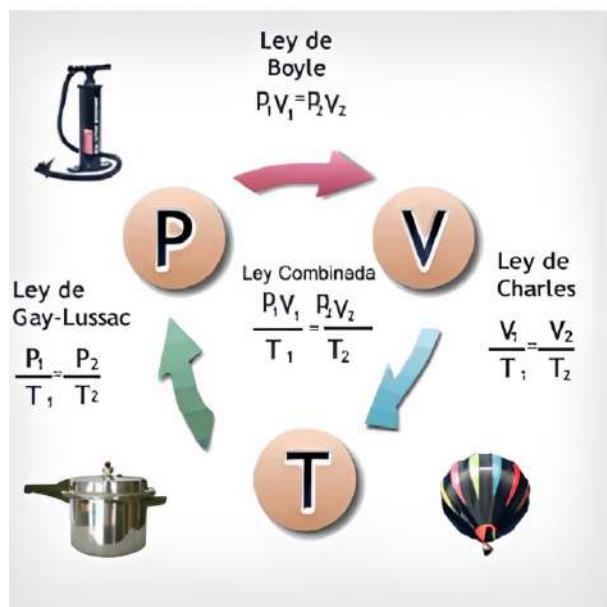
T₁ es la temperatura del gas en la condición inicial, medida en Kelvin

P₂ es la presión del gas en la condición final

V₂ es el volumen del gas en la condición final

T₂ es la temperatura del gas en la condición final, medida en Kelvin

La ley combinada de los gases se utiliza para calcular la presión, el volumen y la temperatura de un gas en una situación en la que cambian estas tres variables. Se puede usar para comparar diferentes condiciones de un gas o para predecir la respuesta de un gas a cambios en la presión, el volumen o la temperatura.



Fuente: cursosopos (2022)

Ejemplo:

Se tiene un globo lleno de gas a una presión de 1 atmósfera, un volumen de 2 litros y una temperatura de 20 grados Celsius (293,15 Kelvin). Si el globo se calienta y la temperatura aumenta a 30 grados Celsius (303,15 Kelvin), ¿Cuál será la nueva presión si el volumen permanece constante?

Para resolver este problema, podemos utilizar la ley combinada de los gases:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

En la que:

$P_1 = 1 \text{ atm}$

$V_1 = 2 \text{ L}$

$T_1 = 293,15 \text{ K}$

$T_2 = 303,15 \text{ K}$

$V_2 = 2 \text{ L}$ (ya que el volumen permanece constante)

Despejando P_2 , se obtiene:

$$P_2 = \frac{P_1V_1T_2}{V_2T_1}$$

$$P_2 = \frac{1 \text{ atm} \times 2 \text{ L} \times 303,15 \text{ K}}{2 \text{ L} \times 293,15 \text{ K}}$$

$$P_2 = 1,033 \text{ atm}$$

Por lo tanto, la nueva presión del gas en el globo será de aproximadamente 1,033 atmósferas cuando se calienta a 30 grados Celsius y el volumen permanece constante.

Ejercicio:

Un tanque de gas comprimido contiene 2,5 moles de gas a una presión de 4 atmósferas y una temperatura de 25 grados Celsius. Si la presión aumenta a 8 atmósferas y la temperatura se mantiene constante, ¿Cuál será el nuevo volumen del gas?

Para resolver este problema, podemos utilizar la ley combinada de los gases:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

En la que:

$P_1 = 4 \text{ atm}$

$V_1 = \text{desconocido}$ (lo que estamos tratando de calcular)

$T_1 = 298,15 \text{ K}$ (25 grados Celsius en Kelvin)

$P_2 = 8 \text{ atm}$

$T_2 = 298,15 \text{ K}$ (ya que la temperatura se mantiene constante)

También se conoce que el tanque de gas contiene 2,5 moles de gas, por lo que podemos usar la ley de Avogadro para calcular la cantidad de gas en el nuevo volumen:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

En la que:

$n_1 = n_2 = 2,5 \text{ moles}$

$V_1 = \text{desconocido}$

$V_2 = \text{lo que estamos tratando de calcular}$

Despejando V_1 y V_2 , obtenemos:

$$V_1 = (n_1 \times R \times T_1) / P_1$$

$$V_1 = (2,5 \text{ mol} \times 0,0821 \text{ L atm/mol K} \times 298,15 \text{ K}) / 4 \text{ atm}$$

$$V_1 = 48,52 \text{ L}$$

$$V_2 = (n_1 \times R \times T_2) / P_2$$

$$V_2 = (2,5 \text{ mol} \times 0,0821 \text{ L atm/mol K} \times 298,15 \text{ K}) / 8 \text{ atm}$$

$$V_2 = 24,26 \text{ L}$$

Por lo tanto, el nuevo volumen del gas será de aproximadamente 24,26 litros cuando la presión aumente a 8 atmósferas y la temperatura se mantenga constante.

Teoría Cinético Molecular de los Gases

Es una teoría que describe la naturaleza y el comportamiento de los gases. Esta teoría se basa en las siguientes suposiciones:

-Los gases están compuestos por partículas pequeñas, llamadas moléculas, que están en movimiento constante y caótico.

-Las moléculas de un gas son esencialmente idénticas y no tienen interacciones significativas entre sí, excepto cuando colisionan.

-Las moléculas de un gas ocupan un volumen despreciable en comparación con el volumen total del gas.

-Las moléculas de un gas se mueven en línea recta hasta que colisionan con otra molécula o con las paredes del recipiente que las contiene.

-La energía total del gas se distribuye entre las moléculas, y la energía cinética de las moléculas aumenta a medida que la temperatura del gas aumenta.

-Las colisiones entre las moléculas de un gas son completamente elásticas, lo que significa que no hay pérdida de energía cinética durante la colisión.

A partir de estas suposiciones, se pueden derivar varias leyes y principios que explican el comportamiento de los gases, como la ley de los gases ideales, la ley de Boyle, la ley de Charles, la ley de Avogadro, entre otras.

La teoría cinética molecular de los gases es importante porque proporciona una base teórica para entender y predecir el comportamiento de los gases en diversas condiciones y situaciones, como en la termodinámica, la química, la física, la ingeniería, entre otras áreas de la ciencia.

Ejemplo:

Un gas ideal se encuentra en un recipiente cerrado y se le aplica una temperatura de 300 K. Si la masa molar del gas es de 28 g/mol, ¿Cuál es la velocidad media de las moléculas del gas?

Según la teoría cinético molecular, la velocidad media de las moléculas de un gas está dada por la siguiente ecuación:

$$v = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

En la que:

v es la velocidad media de las moléculas

k es la constante de Boltzmann ($1,38 \times 10^{-23} \text{ J/K}$)

T es la temperatura absoluta en Kelvin

m es la masa molar del gas en kilogramos

Primero, hay que convertir la masa molar del gas de gramos/mol a kilogramos/mol:

$$m = \frac{28 \frac{g}{mol}}{1000 \frac{g}{kg}} = 0,028 \frac{kg}{mol}$$

Luego, se sustituyen los valores en la ecuación y calcular la velocidad media de las moléculas:

$$v = \sqrt{\left(3 \times 1,38 \times 10^{-23} \frac{J}{K} \times 300 K \times 0,028 \frac{kg}{mol}\right)}$$

$$v = \sqrt{\left(3 \times 1,38 \times 10^{-23} \times 300 \times 0,028\right) \frac{m}{s}}$$

$$v = 406 \frac{m}{s}$$

Por lo tanto, la velocidad media de las moléculas del gas es de aproximadamente 406 m/s.

Ejercicio:

Un gas ideal ocupa un volumen de 10 litros a una temperatura de 27 °C y una presión de 1 atm. Si la masa molar del gas es de 32 g/mol, ¿Cuántas moléculas hay en el gas?

Solución:

Para calcular el número de moléculas en el gas, se puede utilizar la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

En la que:

P es la presión en pascales

V es el volumen en metros cúbicos

n es la cantidad de sustancia en moles

R es la constante de los gases ideales (8,31 $\frac{J}{mol \cdot K}$)

T es la temperatura en Kelvin

Primero, convertir la temperatura de 27 °C a Kelvin:

$$T = 273,15 K + 27 ^\circ C = 300,15 K$$

Luego, se puede convertir el volumen de 10 litros a metros cúbicos:

$$V = 10 L \times (10^{-3} \frac{m^3}{L}) = 0,01 m^3$$

Ahora, despejar n de la ecuación de los gases ideales:

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Sustituyendo los valores:

$$n = (1 \text{ atm} \times 1013,25 \frac{Pa}{atm}) \times 0,01 m^3 / (8,31 \frac{J}{mol \cdot K} \times 300,15 K)$$

$$n = 0,004 \text{ mol}$$

Finalmente, calcular el número de moléculas multiplicando la cantidad de sustancia por la constante de Avogadro ($6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$):

$$N = n \times N_A$$

En la que: N_A es la constante de Avogadro.

$$N = 0,004 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$N \approx 2,409 \times 10^{21} \text{ moléculas}$$

Por lo tanto, hay aproximadamente $2,409 \times 10^{21}$ moléculas en el gas.

Implicaciones de la Teoría Cinética Molecular

Tiene muchas implicaciones importantes en la ciencia y la tecnología. Algunas de las más relevantes son:

- Explica las propiedades de los gases: Esta teoría explica muchas de las propiedades observables de los gases, como la presión, el volumen, la temperatura y la densidad. Por lo tanto, es una herramienta valiosa para comprender y predecir el comportamiento de los gases en una amplia gama de situaciones.
- Ayuda a entender el comportamiento de la materia: no se aplica solo a los gases, sino también a otros estados de la materia, como líquidos y sólidos. Por lo tanto, es una herramienta útil para entender el comportamiento de la materia en general.
- Permite diseñar y optimizar procesos industriales: se utiliza en la ingeniería química para diseñar y optimizar procesos industriales que implican gases, como la producción de energía y la fabricación de productos químicos. Comprender cómo se comportan los gases en diferentes condiciones es fundamental para diseñar procesos eficientes y seguros.
- Fundamenta la termodinámica: Esta teoría es la base teórica de la termodinámica, que estudia la relación entre el calor, la energía y el trabajo. También proporciona una explicación microscópica de los conceptos termodinámicos, lo que ayuda a comprender mejor los procesos termodinámicos a nivel molecular.
- Contribuye a la investigación científica: La teoría cinética molecular es fundamental en muchas áreas de investigación científica, como la física, la química y la biología. Comprender cómo se comportan las moléculas a nivel microscópico es fundamental para entender muchos fenómenos físicos y químicos, desde la transferencia de calor hasta la reactividad química.

Estequiometría de los Gases

Se refiere al estudio de las reacciones químicas que involucran gases y a cómo se relacionan las cantidades de los gases en una reacción química. La estequiometría de los gases es importante porque permite calcular las cantidades de reactivos y productos involucrados en una reacción química.

La estequiometría de los gases se basa en la ley de los gases ideales, que establece que en un gas ideal la presión, el volumen y la temperatura están relacionados por la ecuación

$$PV = nRT$$

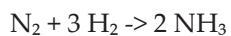
En la que: P es la presión, V es el volumen, n es la cantidad de sustancia medida en moles, R es la constante de los gases ideales y T es la temperatura en Kelvin.

Para realizar cálculos estequiométricos con gases, se utilizan las relaciones molares entre los reactivos y los productos en una reacción química. Las relaciones molares se derivan a partir de las ecuaciones químicas balanceadas, y nos dicen la proporción de moléculas de los reactivos y productos que participan en una reacción química.

Ejemplo:

Se hacen reaccionar 5 moles de gas hidrógeno (H_2) y 3 moles de gas nitrógeno (N_2) para formar amoniaco (NH_3) en un recipiente a una temperatura de $25^\circ C$ y una presión de 1 atm. Si la reacción tiene un rendimiento del 80%, ¿cuántos moles de amoniaco se producirán?

Primero, escribir la ecuación química balanceada de la reacción de formación del amoniaco:



Esta ecuación indica que se necesitan 1 mol de nitrógeno y 3 moles de hidrógeno para producir 2 moles de amoniaco. A partir de esto, se puede calcular las cantidades teóricas de amoniaco que se producirían si se

utilizaran todos los reactivos. Se utiliza una regla de tres para esto:

1 mol de N₂ -- 2 moles de NH₃
 3 moles de H₂ -- 2 moles de NH₃

Si se utiliza 5 moles de H₂ y los 3 moles de N₂, se puede determinar cuál de los dos reactivos es el limitante. Como se necesitan 3 moles de H₂ por cada mol de N₂, se puede calcular cuántos moles de H₂ se necesitan para reaccionar con los 3 moles de N₂:

$$3 \text{ moles de N}_2 \times (3 \text{ moles de H}_2 / 1 \text{ mol de N}_2) = 9 \text{ moles de H}_2$$

Como se tiene solo 5 moles de H₂, este reactivo es el limitante y el N₂ sobra. Por lo tanto, solo se pueden producir 2 moles de NH₃, que es la cantidad teórica máxima de amoniaco que se puede producir con los 5 moles de H₂ y los 3 moles de N₂.

Sin embargo, el problema está en que el rendimiento de la reacción es del 80%. Esto significa que solo se produce el 80% de la cantidad teórica máxima de amoniaco. Se puede utilizar la siguiente fórmula para calcular la cantidad real de amoniaco que se produjo:

$$\text{Cantidad real de NH}_3 = \text{Cantidad teórica de NH}_3 \times \text{Rendimiento}$$

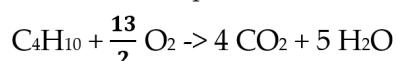
$$\text{Cantidad real de NH}_3 = 2 \text{ mol de NH}_3 \times 0,8 = 1,6 \text{ mol de NH}_3$$

Por lo tanto, se producen 1,6 moles de amoniaco a partir de 5 moles de H₂ y 3 moles de N₂, considerando un rendimiento del 80%.

Ejercicio:

Se queman 10 litros de gas butano (C₄H₁₀) en presencia de oxígeno (O₂) para producir dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O), ¿Cuántos litros de dióxido de carbono se producen suponiendo que la temperatura y la presión se mantienen constantes?

Primero, escribir la ecuación química balanceada para la reacción de combustión del butano:



Se observa que se necesitan $\frac{13}{2}$ moles de oxígeno para quemar 1 mol de butano y producir 4 moles de dióxido de carbono.

Luego, se puede usar la ley de los gases ideales para convertir los 10 litros de gas butano a moles:

$$PV = nRT$$

En la que: P es la presión, V es el volumen, n es el número de moles, R es la constante de los gases ideales y T es la temperatura absoluta.

Suponiendo que la temperatura es de 273 K y la presión es de 1 atm. La constante de los gases ideales es 0,08206 L atm/mol K.

Entonces, se puede calcular el número de moles de butano:

$$\begin{aligned} n &= PV/RT \\ n &= (1 \text{ atm} \times 10 \text{ L}) / (0,08206 \text{ L atm/mol K} \times 273 \text{ K}) \\ n &= 0,452 \text{ mol} \end{aligned}$$

Como se necesitan $\frac{13}{2}$ moles de oxígeno para quemar 1 mol de butano, se puede calcular la cantidad de moles de oxígeno necesarios:

$$\begin{aligned} n(\text{O}_2) &= (13/2) \times n(\text{C}_4\text{H}_{10}) \\ n(\text{O}_2) &= (13/2) \times 0,452 \text{ mol} \\ n(\text{O}_2) &= 2,939 \text{ mol} \end{aligned}$$

Ahora que se conoce la cantidad de moles de oxígeno necesarios, se puede calcular la cantidad de dióxido de carbono producido:

$$\begin{aligned}n(\text{CO}_2) &= 4 \times n(\text{C}_4\text{H}_{10}) \\n(\text{CO}_2) &= 4 \times 0,452 \text{ mol} \\n(\text{CO}_2) &= 1,808 \text{ mol}\end{aligned}$$

Finalmente, se puede convertir la cantidad de moles de dióxido de carbono a litros utilizando la ley de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

En la que: P es la presión, V es el volumen, n es el número de moles, R es la constante de los gases ideales y T es la temperatura absoluta.

Suponer que la presión y la temperatura son las mismas que antes.

Entonces, se puede calcular el volumen de dióxido de carbono producido:

$$\begin{aligned}V(\text{CO}_2) &= n(\text{CO}_2) \times RT/P \\V(\text{CO}_2) &= 1,808 \text{ mol} \times 0,08206 \text{ L atm/mol K} \times 273 \text{ K} / 1 \text{ atm} \\V(\text{CO}_2) &= 39,3 \text{ L}\end{aligned}$$

Por lo tanto, se producen 39,3 litros de dióxido de carbono.

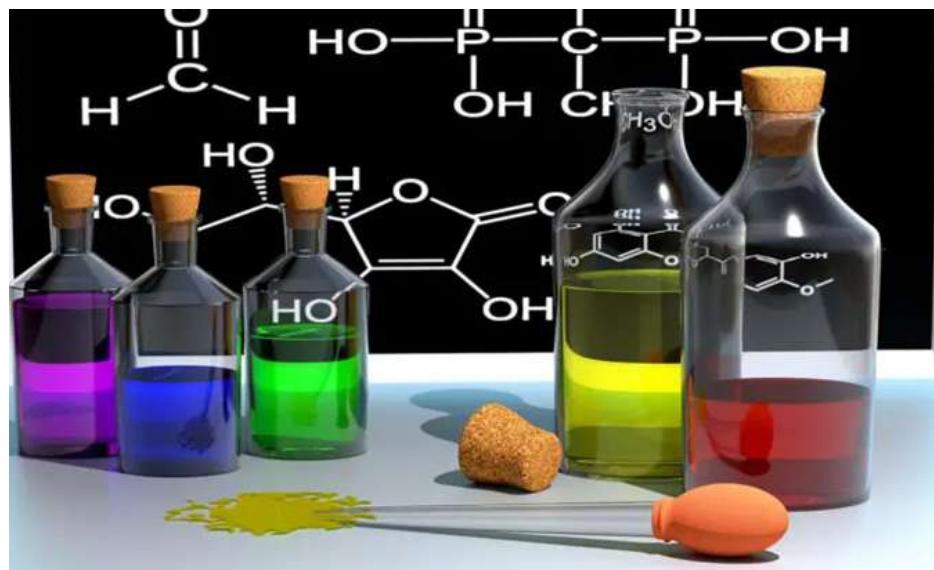
Ejercicios Propuestos:

- Un cilindro contiene un gas a una presión de 5 atmósferas y un volumen de 10 litros. Si se reduce la presión a 2 atmósferas, ¿Cuál será el nuevo volumen del gas? Aplicando la Ley de Boyle.
- Utilizando la ley de Avogadro calcular si se tienen 2 moles de gas A y 3 moles de gas B, ambos a una temperatura de 25 °C y una presión de 1 atmósfera, ¿Cuál de los dos gases ocupará un mayor volumen?
- Un recipiente de 5 litros contiene oxígeno a una presión de 2 atmósferas y una temperatura de 27 grados Celsius, ¿Cuántos moles de oxígeno hay en el recipiente?
- Un gas ocupa un volumen de 3 litros a una temperatura de 27 grados Celsius y una presión de 1 atmósfera. Si se aumenta la temperatura a 54 grados Celsius y se mantiene la misma presión, ¿Cuál será el nuevo volumen del gas?
- ¿Cuál es la presión de un gas que ocupa 2 litros a una temperatura de 25 °C y contiene 0,05 moles de gas?
- Un gas ocupa un volumen de 4 litros a una temperatura de 27 °C y una presión de 2 atmósferas, ¿Cuál será el volumen del gas a una presión de 3 atmósferas y una temperatura de 45 °C?
- ¿Cuántos moles de gas hay en un recipiente de 5 litros a una presión de 2 atmósferas y una temperatura de 20 °C?
- Un globo lleno de aire ocupa un volumen de 10 litros a una temperatura de 25 °C y una presión de 1 atmósfera. Si se le agrega más aire y la temperatura sube a 35 °C, ¿Cuál será la presión del globo si su volumen se mantiene constante?
- Un recipiente de 5 litros contiene oxígeno a una presión de 2 atmósferas y una temperatura de 27 grados Celsius, ¿Cuántos moles de oxígeno hay en el recipiente?
- ¿Por qué el volumen de un gas disminuye cuando se le aplica presión?

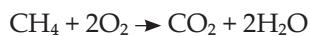
CAPÍTULO III

REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas son procesos en los que los átomos, iones o moléculas interactúan y se reorganizan para formar nuevas sustancias químicas. En una reacción química, los enlaces químicos se rompen y se forman nuevos enlaces para crear una o varias sustancias diferentes.



Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas, que describen los reactivos que participan en la reacción y los productos que se forman. Por ejemplo, la reacción de combustión del metano se puede representar de la siguiente manera:



En esta ecuación, el metano y el oxígeno son los reactivos, y el dióxido de carbono y el agua son los productos.

Las reacciones químicas pueden ser exotérmicas (liberan energía en forma de calor) o endotérmicas (absorben energía). También pueden ser clasificadas como reacciones de síntesis (en las que se combinan dos o más sustancias para formar una nueva), reacciones de descomposición (en las que una sustancia se descompone en dos o más sustancias más simples), reacciones de sustitución (en las que un átomo o un grupo de átomos se sustituye por otro) y reacciones de oxidación-reducción (en las que hay transferencia de electrones entre reactivos).

Clases de Reacciones Químicas

Existen varias clases de reacciones químicas, algunas de las más comunes son:

- 1. Reacciones de síntesis o combinación:** son aquellas en las que dos o más sustancias se combinan para formar una sola sustancia. Un ejemplo de esto es la síntesis del agua, que se produce cuando el hidrógeno y el oxígeno reaccionan entre sí.
- 2. Reacciones de descomposición:** ocurren cuando una sola sustancia se descompone en dos o más sustancias más simples. Por ejemplo, la descomposición del peróxido de hidrógeno en agua y oxígeno.
- 3. Reacciones de sustitución o de desplazamiento:** se dan cuando un átomo o

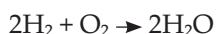
un grupo de átomos es sustituido por otro. Por ejemplo, la reacción del hierro con el ácido clorhídrico para formar cloruro de hierro y gas hidrógeno:



4. Reacciones de doble desplazamiento: aquí dos compuestos intercambian sus átomos o iones para formar dos compuestos diferentes. Por ejemplo, la reacción entre el cloruro de sodio y el nitrato de plata para producir cloruro de plata y nitrato de sodio:



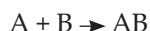
5. Reacciones de oxidación-reducción: es este tipo se manifiesta una transferencia de electrones entre los reactivos. Por ejemplo, la combustión del hidrógeno con el oxígeno para producir agua:



En esta reacción, el hidrógeno se oxida y el oxígeno se reduce.

1. Reacciones de Síntesis o Combinación

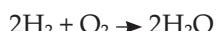
Son reacciones en las que dos o más sustancias se combinan para formar una sola sustancia. La ecuación general para este tipo de reacciones químicas es:



Donde A y B son los reactivos y AB es el producto.

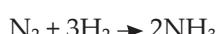
Algunos ejemplos de reacciones de síntesis son:

- Síntesis del agua:



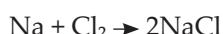
En esta reacción, el hidrógeno y el oxígeno se combinan para formar agua.

- Síntesis del amoníaco:



En esta reacción, el nitrógeno y el hidrógeno se combinan para formar amoníaco.

- Síntesis del cloruro de sodio:

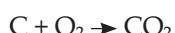


En esta reacción, el sodio y el cloro se combinan para formar cloruro de sodio.

Las reacciones de síntesis también pueden ocurrir entre compuestos químicos, como en el caso de la síntesis del agua mediante la reacción del hidrógeno con el oxígeno. Estas reacciones pueden ser útiles para la síntesis de nuevos compuestos químicos, la producción de materiales y productos químicos en la industria, y en procesos naturales en el medio ambiente.

Ejemplo:

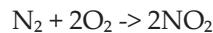
¿Cuál es la ecuación química de la reacción de síntesis del dióxido de carbono?



Ejercicio:

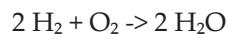
¿Cuál es la ecuación química de la reacción de síntesis del dióxido de nitrógeno?

Respuesta:



Dentro de este tipo de reacciones, se pueden identificar distintos tipos, entre los que se encuentran:

a) Síntesis directa: en esta reacción, dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto sin la presencia de un catalizador o agente reductor. Un ejemplo común es la síntesis de agua a partir de hidrógeno y oxígeno:



b) Síntesis por desplazamiento: en esta reacción, un elemento reacciona con un compuesto para formar un nuevo elemento y un nuevo compuesto. Un ejemplo común es la síntesis del cloruro de hierro (III) a partir de hierro y cloro:



c) Síntesis por oxidación-reducción: en esta reacción, un elemento se oxida y otro se reduce para formar un nuevo compuesto. Un ejemplo común es la síntesis del óxido de hierro (III) a partir de hierro y oxígeno:



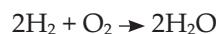
En general, las reacciones de síntesis son reacciones exotérmicas, lo que significa que liberan energía en forma de calor. Estas reacciones son importantes en la producción de muchos productos químicos y materiales utilizados en la industria.

a) Las Reacciones de Síntesis Directa

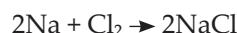
En estas reacciones dos o más sustancias se combinan para formar un solo compuesto. A menudo se denominan también reacciones de adición o combinación. Estas reacciones son importantes en la síntesis de compuestos orgánicos e inorgánicos.

Algunos ejemplos de reacciones de síntesis directa incluyen:

- Síntesis de agua:



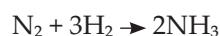
- Síntesis de cloruro de sodio:



- Síntesis de ácido sulfúrico:



- Síntesis de amoníaco:



b) Reacciones de Síntesis por Desplazamiento

Son aquellas en las que un elemento reemplaza a otro en un compuesto. Estas reacciones son también conocidas como reacciones de sustitución simple o reacciones de desplazamiento simple. El tipo de reacción de síntesis por desplazamiento depende del tipo de compuesto involucrado.

Algunos ejemplos de reacciones de síntesis por desplazamiento incluyen:

- Síntesis de cloruro de hierro (III): La reacción química entre hierro y cloruro de hidrógeno para formar cloruro de hierro (III) y gas hidrógeno. La ecuación química es:



- Síntesis de sulfato de cobre (II): La reacción química entre cobre y ácido sulfúrico para formar sulfato de cobre (II) y gas dióxido de azufre. La ecuación química es:



- Síntesis de nitrato de plata: La reacción química entre nitrato de plomo (II) y cloruro de plata para formar nitrato de plata y cloruro de plomo (II). La ecuación química es:



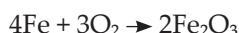
Estas reacciones son importantes en la eliminación de contaminantes de aguas residuales y en la producción de metales y aleaciones.

c) Reacciones de Síntesis por Oxidación-Reducción

Se producen cuando hay transferencia de electrones entre los reactivos, lo que resulta en la formación de un nuevo compuesto. Estas reacciones se conocen también como reacciones redox y son muy importantes en la química orgánica e inorgánica.

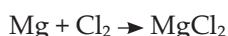
Algunos ejemplos de reacciones de síntesis por oxidación-reducción incluyen:

- Síntesis de óxido de hierro (III): La reacción química entre hierro y oxígeno para formar óxido de hierro (III). La ecuación química es:



En esta reacción, el hierro se oxida y el oxígeno se reduce.

- Síntesis de cloruro de magnesio: La reacción química entre magnesio y cloro para formar cloruro de magnesio. La ecuación química es:



En esta reacción, el magnesio se oxida y el cloro se reduce.

- Síntesis de ácido nítrico: La reacción química entre amoníaco, oxígeno y agua para formar ácido nítrico. La ecuación química es:



En esta reacción, el amoníaco se oxida y el oxígeno se reduce.

2. Reacciones de Descomposición

Son aquellas en las que una sola sustancia se descompone en dos o más sustancias diferentes. Dentro de este tipo de reacciones, se pueden identificar varios tipos:

a) Descomposición térmica: en esta reacción, una sustancia se descompone mediante el calor. Por ejemplo, la descomposición del bicarbonato de sodio (NaHCO_3) en carbonato de sodio (Na_2CO_3), dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O) mediante el calentamiento.

b) Descomposición eléctrica: una sustancia se descompone mediante una corriente eléctrica. Por ejemplo, la electrólisis del agua (H_2O) en oxígeno (O_2) e hidrógeno (H_2) mediante una corriente eléctrica.

c) Descomposición fotoquímica: una sustancia se descompone mediante la acción de la luz. Por ejemplo, la descomposición del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) en agua (H_2O) y oxígeno (O_2) mediante la exposición a la luz solar.

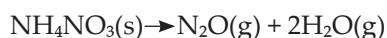
d) Descomposición por hidrólisis: una sustancia se descompone en presencia de agua. Por ejemplo, la hidrólisis del cloruro de metilo (CH_3Cl) en metanol (CH_3OH) y ácido clorhídrico (HCl) en presencia de agua.

e) Descomposición por oxidación: una sustancia se descompone mediante la acción del oxígeno. Por ejemplo, la oxidación del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) en agua (H_2O) y oxígeno (O_2) mediante la exposición al oxígeno del aire.

Es importante tener en cuenta que una misma sustancia puede descomponerse de diferentes maneras, y que, en muchos casos, una reacción de descomposición puede ser acompañada por otras reacciones, como la de oxidación o reducción.

Ejemplos:

Descomposición térmica del nitrato de amonio: el nitrato de amonio (NH_4NO_3) se descompone en óxido nitroso (N_2O) y agua (H_2O) cuando se calienta.



Descomposición eléctrica del cloruro de sodio: el cloruro de sodio (NaCl) se descompone en sodio (Na) y cloro (Cl_2) mediante la electrólisis.



Descomposición fotoquímica del dióxido de cloro: el dióxido de cloro (ClO_2) se descompone en cloro (Cl_2) y oxígeno (O_2) mediante la exposición a la luz.



Descomposición por hidrólisis del acetato de sodio: el acetato de sodio (CH_3COONa) se descompone en ácido acético (CH_3COOH) e hidróxido de sodio (NaOH) en presencia de agua.



Descomposición por oxidación del clorato de potasio: el clorato de potasio (KClO_3) se descompone en cloruro de potasio (KCl) y oxígeno (O_2) cuando se calienta.



Estos son solo algunos ejemplos de las diferentes reacciones de descomposición que existen. Es importante recordar que una reacción química siempre debe estar equilibrada y que las ecuaciones químicas deben ser balanceadas adecuadamente.

a) Descomposición Térmica

Es un tipo de reacción química en la que una sustancia se descompone en dos o más sustancias diferentes debido al calor. La energía térmica que se aplica a la sustancia rompe los enlaces químicos que la mantienen unida, lo que da lugar a la formación de otras sustancias.

La descomposición térmica puede ocurrir de manera espontánea, si la sustancia es inestable a altas temperaturas, o mediante el calentamiento intencional de la sustancia para provocar la reacción.

Algunos ejemplos de descomposición térmica son:

La descomposición térmica del carbonato de calcio (CaCO_3) en óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2) al calentar la piedra caliza.



La descomposición térmica del clorato de potasio (KClO_3) en cloruro de potasio (KCl) y oxígeno (O_2) al

calentar el compuesto.



La descomposición térmica del hidróxido de cobre (II) ($\text{Cu}(\text{OH})_2$) en óxido de cobre (II) (CuO) y agua (H_2O) al calentar el compuesto.



La descomposición térmica es un tipo común de reacción química, especialmente en procesos industriales donde se utilizan altas temperaturas para producir otros compuestos. También puede ser una fuente de energía, como en la combustión de los combustibles fósiles, en la que la energía térmica descompone los compuestos para producir energía térmica y eléctrica.

b) Descomposición Eléctrica

Es un tipo de reacción química en la que una sustancia se descompone en dos o más sustancias diferentes mediante el uso de la electricidad. La energía eléctrica que se aplica a la sustancia rompe los enlaces químicos que la mantienen unida, lo que da lugar a la formación de otras sustancias.

Los electrones de la corriente eléctrica pueden interactuar con los átomos o moléculas de la sustancia y transferir energía, lo que puede romper los enlaces químicos y descomponer la sustancia en productos diferentes.

Ejemplos:

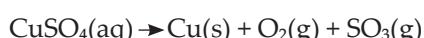
La descomposición eléctrica del agua (H_2O) en hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2) mediante la electrólisis.



La descomposición eléctrica del cloruro de sodio (NaCl) en sodio (Na) y cloro (Cl_2) mediante la electrólisis.



La descomposición eléctrica del sulfato de cobre (II) (CuSO_4) en cobre (Cu) y oxígeno (O_2) mediante la electrólisis.



La descomposición eléctrica se utiliza en una variedad de aplicaciones, desde la producción de metales hasta la obtención de gases como el hidrógeno y el oxígeno. También se utiliza en la producción de productos químicos, como el cloro y la sosa cáustica, mediante la electrólisis de salmuera.

c) Descomposición Fotoquímica

Ocurre cuando una sustancia se descompone mediante la absorción de energía de la luz. La energía de la luz rompe los enlaces químicos que mantienen unidas las moléculas de la sustancia, lo que provoca la formación de otras sustancias.

La descomposición fotoquímica es una reacción que requiere luz para que ocurra, y la cantidad y el tipo de luz que se utiliza pueden afectar la velocidad y la eficiencia de la reacción. La energía de la luz se absorbe por los electrones de los átomos o moléculas en la sustancia, lo que hace que los electrones se exciten y cambien de posición. Esto puede causar la ruptura de los enlaces químicos y la formación de nuevas moléculas.

Ejemplos:

La descomposición fotoquímica del dióxido de nitrógeno (NO_2) en óxido nítrico (NO) y oxígeno (O_2) mediante la exposición a la luz solar.



La descomposición fotoquímica del cloro (Cl_2) en átomos de cloro mediante la exposición a la luz solar.



La descomposición fotoquímica del ozono (O_3) en oxígeno (O_2) y oxígeno singlete (O) mediante la exposición a la luz solar.



La descomposición fotoquímica se utiliza en una variedad de aplicaciones, desde la producción de energía solar hasta la eliminación de contaminantes en el aire y el agua mediante procesos de oxidación avanzados. La descomposición fotoquímica también es importante en la fotosíntesis, el proceso por el cual las plantas convierten la energía solar en energía química.

d) Descomposición por Hidrolisis

Es un tipo de reacción química en la que una sustancia se descompone mediante la adición de agua. El agua se divide en iones hidrógeno (H^+) e iones hidroxilo (OH^-), y estos iones pueden reaccionar con los componentes de la sustancia para producir nuevas sustancias.

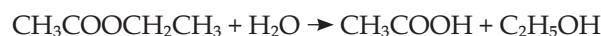
La hidrólisis es una reacción común que ocurre en muchas sustancias, especialmente en compuestos que contienen enlaces iónicos o covalentes polarizados. Los enlaces iónicos son enlaces entre iones con cargas opuestas, mientras que los enlaces covalentes polarizados son enlaces en los que los electrones están compartidos de manera desigual entre los átomos.

Ejemplos:

La hidrólisis del cloruro de sodio (NaCl) en agua, que produce iones hidrógeno (H^+) y iones cloruro (Cl^-).



La hidrólisis del éster acetato de etilo ($\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$) en agua y ácido acético, que produce alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) y ácido acético (CH_3COOH).



La hidrólisis de la sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en agua, que produce glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) y fructosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).



La descomposición por hidrólisis es importante en muchos procesos biológicos y químicos, como la digestión de los alimentos en el cuerpo humano, la producción de ácidos y bases fuertes en la química de soluciones acuosas, y la síntesis de compuestos orgánicos en la industria química.

e) Descomposición por Oxidación

Es un tipo de reacción química en la que una sustancia se descompone mediante la pérdida de electrones y la ganancia de oxígeno. La oxidación es un proceso en el que una sustancia pierde electrones y la reducción es un proceso en el que una sustancia gana electrones. En la descomposición por oxidación, la sustancia que se descompone pierde electrones y se oxida, mientras que el agente oxidante gana electrones y se reduce.

La descomposición por oxidación es común en compuestos orgánicos e inorgánicos. Algunos ejemplos de descomposición por oxidación son:

La descomposición por oxidación del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) en agua y oxígeno (O_2) mediante la exposición al calor, la luz o un catalizador.



La descomposición por oxidación del clorato de potasio (KClO_3) en cloruro de potasio (KCl) y oxígeno (O_2) mediante la exposición al calor.



La descomposición por oxidación del ácido sulfúrico (H_2SO_4) en dióxido de azufre (SO_2), oxígeno (O_2) y agua (H_2O) mediante la exposición al calor.



La descomposición por oxidación también puede ocurrir en procesos biológicos, como la respiración celular en la que los nutrientes se oxidan para producir energía y en la descomposición de la materia orgánica por los microorganismos. La descomposición por oxidación también se utiliza en la síntesis de compuestos orgánicos en la industria química.

Ejemplo:

Descomposición térmica del clorato de potasio (KClO_3) en cloruro de potasio (KCl) y oxígeno (O_2):



En esta reacción, el clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno debido a la oxidación del clorato de potasio.

Ejercicio:

Descomposición del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) en agua (H_2O) y oxígeno (O_2):



Para determinar si esta reacción es una descomposición por oxidación, se debe analizar el cambio en los números de oxidación de los átomos de hidrógeno y oxígeno en la reacción.

En el peróxido de hidrógeno, el átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -1 y el átomo de hidrógeno tiene un número de oxidación de +1. En el agua, el átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -2 y el átomo de hidrógeno tiene un número de oxidación de +1. En el oxígeno elemental, el átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de 0.

En la reacción, el número de oxidación del átomo de oxígeno cambia de -1 en el peróxido de hidrógeno a 0 en el oxígeno elemental, lo que indica una oxidación. Además, el número de oxidación del átomo de hidrógeno no cambia, lo que indica una descomposición. Por lo tanto, la reacción es una descomposición por oxidación.

3. Reacciones de Sustitución

Son aquellas en las que un átomo o grupo de átomos en una molécula se reemplaza por otro átomo o grupo de átomos. Existen varios tipos de reacciones de sustitución, incluyendo:

a) **Sustitución nucleófila:** en esta reacción, un átomo o grupo de átomos es reemplazado por un nucleófilo, que es un reactivo que tiene un par de electrones no compartidos. Por ejemplo, la sustitución nucleófila es común en la química orgánica, en la que un nucleófilo puede atacar a un grupo saliente, como un halógeno, y reemplazarlo. Un ejemplo de sustitución nucleófila es la reacción de hidrólisis de un éster.

b) **Sustitución electrofílica:** en esta reacción, un átomo o grupo de átomos es reemplazado por un reactivo electrofílico, que es un reactivo que tiene una deficiencia de electrones y busca electrones para completar su estructura. Un ejemplo de sustitución electrofílica es la halogenación de alcanos.

c) **Sustitución radicalaria:** en esta reacción, un átomo o grupo de átomos es reemplazado por un radical libre, que es una especie altamente reactiva con un electrón no apareado. Un ejemplo de sustitución radicalaria es la reacción de cloración de alcanos.

a) Sustitución Nucleófila

Es una reacción química en la que un nucleófilo reemplaza a un grupo electrófilo en una molécula, formando un nuevo compuesto. En esta reacción, el nucleófilo ataca al grupo electrófilo, lo que resulta en la eliminación de ese grupo y la adición del nucleófilo. La sustitución nucleófila es común en la química

orgánica, y se lleva a cabo en tres pasos: ataque nucleófilo, eliminación y formación de producto. El ataque nucleófilo es el primer paso en la reacción. Un nucleófilo, que es una especie con un par de electrones no compartidos, se acerca al carbono electofílico de un compuesto, como un halogenuro de alquilo, y dona su par de electrones al carbono, formando un enlace covalente.

La eliminación es el segundo paso en la reacción, y es el proceso en el que se libera el grupo saliente y se forma un carbocación o una especie reactiva similar. En este paso, el grupo saliente, que es un átomo o grupo de átomos que sale de la molécula, se rompe el enlace con el carbono, llevándose un par de electrones consigo.

Finalmente, en el tercer paso, se forma el producto de la reacción. El nucleófilo se une al carbono, y se forma un nuevo enlace covalente. Los productos de la reacción pueden ser sustituciones de tipo S_N1 o S_N2 , dependiendo de la estructura de la molécula y de las condiciones de la reacción.

La sustitución nucleofílica es importante en la química orgánica, ya que es un proceso clave en la síntesis de muchos compuestos orgánicos, como los ésteres, amidas, alcoholes y aminas, entre otros.

Un ejemplo de reacción de sustitución nucleofílica puede ser la reacción de un haluro de alquilo (RX) con un nucleófilo, como el ion hidróxido (OH^-), para formar un alcohol (ROH):



Para determinar si esta reacción es una sustitución nucleofílica, se deben seguir los siguientes pasos:

Identificar al nucleófilo: en este caso, el ion hidróxido (OH^-) es el nucleófilo.

Identificar al sustrato: en este caso, el haluro de alquilo (RX) es el sustrato.

Determinar si se produce un intercambio de grupos: en una sustitución nucleofílica, el nucleófilo ataca al sustrato y reemplaza a un grupo que está unido a él. En este caso, el ion hidróxido ataca al átomo de carbono del haluro de alquilo y reemplaza al halógeno (X^-) que está unido a él, formando un enlace covalente entre el átomo de oxígeno del hidroxilo y el átomo de carbono del sustrato.

Identificar el producto: en este caso, el producto de la reacción es un alcohol (ROH) y un haluro (X^-).

Como se produce un intercambio de grupos y se forma un producto diferente, la reacción es una sustitución nucleofílica.

Ejemplo:

Reacción entre el benceno (C_6H_6) y el nitrato de nitronio (NO_2^+), que produce nitrobenceno ($C_6H_5NO_2$):



En esta reacción, el nitrato de nitronio (NO_2^+) es un electrófilo (un átomo o molécula que busca electrones) y el benceno (C_6H_6) es un nucleófilo (un átomo o molécula que dona electrones). El nitrato de nitronio es generado *in situ* mediante la reacción entre el ácido nítrico (HNO_3) y el ácido sulfúrico (H_2SO_4):



En la reacción de sustitución electrofílica, el electrófilo (NO_2^+) se une al anillo de benceno para formar un carbocación intermedio ($C_6H_5^+$), que luego se estabiliza mediante la transferencia de un protón (H^+) para formar nitrobenceno. Esta reacción es importante en la síntesis de compuestos orgánicos y se utiliza en la producción de diversos productos químicos, incluyendo colorantes y explosivos.

Ejercicio:

Dado el compuesto CH_3CH_2I , que es un halogenuro de alquilo secundario, predecir el producto de la reacción de sustitución nucleofílica con cianuro de potasio (KCN) en dimetilformamida (DMF).

Solución:

En este caso, la reacción es una sustitución nucleofílica de tipo S_N2 , ya que el halogenuro de alquilo es secundario y el cianuro de potasio es un nucleófilo fuerte. La reacción ocurre en DMF, que es un disolvente apolítico polar que estabiliza la especie intermedia. El cianuro de potasio ataca al carbono electofílico, eliminando el grupo saliente y formando un nuevo enlace con el carbono. El producto de la reacción es CH_3CH_2CN , que es un nitrilo.

b) Sustitución Electrofílica

Es una reacción química en la que un electrófilo reemplaza a un grupo nucleófilo en una molécula. En esta reacción, el electrófilo ataca a una especie rica en electrones, como un anillo aromático, y sustituye a un átomo o grupo de átomos en la molécula, formando un nuevo compuesto. La sustitución electrofílica es común en la química orgánica, y se lleva a cabo en dos pasos: ataque electrofílico y eliminación.

El ataque electrofílico es el primer paso en la reacción. Un electrófilo, que es una especie con una deficiencia de electrones, se acerca al anillo aromático y acepta un par de electrones del anillo, formando un enlace covalente con uno de los carbonos del anillo. En esta reacción, el anillo aromático pierde su aromaticidad.

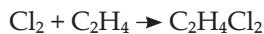
La eliminación es el segundo paso en la reacción, y es el proceso en el que se libera el grupo saliente y se restaura la aromaticidad del anillo. En este paso, el grupo saliente, que es un átomo o grupo de átomos que sale de la molécula, se rompe el enlace con el carbono, llevándose un par de electrones consigo. El anillo aromático recupera su aromaticidad cuando el par de electrones libres en el carbono que ha sido atacado se redistribuyen para restaurar la estabilidad del anillo.

Finalmente, en algunos casos, se puede formar un nuevo enlace entre el anillo aromático y el electrófilo. Los productos de la reacción pueden ser sustituciones de tipo S_EAr (sustitución electrofílica aromática).

La sustitución electrofílica es importante en la química orgánica, ya que es un proceso clave en la síntesis de muchos compuestos orgánicos, como los haluros de arilo, nitroderivados, alquilbencenos, fenoles, entre otros.

Ejemplo:

Reacción entre el cloro (Cl_2) y el eteno (C_2H_4) que produce 1,2-dicloroetano ($\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$):



En esta reacción, el cloro (Cl_2) es un electrófilo (un átomo o molécula que busca electrones) y el eteno (C_2H_4) es un nucleófilo (un átomo o molécula que dona electrones). El electrófilo se une al átomo de carbono con el doble enlace en el eteno, lo que provoca la ruptura del doble enlace y la formación de un carbocatión intermedio (C_2H_3^+). Este carbocatión es inestable y se forma una especie intermedia llamada 1-cloro-2-etilo ($\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$), que luego reacciona con otro cloro (Cl_2) para formar 1,2-dicloroetano ($\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$).

Esta reacción es importante en la síntesis de compuestos orgánicos y se utiliza en la producción de diversos productos químicos, incluyendo solventes y plásticos clorados. Es una reacción común en la industria química y es un ejemplo clásico de sustitución electrofílica.

Ejercicio:

Dado el benceno, predecir el producto de la reacción de sustitución electrofílica aromática con cloruro de tionilo (SOCl_2).

Solución:

En este caso, la reacción es una sustitución electrofílica aromática de tipo S_EAr. El cloruro de tionilo es un agente clorante, que reacciona con el benceno para formar un intermedio de arenio. Luego, se elimina el grupo OH del ácido sulfúrico que se produce en la reacción, formando clorobenceno, que tiene un átomo de cloro unido al anillo aromático.

c) Sustitución Radicalaria

Es una reacción química en la que un radical libre reemplaza a un átomo o grupo de átomos en una molécula. En esta reacción, el radical libre ataca a la molécula y sustituye a un átomo o grupo de átomos en la molécula, formando un nuevo compuesto.

Los radicales libres son especies altamente reactivas que tienen un electrón no apareado en su orbital más externo. Estos radicales libres pueden ser generados por la luz, el calor, la radiación o por reacciones químicas. En la sustitución radicalaria, un radical libre ataca a una molécula, y luego se forma un nuevo radical libre en la molécula.

La reacción de sustitución radicalaria ocurre en tres pasos: iniciación, propagación y terminación. En la iniciación, se generan los radicales libres a partir de una especie inicialmente estable. En la propagación, el radical libre ataca la molécula y se forma un nuevo radical libre en la molécula. Este proceso se repite varias

veces para producir varios productos. En la terminación, los radicales libres se combinan para formar una molécula estable.

La sustitución radicalaria es importante en la química orgánica, ya que es un proceso clave en la síntesis de muchos compuestos orgánicos, como los haluros de alquilo, los hidrocarburos y los polímeros.

Cabe destacar que, en la sustitución radicalaria, la selectividad de la reacción puede ser baja, lo que significa que la reacción puede generar una mezcla de productos. Además, debido a la alta reactividad de los radicales libres, la reacción puede ser peligrosa y debe realizarse con precaución.

Ejemplo:

Reacción entre el metano (CH_4) y el cloro (Cl_2) que produce cloruro de metilo (CH_3Cl) y ácido clorhídrico (HCl):



En esta reacción, el cloro se disocia en radicales libres ($\text{Cl}\bullet$) mediante la energía de la luz o la temperatura. Estos radicales libres reaccionan con el metano, arrancando un átomo de hidrógeno para formar el radical libre de metilo ($\text{CH}_3\bullet$) y un radical libre de cloro ($\text{Cl}\bullet$). Luego, el radical libre de cloro reacciona con otro metano para formar otro radical libre de metilo y cloruro de hidrógeno, que reacciona con el radical libre de metilo para formar cloruro de metilo y regenerar el radical libre de cloro.

Esta reacción es importante en la síntesis de compuestos orgánicos y se utiliza en la producción de diversos productos químicos, incluyendo solventes, productos farmacéuticos y pesticidas. La sustitución radicalaria es una reacción común en la química orgánica y se utiliza en una variedad de aplicaciones industriales y científicas.

Ejercicio:

Dado el ciclohexano, C_6H_{12} , predecir el producto de la reacción de sustitución radicalaria con bromo, Br_2 .

Solución:

En este caso, la reacción de sustitución radicalaria con bromo dará como resultado una mezcla de productos, debido a que hay varios sitios en el anillo que pueden ser atacados por el radical libre de bromo, $\text{Br}\bullet$. En este caso, se formará principalmente bromociclohexano, $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{Br}$, y una pequeña cantidad de otros productos.

El proceso comienza con la formación de un radical libre de bromo, $\text{Br}\bullet$, que ataca uno de los átomos de hidrógeno en el anillo del ciclohexano, formando un radical libre de ciclohexilo, $\text{C}_6\text{H}_{11}\bullet$, y bromuro de hidrógeno, HBr . Luego, el radical libre de ciclohexilo puede reaccionar con otro radical libre de bromo para formar bromociclohexano.

4. Reacciones de Doble Desplazamiento

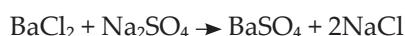
Son también conocidas como reacciones de metátesis o reacciones de intercambio, son aquellas en las que los iones o grupos de iones de dos compuestos diferentes intercambian posiciones para formar dos nuevos compuestos. Estas reacciones ocurren generalmente entre compuestos iónicos en solución acuosa.

La forma general de una reacción de doble desplazamiento es:



En la que: A y C son cationes, B y D son aniones, y los subíndices indican la valencia de cada ion.

Un ejemplo común de reacción de doble desplazamiento es la precipitación, en la que dos soluciones acuosas que contienen iones intercambian posiciones y forman un sólido insoluble, llamado precipitado, y otra solución acuosa. Por ejemplo, la reacción entre cloruro de bario y sulfato de sodio produce sulfato de bario y cloruro de sodio:



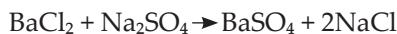
Otro ejemplo es la neutralización ácido-base, en la que un ácido y una base reaccionan para formar una sal y agua. Por ejemplo, la reacción entre ácido clorhídrico e hidróxido de sodio produce cloruro de sodio y agua:



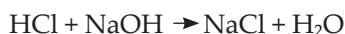
Las reacciones de doble desplazamiento también pueden ocurrir entre compuestos orgánicos, aunque son menos comunes.

Existen diferentes tipos de reacciones de doble desplazamiento, a continuación, se mencionan algunos de ellos:

a) Precipitación: En este tipo de reacción, se forma un precipitado insoluble cuando se mezclan dos soluciones acuosas que contienen iones. Un ejemplo de este tipo de reacción es la reacción entre el cloruro de bario y el sulfato de sodio, que produce sulfato de bario y cloruro de sodio.



b) Ácido-base: En este tipo de reacción, un ácido y una base se combinan para formar una sal y agua. Un ejemplo de este tipo de reacción es la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio, que produce cloruro de sodio y agua.



c) Intercambio de halógenos: En este tipo de reacción, los átomos de halógeno intercambian posiciones entre dos compuestos diferentes. Un ejemplo de este tipo de reacción es la reacción entre el cloruro de sodio y el yoduro de plata, que produce cloruro de plata y yoduro de sodio.



d) Complejación: En este tipo de reacción, se forma un complejo cuando un ion metálico se combina con un ligando para formar un compuesto coordinado. Un ejemplo de este tipo de reacción es la reacción entre el cloruro de hierro (III) y el ácido cianhídrico, que produce hexacianoferrato (III) de hierro (III).



Ejemplo:

Reacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de sodio (NaOH) que produce cloruro de sodio (NaCl) y agua (H₂O):



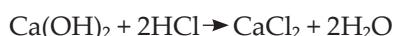
En esta reacción, el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio intercambian sus iones hidrógeno y cloruro, respectivamente. El ácido clorhídrico dona un ión de hidrógeno (H⁺) al hidróxido de sodio, formando agua y un ión cloruro (Cl⁻) que se combina con el sodio del hidróxido de sodio para formar cloruro de sodio. Esta reacción se llama "neutralización" porque el ácido y la base se neutralizan entre sí para formar un compuesto neutro (el cloruro de sodio).

Esta reacción es importante en la química y se utiliza en una variedad de aplicaciones industriales, como la producción de cloruro de sodio y la neutralización de ácidos en procesos químicos. También es una reacción importante en la química del medio ambiente, ya que se produce naturalmente cuando los ácidos en la lluvia reaccionan con los minerales en el suelo para formar sales neutras.

Ejercicio:

Escriba la ecuación balanceada para la reacción entre el hidróxido de calcio y el ácido clorhídrico.

Solución:

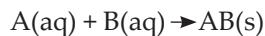


Estos ejercicios ilustran diferentes tipos de reacciones de doble desplazamiento y cómo escribir ecuaciones balanceadas para ellas. Es importante recordar que todas las ecuaciones químicas deben estar balanceadas para que las leyes de la conservación de la masa y de la carga se cumplan.

a) Reacciones de Precipitación

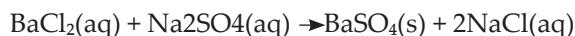
Son un tipo de reacción química de doble desplazamiento que involucra la formación de un precipitado insoluble cuando dos soluciones acuosas que contienen iones se mezclan. El precipitado es un sólido que se forma a partir de la reacción entre los iones de las soluciones y que se separa de la solución.

La ecuación química general para una reacción de precipitación es la siguiente:



En la que: A y B son los iones que se encuentran en las soluciones y AB es el precipitado insoluble.

Por ejemplo, la reacción entre el cloruro de bario ($BaCl_2$) y el sulfato de sodio (Na_2SO_4) produce sulfato de bario ($BaSO_4$) y cloruro de sodio ($NaCl$) como productos:



El sulfato de bario que se forma es un precipitado blanco que se separa de la solución.

Las reacciones de precipitación son importantes en muchos campos, como la química analítica y la química ambiental. En la química analítica, se utilizan para separar y analizar diferentes iones en una solución. En la química ambiental, se utilizan para eliminar contaminantes del agua, como los metales pesados, mediante la formación de precipitados insolubles.

Ejemplo:

Reacción de precipitación es la reacción entre el sulfato de hierro ($FeSO_4$) y el hidróxido de sodio ($NaOH$) que produce hidróxido de hierro ($Fe(OH)_2$) y sulfato de sodio (Na_2SO_4):



En esta reacción, el sulfato de hierro y el hidróxido de sodio se disuelven en agua, formando iones hierro (Fe^{2+}), iones sulfato (SO_4^{2-}) e iones hidróxido (OH^-). Cuando se combinan, los iones hierro y los iones hidróxido se unen para formar hidróxido de hierro sólido (otro precipitado) y los iones sulfato y los iones sodio permanecen en solución. Esta reacción se utiliza en la producción de pigmentos y colorantes.

Ejercicio:

Escriba la ecuación balanceada para la reacción entre el cloruro de hierro (III) ($FeCl_3$) y el hidróxido de sodio ($NaOH$) ¿Se forma un precipitado en esta reacción?

Solución:

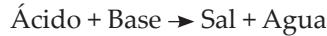


En esta reacción, se forma un precipitado de hidróxido de hierro (III) ($Fe(OH)_3$), que es insoluble en agua.

b) Reacciones Ácido-Base

Son un tipo de reacción química que involucra la transferencia de protones (iones hidrógeno, H^+) de un ácido a una base. El ácido pierde un protón y la base lo gana. Estas reacciones pueden ocurrir en solución acuosa o en fase gaseosa.

La ecuación general para una reacción ácido-base es la siguiente:



En la que la sal es el producto de la reacción y el agua se forma como resultado de la combinación de un catión hidrógeno y un anión hidroxilo (OH^-).

Un ejemplo de reacción ácido-base es la reacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de sodio (NaOH):

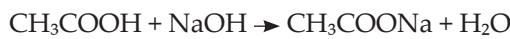


En esta reacción, el ácido clorhídrico (HCl) pierde un protón para formar el ion cloruro (Cl^-) y el hidróxido de sodio (NaOH) gana un protón para formar el ion hidroxilo (OH^-). La sal que se forma es cloruro de sodio (NaCl) y el agua se produce como un subproducto.

Las reacciones ácido-base son importantes en muchos campos, como la química orgánica e inorgánica y la bioquímica. Las soluciones ácidas y básicas tienen diferentes propiedades químicas y físicas. La acidez y la basicidad son importantes para la comprensión de la química y la biología. Por ejemplo, el pH es una medida de la acidez o la basicidad de una solución y es importante para muchas reacciones biológicas y químicas.

Ejemplo:

Reacción ácido-base es la reacción entre el ácido acético (CH_3COOH) y el hidróxido de sodio (NaOH) que produce acetato de sodio (CH_3COONa) y agua (H_2O):

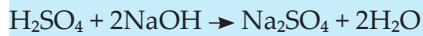


En esta reacción, el ácido acético (CH_3COOH) es un ácido débil que libera iones hidrógeno (H^+) en solución acuosa, mientras que el hidróxido de sodio (NaOH) es una base fuerte que libera iones hidroxilo (OH^-) en solución acuosa. Cuando se combinan, los iones hidrógeno y los iones hidroxilo se unen para formar agua y los iones acetato y los iones sodio permanecen en solución. Esta reacción se utiliza en la producción de acetato de sodio y en la síntesis orgánica de productos químicos.

Ejercicio:

Escribir la ecuación balanceada para la reacción entre el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el hidróxido de sodio (NaOH).

Solución:



En esta reacción, el ácido sulfúrico (H_2SO_4) pierde dos protones para formar el ion sulfato (SO_4^{2-}), mientras que el hidróxido de sodio (NaOH) gana un protón para formar el ion hidroxilo (OH^-). La sal que se forma es sulfato de sodio (Na_2SO_4) y el agua es un subproducto.

Es importante recordar que todas las ecuaciones químicas deben estar balanceadas para que se cumplan las leyes de la conservación de la masa y de la carga.

c) Reacciones de Intercambio de Halógenos

Son un tipo de reacción química que implica la sustitución de un halógeno por otro en una molécula. Estas reacciones pueden ser útiles en la síntesis orgánica y en la producción de productos químicos.

La reacción general para una reacción de intercambio de halógenos es la siguiente:



En esta reacción, los átomos de halógeno (X) se intercambian entre los dos compuestos, AB y CD, para formar los nuevos compuestos AD y CB.

Un ejemplo común de una reacción de intercambio de halógenos es la reacción entre el cloro (Cl_2) y el yoduro de potasio (KI):



En esta reacción, el cloro (Cl_2) reacciona con el yoduro de potasio (KI) para formar cloruro de potasio (KCl) e yodo elemental (I_2). Los átomos de cloro (Cl) se intercambian con los átomos de yodo (I) en el compuesto KI, produciendo yodo elemental (I_2) y cloruro de potasio (KCl).

Las reacciones de intercambio de halógenos pueden ser muy útiles en la síntesis orgánica para la introducción de halógenos en moléculas orgánicas o para cambiar la posición de los halógenos en una molécula. También se utilizan en la producción de productos químicos, como la producción de ácido clorhídrico a partir de cloro y ácido sulfúrico.

Ejemplo:

Reacción de intercambio de halógenos es la reacción entre el cloruro de sodio (NaCl) y el fluoruro de plata (AgF) que produce cloruro de plata (AgCl) y fluoruro de sodio (NaF):



En esta reacción, el cloruro de sodio y el fluoruro de plata se disuelven en agua, formando iones cloruro (Cl^-), iones sodio (Na^+), iones fluoruro (F^-) e iones plata (Ag^+). Cuando se combinan, los iones cloruro y los iones plata se unen para formar cloruro de plata sólido (un precipitado) y los iones sodio y los iones fluoruro permanecen en solución. Esta reacción se llama una "reacción de intercambio de halógenos" porque los átomos de halógeno (cloro y flúor) intercambian posiciones en los compuestos.

Ejercicio:

Escriba la ecuación química balanceada para la reacción entre el flúor (F_2) y el yoduro de potasio (KI) para formar yodo elemental (I_2) y fluoruro de potasio (KF).

Solución:



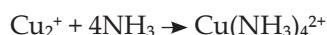
En esta reacción, los átomos de flúor (F) e yodo (I) se intercambian entre el flúor (F_2) y el yoduro de potasio (KI) para formar fluoruro de potasio (KF) e yodo elemental (I_2).

d) Reacciones de Complejación

Son un tipo de reacción química que implica la formación de complejos estables entre un ion metálico y un ligando. Los complejos son compuestos químicos formados por un ion metálico central rodeado por uno o más ligandos que lo rodean. Los ligandos son moléculas o iones que se unen al ion metálico central a través de enlaces químicos coordinados.

Las reacciones de complejación son importantes en la química inorgánica y se utilizan en muchas aplicaciones prácticas, como la síntesis de materiales y la eliminación de metales pesados de las aguas residuales.

Un ejemplo común de una reacción de complejación es la reacción entre el ion de cobre (Cu^{2+}) y el ion amoníaco (NH_3) para formar el complejo de amoníaco de cobre (II), $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$:



En esta reacción, el ion de cobre (Cu^{2+}) se une a cuatro moléculas de amoníaco (NH_3) para formar el complejo de amoníaco de cobre (II). El enlace coordinado entre el ion de cobre y las moléculas de amoníaco produce un complejo estable que es soluble en agua.

Las reacciones de complejación también pueden involucrar otros ligandos además del amoníaco, como los ligandos de etilendiamina (en la formación de complejos de cobalto) o los ligandos de ácido etilendiaminotetraacético (EDTA) (en la formación de complejos de calcio y otros iones metálicos).

Las reacciones de complejación se utilizan en muchas aplicaciones prácticas, como la producción de

pigmentos y colorantes, la purificación de metales y la eliminación de metales pesados de las aguas residuales. También se utilizan en la química bio-inorgánica para estudiar la estructura y función de las proteínas y en la química medicinal para desarrollar compuestos de coordinación que puedan actuar como agentes terapéuticos.

Ejemplo:

Reacción de complejación es la formación del complejo de cloruro de hierro (III) y ácido tiocianico. En esta reacción, el ion hierro (III) (Fe^{3+}) reacciona con el ácido tiocianico (HSCN) para formar el complejo de cloruro de hierro (III) y tiocianato $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$:



En esta reacción, el ácido tiocianico actúa como un ligando de Lewis que coordina alrededor del ion hierro (III) para formar el complejo de coordinación estable. El ácido tiocianico se protona para formar iones tiocianato (SCN^-) que se coordinan alrededor del ion hierro (III) para formar el complejo de cloruro de hierro (III) y tiocianato. Esta reacción es comúnmente utilizada en la química analítica para la determinación de hierro en muestras de agua y alimentos.

Ejercicio:

Reacción de complejación es la formación del complejo de amoníaco y níquel (II). En esta reacción, el ion amonio (NH_4^+) reacciona con el ion níquel (II) (Ni^{2+}) para formar el complejo de amoníaco y níquel (II) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$:



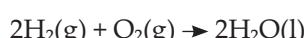
En esta reacción, el ion níquel (II) actúa como un ácido de Lewis al aceptar un par de electrones del ion amonio. Los seis ligandos de amoníaco coordinan alrededor del ion níquel (II), formando un complejo de coordinación estable. Esta reacción es comúnmente utilizada en la química de los complejos para estudiar la cinética y la termodinámica de la formación de complejos.

5. Reacciones de Oxido-Reducción

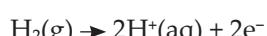
También conocidas como reacciones redox, son aquellas en las que ocurre una transferencia de electrones entre dos especies químicas. En estas reacciones, una especie química pierde electrones (se oxida) mientras que la otra especie química gana electrones (se reduce).

La reacción redox se puede escribir utilizando el formalismo de las semirreacciones, que son las ecuaciones químicas para la oxidación y la reducción por separado. La semirreacción de oxidación describe la pérdida de electrones, mientras que la semirreacción de reducción describe la ganancia de electrones.

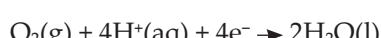
Por ejemplo, la reacción de combustión del hidrógeno en presencia de oxígeno es una reacción redox:



La semirreacción de oxidación es:



La semirreacción de reducción es:



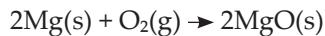
En esta reacción, el hidrógeno se oxida perdiendo electrones, mientras que el oxígeno se reduce ganando electrones. En conjunto, se produce la formación de agua.

Las reacciones redox son importantes en muchos procesos químicos y biológicos, incluyendo la respiración celular, la fotosíntesis, la corrosión y la combustión.

Tipos de Reacciones de Oxido-Reducción

Existen varios tipos de reacciones de oxidación-reducción (redox) que se clasifican de acuerdo con su mecanismo o función en un proceso químico o biológico. A continuación, se describen algunos de los tipos de reacciones de oxidación-reducción más comunes:

a) Reacciones de combinación: En estas reacciones, dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, y uno de los elementos se oxida mientras que el otro se reduce. Por ejemplo:



En esta reacción, el magnesio se oxida al perder electrones y el oxígeno se reduce al ganar electrones.

b) Reacciones de descomposición: En estas reacciones, un compuesto se descompone en dos o más productos, y uno de los productos se oxida mientras que el otro se reduce. Por ejemplo:



En esta reacción, el clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno. El oxígeno se reduce al ganar electrones.

c) Reacciones de sustitución simple: En estas reacciones, un elemento reemplaza a otro en un compuesto, y el elemento que se agrega se reduce mientras que el elemento que se remueve se oxida. Por ejemplo:



En esta reacción, el zinc reemplaza al cobre en el sulfato de cobre, y el zinc se oxida mientras que el cobre se reduce.

d) Reacciones de combustión: En estas reacciones, un compuesto orgánico reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua, y el compuesto orgánico se oxida mientras que el oxígeno se reduce. Por ejemplo:

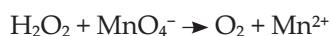


En esta reacción, el propano se oxida mientras que el oxígeno se reduce.

Estos son solo algunos de los tipos de reacciones de oxidación-reducción. En general, cualquier reacción en la que se produzca una transferencia de electrones entre especies químicas es una reacción redox.

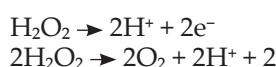
Ejemplo:

Balancear la siguiente ecuación de oxidación-reducción:



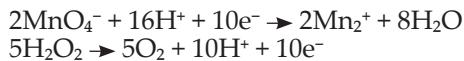
Primero, se debe identificar las especies que se oxidan y se reducen. En este caso, el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se oxida a oxígeno (O_2), mientras que el ion permanganato (MnO_4^-) se reduce a ion manganeso (Mn^{2+}). Luego, procedemos a balancear cada semirreacción por separado:

Oxidación: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$

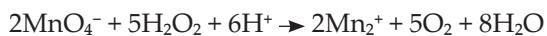


Reducción: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$
 $\text{MnO}_4^- + 5\text{e}^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

Ahora, multiplicar la semirreacción de oxidación por 5 y la semirreacción de reducción por 2 para igualar la cantidad de electrones ganados y perdidos:



Finalmente, se suma las semirreacciones para obtener la ecuación balanceada:



Ejercicio:

Completar y balancear la siguiente ecuación de combustión:



Solución:

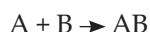
La ecuación de combustión representa la reacción de un compuesto orgánico (C_4H_{10}) con oxígeno (O_2) para producir dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). Para balancear la ecuación, primero contamos el número de átomos de carbono e hidrógeno en cada lado de la ecuación:



Ahora, se puede equilibrar la ecuación al agregar un coeficiente de 5 del lado de los productos para igualar el número de átomos de oxígeno:

a) Reacciones de Combinación

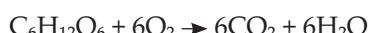
Son también conocidas como de síntesis, son un tipo de reacción química en la cual dos o más sustancias reaccionan para formar un producto compuesto. En general, estas reacciones se representan de la siguiente manera:



En la que: A y B son sustancias, y AB es el producto compuesto formado. Las reacciones de combinación pueden ser de varios tipos, dependiendo de las sustancias que reaccionan y de las condiciones en las que se lleva a cabo la reacción.

Algunos ejemplos comunes de reacciones de combinación incluyen:

- Formación de óxidos: Un ejemplo de este tipo de reacción es la combustión, en la cual un compuesto orgánico reacciona con oxígeno para formar dióxido de carbono y agua:



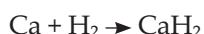
- Formación de sales: La reacción entre un ácido y una base es un ejemplo de una reacción de combinación que forma una sal y agua. Por ejemplo:



- Formación de compuestos más complejos: En este tipo de reacciones, dos o más sustancias reaccionan para formar un compuesto más complejo. Por ejemplo, la reacción entre el cloruro de sodio y el cloruro de plata forma cloruro de plata sólido:



- Formación de hidruros: Los hidruros son compuestos que contienen hidrógeno. En algunas reacciones de combinación, los elementos reaccionan directamente para formar un hidruro. Por ejemplo:

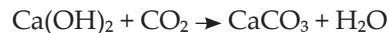


En general, las reacciones de combinación son un tipo común de reacción química en la que dos o más sustancias reaccionan para formar un compuesto más complejo.

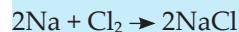
Ejemplo:

Escribir la ecuación química balanceada para la reacción de combinación entre el hidróxido de calcio y el dióxido de carbono para formar el carbonato de calcio y el agua.

La reacción química es:

**Ejercicio:**

Formación de cloruro de sodio (sal de mesa) a partir de cloro y sodio:



En esta reacción, dos átomos de sodio (Na) reaccionan con una molécula de cloro (Cl₂) para formar dos moléculas de cloruro de sodio (NaCl). Esta reacción es altamente exotérmica y produce una gran cantidad de energía en forma de calor y luz.

b) Reacciones de Descomposición

Son un tipo de reacción química en la que una sustancia se divide en dos o más productos diferentes. En general, estas reacciones se representan de la siguiente manera:



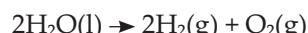
Donde AB es la sustancia original, y A y B son los productos resultantes. Las reacciones de descomposición pueden ser de diferentes tipos, dependiendo de las sustancias involucradas y de las condiciones en las que se lleva a cabo la reacción.

Algunos ejemplos de reacciones de descomposición incluyen:

- Descomposición térmica: En este tipo de reacción, la sustancia se descompone debido al calor. Un ejemplo es la descomposición térmica del carbonato de calcio:



- Descomposición electrolítica: la sustancia se descompone mediante la aplicación de una corriente eléctrica. Por ejemplo, la electrólisis del agua produce hidrógeno y oxígeno:



- Descomposición fotoquímica: la sustancia se descompone debido a la radiación. Un ejemplo es la descomposición del dióxido de nitrógeno en óxido nítrico y oxígeno mediante la luz solar:



- Descomposición química: la sustancia se descompone debido a la acción de otro reactivo químico. Por ejemplo, la descomposición del peróxido de hidrógeno en agua y oxígeno es una reacción química:

**Ejemplo:**

La descomposición térmica del bicarbonato de sodio (NaHCO₃) en carbonato de sodio (Na₂CO₃), agua (H₂O) y dióxido de carbono (CO₂):



En esta reacción, el bicarbonato de sodio se descompone térmicamente a temperaturas elevadas para producir carbonato de sodio, agua y dióxido de carbono. Esta reacción es comúnmente utilizada en la industria alimentaria para la producción de productos de panadería y en la industria química para la producción de dióxido de carbono.

Ejercicio:

Cuando se calienta el nitrato de plomo (II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) sólido, se produce una reacción de descomposición que libera dióxido de nitrógeno (NO_2), oxígeno (O_2) y óxido de plomo (II) (PbO). Escribe la ecuación química balanceada para esta reacción.



En esta reacción, una molécula de nitrato de plomo (II) se descompone térmicamente al calentarla, lo que produce una molécula de óxido de plomo (II), una molécula de dióxido de nitrógeno y una molécula de oxígeno. La ecuación química se balancea asegurándose de que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación. En este caso, se necesitan dos moléculas de nitrato de plomo (II) para producir dos moléculas de óxido de plomo (II), dos moléculas de dióxido de nitrógeno y una molécula de oxígeno.

b) Reacciones de Sustitución Simple

Son también conocidas como reacciones de sustitución simple o reacciones de desplazamiento simple, son un tipo de reacción química en el que un elemento reemplaza a otro en un compuesto. Estas reacciones se representan comúnmente de la siguiente manera:



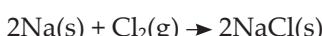
En la que: A es el elemento que reemplaza a B en el compuesto BC, y se produce un nuevo compuesto AC. En las reacciones de sustitución simple, los elementos reactivos deben tener un potencial redox suficiente para reemplazar al otro elemento en el compuesto.

Algunos ejemplos de reacciones de sustitución simple incluyen:

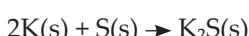
- Reacción entre un metal y un ácido: cuando un metal reacciona con un ácido, el ácido pierde un ion hidrógeno y se produce una sal y gas hidrógeno.



- Reacción entre un metal y un halógeno: un metal puede reaccionar con un halógeno para formar una sal del metal y otro halógeno.



- Reacción entre un no metal y un metal: cuando un no metal reacciona con un metal, el no metal toma los electrones del metal y se forma una sal.



Estas reacciones ocurren cuando los elementos reactivos tienen un potencial redox suficiente para reemplazar al otro elemento en el compuesto.

Ejemplo:

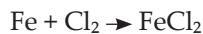
Reacción entre el zinc (Zn) y el ácido clorhídrico (HCl) para producir cloruro de zinc (ZnCl_2) e hidrógeno (H_2):



En esta reacción, el ácido clorhídrico actúa como un ácido fuerte que libera iones de cloruro (Cl^-) y protones (H^+) cuando se disuelve en agua. El zinc reacciona con los iones de cloruro para producir cloruro de zinc (ZnCl_2), mientras que los protones reaccionan para producir gas hidrógeno (H_2). El producto, ZnCl_2 , es un compuesto iónico que se disuelve en agua para producir iones de zinc (Zn^{2+}) y cloruro.

Ejercicio:

¿Qué cantidad de cloro (Cl_2) se necesita para reaccionar con 8 g de hierro (Fe) en la siguiente ecuación química?



Respuesta:

Primero, se debe determinar la masa molar de Fe y Cl₂. La masa molar de Fe es 55,85 g/mol, y la masa molar de Cl₂ es 70,90 g/mol. A continuación, se puede utilizar la ley de proporciones para determinar la cantidad de Cl₂ requerida:

$$8 \text{ g Fe} / (55,85 \text{ g/mol Fe}) \times (1 \text{ mol Cl}_2 / 1 \text{ mol Fe}) \times (70,90 \text{ g/mol Cl}_2) = 9,67 \text{ g Cl}_2$$

Por lo tanto, se necesitan 9,67 g de Cl₂ para reaccionar con 8 g de Fe.

c) Reacciones de Combustión

Son un tipo de reacción química en la que una sustancia reacciona con el oxígeno para producir calor, luz y dióxido de carbono y/o agua. Estas reacciones son exotérmicas, lo que significa que liberan energía en forma de calor y/o luz.

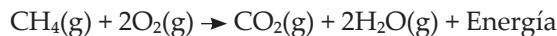
En las reacciones de combustión, la sustancia que se está quemando se llama combustible y el gas que reacciona con el combustible es el oxidante, generalmente oxígeno. La ecuación general para una reacción de combustión es la siguiente:



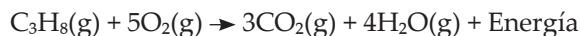
La energía liberada en una reacción de combustión puede ser utilizada para realizar trabajo, generar electricidad o producir calor. La mayoría de las formas de energía que utilizamos hoy en día, como la electricidad y la calefacción, se producen mediante reacciones de combustión.

Algunos ejemplos de reacciones de combustión son:

- **Combustión del metano:** el metano (CH₄) se quema en presencia de oxígeno para producir dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O).



- **Combustión del propano:** el propano (C₃H₈) se quema en presencia de oxígeno para producir dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O).



- **Combustión del etanol:** el etanol (C₂H₅OH) se quema en presencia de oxígeno para producir dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O).



Estas reacciones son exotérmicas y liberan energía en forma de calor y/o luz, y se utilizan en una variedad de aplicaciones para generar energía y calor.

Tipos de Reacciones de Combustión

Existen varios tipos de reacciones de combustión, dependiendo de los combustibles y oxidantes que se utilicen. A continuación, se describen algunos de los tipos más comunes:

a) **Combustión completa:** es el tipo más común de reacción de combustión, en el que un combustible se quema completamente en presencia de oxígeno para producir dióxido de carbono y agua. La ecuación general para la combustión completa es:



b) **Combustión incompleta:** en algunos casos, el combustible no se quema completamente y se producen otros productos además de dióxido de carbono y agua, como monóxido de carbono y hollín. La ecuación general para la combustión incompleta es:

Combustible + Oxígeno \rightarrow Dióxido de carbono + Monóxido de carbono + Hollín + Energía

c) Combustión de metales: algunos metales reaccionan con el oxígeno para producir óxidos metálicos y liberar energía. Por ejemplo, el magnesio se quema en presencia de oxígeno para producir óxido de magnesio:



d) Combustión de hidrocarburos: los hidrocarburos son compuestos orgánicos que contienen carbono e hidrógeno. Cuando se queman en presencia de oxígeno, producen dióxido de carbono y agua, y liberan energía. Algunos ejemplos de hidrocarburos que se queman en la combustión son el propano, el etanol y la gasolina.

Ejemplo:

Combustión completa de propano:

El propano es un hidrocarburo que se usa comúnmente como combustible en estufas y calentadores. Es un gas inodoro e incoloro que se quema en presencia de oxígeno para producir dióxido de carbono y agua. Escribe la ecuación balanceada para la combustión completa del propano.



Ejercicio:

Combustión incompleta de la gasolina:

La gasolina es un hidrocarburo que se utiliza como combustible en los motores de combustión interna. Si la gasolina no se quema completamente, puede producir monóxido de carbono y hollín, además de dióxido de carbono y agua. Escribe la ecuación balanceada para la combustión incompleta de la gasolina.

Solución:



Es importante recordar que en todas las reacciones químicas es necesario balancear las ecuaciones, es decir, igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.

Ejercicios propuestos:

1. Escribir la ecuación química balanceada para la reacción de sustitución del hidrógeno en eltolueno (C_7H_8) por el cloro (Cl_2).
2. Escribir la ecuación química balanceada para la reacción de sustitución del grupo alilo ($-\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$) en el 1-cloropropeno ($\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{Cl}$) por el bromo (Br_2).
3. Dado el compuesto $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$, que es un halogenuro de alquilo terciario, predecir el producto de la reacción de sustitución nucleófila con hidróxido de potasio (KOH) en etanol.
4. Dado el 2-metil-1-buteno, $\text{CH}_3\text{CH}=\text{C}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3$, predecir el producto de la reacción de sustitución radicalaria con cloro, Cl_2 .
5. Escribir la ecuación balanceada para la reacción entre el sulfato de hierro (II) y el hidróxido de potasio.
6. Escribir la ecuación balanceada para la reacción entre el ácido sulfúrico y el hidróxido de amonio.
7. Escribir la ecuación balanceada para la reacción entre el ácido nítrico y el hidróxido de bario.
8. Escribir la ecuación balanceada para la reacción entre el ácido nítrico (HNO_3) y el hidróxido de potasio (KOH).
9. Escribir la ecuación química balanceada para la reacción entre el cloro (Cl_2) y el yoduro de litio (LiI) para formar yodo elemental (I_2) y cloruro de litio (LiCl).

Escribir la ecuación química balanceada para la reacción de combinación entre el hidróxido de sodio y el cloruro de hierro (III) para formar el hidróxido de hierro (III) y el cloruro de sodio. El aluminio y el oxígeno reaccionan para formar óxido de aluminio. Escribe la ecuación química de la reacción de síntesis.

EQUILIBRIO QUÍMICO

Es un estado en el que la concentración de reactivos y productos en una reacción química se mantiene constante a lo largo del tiempo, aunque las moléculas sigan reaccionando entre sí. En un sistema en equilibrio químico, la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa, lo que significa que no hay cambio neto en la cantidad de reactivos y productos presentes.

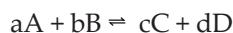
El equilibrio químico es el estado en el que la tasa de reacción de una reacción química directa es igual a la de la reacción inversa. Es decir, las concentraciones de los reactivos y los productos permanecen constantes con el tiempo en un sistema cerrado. Este estado se conoce como estado de equilibrio y se representa por una doble flecha en una ecuación química.



Figura 52
Equilibrio Químico

Fuente: Equilibrio Químico Imagenes - Bing (2019)

La ecuación química general para un equilibrio químico es:



En la que: A y B son los reactivos, C y D son los productos, y a, b, c y d son los coeficientes estequiométricos de los reactivos y productos.

El equilibrio químico se rige por la ley de acción de masas, que establece que la concentración de los reactivos y los productos en el equilibrio están relacionados por una constante de equilibrio (K_c):

$$K_c = ([C]^c [D]^d)/([A]^a [B]^b)$$

En la que: $[A]$, $[B]$, $[C]$ y $[D]$ son las concentraciones de los reactivos y los productos en el equilibrio. K_c es una constante que depende únicamente de la temperatura y no de las concentraciones iniciales de los reactivos y los productos.

La constante de equilibrio K_c puede utilizarse para predecir la dirección de la reacción química y para calcular las concentraciones de los reactivos y los productos en el equilibrio.

El equilibrio químico se describe por la Ley de Acción de Masas, que establece que la concentración de los reactivos y productos en el equilibrio se relaciona con la constante de equilibrio (K) para la reacción química. K es una medida de la tendencia de la reacción a avanzar hacia la derecha o hacia la izquierda, y su valor depende de las condiciones de temperatura, presión y concentración.

En un sistema en equilibrio químico, cualquier cambio en las condiciones (como una variación en la temperatura o la concentración) puede alterar el valor de K y, por lo tanto, la distribución de reactivos y productos en el equilibrio. Esto se conoce como el principio de Le Chatelier, y se puede utilizar para predecir cómo se ajustará un sistema en equilibrio en respuesta a un cambio en las condiciones.

Ley de Acción de Masas

Es una ley empírica que describe la relación entre las concentraciones de reactivos y productos en una reacción química en equilibrio. Fue descubierta por los químicos franceses Cato Guldberg y Peter Eage en 1864.

La ley establece que, en una reacción química en equilibrio, la concentración de los reactivos y productos se relaciona con la constante de equilibrio (K) por una expresión matemática. Para una reacción genérica:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

En la que: A, B, C y D representan los compuestos químicos involucrados, y a, b, c y d son los coeficientes estequiométricos correspondientes, la expresión para K es:

$$K = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b$$

En la que: [A], [B], [C] y [D] son las concentraciones molares de los compuestos químicos A, B, C y D, respectivamente.

La constante de equilibrio K es una constante característica de cada reacción química a una determinada temperatura y presión. Su valor se utiliza para predecir la dirección en la que se moverá el equilibrio químico en respuesta a un cambio en las condiciones del sistema, como una variación en la temperatura o la concentración de reactivos y productos.

Ejemplo:

Considere la reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$

A una temperatura determinada, la constante de equilibrio de la reacción es $2,4 \times 10^{-6}$. Si se tiene una mezcla de 0.050 moles de N_2 y 0.100 moles de H_2 en un recipiente de 2 litros, ¿cuál es la concentración de NH_3 en equilibrio?

Primero, se calcula las concentraciones de N_2 y H_2 en la mezcla:

- $[\text{N}_2] = 0.050 \text{ mol} / 2 \text{ L} = 0.025 \text{ M}$
- $[\text{H}_2] = 0.100 \text{ mol} / 2 \text{ L} = 0.050 \text{ M}$

Luego, se sustituyen estas concentraciones y la constante de equilibrio en la expresión de K para obtener la concentración de NH_3 en equilibrio:

$$K = [\text{NH}_3]^2 / ([\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3)$$

$$2,4 \times 10^{-6} = [\text{NH}_3]^2 / (0,025 \times 0,050^3)$$

$$[\text{NH}_3] = \sqrt{(2,4 \times 10^{-6} \times 0,025 \times 0,050^3)} = 0,0014 \text{ M}$$

Por lo tanto, la concentración de NH_3 en equilibrio es de 0,0014 M.

Ejercicio:

Considerar la reacción: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$

A una temperatura determinada, la constante de equilibrio de la reacción es $4,5 \times 10^2$. Si se tiene una mezcla de 0,10 moles de SO_2 , 0,15 moles de O_2 y 0,25 moles de SO_3 en un recipiente de 1 litro, ¿Está la reacción en equilibrio? Si no es así, ¿Hacia qué dirección se desplaza la reacción para alcanzar el equilibrio?

Solución:

Primero, se calcula las concentraciones de los tres compuestos en la mezcla:

$$[\text{SO}_2] = 0,10 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,10 \text{ M}$$

$$[\text{O}_2] = 0,15 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,15 \text{ M}$$

$$[\text{SO}_3] = 0,25 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,25 \text{ M}$$

Luego, se sustituye estas concentraciones y la constante de equilibrio en la expresión de K para obtener el valor de Q (cociente de reacción):

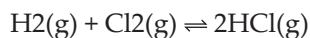
$$Q = [\text{SO}_3]^2 / ([\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2])$$

$$Q = (0,25^2) / (0,10^2 \times 0,15) = 166,67$$

Como Q es mayor que K, la reacción no está en equilibrio y se desplaza hacia la izquierda para disminuir la concentración de SO_3 y aumentar la concentración de SO_2 y O_2 . En otras palabras, la reacción produce más SO_2 y O_2 y consume SO_3 hasta que se alcance el equilibrio.

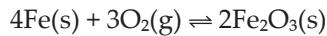
Existen tres tipos principales de equilibrio químico:

a) **Equilibrio homogéneo:** se produce cuando todas las especies químicas involucradas en la reacción están en la misma fase. Por ejemplo, la reacción de formación del ácido clorhídrico (HCl) a partir de hidrógeno y cloro:



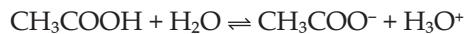
En este caso, todas las especies están en fase gaseosa y el equilibrio se establece cuando las velocidades de la reacción directa e inversa son iguales.

b) Equilibrio heterogéneo: se produce cuando las especies químicas involucradas en la reacción se encuentran en diferentes fases. Por ejemplo, la reacción de formación del óxido de hierro (III) (Fe_2O_3) a partir de hierro y oxígeno:



En este caso, el hierro está en fase sólida y el oxígeno en fase gaseosa. El equilibrio se establece cuando la velocidad de la reacción directa (oxidación del hierro) y la velocidad de la reacción inversa (reducción del óxido de hierro) son iguales.

c) Equilibrio ácido-base: se produce cuando hay una transferencia de protones (iones hidrógeno) entre especies químicas. Por ejemplo, la reacción de disociación del ácido acético:



En este caso, el ácido acético y el agua están en equilibrio con sus respectivos productos de disociación. El equilibrio se establece cuando la concentración de iones hidrógeno (H^+) y iones hidroxilo (OH^-) es tal que el producto de su concentración (K_e) es constante.

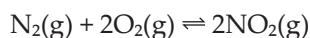
d) Equilibrio de solubilidad: Este tipo de equilibrio ocurre cuando un sólido se disuelve en un líquido. En este caso, la constante de equilibrio (K_c) se llama producto de solubilidad (K_{sp}) y se calcula utilizando las concentraciones de los iones presentes en la solución.

e) Equilibrio de complejación: Este tipo de equilibrio ocurre cuando un ligando se une a un ion metálico para formar un complejo. En este caso, la constante de equilibrio (K_c) se llama constante de formación del complejo (K_f) y se calcula utilizando las concentraciones del ion metálico y del ligando.

a) Equilibrio Homogéneo

Se produce cuando todas las especies químicas involucradas en una reacción están en la misma fase (sólida, líquida o gaseosa). En un equilibrio homogéneo, las velocidades de la reacción directa e inversa son iguales, y la concentración de cada especie en equilibrio se mantiene constante.

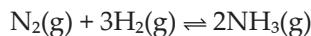
Un ejemplo común de equilibrio homogéneo es la reacción de formación del ácido nítrico (HNO_3) a partir de nitrógeno (N_2) y oxígeno (O_2):



En esta reacción, todas las especies químicas están en fase gaseosa. En el lado izquierdo de la ecuación, se tienen las especies reactivas (N_2 y O_2), mientras que en el lado derecho se encuentran los productos de la reacción (NO_2). A medida que se lleva a cabo la reacción, la concentración de las especies reactivas disminuye y la concentración de los productos aumenta. Finalmente, se alcanza un estado en el que la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa y la concentración de cada especie se mantiene constante. En este estado, se dice que se ha establecido el equilibrio químico.

Ejemplo:

La reacción de formación del amoníaco (NH_3) a partir de nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2) está dada por la siguiente ecuación:



Si se tienen inicialmente 0,5 moles de N_2 y 1,5 moles de H_2 en un recipiente de 5 L, ¿Cuál será la concentración de NH_3 en el equilibrio a una temperatura de 300°C?

Primero, debemos calcular el número total de moles de gas presente en el recipiente:

$$n = 0,5 \text{ mol (N}_2\text{)} + 1,5 \text{ mol (H}_2\text{)} = 2 \text{ mol}$$

Luego, debemos calcular la constante de equilibrio (Kc) a la temperatura dada. La expresión para Kc es:

$$K_c = [NH_3]^2 / ([N_2] \times [H_2]^3)$$

Se encuentran los valores de las concentraciones iniciales [N₂] y [H₂] sustituyendo las moles y el volumen en la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

En la que: P es la presión (en atm), V es el volumen (en L), n es el número de moles, R es la constante de los gases ideales (0,0821 L.atm/mol.K) y T es la temperatura en Kelvin. La presión se puede asumir que es constante y se puede expresar en términos de la concentración de las especies. De esta manera, se obtiene:

$$P = nRT/V = (2 \text{ mol} \times 0,0821 \text{ L.atm/mol.K} \times 573 \text{ K}) / 5 \text{ L} = 9,49 \text{ atm}$$

Con esto, se puede calcular las concentraciones iniciales:

$$[N_2] = (0,5 \text{ mol} / 5 \text{ L}) \times (9,49 \text{ atm} / 1 \text{ atm}) = 0,0958 \text{ M}$$

$$[H_2] = (1,5 \text{ mol} / 5 \text{ L}) \times (9,49 \text{ atm} / 1 \text{ atm}) = 0,2874 \text{ M}$$

Sustituyendo estos valores en la ecuación de Kc, se obtiene:

$$K_c = [NH_3]^2 / (0,0958 \text{ M} \times (0,2874 \text{ M})^3) = 4,66 \times 10^{-4}$$

Finalmente, se puede usar la expresión de Kc para encontrar la concentración de NH₃ en el equilibrio:

$$K_c = [NH_3]^2 / ([N_2] \times [H_2]^3)$$

$$[NH_3]^2 = K_c \times [N_2] \times [H_2]^3 = 4,66 \times 10^{-4} \times 0,0958 \text{ M} \times (0,2874 \text{ M})^3$$

$$[NH_3] = \sqrt{(4,66 \times 10^{-4} \times 0,0958 \text{ M} \times (0,2874 \text{ M})^3)} = 0,118 \text{ M}$$

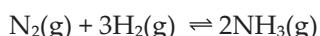
Por lo tanto, la concentración de NH₃ en el equilibrio es de 0,118 M.

b) Equilibrio Heterogéneo

Se produce cuando al menos una de las especies químicas involucradas en una reacción se encuentra en una fase diferente a las otras especies. Por ejemplo, si una reacción involucra un sólido y un gas, como la reacción de carbonato de calcio (CaCO₃) con ácido clorhídrico (HCl), entonces la reacción es heterogénea.

En un equilibrio heterogéneo, las concentraciones de las especies en equilibrio no son iguales, ya que las especies en la fase sólida no tienen una concentración definida. Sin embargo, la presión parcial de cualquier gas en equilibrio con un sólido es constante a una temperatura dada. Esto se conoce como la ley de las presiones parciales de Dalton.

Un ejemplo común de equilibrio heterogéneo es la reacción de síntesis de amoníaco (NH₃) a partir de nitrógeno (N₂) e hidrógeno (H₂):



En esta reacción, N₂ y H₂ están en fase gaseosa, mientras que NH₃ se encuentra en fase líquida. En este caso, la presión parcial de N₂, H₂ y NH₃ en equilibrio son constantes a una temperatura dada, y la concentración de NH₃ en equilibrio depende de la presión parcial de los gases.

Ejemplo:

Equilibrio de descomposición del carbonato de calcio

El carbonato de calcio (CaCO_3) se descompone a altas temperaturas para formar óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2):



Si se tiene una muestra de CaCO_3 sólido a una temperatura determinada, se puede establecer un equilibrio entre las tres especies. Si la presión parcial de CO_2 es de 0,1 atm, ¿cuál es la concentración de CaO en equilibrio si se sabe que la constante de equilibrio a esa temperatura es de $5,5 \times 10^{-3}$?

La expresión de la constante de equilibrio para la reacción es:

$$K_c = [\text{CaO}]/[\text{CO}_2]$$

Se puede usar la presión parcial de CO_2 para encontrar la concentración de CO_2 usando la ley de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

En la que: P es la presión parcial, V es el volumen, n es la cantidad de sustancia, R es la constante de los gases ideales y T es la temperatura. Como se sabe que la presión parcial de CO_2 es de 0,1 atm, podemos usar esta ecuación para encontrar la cantidad de sustancia de CO_2 en equilibrio:

$$n = PV/RT = (0,1 \text{ atm})(V)/(0,0821 \text{ L atm/mol K})(T)$$

La concentración de CaO en equilibrio será:

$$[\text{CaO}] = K_c[\text{CO}_2] = K_c(n/V)$$

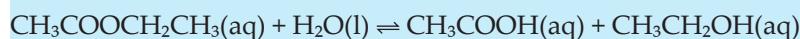
Sustituyendo los valores conocidos:

$$[\text{CaO}] = (5,5 \times 10^{-3})(0,1 \text{ atm})(V)/(0,0821 \text{ L atm/mol K})(T)$$

Ejercicio:

Equilibrio de hidrólisis del acetato de etilo

El acetato de etilo ($\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$) se hidroliza en solución acuosa para formar ácido acético (CH_3COOH) y etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$):



Si se tiene una solución de acetato de etilo en equilibrio con sus productos de hidrólisis a 25 °C, donde la concentración de acetato de etilo es de 0,1 M y la concentración de ácido acético es de 0,05 M, ¿Cuál es la concentración de etanol en equilibrio?

Solución:

La expresión de la constante de equilibrio para la reacción es:

$$K_c = ([\text{CH}_3\text{COOH}][\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}])/([\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3][\text{H}_2\text{O}])$$

Se puede usar las concentraciones conocidas para encontrar la constante de equilibrio:

$$K_c = ([\text{CH}_3\text{COOH}][\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}])/([\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3][\text{H}_2\text{O}]) = (0,05 \text{ M})(x)/(0,1 \text{ M})(1 \text{ M})$$

En la que: x es la concentración de etanol en equilibrio. Despejando x, obtenemos:

$$x = K_c([\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3][\text{H}_2\text{O}])/[\text{CH}_3\text{COOH}] = (K_c)(0,1)$$

c) Equilibrio Ácido-Base

Es un tipo de equilibrio químico que involucra la transferencia de protones (iones H^+) entre especies químicas. En una solución acuosa, una especie química que puede donar un protón se llama ácido, y una especie química que puede aceptar un protón se llama base.

La reacción ácido-base típica se puede escribir como:



En la que: el ácido y la base son las especies químicas originales y los conjugados ácido y base son las especies resultantes de la transferencia de protones.

En una solución acuosa, la concentración de protones se puede expresar en términos de pH, que se define como el logaritmo negativo de la concentración de protones:

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

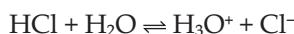
La constante de equilibrio para el equilibrio ácido-base se llama constante de disociación ácida (K_a) o constante de disociación básica (K_b), dependiendo de la especie química que esté actuando como ácido o como base. La expresión para la constante de equilibrio depende de la reacción específica que esté ocurriendo.

El equilibrio ácido-base es importante en muchas áreas de la química, incluyendo la química de la vida, la química de los alimentos y la química del medio ambiente. Por ejemplo, en la química de la vida, el equilibrio ácido-base es importante para la función de proteínas y enzimas, y en la química del medio ambiente, el equilibrio ácido-base es importante para la regulación del pH del agua y la calidad del aire.

Ejemplo:

Calcular el pH de una solución de ácido clorhídrico 0,1 M.

La ecuación para la disociación del ácido clorhídrico es:



La constante de disociación ácida para el ácido clorhídrico es $K_a = 1,3 \times 10^{-5}$.

Para calcular el pH de la solución, necesitamos encontrar la concentración de iones hidronio (H_3O^+) en la solución. Dado que el ácido clorhídrico se disocia completamente, la concentración de H_3O^+ es igual a la concentración de HCl:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M}$$

Por lo tanto, podemos calcular el pH como:

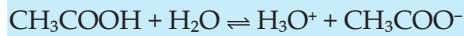
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,1) = 1$$

Por lo tanto, el pH de la solución es 1.

Ejercicio:

Calcular la constante de disociación ácida (K_a) para el ácido acético (CH_3COOH) si una solución 0,1 M de ácido acético tiene un pH de 2,87.

La ecuación para la disociación del ácido acético es:



La constante de disociación ácida para el ácido acético es $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$.

Se puede usar la relación entre el pH y la concentración de H_3O^+ para calcular la concentración de H_3O^+ en la solución:

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

$$10-\text{pH} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$10-2,87 = 1,48 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Como el ácido acético se disocia parcialmente, la concentración de H_3O^+ es menor que la concentración inicial de ácido acético (0,1 M). Si asumimos que la concentración de ácido acético disociado es x , entonces la concentración de iones acetato (CH_3COO^-) será también x , y la concentración de ácido acético sin disociar será $(0,1 - x)$.

Usando la ecuación para la constante de disociación ácida:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$$

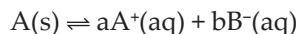
Se puede reemplazar las concentraciones y resolver para K_a :

$$K_a = (1,48 \times 10^{-3})^2 / (0,1 - 1,48 \times 10^{-3}) = 1,8 \times 10^{-5}$$

Por lo tanto, la constante de disociación ácida para el ácido acético es $1,8 \times 10^{-5}$.

d) El Equilibrio de Solubilidad

Es un tipo de equilibrio químico que ocurre cuando un sólido se disuelve en un líquido. En este equilibrio, la cantidad de sólido disuelto y las concentraciones de los iones en la solución alcanzan un equilibrio constante. El equilibrio de solubilidad se puede expresar por la siguiente ecuación química:



En la que: A es el sólido que se disuelve, A^+ y B^- son los iones disueltos y a y b son los coeficientes estequiométricos que indican la cantidad de iones que se liberan en la solución.

La constante de equilibrio para el equilibrio de solubilidad se llama producto de solubilidad (K_{sp}) y se define como el producto de las concentraciones de los iones disueltos, elevados a sus coeficientes estequiométricos en la ecuación del equilibrio:

$$K_{\text{sp}} = [\text{A}^+]^a [\text{B}^-]^b$$

El valor de K_{sp} depende de la temperatura y de la naturaleza del sólido y los iones en la solución. K_{sp} se utiliza para determinar la solubilidad de un compuesto, es decir, la cantidad máxima de un compuesto que se puede disolver en una cantidad dada de un disolvente. Si la concentración de iones en la solución es mayor que K_{sp} , entonces el compuesto es sobresaturado y se formará un precipitado.

El equilibrio de solubilidad es importante en la química y la industria, ya que se utiliza para controlar la solubilidad de los compuestos y para determinar la pureza de los productos químicos. También es importante en la química ambiental, ya que puede influir en la biodisponibilidad de los nutrientes y los contaminantes en el suelo y el agua.

Ejemplo:

Un ejemplo común de equilibrio de solubilidad es el de la disolución del cloruro de plata (AgCl) en agua. La ecuación química del equilibrio de solubilidad para la disolución del AgCl es:



La constante de equilibrio (K_{sp}) para esta reacción se puede expresar como:

$$K_{\text{sp}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

El valor de K_{sp} para el AgCl es muy pequeño ($1,8 \times 10^{-10}$ a 25°C), lo que indica que el compuesto es muy poco soluble en agua. Esto significa que solo una pequeña cantidad de AgCl se disuelve en agua y la mayoría del AgCl permanece en forma de sólido.

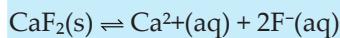
Si se agrega una cantidad suficiente de Cl^- a la solución de Ag^+ para alcanzar la concentración de $1,8 \times 10^{-10}$ mol/L (que es igual a K_{sp}), entonces se formará un precipitado de AgCl en la solución. Por otro lado, si se agrega una cantidad suficiente de Ag^+ a la solución de Cl^- para alcanzar la concentración de $1,8 \times 10^{-10}$ mol/L (que es igual a K_{sp}), también se formará un precipitado de AgCl en la solución.

En general, el equilibrio de solubilidad es importante para predecir la cantidad de un compuesto que se disolverá en un solvente, así como para predecir cuándo se formará un precipitado de un compuesto en una solución. También es útil para la separación y purificación de compuestos químicos en la industria y en la investigación científica.

Ejercicios:

1. El fluoruro de calcio (CaF_2) es un sólido muy poco soluble en agua. A 25°C , la constante de equilibrio (K_{sp}) para la disolución del CaF_2 se ha medido como $3,9 \times 10^{-11}$. ¿Cuál es la concentración de iones Ca^{2+} y F^- en una solución saturada de CaF_2 ?

Para resolver este problema, podemos escribir la ecuación química del equilibrio de solubilidad para la disolución del CaF_2 :



La constante de equilibrio (K_{sp}) para esta reacción es:

$$K_{\text{sp}} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2$$

Se puede sustituir los valores conocidos en la ecuación y resolver para las concentraciones de iones:

$$K_{\text{sp}} = 3,9 \times 10^{-11} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2$$

La concentración de iones F^- es igual a la raíz cuadrada de K_{sp} dividida por 2:

$$[\text{F}^-] = \sqrt{K_{\text{sp}}/2} = \sqrt{3,9 \times 10^{-11}/2} = 3,1 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

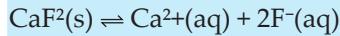
La concentración de iones Ca^{2+} es igual a K_{sp} dividido por la concentración de iones F^- al cuadrado:

$$[\text{Ca}^{2+}] = K_{\text{sp}}/[\text{F}^-]^2 = 3,9 \times 10^{-11}/(3,1 \times 10^{-6})^2 = 4,4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Por lo tanto, la concentración de iones Ca^{2+} en una solución saturada de CaF_2 a 25°C es $4,4 \times 10^{-4}$ mol/L, y la concentración de iones F^- es $3,1 \times 10^{-6}$ mol/L.

2. El fluoruro de calcio (CaF_2) es un sólido muy poco soluble en agua. A 25°C , la constante de equilibrio (K_{sp}) para la disolución del CaF_2 se ha medido como $3,9 \times 10^{-11}$. ¿Cuál es la concentración de iones Ca^{2+} y F^- en una solución saturada de CaF_2 ?

Para resolver este problema, podemos escribir la ecuación química del equilibrio de solubilidad para la disolución del CaF_2 .



La constante de equilibrio (K_{sp}) para esta reacción es:

$$K_{\text{sp}} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2$$

Se puede sustituir los valores conocidos en la ecuación y resolver para las concentraciones de iones:

$$K_{\text{sp}} = 3,9 \times 10^{-11} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2$$

La concentración de iones F^- es igual a la raíz cuadrada de K_{sp} dividida por 2:

$$[\text{F}^-] = \sqrt{K_{\text{sp}}/2} = \sqrt{3,9 \times 10^{-11}/2} = 3,1 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

La concentración de iones Ca^{2+} es igual a K_{sp} dividido por la concentración de iones F^- al cuadrado:

$$[\text{Ca}^{2+}] = K_{\text{sp}}/[\text{F}^-]^2 = 3,9 \times 10^{-11}/(3,1 \times 10^{-6})^2 = 4,4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Por lo tanto, la concentración de iones Ca^{2+} en una solución saturada de CaF_2 a 25°C es $4,4 \times 10^{-4}$ mol/L, y la concentración de iones F^- es $3,1 \times 10^{-6}$ mol/L.

e) Equilibrio de Complejación

Se refiere a la formación de un complejo entre un ion metálico y un ligando en solución acuosa. El equilibrio de complejación puede expresarse como:



En la que: M^{n+} es un ion metálico con una carga n positiva, L es un ligando y ML^{n-} es el complejo formado entre el ion metálico y el ligando.

La constante de equilibrio para esta reacción se llama constante de formación del complejo (K_f), que se define como:

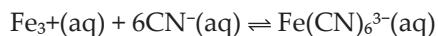
$$K_f = [ML^{n-}] / [M^{n+}][L]$$

La constante de formación del complejo indica qué tan fuertemente se une el ligando al ion metálico. Si el valor de K_f es grande, entonces el equilibrio se desplaza hacia la derecha y se formará una cantidad significativa del complejo ML^{n-} . Si el valor de K_f es pequeño, entonces el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y la cantidad de complejo formado será pequeña.

El equilibrio de complejación es importante en la química de los iones metálicos, ya que los complejos pueden tener propiedades diferentes a las de los iones metálicos y los ligandos por separado. Por ejemplo, los complejos pueden tener colores distintos, ser más o menos solubles en agua y tener diferentes propiedades químicas. El equilibrio de complejación también es importante en la química ambiental, ya que muchos iones metálicos se unen naturalmente con ligandos en el agua y forman complejos.

Ejemplo:

Es la formación del complejo de hierro (III) con el ligando cianuro (CN^-). La ecuación química para este equilibrio de complejación es:



La constante de formación del complejo (K_f) para este equilibrio de complejación es $1,1 \times 10^{18}$.

Esto significa que el complejo de hierro (III) con cianuro se forma con una gran constante de equilibrio y, por lo tanto, es muy estable. La formación de este complejo es la base del método de análisis químico llamado "prueba de la cianida", que se utiliza para determinar la presencia de iones de hierro (III) en una muestra.

Por ejemplo, si se desea analizar una muestra que se sospecha que contiene hierro (III), se agrega una pequeña cantidad de cianuro a la muestra. Si hay hierro (III) presente en la muestra, se formará el complejo $Fe(CN)_6^{3-}$, lo que hace que la solución tenga un color característico. La intensidad del color se puede medir con un espectrofotómetro y se puede utilizar para determinar la cantidad de hierro (III) en la muestra.

Ejercicio:

Se agrega 0,01 M de una solución de iones de cobre (II) a una solución de 0,05 M de una molécula de ácido etilendiaminotetraacético (EDTA) (ligando). La reacción que se produce es:



La constante de formación del complejo $CuEDTA^{2-}$ es $4,9 \times 10^{18}$.

Calcule la concentración de $CuEDTA^{2-}$ que se formará en la solución y la concentración de iones de cobre (II) que quedará sin complejar.

Solución:

Primero, calculemos la cantidad de Cu^{2+} que reaccionará con el ligando EDTA:

$$[EDTA] = 0,05 \text{ M}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 0,01 \text{ M}$$

La proporción de reactivo para Cu^{2+} y EDTA es de 1:1, por lo que la cantidad de EDTA que reaccionará es igual a la cantidad de Cu^{2+} presente en la solución. Por lo tanto, la cantidad de EDTA que reaccionará es de 0,01 moles.

Después de la reacción, habrá una cantidad de EDTA que ha formado el complejo CuEDTA^{2-} , por lo que la concentración de Cu^{2+} se reducirá. Sea x la concentración de CuEDTA^{2-} que se ha formado y $(0,01 - x)$ la concentración de Cu^{2+} que queda sin complejar. La expresión para la constante de formación del complejo es:

$$K_f = [\text{CuEDTA}^{2-}] / [\text{Cu}^{2+}][\text{EDTA}]$$

Sustituyendo los valores conocidos, tenemos:

$$4,9 \times 10^{18} = x / [(0,01 - x)(0,05)]$$

Resolviendo para x , se obtiene:

$$x = 2,45 \times 10^{-9} \text{ M}$$

Por lo tanto, la concentración de CuEDTA^{2-} que se ha formado es de $2,45 \times 10^{-9} \text{ M}$. La concentración de Cu^{2+} que queda sin complejar es:

$$0,01 \text{ M} - 2,45 \times 10^{-9} \text{ M} = 0,01 \text{ M} \text{ (aproximadamente)}$$

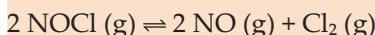
En conclusión, la mayoría de los iones de cobre (II) han reaccionado con el ligando EDTA para formar el complejo CuEDTA^{2-} , dejando solo una pequeña cantidad de iones de cobre (II) sin complejar en la solución.

Ejercicios propuestos

1. La reacción de síntesis del ácido sulfúrico (H_2SO_4) a partir de dióxido de azufre (SO_2) y oxígeno (O_2)

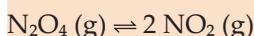
Calcular el pH de una solución que contiene 0,1 M de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) y 0,1 M de benzoato de sodio ($\text{NaC}_6\text{H}_5\text{COO}$).

2. Considerar la reacción:



Si se colocan 0,100 moles de NOCl en un recipiente de 2,00 L y se establece el equilibrio, se encuentra que la concentración de NO es de 0,026 M. ¿Cuál es la concentración de Cl_2 en el equilibrio?

3. Considerar la reacción:



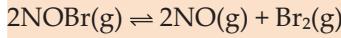
Se coloca 0,10 moles de N_2O_4 en un recipiente de 1,0 L y se establece el equilibrio. Si la concentración de NO_2 es 0,20 M en el equilibrio, ¿Cuál es la constante de equilibrio (K_c) para la reacción?

4. Considerar la reacción:

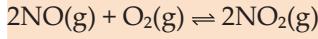


Se coloca 0,20 moles de PCl_5 en un recipiente de 1,0 L y se establece el equilibrio. Si la concentración de PCl_3 es 0,10 M en el equilibrio, ¿Cuál es la concentración de Cl_2 en el equilibrio?

5. La siguiente reacción está en equilibrio a 500 K:

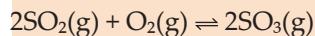


Se tiene una mezcla de 0,10 moles de óxido de nitrógeno (NO) y 0,10 moles de dióxido de nitrógeno (NO_2) en un recipiente de 1 litro a 500 °C. La reacción reversible que tiene lugar es:



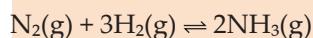
Calcular la constante de equilibrio (Kc) para esta reacción.

6. A 700 K, se tienen 0,30 moles de dióxido de azufre (SO_2) y 0,20 moles de oxígeno (O_2) en un recipiente de 1 litro. La reacción reversible que tiene lugar es:



Calcular la constante de equilibrio (Kc) para esta reacción.

7. Considerar la siguiente reacción reversible:



A una temperatura determinada, la constante de equilibrio (Kc) para esta reacción es de $4,0 \times 10^{-3}$. Se tiene una mezcla de 0,10 moles de N_2 y 0,30 moles de H_2 en un recipiente de 2 litros. Calcular las concentraciones de equilibrio de cada uno de los reactivos y productos.

ELECTROQUÍMICA

Es la rama de la química que estudia las reacciones químicas que implican transferencia de electrones. En otras palabras, se ocupa de la relación entre la electricidad y la química, y cómo se pueden utilizar las reacciones electroquímicas para producir o almacenar energía eléctrica.

La electroquímica se divide en dos áreas principales:

la electroquímica termodinámica y
la electroquímica cinética.

Figura 53
Reactivos usados en electroquímica



Fuente: Electroquímica - Bing (2018)

La electroquímica termodinámica estudia la relación entre la energía eléctrica y la energía química, y se centra en el equilibrio químico y los potenciales de electrodo. La electroquímica cinética, por otro lado, se enfoca en las tasas de reacción electroquímica y en cómo se pueden controlar y optimizar estas tasas.

La electroquímica tiene muchas aplicaciones prácticas, desde las baterías recargables hasta la producción de metales mediante procesos electrolíticos. También se utiliza en la electroquímica analítica para detectar y cuantificar sustancias químicas en solución, y en la electroquímica de superficies para estudiar la estructura y la actividad de los electrodos.

1. Electroquímica Termodinámica

La electroquímica termodinámica es una rama de la electroquímica que se enfoca en el estudio de la relación entre la energía eléctrica y la energía química, y en particular, en el equilibrio termodinámico de las reacciones electroquímicas. Algunos de los conceptos clave de la electroquímica termodinámica incluyen:

a) Potencial de electrodo: es la fuerza electromotriz (FEM) que se genera en un electrodo cuando está en contacto con una solución de su propia especie química en concentración unitaria. El potencial de electrodo es una medida de la tendencia de un electrodo a ganar o perder electrones.

b) Potencial estándar de electrodo: es el potencial de electrodo medido en condiciones estándar, es decir, a 25°C, con una concentración de iones de hidrógeno de 1 mol/L y con la presión de los gases en equilibrio. El potencial estándar de electrodo se utiliza como una medida relativa de la tendencia de un electrodo a ganar o perder electrones.

c) **Energía libre de Gibbs:** es una medida de la cantidad de energía disponible para realizar trabajo en un sistema. En el contexto de la electroquímica, la energía libre de Gibbs se utiliza para determinar la espontaneidad de una reacción electroquímica.

d) **Constante de equilibrio electroquímico:** es una medida de la relación entre las concentraciones de los productos y los reactivos en una reacción electroquímica en equilibrio. La constante de equilibrio electroquímico se utiliza para determinar si una reacción electroquímica es espontánea o no.

La electroquímica termodinámica es esencial para el diseño y la comprensión de muchos sistemas electroquímicos, como las baterías y las celdas solares. También se utiliza en la electroquímica analítica para medir la concentración de especies químicas en solución.

a) Potencial del Electrodo

Es una medida de la fuerza electromotriz (FEM) que se genera en un electrodo cuando está en contacto con una solución de su propia especie química en concentración unitaria. En términos generales, el potencial del electrodo se refiere a la tendencia de un electrodo a ganar o perder electrones.

El potencial del electrodo se mide en relación con un electrodo de referencia estándar, que se considera tener un potencial de electrodo conocido y constante. El electrodo de referencia más común es el electrodo de hidrógeno estándar, que tiene un potencial de electrodo de 0,00 V a 25°C.

El potencial del electrodo se puede calcular utilizando la ecuación de Nernst, que relaciona el potencial del electrodo con las concentraciones de las especies químicas en solución y la temperatura. La ecuación de Nernst se escribe como:

$$E = E_0 + \left(\frac{RT}{nF}\right) \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$

En la que: E es el potencial del electrodo, E_0 es el potencial estándar del electrodo, R es la constante de los gases ideales, T es la temperatura en Kelvin, n es el número de electrones transferidos en la reacción, F es la constante de Faraday, y $[\text{Ox}]$ y $[\text{Red}]$ son las concentraciones de las especies químicas oxidadas y reducidas en solución, respectivamente.

El potencial del electrodo es una medida importante en la electroquímica, ya que se utiliza para predecir la espontaneidad de una reacción electroquímica y para diseñar sistemas electroquímicos, como baterías y celdas solares. También se utiliza en la electroquímica analítica para medir la concentración de especies químicas en solución.

Ejemplo:

Calcular el potencial del electrodo para la reacción de reducción de Fe^{3+} a Fe^{2+} en una solución que contiene 0.1 M de Fe^{3+} y 0.01 M de Fe^{2+} . El potencial estándar del electrodo $\frac{\text{Fe}^{3+}}{\text{Fe}^{2+}}$ es de 0.77 V.

Primero, Se determina la relación: $\frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]}$

$\frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]}$ en la solución:

$$\frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]} = 0,01 \text{ M} / 0,1 \text{ M} = 0,1$$

ELuego, se puede utilizar la ecuación de Nernst para calcular el potencial del electrodo:

$$E = E_0 - \left(\frac{RT}{nF}\right) \ln \left(\frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}\right)$$

$$E = 0,77 \text{ V} - (0,0257 \text{ V/K}) \ln (0,1)$$

$$E = 0,77 \text{ V} - 0,089 \text{ V}$$

$$E = 0,68 \text{ V}$$

Por lo tanto, el potencial del electrodo para la reacción de reducción de Fe^{3+} a Fe^{2+} es de 0.68 V.

Ejercicio:

Calcular el potencial del electrodo para la reacción de oxidación de Cu a Cu²⁺ en una solución que contiene 0,01 M de Cu y 0,1 M de Cu²⁺. El potencial estándar del electrodo $\frac{\text{Cu}}{\text{Cu}^{2+}}$ es de -0,34 V.

Solución:

Primero, necesitamos determinar la relación $\frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}]}$ en la solución:

$$[\text{Cu}^{2+}]/[\text{Cu}] = (0,1 \text{ M})/(0,01 \text{ M}) = 10$$

Eluego, podemos utilizar la ecuación de Nernst para calcular el potencial del electrodo:

$$\begin{aligned} E &= E_0 - \left(\frac{RT}{nF}\right) \ln\left(\frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}]}\right) \\ E &= -0,34 \text{ V} + (0,0257 \text{ V/K}) \ln(10) \\ E &= -0,34 \text{ V} + 0,059 \text{ V} \\ E &= -0,281 \text{ V} \end{aligned}$$

Por lo tanto, el potencial del electrodo para la reacción de oxidación de Cu a Cu²⁺ es de -0,281 V.

Ecuación de Nernst

Es una ecuación que relaciona el potencial de electrodo de una reacción redox con la concentración de las especies químicas que participan en la reacción y la temperatura. La ecuación es la siguiente:

$$E = E_0 - \left(\frac{RT}{nF}\right) \ln(Q)$$

En la que:

E es el potencial del electrodo para la reacción redox en cuestión

E₀ es el potencial estándar del electrodo para la reacción redox en cuestión

R es la constante de los gases ideales ($\frac{8,314 \text{ J}}{\text{mol K}}$)

T es la temperatura en Kelvin

n es el número de electrones transferidos en la reacción redox

F es la constante de Faraday (96,485 C/mol)

Q es el cociente de reacción, que es la relación entre las concentraciones de las especies químicas en solución que participan en la reacción redox. Para una reacción de reducción-oxidación, Q se define como [productos]/[reactivos] elevado a la potencia de los coeficientes estequiométricos de la reacción.

La ecuación de Nernst se utiliza en electroquímica para predecir el potencial de electrodo de una reacción redox en condiciones no estándar, es decir, cuando la concentración de las especies químicas en solución no es 1 M. La ecuación de Nernst es importante para la comprensión de muchos fenómenos electroquímicos, como la generación de energía en baterías y la electroquímica analítica.

Ejemplo:

Calcular el potencial del electrodo para la reacción de reducción de Cu²⁺ a Cu en una solución que contiene 0,1 M de Cu²⁺. El potencial estándar del electrodo $\frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}]}$ es de 0,34 V.

En este caso, la reacción de reducción es $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$. El cociente de reacción Q para esta reacción es igual a la concentración de Cu²⁺ en la solución, ya que no hay Cu presente para contribuir al cociente:

$$Q = [\text{Cu}^{2+}] = 0,1 \text{ M}$$

Sustituyendo los valores en la ecuación de Nernst, se obtiene:

$$E = E_0 - \left(\frac{RT}{nF}\right) \ln(Q)$$

$$E = 0,34 \text{ V} - (0,0257 \text{ V/K}) \ln(0,1)$$

$$E = 0,34 \text{ V} - 0,059 \text{ V}$$

$$E = 0,281 \text{ V}$$

Por lo tanto, el potencial del electrodo para la reacción de reducción de Cu^{2+} a Cu en una solución que contiene 0,1 M de Cu^{2+} es de 0,281 V.

Ejercicio:

Calcular el potencial del electrodo para la reacción de oxidación de Fe^{2+} a Fe^{3+} en una solución que contiene 0,01 M de Fe^{2+} y 0,1 M de Fe^{3+} . El potencial estándar del electrodo $\frac{\text{Fe}^{3+}}{\text{Fe}^{2+}}$ es de 0,77 V.

Solución: En este caso, la reacción de oxidación es $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$. El cociente de reacción Q para esta reacción se define como la relación $\frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$ en la solución:

$$Q = \left[\frac{\text{Fe}^{3+}}{\text{Fe}^{2+}} \right] = \frac{0.1 \text{ M}}{0.01 \text{ M}} = 10$$

Sustituyendo los valores en la ecuación de Nernst, se obtiene:

$$E = E_0 - \left(\frac{RT}{nF} \right) \ln(Q)$$

$$E = 0,77 \text{ V} + (0,0257 \text{ V/K}) \ln(10)$$

$$E = 0,77 \text{ V} + 0,059 \text{ V}$$

$$E = 0,829 \text{ V}$$

Por lo tanto, el potencial del electrodo para la reacción de oxidación de Fe^{2+} a Fe^{3+} en una solución que contiene 0,01 M de Fe^{2+} y 0,1 M de Fe^{3+} es de 0,829 V.

b) Potencial Estándar de Electrodo

Es aquel potencial de electrodo de una reacción redox cuando todas las especies químicas involucradas tienen una concentración de 1 M y la presión parcial de cualquier gas que participe en la reacción es de 1 atm. El potencial estándar se denota como E° y se mide en voltios (V).

El potencial estándar de electrodo es una medida de la tendencia de una reacción redox a ocurrir. Si el potencial estándar de electrodo de una reacción es positivo, la reacción es espontánea en la dirección de la reducción, lo que significa que los iones de metal se reducirán a su forma metálica en condiciones estándar. Si el potencial estándar de electrodo de una reacción es negativo, la reacción es espontánea en la dirección de la oxidación, lo que significa que los átomos de metal se oxidarán a su forma iónica en condiciones estándar.

El potencial estándar de electrodo se mide mediante un electrodo de referencia estándar, como el electrodo de hidrógeno estándar (SHE) o el electrodo de calomel saturado (SCE). La medición del potencial estándar de electrodo es importante en la electroquímica, ya que permite predecir el potencial de electrodo de una reacción redox en condiciones no estándar, utilizando la ecuación de Nernst.

En la tabla 11, se listan los potenciales estándar de electrodo de muchas reacciones redox comunes. Los valores de potencial estándar se miden con respecto al electrodo de hidrógeno estándar, que se define como teniendo un potencial estándar de electrodo de 0 V.

Cátodo (Reducción) Media-Reacción	Potencial Estándar
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3,04
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{K}(\text{s})$	-2,92
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}(\text{s})$	-2,76
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2,38
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1,66
$2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	-0,83
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{s})$	-0,74
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,41
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0,40
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0,23
$\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{s})$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0,13
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0,04
$2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0,00
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	0,15
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^+(\text{aq})$	0,16
$\text{ClO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	0,17
$\text{AgCl}(\text{s}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	0,22
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	0,34
$\text{ClO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{ClO}_2^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	0,35
$\text{IO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	0,49
$\text{Cu}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	0,52
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-(\text{aq})$	0,54
$\text{ClO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{ClO}^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	0,59
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	0,77
$\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg}(\text{l})$	0,80
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	0,80
$\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}(\text{l})$	0,85
$\text{ClO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$	0,90
$2\text{Hg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}(\text{aq})$	0,90
$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	0,96
$\text{Br}_2(\text{l}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-(\text{aq})$	1,07
$\text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1,23
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1,33
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(\text{aq})$	1,36
$\text{Ce}^{4+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}(\text{aq})$	1,44
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1,49
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1,78
$\text{Co}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq})$	1,82
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$	2,01
$\text{O}_3(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	2,07
$\text{F}_2(\text{g}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-(\text{aq})$	2,87

Ejemplo:

Calcular el potencial estándar de electrodo para la reacción de reducción de Fe^{3+} a Fe^{2+} . La reacción global es: $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$.

El potencial estándar de electrodo se denota como E° . En la tabla estándar de potenciales de electrodo, el valor de E° para la reacción de reducción de Fe^{3+} a Fe^{2+} es de 0.77 V.

Por lo tanto, el potencial estándar de electrodo para la reacción de reducción de Fe^{3+} a Fe^{2+} es de 0,77 V.

Ejercicio:

Calcular el potencial estándar de electrodo para la reacción de reducción de MnO_4^- a Mn^{2+} en solución ácida. La reacción global es:



Solución: En la tabla estándar de potenciales de electrodo, no se proporciona un valor de E° para la reacción de reducción de MnO_4^- a Mn^{2+} en solución ácida. En su lugar, se utiliza la ecuación de relación para determinar el valor de E° . La ecuación de relación es:

$$E^\circ = E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) + (0.0592 \text{ V/pH}) \log([H^+]^8)$$

En la que: $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})$ es el potencial estándar de electrodo para la reacción de reducción de MnO_4^- a Mn^{2+} en solución neutra, y $[H^+]$ es la concentración de iones hidrógeno en la solución ácida.

El valor de $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+})$ es de 1.51 V. Para la solución ácida, se asume que el pH es 1 (ya que se proporciona solución ácida). Sustituyendo los valores en la ecuación de relación, se obtiene:

$$E^\circ = 1,51 \text{ V} + (0.0592 \text{ V/pH}) \log([H^+]^8)$$

$$E^\circ = 1,51 \text{ V} + (0.0592 \text{ V/pH}) \log(1^8)$$

$$E^\circ = 1,51 \text{ V}$$

Por lo tanto, el potencial estándar de electrodo para la reacción de reducción de MnO_4^- a Mn^{2+} en solución ácida es de 1.51 V.

c) Potencial Estándar de Gibbs

El potencial estándar de Gibbs (también conocido como energía libre estándar de Gibbs) se denota como ΔG° y es una medida de la energía libre de una reacción en condiciones estándar de temperatura (25°C o 298 K), presión (1 atm) y concentración (1 M para especies en solución). El valor de ΔG° indica si una reacción es espontánea ($\Delta G^\circ < 0$) o no espontánea ($\Delta G^\circ > 0$) en estas condiciones estándar.

El valor de ΔG° se relaciona con el potencial estándar de electrodo (E°) a través de la ecuación de relación de Gibbs:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

En la que: n es el número de electrones transferidos en la reacción, F es la constante de Faraday (96485 C/mol) y E° es el potencial estándar de electrodo.

Por lo tanto, el potencial estándar de electrodo se puede calcular a partir del valor de ΔG° utilizando la ecuación:

$$E^\circ = -\Delta G^\circ/(nF)$$

Esta ecuación se puede usar para calcular el potencial estándar de electrodo de una reacción a partir del valor de ΔG° y viceversa.

Cabe destacar que la relación entre ΔG° y E° solo es válida para condiciones estándar, y no para cualquier otra condición fuera de las condiciones estándar. Además, la relación solo es aplicable para reacciones que se llevan a cabo en condiciones electroquímicas.

Ejemplo:

Calcule el potencial estándar de electrodo de la reacción:



Dados los siguientes valores de potencial estándar de electrodo:

Zn^{2+}/Zn : -0,76 V

Cu^{2+}/Cu : 0,34 V

La reacción implica la transferencia de dos electrones, ya que un átomo de Zn pierde dos electrones para formar un ion Zn^{2+} y un ion Cu^{2+} gana dos electrones para formar un átomo de Cu. Por lo tanto, $n = 2$.

El potencial estándar de electrodo para la reacción se puede calcular utilizando la ecuación de relación de Gibbs:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

$$\Delta G^\circ = (-2)(96485 \text{ C/mol})(0.76 \text{ V} - 0.34 \text{ V}) = -92759 \text{ J/mol}$$

$$E^\circ = -\Delta G^\circ/(nF) = -(-92759 \text{ J/mol})/(2)(96485 \text{ C/mol}) = 0,48 \text{ V}$$

Por lo tanto, el potencial estándar de electrodo de la reacción es 0,48 V.

Ejercicio:

Calcular el valor de ΔG° para la reacción de combustión del metano:



Datos:

$E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$

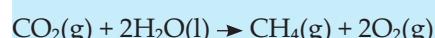
$E^\circ(\text{CO}_2/\text{CO}) = -0,26 \text{ V}$

$E^\circ(\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2) = -0,83 \text{ V}$

$E^\circ(\text{CH}_4/\text{CO}_2) = -0,74 \text{ V}$

Solución:

Primero, se debe calcular el potencial estándar de electrodo para la reacción de la ecuación química inversa:



$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ$$

$n = 8$ (4 electrones transferidos en la reducción de CO_2 a CH_4 y 4 electrones transferidos en la oxidación de H_2O a O_2)

$$F = 96485 \text{ C/mol}$$

$$E^\circ = -\Delta G^\circ/(nF) = -(-8)(96485 \text{ C/mol})(-0,74 \text{ V} + 1,23 \text{ V} + 2(-0,83 \text{ V})) / (8)(96485 \text{ C/mol}) = -0,28 \text{ V}$$

El potencial estándar de electrodo para la reacción inversa es -0,28 V. Como la reacción original es la combustión del metano, la energía libre estándar de Gibbs para esta reacción es la negativa de ΔG° de la reacción inversa.

$$\Delta G^\circ = -(-0,28 \text{ V})(8)(96485 \text{ C/mol}) = 215177 \text{ J/mol}$$

Por lo tanto, el valor de ΔG° para la combustión del metano es 215177 J/mol.

d) Constante de Equilibrio Electroquímico

La constante de equilibrio electroquímico, denotada como K , es una medida de la relación de concentración de los iones presentes en una celda electroquímica en equilibrio. Se define como el cociente de las concentraciones de los productos y los reactantes de la reacción redox en equilibrio, elevados a sus respectivos coeficientes estequiométricos.

La expresión general para la constante de equilibrio electroquímico se puede escribir como:

$$K = [\text{oxidante}]^m / [\text{reductor}]^n$$

En la que: [oxidante] y [reductor] son las concentraciones molares del oxidante y el reductor, respectivamente, y m y n son los coeficientes estequiométricos de la oxidación y la reducción, respectivamente.

El valor de K se puede utilizar para determinar si una reacción redox es espontánea o no a condiciones dadas. Si K es mayor que 1, entonces los productos son favorecidos en el equilibrio, lo que indica que la reacción es espontánea en la dirección de la oxidación. Si K es menor que 1, entonces los reactivos son favorecidos en el equilibrio, lo que indica que la reacción es espontánea en la dirección de la reducción. Si K es igual a 1, la reacción está en equilibrio y no hay fuerzas impulsoras en ninguna dirección.

La constante de equilibrio electroquímico también puede expresarse en términos del potencial de celda, utilizando la ecuación de Nernst:

$$K = \exp(-nE^\circ/RT)$$

En la que: n es el número de electrones transferidos en la reacción, E° es el potencial estándar de celda, R es la constante de los gases ideales y T es la temperatura absoluta en kelvin.

Es importante tener en cuenta que la constante de equilibrio electroquímico depende de la temperatura y la concentración de los reactivos y los productos.

Ejemplo:

Aquí hay un ejemplo de cómo calcular la constante de equilibrio electroquímico para una reacción redox:

Considerar la siguiente celda electroquímica:



El potencial de celda medido para esta celda es +1,10 V a 25°C. Utilice esta información para calcular la constante de equilibrio electroquímico para la reacción:



Solución:

La ecuación general para la constante de equilibrio electroquímico es:

$$K = [\text{oxidante}]^m / [\text{reductor}]^n$$

En este caso, el oxidante es Cu^{2+} y el reductor es Zn. Los coeficientes estequiométricos son m = 1 y n = 1.

Se puede usar la ecuación de Nernst para calcular el potencial estándar de celda, E° , a partir del potencial medido:

$$E^\circ = E + (0.0257 \text{ V/K}) \times \ln(Q)$$

En la que: E es el potencial medido, 0.0257 V/K es la constante de Faraday dividida por la constante de los gases ideales, y Q es la relación de concentración de los productos y los reactantes en la celda.

En este caso, la reacción es:



Entonces, $Q = [\text{Zn}^{2+}]/[\text{Cu}^{2+}]$.

Sustituyendo los valores:

$$E^\circ = 1.10 \text{ V} - (0.0257 \text{ V/K}) \times \ln(0.10/1.0) = 1.10 \text{ V} + 0.059 \text{ V} = 1.159 \text{ V}$$

Ahora podemos utilizar la ecuación de Nernst para calcular la constante de equilibrio electroquímico, K:

$$K = \exp(-nE^\circ/RT) = \exp(-196485 \text{ J/mol} \times 1.159 \text{ V} / (8.314 \text{ J/molK} \times 298 \text{ K})) = 1.1 \times 10^{-16}$$

Por lo tanto, la constante de equilibrio electroquímico para esta reacción es 1.1×10^{-16} . Este valor indica que la reacción es altamente desfavorable en la dirección de la oxidación de Zn, lo que es consistente con el hecho de que el Zn es un buen reductor y el Cu^{2+} es un buen oxidante.

Tipos de Reacciones Electroquímicas

Existen varios tipos de reacciones electroquímicas que se pueden clasificar en función de la naturaleza de los electrodos, los electrolitos y los procesos de transferencia de electrones. A continuación, se describen algunos de los tipos de reacciones electroquímicas más comunes:

- a) **Celda galvánica o pila voltaica:** es una reacción electroquímica espontánea que involucra la transferencia de electrones de un metal a otro a través de un circuito externo, generando una corriente eléctrica. Este tipo de reacción se utiliza en las baterías y pilas.
- b) **Electrólisis:** es una reacción electroquímica no espontánea que utiliza una corriente eléctrica para generar una reacción química en un electrodo. La electrólisis se utiliza para producir metales a partir de sus sales y para la purificación de metales.
- c) **Electroquímica de superficie:** se refiere al estudio de las reacciones electroquímicas que ocurren en la interfaz entre un electrodo y un electrolito. Este tipo de reacción se utiliza en la electroquímica analítica para estudiar la estructura y actividad de los electrodos.
- d) **Pilas de combustible:** son dispositivos electroquímicos que convierten la energía química en energía eléctrica. Las pilas de combustible funcionan mediante la reacción entre un combustible y un oxidante en presencia de un catalizador.
- e) **Biosensores electroquímicos:** son dispositivos que utilizan reacciones electroquímicas para detectar y medir la presencia de compuestos biológicos en solución, como glucosa, colesterol y otros biomarcadores.

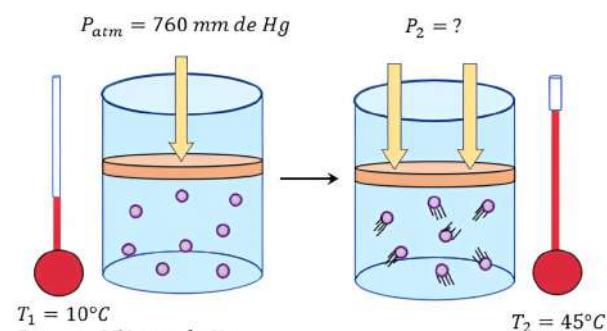
Estos son solo algunos ejemplos de los tipos de reacciones electroquímicas que se pueden encontrar en la electroquímica. La electroquímica tiene una amplia variedad de aplicaciones en la industria, la medicina, la energía y otras áreas, y continúa siendo una rama de la química muy activa e innovadora.

a) Celda Galvánica o Pila Voltaica

Una celda galvánica o pila voltaica es un dispositivo electroquímico que utiliza una reacción redox espontánea para producir energía eléctrica. Consiste en dos electrodos de diferentes metales sumergidos en soluciones electrolíticas separadas, que se conectan mediante un cable conductor externo. Los electrodos y las soluciones están dispuestos de manera que la reacción redox espontánea que ocurre en la celda produce una corriente eléctrica en el cable conductor.

La celda galvánica utiliza una reacción de oxidación-reducción (redox) para producir energía eléctrica. En la celda, uno de los electrodos (el ánodo) se somete a oxidación, lo que significa que pierde electrones y se convierte en un ion o un compuesto. El otro electrodo (el cátodo) se somete a reducción, lo que significa que gana electrones y se convierte en un átomo o un compuesto.

La reacción redox espontánea produce un flujo de electrones desde el ánodo hasta el cátodo a través del



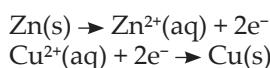
cable conductor externo, lo que genera una corriente eléctrica. Esta corriente eléctrica se puede utilizar para hacer funcionar dispositivos eléctricos o para cargar baterías.

La reacción redox que ocurre en una celda galvánica depende de las propiedades químicas de los electrodos y de las soluciones electrolíticas. El potencial de celda de la celda galvánica se puede calcular utilizando la ecuación de Nernst y se utiliza para determinar la fuerza electromotriz (fem) de la celda, que es una medida de la energía eléctrica producida por la celda.

Ejemplo:

Se tiene una celda galvánica con un electrodo de zinc sumergido en una solución de sulfato de zinc y un electrodo de cobre sumergido en una solución de sulfato de cobre. Si se sabe que la concentración de sulfato de zinc es de 0,1 M y la concentración de sulfato de cobre es de 1 M, ¿cuál es el potencial de la celda galvánica?

Se escriben las semirreacciones de oxidación y reducción para cada electrodo:



En este caso, el zinc se está oxidando y el cobre se está reduciendo. Para encontrar el potencial de la celda galvánica, utilizamos la ecuación de Nernst:

$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{celda}} &= E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} \\ E^\circ_{\text{celda}} &= E^\circ_{\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Zn}} \\ E^\circ_{\text{celda}} &= 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) \\ E^\circ_{\text{celda}} &= 1,10 \text{ V} \end{aligned}$$

Como las concentraciones de las soluciones no son iguales, debemos utilizar la ecuación de Nernst para ajustar el potencial:

$$E_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cell}} - (0,0592/n)\log(Q)$$

En la que: n es el número de electrones transferidos y Q es la concentración de los productos dividida por la concentración de los reactivos.

Para esta celda galvánica, n es igual a 2. Por lo tanto, la ecuación de Nernst queda como sigue:

$$\begin{aligned} E_{\text{cell}} &= 1,10 \text{ V} - (0,0592/2)\log(1/(0,1 \times 1^2)) \\ E_{\text{cell}} &= 1,10 \text{ V} - 0,0296 \log(10) \\ E_{\text{cell}} &= 1,10 \text{ V} - 0,0296 \\ E_{\text{cell}} &= 1,07 \text{ V} \end{aligned}$$

Por lo tanto, el potencial de la celda galvánica es de 1,07 V.

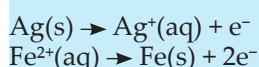
Ejercicio:

Determinando si una reacción redox es espontánea

Se tiene una celda galvánica con un electrodo de plata sumergido en una solución de nitrato de plata y un electrodo de hierro sumergido en una solución de cloruro de hierro (II). Si se sabe que la concentración de nitrato de plata es de 1 M y la concentración de cloruro de hierro (II) es de 0,1 M, ¿la reacción es espontánea? ¿Por qué?

Solución:

Se escribe las semirreacciones de oxidación y reducción para cada electrodo:



En este caso, la plata se está oxidando y el hierro se está reduciendo. Para determinar si la reacción es espontánea, se debe calcular el potencial de la celda galvánica utilizando la ecuación de Nernst:

$$E^{\circ}\text{celda} = E^{\circ}\text{cátodo} - E^{\circ}\text{ánodo}$$

$$E^{\circ}\text{celda} = E^{\circ}\text{Fe} - E^{\circ}\text{Ag}$$

$$E^{\circ}\text{celda} = -0,44 \text{ V} - 0,80 \text{ V}$$

b) Electrólisis

La electrólisis es el proceso químico mediante el cual se utilizan corrientes eléctricas para producir reacciones de oxidación y reducción. En la electrólisis, una corriente eléctrica se aplica a una solución o un líquido iónico para provocar una reacción química en la cual los iones se mueven hacia los electrodos (ánodo y cátodo) y se producen reacciones de oxidación y reducción en ellos. La electrólisis es una técnica importante en la industria química y metalúrgica, ya que se puede utilizar para producir metales a partir de sus minerales, así como para fabricar productos químicos y materiales avanzados.

En una celda de electrólisis, el cátodo es el electrodo en el que ocurre la reducción, mientras que el ánodo es el electrodo en el que ocurre la oxidación. Los iones se mueven hacia los electrodos debido a la carga eléctrica y la concentración de los iones. En el cátodo, los iones aceptan electrones y se reducen para formar moléculas o átomos. En el ánodo, los iones pierden electrones y se oxidan para formar moléculas o átomos.



La electrólisis también se puede utilizar para medir la cantidad de electricidad que fluye a través de una celda galvánica, ya que la cantidad de sustancia producida en los electrodos está relacionada con la cantidad de carga eléctrica que fluye a través de la celda.

Ley de Faraday

La ley de Faraday establece que la cantidad de sustancia que se deposita o se libera en un electrodo durante la electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de carga eléctrica que fluye a través de la celda. Esta ley fue descubierta por el químico británico Michael Faraday en 1833 y es una de las leyes fundamentales de la electroquímica.

La ley de Faraday se expresa matemáticamente como:

$$m = z \times F \times I \times t$$

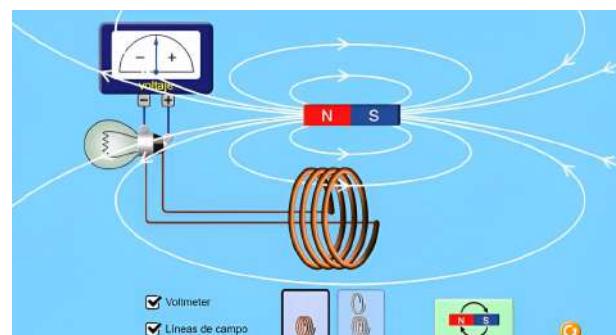
En la que:

m es la cantidad de sustancia que se deposita o se libera en el electrodo, medida en gramos o moles.
z es el número de electrones que se transfieren en la reacción electroquímica.

F es la constante de Faraday, que representa la carga eléctrica de un mol de electrones (aproximadamente 96.485 coulombs/mol).

I es la corriente eléctrica que fluye a través de la celda, medida en amperios.

t es el tiempo durante el cual fluye la corriente eléctrica, medido en segundos.



Esta ley se aplica a cualquier proceso electroquímico que involucre la transferencia de electrones. Por

ejemplo, si se aplica una corriente eléctrica a una solución de cloruro de sodio (NaCl) utilizando dos electrodos de platino, los iones de cloruro (Cl^-) se moverán hacia el ánodo y los iones de sodio (Na^+) se moverán hacia el cátodo. En el ánodo, los iones de cloruro se oxidarán para formar cloro gaseoso, mientras que en el cátodo, los iones de sodio se reducirán para formar sodio metálico. La cantidad de cloro y sodio que se producen se puede calcular utilizando la ley de Faraday.

Ejemplo:

Calcular la cantidad de gas producido durante la electrólisis de una solución de ácido clorhídrico. Si se hace pasar una corriente de 5 A, a través de una solución de ácido clorhídrico (HCl) durante 2 horas utilizando dos electrodos de platino, ¿Cuál es la cantidad de gas de cloro (Cl_2) que se producirá en el ánodo?

Primero, se deberá determinar la ecuación química que representa la reacción que ocurre durante la electrólisis:



Esto significa que por cada mol de electrones que fluyen a través de la celda, se producirá un mol de gas de cloro. La cantidad de electrones que fluyen a través de la celda se puede calcular multiplicando la corriente eléctrica por el tiempo:

$$Q = I \times t = 5 \text{ A} \times 7200 \text{ s} = 36000 \text{ C}$$

En la que: Q es la carga eléctrica total que fluye a través de la celda.

La cantidad de moles de electrones que fluyen a través de la celda se puede calcular dividiendo la carga eléctrica total por la carga eléctrica de un mol de electrones:

$$n = Q / F = 36000 \text{ C} / (96485 \text{ C/mol}) = 0,373 \text{ mol}$$

Por lo tanto, la cantidad de gas de cloro producido en el ánodo será:

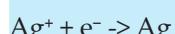
$$m = n \times M = 0,373 \text{ mol} \times 70,9 \text{ g/mol} = 26,4 \text{ g}$$

Ejercicio:

Determinar la masa de plata que se deposita durante la electrólisis de una solución de nitrato de plata. Si se hace pasar una corriente de 2 A, a través de una solución de nitrato de plata (AgNO_3) durante 30 minutos utilizando un electrodo de plata, ¿Cuál es la masa de plata que se deposita en el electrodo?

Solución:

La ecuación química que representa la reacción que ocurre durante la electrólisis es:



Esto significa que por cada mol de electrones que fluyen a través de la celda, se depositará un mol de plata en el electrodo. La cantidad de electrones que fluyen a través de la celda se puede calcular multiplicando la corriente eléctrica por el tiempo:

$$Q = I \times t = 2 \text{ A} \times 1800 \text{ s} = 3600 \text{ C}$$

La cantidad de moles de electrones que fluyen a través de la celda se puede calcular dividiendo la carga eléctrica total por la carga eléctrica de un mol de electrones:

$$n = Q / F = 3600 \text{ C} / (96485 \text{ C/mol}) = 0,037 \text{ mol}$$

Por lo tanto, la masa de plata que se deposita en el electrodo será:

$$m = n \times M = 0,037 \text{ mol} \times 107,9 \text{ g/mol} = 4,0 \text{ g}$$

c) Electroquímica de Superficie

La electroquímica de superficie es una rama de la electroquímica que se enfoca en el estudio de las reacciones que tienen lugar en la interfaz entre un electrólito y un electrodo. Esta área de investigación es muy importante porque la mayoría de las reacciones electroquímicas ocurren en la superficie de un electrodo.

En la electroquímica de superficie se estudian diversas propiedades y fenómenos, tales como la adsorción, la desorción, la formación de películas, la transferencia de carga, la resistencia de transferencia de carga, la cinética de reacciones electroquímicas, la estructura de superficie, la capacitancia de doble capa, la adsorción de iones y moléculas, entre otros.

Los experimentos electroquímicos de superficie se realizan utilizando técnicas específicas, como la espectroscopía de impedancia electroquímica, la voltametría cíclica, la espectroscopía de fotoelectrones, la microscopía de fuerza atómica, la difracción de rayos X y la espectroscopía de resonancia magnética nuclear. Estas técnicas permiten obtener información sobre la estructura y composición de la superficie de un electrodo, así como también sobre las reacciones que ocurren en ella.

La electroquímica de superficie tiene una amplia variedad de aplicaciones en la investigación y la tecnología. Por ejemplo, se utiliza para estudiar la corrosión de metales, la formación de películas protectoras en electrodos, la síntesis de materiales, la producción de energía a partir de fuentes renovables, la fabricación de dispositivos electrónicos, entre otras áreas de investigación.

Ejemplo:

Cuál es la diferencia entre una carga positiva y una carga negativa en términos de adsorción en una superficie de electrodo

En términos generales, la adsorción en la superficie de un electrodo se refiere a la acumulación de especies químicas (iones, moléculas, etc.) en la interfaz entre el electrodo y el electrólito. La carga eléctrica de estas especies puede influir en su capacidad de adsorber en la superficie del electrodo.

En el caso de cargas positivas, los iones o moléculas con carga positiva son atraídos por los sitios de adsorción con carga negativa en la superficie del electrodo. Por lo tanto, los iones positivos pueden ser adsorbidos en una superficie de electrodo cargada negativamente. En este caso, la adsorción puede aumentar a medida que la carga positiva de la especie adsorbida aumenta.

Por otro lado, en el caso de cargas negativas, los iones o moléculas con carga negativa son atraídos por los sitios de adsorción con carga positiva en la superficie del electrodo. Por lo tanto, los iones negativos pueden ser adsorbidos en una superficie de electrodo cargada positivamente. En este caso, la adsorción puede aumentar a medida que la carga negativa de la especie adsorbida aumenta.

En resumen, la diferencia entre una carga positiva y una carga negativa en términos de adsorción en una superficie de electrodo es que los iones o moléculas con carga positiva se adsorben preferentemente en superficies cargadas negativamente, mientras que los iones o moléculas con carga negativa se adsorben preferentemente en superficies cargadas positivamente.

Capacitancia de Doble Capa

Se refiere a la capacidad de acumulación de carga eléctrica en la interfaz entre un conductor sólido y un electrólito líquido o un material semiconductor. Esta capacidad de almacenamiento de carga se debe a la formación de una doble capa eléctrica en la interfaz entre los dos materiales.

La capacitancia de doble capa es una propiedad de la interfaz entre un electrodo y un electrólito en la electroquímica de superficie. Se refiere a la capacidad de la interfaz para almacenar carga eléctrica.

Cuando un electrodo se sumerge en un electrólito, se forma una interfaz electrodo-electrólito. En esta interfaz, los iones del electrólito interactúan con el electrodo, y algunos de ellos se adsorben en la superficie del electrodo. Esto da lugar a la formación de dos capas de carga eléctrica en la interfaz: una capa de iones positivos adsorbidos en la superficie del electrodo y una capa de iones negativos en el electrólito adyacente.

La capacitancia de doble capa es una medida de la cantidad de carga eléctrica que puede ser almacenada en esta interfaz. Se refiere a la capacidad de la interfaz para almacenar cargas eléctricas de igual magnitud y signo opuesto, separadas por una pequeña distancia en la interfaz. La capacitancia de doble capa se mide en unidades de Faradios (F).

La carga almacenada en la interfaz electrodo-electrólito se relaciona con la capacitancia de doble capa a través de la ecuación:

$$Q = CV$$

En la que: Q es la carga almacenada en la interfaz, C es la capacitancia de doble capa y V es la diferencia de potencial entre el electrodo y el electrólito.

Esta ecuación indica que la carga almacenada en la interfaz electrodo-electrólito aumenta a medida que la capacitancia de doble capa aumenta. Por lo tanto, la capacitancia de doble capa es una propiedad importante que influye en la capacidad de un electrodo para almacenar carga eléctrica. La capacitancia de doble capa es un factor crítico en la operación de dispositivos electroquímicos, como baterías y capacitores.

Ejemplo:

Se puede encontrar en los supercondensadores, también conocidos como capacitores electroquímicos. En los supercondensadores, la doble capa eléctrica se utiliza para almacenar grandes cantidades de energía en forma de carga eléctrica.

En un supercondensador típico, dos electrodos porosos hechos de carbón activado se sumergen en un electrólito líquido, como una solución de ácido sulfúrico diluido. La gran área superficial del carbón activado proporciona una gran cantidad de sitios de adsorción para los iones cargados en el electrólito, lo que permite la formación de una doble capa eléctrica de alta capacitancia.

Cuando se aplica una diferencia de potencial eléctrico a los electrodos, los iones cargados en el electrólito se mueven hacia los electrodos y se adsorben en la superficie de los mismos, lo que aumenta la capacidad de almacenamiento de carga eléctrica de la doble capa eléctrica. Cuando se retira la Fuente de energía, la carga almacenada en la doble capa eléctrica se puede liberar y utilizar para alimentar dispositivos eléctricos.

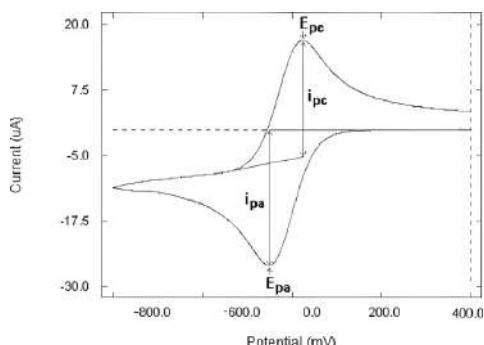
La capacitancia de doble capa en los supercondensadores se puede mejorar utilizando técnicas como la deposición de películas delgadas, el uso de electrodos nanoestructurados y la optimización de la composición del electrólito. Los supercondensadores tienen una amplia variedad de aplicaciones en la electrónica de potencia, el transporte, la energía renovable y otras áreas de la tecnología.

Voltametría Cíclica

La voltametría cíclica es una técnica electroquímica que se utiliza para estudiar las reacciones que tienen lugar en la superficie de un electrodo. Esta técnica se basa en la variación del potencial aplicado al electrodo en función del tiempo, con el objetivo de obtener información sobre las especies electroquímicas presentes en la solución y la cinética de las reacciones que tienen lugar en la superficie del electrodo.

Figura 56

Grafica de Voltametría cíclica típica del ferrocianuro de potasio



El experimento de voltametría cíclica consiste en aplicar un potencial al electrodo en un rango específico y medir la corriente resultante. El potencial se varía linealmente con el tiempo para producir una curva cíclica. La forma y la altura de la curva resultante proporcionan información sobre las reacciones que ocurren en la superficie del electrodo.

La curva de voltametría cíclica típicamente muestra una región anódica y una región catódica, separadas por un punto de inversión del potencial. En la región anódica, el potencial aplicado al electrodo es suficiente para oxidar especies en la

solución y producir una corriente positiva. En la región catódica, el potencial aplicado es suficiente para reducir especies en la solución y producir una corriente negativa.

La curva también puede mostrar picos, que corresponden a reacciones específicas en la superficie del electrodo. El área bajo los picos puede proporcionar información sobre la cantidad de especies electroquímicas presentes en la solución y la cinética de las reacciones en la superficie del electrodo.

La información obtenida de esta técnica puede ayudar a comprender la cinética de las reacciones electroquímicas y optimizar la eficiencia de los dispositivos electroquímicos.

Ejemplo:

Un ejemplo de voltametría cíclica (VC) es su uso para estudiar la reacción de oxidación y reducción del ferroceno. El ferroceno es un compuesto organometálico que se puede utilizar como sonda electroquímica en estudios de voltametría cíclica.

En la VC, se varía la tensión aplicada a un electrodo y se mide la corriente que fluye a través de él. En el caso del ferroceno, la VC se realiza utilizando un electrodo de vidrio cubierto con una capa de oro, y el electrodo se sumerge en una solución que contiene ferroceno.

Durante la VC, la tensión se varía linealmente desde un valor inicial hasta un valor final, y luego se devuelve al valor inicial en la dirección opuesta. Durante este proceso, se miden los cambios de corriente en función de la tensión aplicada.

En el caso del ferroceno, se observa una onda de oxidación y reducción en la VC, lo que indica que el compuesto está experimentando una reacción redox reversible. En la onda de oxidación, el ferroceno se oxida a ferrocenio, mientras que, en la onda de reducción, el ferrocenio se reduce de vuelta a ferroceno. El potencial de oxidación y reducción se pueden determinar a partir de la tensión aplicada en la VC.

La voltametría cíclica se utiliza en una amplia variedad de aplicaciones en electroquímica, bioquímica, ciencia de materiales y otras áreas de la ciencia y la tecnología. Permite obtener información detallada sobre las propiedades electroquímicas y la cinética de las reacciones redox de los compuestos y materiales.

La Microscopía de Fuerza Atómica

(AFM, por sus siglas en inglés) y la espectroscopía de fotoelectrones (XPS, por sus siglas en inglés) son técnicas analíticas utilizadas para estudiar la superficie de los materiales, incluyendo los electrodos, y las reacciones que ocurren en ella.

La AFM es una técnica de alta resolución que utiliza una sonda afilada para explorar la superficie del material. La sonda se mueve sobre la superficie del electrodo, y las fuerzas entre la sonda y la superficie del electrodo se miden y se utilizan para crear una imagen de la superficie. La AFM se puede utilizar para estudiar la topografía y la rugosidad de la superficie del electrodo, así como para investigar las interacciones de las moléculas adsorbidas y las propiedades mecánicas de la superficie.

Ejemplo:

Un ejemplo de aplicación de la microscopía de fuerza atómica (AFM) es su uso en la caracterización de la superficie de materiales. Por ejemplo, se puede utilizar para medir la rugosidad y la textura de una superficie, así como para detectar defectos en una capa delgada.

Otro ejemplo es su uso en la biología molecular. La AFM se ha utilizado para estudiar la estructura de proteínas, ácidos nucleicos y otros componentes celulares a escala nanométrica. Esto permite a los investigadores comprender mejor la estructura y función de estas moléculas, lo que a su vez puede tener aplicaciones en el diseño de fármacos y la terapia génica.

También se puede utilizar para estudiar la adhesión celular y la biomecánica. Por ejemplo, se puede utilizar para medir la rigidez de las células y los tejidos, así como para estudiar la fuerza de adhesión entre las células y las superficies.

La microscopía de fuerza atómica es una técnica versátil y poderosa que se utiliza en una amplia variedad de campos de la ciencia y la tecnología para obtener imágenes de alta resolución de superficies y medir las propiedades mecánicas, eléctricas y magnéticas de los materiales a escala nanométrica.

Por otro lado, la espectroscopía de fotoelectrones utiliza rayos X para excitar los electrones de la superficie del electrodo, lo que hace que salgan de la superficie y sean detectados. La energía de los electrones emitidos se mide y se utiliza para identificar los elementos químicos presentes en la superficie del electrodo. La técnica también se puede utilizar para obtener información sobre la estructura electrónica y la composición química de las especies adsorbidas en la superficie del electrodo.

Ambas técnicas pueden ser utilizadas en conjunto para obtener una imagen completa de la superficie del electrodo y las reacciones que ocurren en ella. La AFM proporciona información sobre la topografía y la rugosidad de la superficie, mientras que la XPS proporciona información sobre la composición química de la superficie y las especies adsorbidas en ella. En conjunto, estas técnicas pueden proporcionar información valiosa sobre la estructura y la dinámica de las reacciones electroquímicas en la superficie del electrodo, lo que puede ayudar a mejorar la eficiencia y la selectividad de los procesos electroquímicos.

Resistencia de Transferencia de Carga

La resistencia de transferencia de carga es una medida de la dificultad que tienen los electrones para transferirse desde el electrodo a la especie química en solución y viceversa, lo que afecta la tasa de reacción electroquímica. La resistencia de transferencia de carga se puede calcular a partir de los datos experimentales obtenidos de la espectroscopía de impedancia electroquímica (EIS).

La EIS es una técnica electroquímica que se utiliza para medir la respuesta de un sistema electroquímico a una señal de corriente alterna (AC) aplicada. En EIS, se varía la frecuencia de la señal AC y se mide la impedancia del sistema en respuesta a esta señal. La impedancia es una medida de la oposición que ofrece un sistema a la corriente alterna, y puede descomponerse en varias componentes, incluyendo la resistencia de transferencia de carga.

Para calcular la resistencia de transferencia de carga a partir de los datos EIS, se utiliza el modelo de circuito equivalente de Randles, que es una representación simplificada del sistema electroquímico que incluye elementos resitivos y capacitivos. La resistencia de transferencia de carga se puede calcular a partir de la impedancia del sistema en el punto de máxima fase de la curva de impedancia, que se corresponde con la frecuencia en la que la transferencia de carga es la limitante de la velocidad de reacción.

Una vez que se ha calculado la resistencia de transferencia de carga a partir de los datos EIS, se puede utilizar para optimizar las condiciones de reacción electroquímica, como la concentración de electrolito, la velocidad de agitación y la temperatura, para maximizar la tasa de reacción y mejorar la eficiencia del proceso electroquímico.

Ejemplo:

Puede ser la medida de la resistencia de transferencia de carga en una celda electroquímica que se utiliza para la carga y descarga de una batería de iones de litio.

En este caso, la batería estaría compuesta por dos electrodos, uno de grafito y otro de óxido de litio-cobalto, sumergidos en un electrolito de sal de litio en solución. Durante la carga, los iones de litio se mueven desde el electrodo de grafito al electrodo de óxido de litio-cobalto, mientras que, durante la descarga, los iones de litio se mueven en la dirección opuesta.

La resistencia de transferencia de carga en este sistema se puede medir midiendo la diferencia de potencial entre los dos electrodos mientras se carga o descarga la batería. La resistencia se puede calcular a partir de la ley de Ohm, utilizando la corriente de carga y la caída de potencial medida. La resistencia de transferencia de carga puede variar dependiendo de la composición y la estructura de los electrodos, la naturaleza del

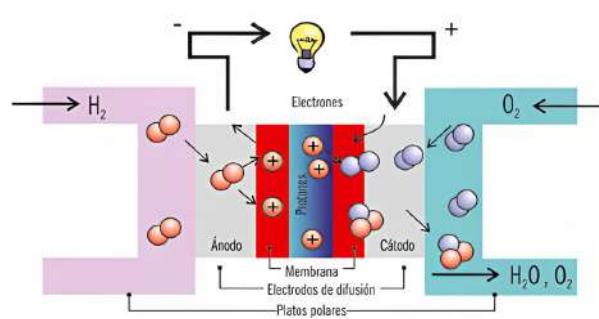
electrolito y las condiciones de la celda electroquímica, y puede afectar la eficiencia de la carga y descarga de la batería. Por lo tanto, medir y optimizar la resistencia de transferencia de carga es importante para mejorar el rendimiento y la duración de la batería.

a) Pilas de Combustible

Las pilas de combustible son dispositivos electroquímicos que generan electricidad a partir de la reacción química entre un combustible y un oxidante. A diferencia de las baterías, que almacenan energía química internamente, las pilas de combustible producen energía eléctrica continuamente mientras se les suministre combustible y oxidante. Además, las pilas de combustible son sistemas limpios y eficientes, ya que producen electricidad con una alta eficiencia energética y sin emitir contaminantes al ambiente.

Figura 56

Pilas de combustible según el electrolito utilizado



combustible). La reacción electroquímica en la pila de combustible es catalizada por un catalizador en los electrodos, que acelera la velocidad de reacción y reduce la sobretensión necesaria para la reacción.

Hay varios tipos de pilas de combustible, dependiendo del combustible y del oxidante que se utilizan. Los tipos más comunes son las pilas de combustible de hidrógeno-oxígeno, las pilas de combustible de metanol-oxígeno, las pilas de combustible de etanol-oxígeno y las pilas de combustible de biogás-oxígeno.

Las pilas de combustible tienen muchas aplicaciones, desde la generación de energía eléctrica en estaciones de energía hasta la propulsión de vehículos eléctricos. También se pueden utilizar en sistemas portátiles y de emergencia, como generadores de energía para campamentos y refugios.

Existen varios tipos de pilas de combustible, cada uno con diferentes características y aplicaciones. A continuación, se presentan algunos ejemplos:

- **Pila de combustible de hidrógeno y oxígeno:** utiliza hidrógeno como combustible y oxígeno como oxidante para producir electricidad y agua como subproducto.
- **Pila de combustible de metanol:** utiliza metanol como combustible y oxígeno como oxidante para producir electricidad, dióxido de carbono y agua como subproductos.
- **Pila de combustible de etanol:** utiliza etanol como combustible y oxígeno como oxidante para producir electricidad, dióxido de carbono y agua como subproductos.
- **Pila de combustible de gas natural:** utiliza gas natural como combustible y oxígeno como oxidante para producir electricidad, dióxido de carbono y agua como subproductos.
- **Pila de combustible de biocombustible:** utiliza biocombustibles, como el biodiésel o el bioetanol, como combustible y oxígeno como oxidante para producir electricidad y agua como subproductos.

Cada tipo de pila de combustible tiene sus propias ventajas y desventajas en términos de eficiencia, coste, sostenibilidad y aplicaciones prácticas.

La célula básica de una pila de combustible consiste en dos electrodos, un ánodo y un cátodo, separados por un electrolito. En el ánodo, el combustible se oxida y produce electrones y iones de hidrógeno (o iones de otro combustible, dependiendo del tipo de pila de combustible). Los electrones fluyen desde el ánodo a través de un circuito externo, generando corriente eléctrica, mientras que los iones de hidrógeno pasan a través del electrolito hacia el cátodo.

En el cátodo, el oxidante se reduce con los electrones y los iones de hidrógeno para producir agua (o dióxido de carbono, dependiendo del tipo de pila de combustible).

Ejemplo:

La célula de combustible de hidrógeno y oxígeno, también conocida como célula de combustible PEM (membrana de intercambio de protones).

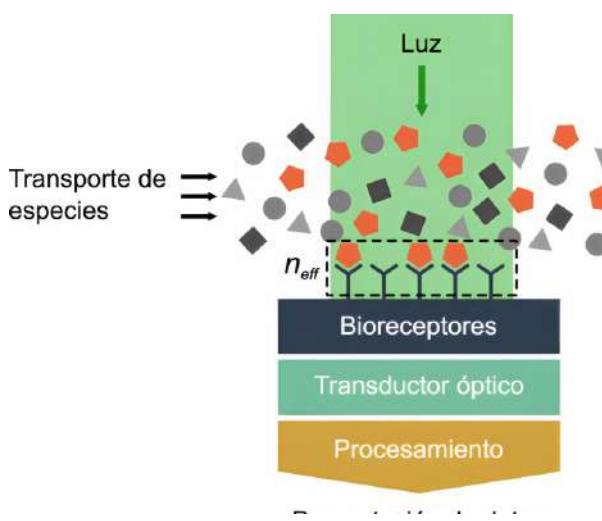
En esta célula de combustible, el hidrógeno se suministra a través de un ánodo y el oxígeno se suministra a través de un cátodo. En el ánodo, el hidrógeno se divide en protones y electrones. Los protones pasan a través de la membrana de intercambio de protones hacia el cátodo, mientras que los electrones se desplazan a través de un circuito externo para realizar trabajo eléctrico. En el cátodo, los protones, los electrones y el oxígeno se combinan para formar agua.

Durante este proceso, la energía química del hidrógeno se convierte en energía eléctrica y térmica, lo que la hace una Fuente de energía renovable y limpia. Además, la única emisión producida por la célula de combustible es vapor de agua.

Las pilas de combustible tienen aplicaciones en vehículos eléctricos, sistemas de alimentación eléctrica de emergencia, sistemas de calefacción y en la industria de la electrónica portátil, entre otros.

e) Biosensores Electroquímicos

Un biosensor electroquímico es un dispositivo analítico que combina un componente biológico con un componente electroquímico, que se utiliza para detectar, medir y cuantificar especies biológicas, como proteínas, enzimas, ácidos nucleicos y células. El componente biológico puede ser una enzima, anticuerpo, DNA, célula, entre otros. El componente electroquímico consiste en un electrodo, que convierte la señal biológica en una señal eléctrica detectable.

Figura 57

Esquema básico de un biosensor

Los biosensores electroquímicos se basan en la medición de la señal eléctrica generada por la interacción entre el componente biológico y el electrodo. Esta señal eléctrica se produce como resultado de la reacción electroquímica que tiene lugar en el electrodo cuando la molécula biológica de interés interactúa con él. La magnitud de la señal eléctrica es proporcional a la cantidad de molécula biológica presente en la muestra.

Los biosensores electroquímicos tienen muchas aplicaciones en la detección de enfermedades, la monitorización de procesos biológicos, el control de calidad de alimentos y medicamentos, y la detección de contaminantes en el medio ambiente, entre otras aplicaciones. Por ejemplo, los biosensores electroquímicos pueden utilizarse para detectar la presencia de glucosa en la sangre, la presencia de microorganismos en alimentos y agua, y la presencia de drogas y toxinas en la orina y el aire.

Existen varios tipos de biosensores electroquímicos, entre ellos:

- Basados en enzimas:** utilizan una enzima que interactúa con un sustrato específico para generar una señal eléctrica. Los biosensores de glucosa son un ejemplo común de biosensores enzimáticos.
- Basados en anticuerpos:** utilizan un anticuerpo específico para detectar la presencia de un antígeno en una muestra. Son ampliamente utilizados en aplicaciones médicas y de diagnóstico.
- Basados en ácidos nucleicos:** utilizan sondas de ácido nucleico específicas para detectar la presencia de secuencias de ADN o ARN en una muestra.

- d) **Basados en células:** utilizan células vivas o tejidos como elemento biológico para detectar la presencia de una sustancia específica en una muestra.
- e) **Basados en aptámeros:** utilizan oligonucleótidos de cadena única que se pliegan en estructuras tridimensionales específicas y se unen a moléculas objetivo, generando una señal eléctrica.
- f) **Basados en bacterias:** utilizan bacterias modificadas genéticamente que producen una respuesta específica cuando entran en contacto con una sustancia específica.

Cada tipo de biosensor tiene sus propias ventajas y limitaciones y se utiliza en diferentes aplicaciones según las necesidades específicas.

Ejemplo:

Un sensor de glucosa para la monitorización de la diabetes.

Este tipo de biosensor se compone de un electrodo de trabajo recubierto con una capa de enzima glucosa oxidasa. Cuando la muestra de sangre se aplica al electrodo, la glucosa en la muestra se oxida por la enzima y se produce una corriente eléctrica proporcional a la cantidad de glucosa presente. Esta corriente eléctrica se mide mediante un circuito eléctrico y se muestra en un dispositivo de lectura, que puede ser una pantalla LED o un dispositivo móvil.

Los biosensores electroquímicos para la monitorización de la diabetes son una herramienta valiosa para los pacientes que necesitan monitorizar su nivel de glucosa en sangre regularmente, ya que permiten mediciones rápidas, precisas y no invasivas. Además, los biosensores son portátiles y pueden utilizarse en cualquier lugar y en cualquier momento, lo que proporciona una mayor comodidad y flexibilidad para el paciente.

Los biosensores electroquímicos también tienen otras aplicaciones en la industria alimentaria, la industria farmacéutica, la detección de patógenos y la detección de contaminantes en el medio ambiente, entre otros campos.

2. Electroquímica Cinética

La electroquímica cinética se refiere al estudio de las velocidades de las reacciones electroquímicas y los factores que influyen en ellas. En las reacciones electroquímicas, las especies químicas intercambian electrones, y la velocidad de la reacción está determinada por la transferencia de electrones a través de la interfaz entre las fases sólida y líquida.

Uno de los principales conceptos en la electroquímica cinética es la sobretensión, que se refiere a la energía adicional necesaria para que una reacción electroquímica ocurra a una velocidad significativa. La sobretensión se puede reducir al aumentar el área superficial de los electrodos o al disminuir la resistencia a la transferencia de electrones.

La cinética electroquímica también está influenciada por factores tales como la concentración de especies químicas, la temperatura y la presencia de catalizadores. Los catalizadores aumentan la velocidad de la reacción electroquímica al reducir la sobretensión necesaria para la reacción.

La electroquímica cinética es importante en muchas aplicaciones, como en la producción de energía eléctrica en baterías y pilas de combustible, la electrodeposición de metales y la corrosión de metales. Un mejor entendimiento de la cinética electroquímica puede conducir al desarrollo de procesos electroquímicos más eficientes y sostenibles.

Existen varios tipos de procesos electroquímicos cinéticos, entre ellos:

- a) **Transferencia de carga en una sola dirección:** Este tipo de proceso se produce cuando un electrón se transfiere de un electrodo a otro, sin que haya transferencia en la dirección opuesta.
- b) **Transferencia de carga en ambas direcciones:** En este tipo de proceso, se produce una transferencia de carga en ambas direcciones, lo que significa que los electrones pueden moverse desde el ánodo al cátodo y viceversa.

c) **Reacciones químicas en ambas direcciones:** En este tipo de proceso, se producen reacciones químicas en ambas direcciones, lo que significa que los productos pueden ser regenerados a partir de los reactantes.

d) **Reacciones de adsorción:** En este tipo de proceso, los iones se adsorben en la superficie del electrodo antes de que tenga lugar la transferencia de electrones.

e) **Reacciones de difusión:** En este tipo de proceso, la velocidad de la reacción está limitada por la difusión de los iones en la solución hacia el electrodo.

f) **Procesos de transferencia de protones:** Este tipo de proceso implica la transferencia de protones (H^+) de un electrodo a otro.

Cada uno de estos tipos de procesos electroquímicos cinéticos se puede analizar y optimizar para mejorar la eficiencia y la velocidad de la reacción.

a) Transferencia de Carga en una sola Dirección

La transferencia de carga en una sola dirección es un proceso electroquímico en el que los electrones se transfieren de un electrodo (el ánodo) a otro electrodo (el cátodo), sin que haya transferencia en la dirección opuesta. En este proceso, los electrones son liberados por los átomos o moléculas de la especie química oxidada en el ánodo y son recogidos por los átomos o moléculas de la especie química reducida en el cátodo.

La velocidad de la transferencia de electrones depende de varios factores, como la sobretensión, la concentración de iones en la solución, la superficie y la estructura del electrodo, entre otros. La sobretensión es la energía adicional necesaria para que la reacción electroquímica ocurra a una velocidad significativa y puede ser reducida al aumentar el área superficial del electrodo o al disminuir la resistencia a la transferencia de electrones.

La transferencia de carga en una sola dirección es un proceso importante en la producción de energía eléctrica en baterías y pilas de combustible, donde se produce una corriente eléctrica a través de la transferencia de electrones entre los electrodos. También es un proceso importante en la electrodeposición de metales y en la síntesis de productos químicos, donde se puede utilizar la corriente eléctrica para controlar la velocidad de la reacción y la calidad del producto.

Ejemplo:

Una célula electroquímica está formada por un ánodo de zinc sumergido en una solución de sulfato de zinc, y un cátodo de cobre sumergido en una solución de sulfato de cobre. El área del ánodo es de 5 cm^2 y la concentración de sulfato de zinc es de $0,1\text{ M}$, mientras que el área del cátodo es de 10 cm^2 y la concentración de sulfato de cobre es de $0,05\text{ M}$. Si se aplica una corriente de 2 A durante 2 horas , ¿cuál es la masa de cobre depositado en el cátodo?

Paso 1: Escribir la reacción de la célula electroquímica:



En esta reacción, el zinc se oxida y pierde electrones, mientras que el ion cobre (Cu^{2+}) se reduce y gana electrones.

Paso 2: Calcular la cantidad de electrones transferidos en la reacción:

1 mol de Zn libera 2 electrones, mientras que 1 ion Cu^{2+} consume 2 electrones. Como la corriente eléctrica es la cantidad de carga que fluye por unidad de tiempo, podemos calcular la cantidad de electrones transferidos utilizando la ley de Faraday:

$$n = It/F$$

En la que:

n = número de moles de electrones transferidos

I = corriente eléctrica (en amperios)

t = tiempo (en segundos)

F = constante de Faraday (96500 C/mol)

En este caso, $I = 2$ A y $t = 2$ horas = 7200 segundos. Por lo tanto:

$$n = (2 \text{ A}) \times (7200 \text{ s}) / (96500 \text{ C/mol}) = 0,149 \text{ mol}$$

Paso 3: Calcular la cantidad de cobre depositado en el cátodo:

Como se consume 1 ion Cu^{2+} por cada 2 electrones transferidos, la cantidad de cobre depositado es igual a la cantidad de electrones transferidos dividida por 2, multiplicada por la masa molar del cobre:

$$m(\text{Cu}) = n/2 \times MM(\text{Cu})$$

En la que:

$m(\text{Cu})$ = masa de cobre depositado (en gramos)

n = número de moles de electrones transferidos

$MM(\text{Cu})$ = masa molar del cobre (63,55 g/mol)

En este caso, $n = 0,149$ mol. Por lo tanto:

$$m(\text{Cu}) = (0,149 \text{ mol} / 2) \times (63,55 \text{ g/mol}) = 4,72 \text{ g}$$

Por lo tanto, la masa de cobre depositado en el cátodo es de 4,72 g.

b) Transferencia de Carga en Ambas Direcciones

La transferencia de carga en ambas direcciones es un proceso electroquímico en el que los electrones se transfieren de un electrodo (el ánodo) a otro electrodo (el cátodo) y viceversa. En este proceso, la especie química oxidada en el ánodo libera electrones, que son transferidos a la especie química reducida en el cátodo, y al mismo tiempo, la especie química reducida en el cátodo libera electrones, que son transferidos a la especie química oxidada en el ánodo.

Este proceso se conoce como una reacción redox, y es el fundamento de muchas aplicaciones electroquímicas, como la producción de energía eléctrica en pilas y baterías recargables. En estos dispositivos, la reacción redox se produce de forma reversible, lo que significa que los electrones se pueden transferir de un electrodo a otro en ambas direcciones.

La velocidad de la transferencia de electrones en ambas direcciones depende de varios factores, como la sobretensión, la concentración de iones en la solución, la superficie y la estructura del electrodo, entre otros. En las aplicaciones prácticas, estos factores se controlan cuidadosamente para maximizar la eficiencia y la vida útil del dispositivo electroquímico.

Ejemplo:

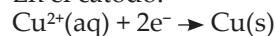
Una célula electroquímica está formada por un ánodo de hierro sumergido en una solución de cloruro férrico (FeCl_3), y un cátodo de cobre sumergido en una solución de sulfato de cobre (CuSO_4). Si se aplica una corriente de 2 A durante 2 horas, ¿Cuántos moles de Fe y Cu se oxidan y reducen respectivamente?

Paso 1: Escribir las reacciones de la célula electroquímica:

En el ánodo:



En el cátodo:



Paso 2: Calcular la cantidad de electrones transferidos en ambas reacciones:

En la reacción del ánodo, 1 mol de Fe libera 3 electrones. En la reacción del cátodo, 1 ion Cu^{2+} consume 2 electrones. Por lo tanto, para cada mol de Fe oxidado, se reducen $\frac{2}{3}$ de mol de Cu.

Paso 3: Calcular la cantidad de moles de electrones transferidos en ambas direcciones:

$$n = It/F$$

En la que:

n = número de moles de electrones transferidos

I = corriente eléctrica (en amperios)

t = tiempo (en segundos)

F = constante de Faraday (96500 C/mol)

En este caso, $I = 2 \text{ A}$ y $t = 2 \text{ horas} = 7200 \text{ segundos}$. Por lo tanto:

$$n = (2 \text{ A}) \times (7200 \text{ s}) / (96500 \text{ C/mol}) = 0,149 \text{ mol}$$

Paso 4: Calcular la cantidad de moles de Fe y Cu oxidados y reducidos:

Cada mol de Fe libera 3 electrones, por lo que la cantidad de moles de Fe oxidados es igual a $n/3$:

$$\text{moles de Fe oxidados} = 0,149 \text{ mol} / 3 = 0,050 \text{ mol}$$

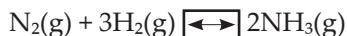
Cada mol de Fe oxidado reduce $\frac{2}{3}$ de mol de Cu^{2+} , por lo que la cantidad de moles de Cu reducidos es igual a $(2/3) \times (n/3)$:

$$\text{moles de Cu reducidos} = (2/3) \times (0,149 \text{ mol} / 3) = 0,033 \text{ mol}$$

Por lo tanto, se oxidan 0,050 moles de Fe y se reducen 0,033 moles de Cu en la célula electroquímica.

c) Reacciones Químicas en Ambas Direcciones

Las reacciones químicas en ambas direcciones son aquellas en las que los reactivos pueden convertirse en productos y los productos pueden volver a convertirse en reactivos. Es decir, son reacciones reversibles en las que se produce tanto la reacción directa como la inversa. Por ejemplo, la reacción de la formación de amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno es una reacción reversible:



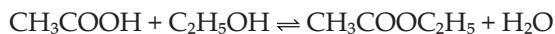
En la reacción directa, nitrógeno e hidrógeno se combinan para formar amoníaco. En la reacción inversa, el amoníaco se descompone en nitrógeno e hidrógeno. La flecha doble (\rightleftharpoons) indica que la reacción es reversible y que la formación de amoníaco puede proceder en ambas direcciones.

La velocidad de la reacción en ambas direcciones depende de varios factores, como la concentración de los reactivos y los productos, la temperatura, la presión y el catalizador utilizado. En general, la reacción directa es más rápida cuando hay altas concentraciones de reactivos y la temperatura es elevada, mientras que la reacción inversa es más rápida cuando hay altas concentraciones de productos y la temperatura es baja.

Las reacciones químicas en ambas direcciones son importantes en muchos procesos químicos, como la síntesis de compuestos orgánicos, la producción de productos químicos a partir de materias primas y la generación de energía en las células. El conocimiento de las reacciones en ambas direcciones es esencial para el diseño y la optimización de estos procesos.

Ejemplo:

En un recipiente cerrado se colocan 2 moles de ácido acético (CH_3COOH) y 2 moles de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). A una temperatura de 298 K, se forma una mezcla en la que se establece el equilibrio:



El valor de la constante de equilibrio (K_c) a esta temperatura es $4,3 \times 10^{-3}$. Si se agregan 0,5 moles adicionales de ácido acético, ¿en qué dirección se desplaza el equilibrio y cuántos moles de cada compuesto estarán presentes en la mezcla una vez que se establezca el nuevo equilibrio?

Solución:

Paso 1: Escribir la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_c = [\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5] [\text{H}_2\text{O}] / [\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]$$

Paso 2: Calcular los moles de cada compuesto presentes en la mezcla antes de agregar ácido acético adicional:

Moles de ácido acético: 2 moles

Moles de etanol: 2 moles

Moles de éster: 0 moles

Moles de agua: 0 moles

Paso 3: Calcular el valor inicial de la constante de equilibrio:

$$K_c = (0 \text{ mol/L}) (0 \text{ mol/L}) / (2 \text{ mol/L}) (2 \text{ mol/L}) = 0$$

Paso 4: Agregar 0,5 moles adicionales de ácido acético. Esto cambia las concentraciones iniciales de los reactivos y productos:

Moles de ácido acético: 2,5 moles

Moles de etanol: 2 moles

Moles de éster: 0 moles

Moles de agua: 0 moles

Paso 5: Calcular las nuevas concentraciones de los reactivos y productos y la nueva constante de equilibrio:

Concentración de ácido acético: 2,5 mol/L

Concentración de etanol: 2 mol/L

Concentración de éster: 0 mol/L

Concentración de agua: 0 mol/L

$$K_c = (0 \text{ mol/L}) (0 \text{ mol/L}) / (2,5 \text{ mol/L}) (2 \text{ mol/L}) = 0$$

Paso 6: Como el valor de la constante de equilibrio es cero, significa que la reacción no procede en ninguna dirección. Esto se debe a que el valor de la concentración de productos en la mezcla es cero, por lo que el equilibrio se desplaza en la dirección de la formación de éster y agua. Es decir, se consume ácido acético y etanol para formar éster y agua.

Paso 7: Para determinar los moles de cada compuesto en el nuevo equilibrio, podemos utilizar una tabla de ICE (inicial, cambio, equilibrio). El cambio en la concentración de ácido acético es de -0,5 moles (2,5 moles - 2 moles), mientras que el cambio en la concentración de etanol es de 0.

d) Reacciones de Adsorción

Se producen cuando un reactivo se adsorbe en la superficie de un sólido y reacciona con otro reactivo adsorbido en la misma superficie. En este tipo de reacciones, la superficie del sólido actúa como catalizador y proporciona un entorno favorable para que la reacción ocurra.

La adsorción puede ocurrir a través de diferentes mecanismos, como la adsorción física o la adsorción química. En la adsorción física, las moléculas del reactivo se unen a la superficie del sólido a través de fuerzas intermoleculares débiles, como las fuerzas de Van der Waals. En la adsorción química, las moléculas del reactivo se unen a la superficie del sólido a través de enlaces químicos fuertes, como los enlaces covalentes.

Algunos ejemplos de reacciones de adsorción incluyen la oxidación de monóxido de carbono en catalizadores de platino, la hidrogenación de alquenos en catalizadores de níquel y la síntesis de amoníaco en catalizadores de hierro.

Las reacciones de adsorción son importantes en la industria química y en la catálisis heterogénea, ya que pueden mejorar la eficiencia y selectividad de las reacciones químicas. Además, el estudio de las reacciones de adsorción también es importante en la comprensión de los procesos de corrosión y la adsorción de contaminantes en el medio ambiente.

Fuerzas de Van der Waals

Son fuerzas intermoleculares débiles que actúan entre átomos y moléculas, y son responsables de varias propiedades físicas de los líquidos y sólidos, como el punto de ebullición y la densidad. Estas fuerzas se deben a la interacción electrostática entre los electrones de un átomo o molécula y los núcleos de los átomos o moléculas adyacentes.

Hay tres tipos de fuerzas de Van der Waals:

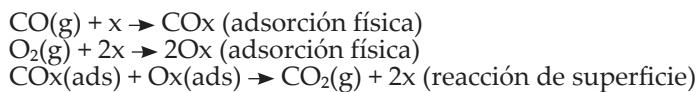
a) Fuerzas de dispersión: Estas son las fuerzas más débiles y actúan entre todas las moléculas. Se deben a la fluctuación temporal de la densidad electrónica de la molécula, lo que da lugar a un dipolo instantáneo, que puede inducir un dipolo en una molécula adyacente. Esto resulta en una atracción atractiva débil entre las moléculas.

b) Fuerzas dipolo-dipolo: Estas fuerzas actúan entre moléculas polarizadas, como las moléculas con enlaces polares. En estas moléculas, hay una distribución desigual de electrones, lo que da lugar a un dipolo permanente. Las moléculas polarizadas pueden interactuar entre sí debido a la atracción electrostática entre los dipolos.

c) Fuerzas de puente de hidrógeno: Estas son fuerzas dipolo-dipolo más fuertes que actúan específicamente entre moléculas que contienen átomos de hidrógeno unidos a átomos muy electronegativos, como oxígeno, nitrógeno o flúor. El átomo de hidrógeno en una molécula puede formar un puente de hidrógeno con el átomo electronegativo en otra molécula, lo que resulta en una atracción más fuerte entre las moléculas.

Ejemplo:

La oxidación del monóxido de carbono (CO) a dióxido de carbono (CO₂) en un catalizador de platino sigue el siguiente mecanismo de reacción:



Determine la velocidad de la reacción de superficie en términos de la concentración de CO y O₂ en la fase gaseosa.

La velocidad de la reacción de superficie se puede expresar como:
 $r_{\text{surf}} = k_{\text{surf}} [\text{COx(ads)}] [\text{Ox(ads)}]$

En la que: k_{surf} es la constante de velocidad de la reacción de superficie.

Para encontrar la concentración de COx(ads) y Ox(ads), se puede utilizar la ley de Langmuir:

$$\begin{aligned} \theta_{\text{CO}} &= K_{\text{CO}} P_{\text{CO}} / (1 + K_{\text{CO}} P_{\text{CO}} + K_{\text{O}_2} P_{\text{O}_2}) \\ \theta_{\text{O}} &= K_{\text{O}_2} P_{\text{O}_2} / (1 + K_{\text{CO}} P_{\text{CO}} + K_{\text{O}_2} P_{\text{O}_2}) \end{aligned}$$

En la que: θ_{CO} y θ_{O} son las fracciones superficiales de CO y O₂, respectivamente, y K_{CO} y K_{O_2} son las constantes de adsorción de CO y O₂, respectivamente. P_{CO} y P_{O_2} son las presiones parciales de CO y O₂ en la fase gaseosa, respectivamente.

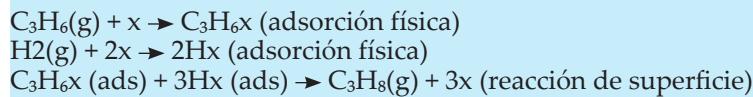
La velocidad de la reacción de superficie se puede reescribir en términos de las fracciones superficiales:

$$r_{\text{surf}} = k_{\text{surf}} \theta_{\text{CO}} \theta_{\text{O}}$$

Por lo tanto, la velocidad de la reacción de superficie depende de la concentración de CO y O₂ en la fase gaseosa a través de las fracciones superficiales.

Ejercicio:

La hidrogenación de propeno (C_3H_6) a propano (C_3H_8) en un catalizador de níquel sigue el siguiente mecanismo de reacción:



Si la velocidad de la reacción de superficie es de 0,012 mol/(g·s), determine la concentración de C_3H_6 y H_2 en la fase gaseosa.

Solución:

La velocidad de la reacción de superficie se puede expresar como:

$$r_{\text{surf}} = k_{\text{surf}} [C_3H_6x(\text{ads})] [Hx(\text{ads})]^3$$

Donde k_{surf} es la constante de velocidad de la reacción de superficie.

La cantidad de moléculas adsorbidas de C_3H_6 y H_2 se puede calcular utilizando la ley de Langmuir:

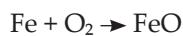
$$\begin{aligned} \theta_{C_3H_6} &= K_{C_3H_6} P_{C_3H_6} / (1 + K_{C_3H_6} P_{C_3H_6} + K_{H_2} P_{H_2}) \\ \theta_{H_2} &= K_{H_2} P_{H_2} / (1 + K_{C_3H_6} P_{C_3H_6} + K_{H_2} P_{H_2}) \end{aligned}$$

En la que: $\theta_{C_3H_6}$ y θ_{H_2} son las fracciones superficiales de C_3H_6 y H_2

e) Reacciones de Difusión

Ocurren debido a la migración de especies químicas a través de una interfaz o barrera. Estas reacciones son importantes en muchos sistemas, incluyendo la electroquímica, la catálisis y la química atmosférica.

Un ejemplo común de una reacción de difusión es la oxidación del hierro (Fe) en la atmósfera. Cuando el hierro se expone al aire, se oxida lentamente debido a la difusión de oxígeno a través de una capa de óxido de hierro. La reacción de oxidación del hierro se puede escribir como:



En la que: FeO es el óxido de hierro.

En este caso, la reacción ocurre debido a la difusión de oxígeno a través de la capa de óxido de hierro. La velocidad de la reacción depende de la tasa de difusión de oxígeno a través de la capa de óxido. Cuanto mayor sea la tasa de difusión, mayor será la velocidad de la reacción.

Otro ejemplo común de una reacción de difusión es la reacción de reducción de oxígeno (ORR) en la electroquímica. La ORR es una reacción importante en celdas de combustible y baterías recargables. La reacción de reducción de oxígeno se puede escribir como:



En este caso, la reacción ocurre en la interfaz entre el electrolito y el electrodo. El oxígeno difunde desde el electrolito hacia la superficie del electrodo, donde se reduce a agua debido a la transferencia de electrones. La velocidad de la reacción depende de la tasa de difusión de oxígeno a través del electrolito. Cuanto mayor sea la tasa de difusión, mayor será la velocidad de la reacción.

En general, las reacciones de difusión son importantes en una amplia variedad de sistemas químicos y pueden ser modeladas matemáticamente mediante ecuaciones diferenciales parciales que describen la difusión de las especies químicas en el medio. Estos modelos matemáticos pueden utilizarse para predecir la velocidad de la reacción y para diseñar sistemas químicos más eficientes y efectivos.

Ejemplo:

La oxidación de hierro en la atmósfera es un ejemplo de una reacción de difusión. Si se sabe que la velocidad de oxidación del hierro es proporcional a la tasa de difusión de oxígeno a través de la capa de óxido de hierro, y que la constante de proporcionalidad es $k = 0,05 \text{ cm/s}$, ¿cuál es la velocidad de oxidación del hierro cuando la tasa de difusión de oxígeno es de $0,1 \text{ cm/s}$?

La velocidad de oxidación del hierro se puede calcular mediante la ecuación:

$$v = k \times D_{\text{O}_2}$$

En la que: v es la velocidad de oxidación del hierro, k es la constante de proporcionalidad y D_{O_2} es la tasa de difusión de oxígeno.

Sustituyendo los valores dados en la ecuación, obtenemos:

$$v = 0,05 \text{ cm/s} \times 0,1 \text{ cm/s} = 0,005 \text{ cm/s}$$

Por lo tanto, la velocidad de oxidación del hierro cuando la tasa de difusión de oxígeno es de $0,1 \text{ cm/s}$ es de $0,005 \text{ cm/s}$.

Ejercicio:

En una celda de combustible de hidrógeno, la reacción de reducción de oxígeno (ORR) es una reacción de difusión importante. Si la tasa de difusión de oxígeno a través del electrolito es de $0,1 \text{ cm/s}$ y la constante de proporcionalidad de la velocidad de reacción es $k = 0,05 \text{ cm/s}$, ¿Cuál es la velocidad de la reacción de reducción de oxígeno?

Solución:

La velocidad de la reacción de reducción de oxígeno se puede calcular mediante la ecuación:

$$v = k \times D_{\text{O}_2}$$

En la que: v es la velocidad de la reacción, k es la constante de proporcionalidad y D_{O_2} es la tasa de difusión de oxígeno.

Sustituyendo los valores dados en la ecuación, obtenemos:

$$v = 0,05 \text{ cm/s} \times 0,1 \text{ cm/s} = 0,005 \text{ cm/s}$$

Por lo tanto, la velocidad de la reacción de reducción de oxígeno es de $0,005 \text{ cm/s}$ cuando la tasa de difusión de oxígeno es de $0,1 \text{ cm/s}$.

f) Proceso de Transferencia de Protones

El proceso de transferencia de protones, también conocido como transferencia de carga de protones, es una reacción química en la cual un átomo, molécula o ion dona un protón a otro átomo, molécula o ion receptor. La transferencia de protones puede ocurrir en disolventes acuosos o no acuosos, y puede tener lugar en reacciones ácido-base y en reacciones de oxidación-reducción.

En una reacción ácido-base, un ácido dona un protón a una base, formando un ion conjugado de ácido y una base conjugada. Por ejemplo, en la reacción de ácido clorhídrico (HCl) con agua (H_2O), el HCl dona un protón al agua, formando el ion cloruro (Cl^-) y el ion hidronio (H_3O^+):



En una reacción de oxidación-reducción, la transferencia de protones puede ocurrir como parte del proceso de transferencia de electrones. Por ejemplo, en la reacción entre el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el hierro (Fe), el ácido sulfúrico pierde protones y electrones para formar dióxido de azufre (SO_2) y agua (H_2O), mientras que el hierro gana protones y electrones para formar iones ferrosos (Fe^{2+}):



En resumen, la transferencia de protones es un proceso importante en muchas reacciones químicas, incluyendo reacciones ácido-base y de oxidación-reducción.

Ejemplo:

Escribir la ecuación de la reacción ácido-base que ocurre entre el ácido acético (CH_3COOH) y el hidróxido de sodio (NaOH) en disolución acuosa.



En esta reacción, el ácido acético (CH_3COOH) dona un protón al hidróxido de sodio (NaOH), formando el ion acetato (CH_3COO^-) y agua (H_2O), mientras que el sodio (Na^+) se disuelve en la solución acuosa.

Ejercicio:

Escribir la ecuación de la reacción de oxidación-reducción que ocurre entre el permanganato de potasio (KMnO_4) y el ácido sulfúrico (H_2SO_4) en disolución acuosa.

Solución:



En esta reacción, el permanganato de potasio (KMnO_4) dona protones y electrones al ácido sulfúrico (H_2SO_4), formando sulfato de potasio (K_2SO_4), sulfato de manganeso (MnSO_4), agua (H_2O) y oxígeno (O_2). En este proceso, el permanganato de potasio se reduce a iones de manganeso (Mn^{2+}).

Ejercicios propuestos:

- Calcular el potencial estándar de electrodo para la reacción de oxidación de Cl^- a Cl_2 . La reacción global es: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$.
- Se desea obtener cloro gaseoso mediante la electrólisis de una solución acuosa de cloruro de sodio (NaCl). Calcular:
 - La ecuación global de la reacción de electrólisis.
 - El número de moles de cloro que se obtienen al pasar una corriente de 4 A durante 5 horas.
 - El volumen de cloro (medido a 25°C y 1 atm) producido en el apartado anterior.
- Se desea obtener aluminio metálico a partir de aluminio fundido mediante electrólisis. Calcular:
 - La ecuación global de la reacción de electrólisis.
 - La cantidad de electricidad (en coulombs) necesaria para producir 1 mol de aluminio metálico.
- Se tiene una celda electroquímica que consiste en una semirreacción de reducción en el cátodo de Ag^+ a Ag y una semirreacción de oxidación en el ánodo de Zn a Zn^{2+} . La concentración inicial de Ag^+ es 0,100 M y la concentración inicial de Zn^{2+} es 1,00 M. Calcular la fuerza electromotriz de la celda a 25°C . La constante de equilibrio para la reacción $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ es $1,6 \times 10^{19}$.
- En una solución de ácido clorhídrico (HCl) de concentración 0,1 M, se realiza la siguiente reacción:

$$\text{Zn (s)} + 2\text{H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$$
 - ¿Cuál es la semirreacción que ocurre en el cátodo?
 - ¿Cuál es la semirreacción que ocurre en el ánodo?
 - Escribir la ecuación global de la reacción redox.
 - Calcular la diferencia de potencial estándar de la pila y determinar si es espontánea o no.
- Se tiene una solución acuosa de permanganato de potasio (KMnO_4) de concentración 0,01 M. Se realiza la siguiente reacción en una celda electroquímica:

$$2\text{MnO}_4^- \text{ (aq)} + 16\text{H}^+ \text{ (aq)} + 10\text{Cl}^- \text{ (aq)} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} \text{ (aq)} + 8\text{H}_2\text{O (l)} + 5\text{Cl}_2 \text{ (g)}$$
 - ¿Cuál es la semirreacción que ocurre en el cátodo?
 - ¿Cuál es la semirreacción que ocurre en el ánodo?
 - Escribir la ecuación global de la reacción redox.
 - ¿Cuál es el sentido del flujo de electrones y la corriente eléctrica en la celda?
 - Si la corriente eléctrica es de 2 amperios, ¿Cuánto tiempo tomará para producir 1 mol de Cl_2 ?
- Calcular la fuerza de Van Der Waals entre dos átomos de hidrógeno separados por una distancia de 0,5 nm. Suponer que ambos átomos son esféricos y tienen un radio de 0,053 nm y una polarizabilidad de $4,0 \times 10^{-31} \text{ m}^3$.
- Dos moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl) se encuentran a una distancia de 0,2 nm en una muestra de gas. Si la polarizabilidad del átomo de hidrógeno es de $4,5 \times 10^{-31} \text{ m}^3$ y la del átomo de cloro es de $1,6 \times 10^{-30} \text{ m}^3$, calcular la fuerza de Van der Waals entre las dos moléculas.
- Una solución acuosa de sulfato de cobre (CuSO_4) se coloca en un recipiente con dos electrodos: un cátodo de cobre y un ánodo de grafito. Se aplica una corriente de 5 amperios durante 20 minutos.
- Se coloca una solución acuosa de nitrato de plata (AgNO_3) en un recipiente con dos electrodos: un cátodo de platino y un ánodo de plata. Se aplica una corriente de 2 amperios durante 30 minutos.

ALEACIONES

Una aleación es un material compuesto que se forma a través de la combinación de dos o más metales (o de un metal con otros elementos químicos). Estas combinaciones se realizan con el objetivo de obtener propiedades específicas, como la resistencia mecánica, la resistencia a la corrosión, la conductividad eléctrica o térmica, entre otras.

Figura 58
Bronce fundido a 1200 °C



Las aleaciones químicas son mezclas homogéneas de dos o más metales, o de un metal y otros elementos, que tienen propiedades físicas y químicas distintas a las de los componentes individuales.

Las aleaciones se utilizan ampliamente en la fabricación de una variedad de productos, desde herramientas y maquinaria hasta piezas de automóviles y aviones, debido a que a menudo son más resistentes, duraderas y económicas que los metales puros.

Entre las aleaciones más comunes se encuentran:

- El acero, una aleación de hierro y carbono que es muy resistente y se utiliza ampliamente en la construcción y en la fabricación de herramientas.
- El bronce, una aleación de cobre y estaño que es dura y resistente a la corrosión y se utiliza en la fabricación de monedas, instrumentos musicales y otros objetos decorativos.
- El latón, una aleación de cobre y zinc que es maleable y se utiliza en la fabricación de grifos, cerraduras y otros productos de plomería.
- El alumirio, una aleación de aluminio, cobre, magnesio y otros elementos que es ligera y resistente a la corrosión y se utiliza en la fabricación de aviones, automóviles y otros productos ligeros.

CAPÍTULO IV

- El titanio, una aleación de titanio, aluminio y otros elementos que es fuerte y resistente a la corrosión y se utiliza en la fabricación de implantes médicos, prótesis y otros productos médicos.

Algunos ejemplos de aleaciones comunes incluyen el acero (una aleación de hierro y carbono), el latón (una aleación de cobre y zinc), el bronce (una aleación de cobre y estaño), el aluminio-litio (una aleación de aluminio y litio), y el titanio-níquel (una aleación de titanio y níquel), entre muchas otras.

Nomenclatura

La nomenclatura de las aleaciones químicas se basa generalmente en los nombres de los metales que las componen y en sus porcentajes de composición. A continuación, se muestran algunos ejemplos:

- **Aleación de cobre y zinc:** Latón. La nomenclatura más común para el latón es indicar el porcentaje de zinc que contiene. Por ejemplo, el latón con un 70% de cobre y un 30% de zinc se llama "latón 70/30".
- **Aleación de hierro y carbono:** Acero. La nomenclatura del acero se basa en su composición química y propiedades. Por ejemplo, el acero inoxidable se nombra por su contenido de cromo y níquel, por ejemplo, "acero inoxidable 304".
- **Aleación de cobre y estaño:** Bronce. La nomenclatura para el bronce es nombrarlo según su aplicación, como bronce al aluminio, bronce al manganeso, bronce al silicio, etc.
- **Aleación de aluminio:** Aluminio. Las aleaciones de aluminio se nombran de acuerdo a la serie del aluminio, que se basa en su composición química. Por ejemplo, la aleación 6061 es una aleación de aluminio con magnesio y silicio.
- **Aleación de titanio:** Titanio. La nomenclatura del titanio se basa en su composición química y propiedades. Por ejemplo, la aleación de titanio más común se llama Ti6Al4V, que significa 6% de aluminio y 4% de vanadio.

Clasificación de las Aleaciones

Las aleaciones son mezclas de metales y otros elementos, por lo que las reacciones químicas que ocurren en las aleaciones pueden ser diferentes a las que ocurren en los metales puros. Algunas de las reacciones químicas comunes en las aleaciones son las siguientes:

- Oxidación:** Las aleaciones pueden oxidarse, lo que puede causar la corrosión de la superficie y la degradación de la aleación. Por ejemplo, el acero inoxidable es una aleación resistente a la corrosión debido a la formación de una capa de óxido de cromo en su superficie.
- Tratamientos térmicos:** Las aleaciones pueden ser sometidas a tratamientos térmicos para mejorar sus propiedades mecánicas y estructurales. Estos tratamientos pueden incluir el recocido, el temple y el revenido.
- Reacciones de intercambio:** En algunas aleaciones, los átomos de los diferentes elementos pueden intercambiar posiciones en la estructura cristalina de la aleación, lo que puede cambiar las propiedades de la aleación. Por ejemplo, en la aleación de bronce, los átomos de cobre y estaño pueden intercambiar posiciones en la estructura cristalina, lo que cambia las propiedades mecánicas de la aleación.
- Reacciones de disolución:** Algunos elementos en una aleación pueden disolverse en otros elementos, lo que puede cambiar las propiedades de la aleación. Por ejemplo, en la aleación de aluminio, el magnesio y el silicio pueden disolverse en el aluminio, lo que aumenta la resistencia de la aleación.

a) Oxidación

La oxidación es una de las reacciones químicas más comunes que ocurren en las aleaciones. La oxidación es el proceso por el cual un elemento pierde electrones y se combina con oxígeno, lo que puede causar la corrosión de la superficie y la degradación de la aleación.

En las aleaciones de metales, la oxidación puede ocurrir debido a la exposición al aire, el agua o sustancias químicas corrosivas. Por ejemplo, el acero es una aleación de hierro y carbono que se oxida fácilmente cuando se expone al aire y al agua. La oxidación del hierro en el acero produce óxido de hierro (comúnmente conocido como óxido de hierro rojo), que es una sustancia porosa que permite que más oxígeno y agua penetren en la aleación, acelerando aún más la oxidación.

Para prevenir la oxidación en las aleaciones, se pueden aplicar recubrimientos protectores como la pintura, el esmalte o el cromo. También se pueden utilizar aleaciones resistentes a la oxidación como el acero inoxidable, que contiene cromo y níquel para formar una capa de óxido de cromo resistente a la corrosión en la superficie de la aleación.

Ejemplo:

Un ejemplo común de oxidación de una aleación es la formación de óxido en la superficie de la aleación de aluminio. El aluminio es un metal que se oxida fácilmente cuando entra en contacto con el oxígeno en el aire. Cuando la aleación de aluminio se expone al aire, la capa superficial del metal se oxida para formar una capa de óxido de aluminio (Al_2O_3) en la superficie.

La capa de óxido de aluminio forma una barrera protectora contra la oxidación adicional del metal subyacente. Esto se debe a que el óxido de aluminio es más estable y menos reactivo que el aluminio metálico. La capa de óxido también puede mejorar la resistencia a la corrosión y la adherencia de la pintura en la superficie de la aleación de aluminio.

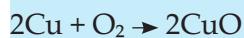
Sin embargo, la formación excesiva de óxido puede ser perjudicial para la aleación. La oxidación excesiva puede debilitar la estructura de la aleación, reducir su resistencia mecánica y afectar su conductividad eléctrica. Por lo tanto, es importante controlar la oxidación en las aleaciones de aluminio y tomar medidas para evitar la oxidación excesiva, como el recubrimiento de la superficie con materiales protectores o la aplicación de tratamientos de protección contra la corrosión.

Ejercicio:

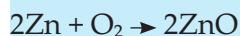
Una aleación de cobre y zinc (latón) tiene una composición de 70% de cobre y 30% de zinc. Si se expone a una atmósfera de oxígeno a alta temperatura, ¿Cuál será la reacción de oxidación que se producirá?

Solución:

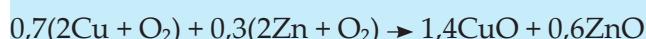
La ecuación de oxidación del cobre es la siguiente:



La ecuación de oxidación del zinc es la siguiente:



La aleación de latón contiene tanto cobre como zinc, por lo que la reacción de oxidación dependerá de la proporción de cada elemento en la aleación. Si la aleación es 70% de cobre y 30% de zinc, la ecuación de oxidación de la aleación será la siguiente:



Por lo tanto, cuando la aleación de latón se expone a una atmósfera de oxígeno a alta temperatura, se oxidará para formar óxido de cobre y óxido de zinc.

b) Tratamientos Térmicos

Los tratamientos térmicos son reacciones químicas que ocurren en las aleaciones cuando se someten a altas temperaturas y se enfrián de manera controlada. Estos tratamientos térmicos pueden mejorar las propiedades mecánicas, estructurales y químicas de las aleaciones.

A continuación, se describen algunos de los tratamientos térmicos comunes que se utilizan en las aleaciones:

a) Recocido: El recocido es un tratamiento térmico que se utiliza para reducir la dureza y mejorar la ductilidad de las aleaciones. El material se calienta a una temperatura específica y se mantiene a esa temperatura durante un tiempo determinado antes de enfriarse lentamente.

b) Temple: se utiliza para aumentar la dureza y la resistencia de las aleaciones. El material se calienta a una temperatura específica y luego se enfriá rápidamente sumergiéndolo en agua o aceite.

c) Revenido: se utiliza después del temple para reducir la fragilidad y mejorar la ductilidad de las aleaciones. El material se calienta a una temperatura específica y se mantiene a esa temperatura durante un tiempo determinado antes de enfriarse lentamente.

d) Solución de tratamiento térmico: se utiliza para mejorar la resistencia de las aleaciones. El material se calienta a una temperatura específica y se mantiene a esa temperatura durante un tiempo determinado antes de enfriarse rápidamente.

En general, los tratamientos térmicos se utilizan para mejorar las propiedades mecánicas y estructurales de las aleaciones, lo que puede hacerlas más resistentes y duraderas. El tratamiento térmico adecuado dependerá de la composición de la aleación y de las propiedades deseadas.

Ejemplo:

Un ejemplo común de tratamiento térmico en una aleación es el recocido de la aleación de acero. El recocido es un tratamiento térmico en el que la aleación se calienta a una temperatura elevada y se mantiene en esa temperatura durante un tiempo determinado antes de enfriarse lentamente a temperatura ambiente.

Durante el recocido, los átomos de la aleación se reorganizan en una estructura cristalina más equilibrada y estable, lo que puede mejorar sus propiedades mecánicas y reducir su fragilidad. Además, el recocido también puede eliminar la tensión interna y reducir la dureza de la aleación para mejorar su maquinabilidad y conformabilidad.

Por ejemplo, la aleación de acero al carbono se puede recocer para mejorar su ductilidad y tenacidad. Durante el recocido, la aleación se calienta a una temperatura entre 700 y 900 °C y se mantiene a esa temperatura durante un tiempo determinado, dependiendo del tamaño y la composición de la aleación. Luego, la aleación se enfriá lentamente a temperatura ambiente para obtener una estructura cristalina equilibrada y estable.

El recocido puede tener diferentes efectos en diferentes aleaciones, dependiendo de su composición y propiedades. Otros tratamientos térmicos que se utilizan comúnmente en las aleaciones incluyen el temple, el revenido y el envejecimiento, que también pueden mejorar las propiedades de la aleación para aplicaciones específicas.

Ejercicio:

Una pieza de acero SAE 1045 de 25 mm de diámetro y 150 mm de longitud se va a someter a un tratamiento térmico. El objetivo es obtener una dureza superficial de 55 HRC y una profundidad de endurecimiento de al menos 1 mm. El acero se calienta a 870 °C y se mantiene a esa temperatura durante 30 minutos. A continuación, se enfriá en agua a una velocidad de 300 °C/s hasta que la temperatura baje a 100 °C, y luego se templá en aceite a una velocidad de 20 °C/s hasta que la temperatura baje a 40 °C. Determinar:

- La microestructura del acero después del tratamiento térmico.
- La profundidad de endurecimiento obtenida.
- Si la pieza está correctamente templada.

Solución:

- El acero SAE 1045 es un acero al carbono con un contenido de carbono de aproximadamente 0,45%. Después del calentamiento a 870 °C durante 30 minutos, la microestructura del acero será austenita. Al enfriar en agua a alta velocidad, se formará martensita, una estructura muy dura y frágil. Luego, el templado en aceite a una velocidad más lenta permitirá que la martensita se transforme parcialmente en estructuras más suaves y tenaces, como la bainita y la perlita. La microestructura final dependerá de la velocidad de enfriamiento y de los tiempos de mantenimiento a alta temperatura.
- Para determinar la profundidad de endurecimiento obtenida, se puede realizar una prueba de dureza Rockeell en la superficie de la pieza tratada térmicamente y en la sección transversal. Si la dureza en la superficie es de 55 HRC y la dureza en la sección transversal es de al menos 50 HRC, se considera que se ha logrado una profundidad de endurecimiento de al menos 1 mm.
- Para determinar si la pieza está correctamente templada, se puede realizar una prueba de templabilidad. La prueba consiste en enfriar una serie de probetas de acero de diferentes diámetros a través de un medio de enfriamiento estándar y medir la dureza en la sección transversal. Si la pieza tratada térmicamente tiene la misma dureza que la probeta de diámetro equivalente en la prueba de templabilidad, se considera que está correctamente templada.

c) De Intercambio

Las aleaciones pueden experimentar reacciones químicas de intercambio, también conocidas como reacciones de sustitución, cuando se colocan en contacto con otras sustancias químicas. En estas reacciones, los átomos de un elemento de la aleación pueden intercambiarse con los átomos de otro elemento en la sustancia química externa.

Por ejemplo, cuando una aleación de cobre y zinc, conocida como latón, se expone a ácido clorhídrico, el cloro del ácido reacciona con el zinc del latón para formar cloruro de zinc, mientras que el cobre queda libre. La ecuación química para esta reacción es la siguiente:



En esta reacción, los átomos de zinc en la aleación de latón se intercambian con los átomos de cloro en el ácido, y los átomos de cobre en la aleación quedan libres.

Las reacciones químicas de intercambio pueden ser beneficiosas o perjudiciales, dependiendo del tipo de reacción y de la aplicación de la aleación. Algunas aleaciones se utilizan específicamente para su capacidad de intercambio químico, como las aleaciones de memoria de forma, que pueden cambiar de forma en respuesta a ciertos estímulos químicos. Sin embargo, en otros casos, las reacciones de intercambio pueden causar daño a la aleación, como la corrosión y la degradación de la superficie. En estos casos, se pueden utilizar recubrimientos protectores o aleaciones resistentes a la corrosión para proteger la aleación de las reacciones químicas externas.

Ejemplo:

Un ejemplo común de reacciones químicas de intercambio en aleaciones es la formación de una

aleación de bronce. El bronce es una aleación que se forma a partir de la combinación de cobre y estaño en proporciones variables. La aleación de bronce es un ejemplo de una reacción de intercambio porque los átomos de cobre y estaño se intercambian entre sí para formar una nueva aleación.

El proceso de formación de bronce implica la fundición de cobre y estaño en un horno a alta temperatura. El cobre y el estaño se mezclan y se funden para formar una aleación homogénea. A medida que la aleación se enfriá, los átomos de cobre y estaño se intercambian y se distribuyen uniformemente en la aleación de bronce. La cantidad de cobre y estaño en la aleación puede variar para producir diferentes tipos de bronce con propiedades específicas para aplicaciones diferentes.

La aleación de bronce es una aleación comúnmente utilizada en aplicaciones industriales y de ingeniería debido a sus propiedades mecánicas, tales como alta resistencia a la corrosión, buena conductividad térmica y eléctrica, y alta resistencia mecánica. Además, la aleación de bronce también tiene una apariencia atractiva y se utiliza en la fabricación de objetos decorativos y de arte.

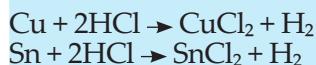
Ejercicio:

Una aleación de cobre y estaño se sumerge en una solución de ácido clorhídrico ¿Qué reacciones químicas de intercambio ocurren y qué productos se forman?

Solución:

La aleación de cobre y estaño es un bronce, que consiste en aproximadamente un 88% de cobre y un 12% de estaño. Cuando se sumerge en una solución de ácido clorhídrico, se produce una reacción de intercambio ácido-base. El ácido clorhídrico reacciona con el cobre y el estaño para formar cloruros metálicos y gas hidrógeno.

La reacción química es la siguiente:



Por lo tanto, se forman cloruro de cobre (II) y cloruro de estaño (II) en la solución y gas hidrógeno se libera. La aleación de bronce se disuelve lentamente en la solución de ácido clorhídrico debido a la reacción química de intercambio. La velocidad de disolución dependerá de la concentración del ácido y la composición de la aleación.

d) De Disolución

Las aleaciones pueden experimentar reacciones químicas de disolución cuando se ponen en contacto con un líquido o un gas que puede disolver alguno de los componentes de la aleación. En estas reacciones, los átomos de los elementos que forman la aleación se disuelven en el líquido o gas, lo que puede dar lugar a cambios en la composición y propiedades de la aleación.

Por ejemplo, el acero inoxidable es una aleación de hierro, cromo y níquel, que puede sufrir disolución en ciertas condiciones. Si se expone al ácido clorhídrico, el cromo del acero inoxidable se disuelve en el ácido, dejando una superficie rugosa y áspera. La ecuación química para esta reacción es la siguiente:



En esta reacción, los átomos de cromo en la aleación de acero inoxidable se disuelven en el ácido clorhídrico, formando cloruro de cromo y liberando gas hidrógeno.

Las reacciones químicas de disolución pueden ser beneficiosas o perjudiciales, dependiendo del tipo de reacción y de la aplicación de la aleación. En algunos casos, las aleaciones se utilizan específicamente porque pueden disolverse en ciertas condiciones para formar una superficie más resistente y duradera. Por otro lado, las reacciones de disolución no deseadas pueden dañar la aleación y reducir su resistencia y durabilidad. En estos casos, se pueden utilizar aleaciones resistentes a la corrosión o recubrimientos protectores para proteger la aleación de las reacciones químicas externas.

Ejemplo:

Un ejemplo común de una reacción química de disolución en aleaciones es la formación de una solución sólida en una aleación de aluminio y magnesio. En este proceso, el magnesio se disuelve en la matriz de aluminio, lo que resulta en una aleación más fuerte y resistente.

La aleación de aluminio y magnesio se fabrica calentando una mezcla de aluminio y magnesio a alta temperatura. A medida que la aleación se enfriá, los átomos de magnesio se disuelven en la matriz de aluminio para formar una solución sólida. La cantidad de magnesio que se disuelve en la aleación puede variar para producir aleaciones con diferentes propiedades mecánicas.

La aleación de aluminio y magnesio es comúnmente utilizada en aplicaciones aeronáuticas debido a su alta resistencia mecánica y baja densidad. La aleación es capaz de soportar altas cargas y es resistente a la corrosión en ambientes marinos y a altas temperaturas. Además, la aleación también tiene una buena conductividad térmica y eléctrica, lo que la hace adecuada para aplicaciones de transferencia de calor y eléctricas.

Ejercicio:

Una aleación de hierro, cromo y níquel (acero inoxidable) tiene una composición de 70% de hierro, 20% de cromo y 10% de níquel. Si se expone a una solución de ácido clorhídrico (HCl), ¿Cuál será la reacción de disolución que se producirá?

Solución:

La ecuación de disolución del hierro es la siguiente:



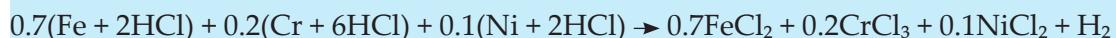
La ecuación de disolución del cromo es la siguiente:



La ecuación de disolución del níquel es la siguiente:



La aleación de acero inoxidable contiene hierro, cromo y níquel, por lo que la reacción de disolución dependerá de la proporción de cada elemento en la aleación. Si la aleación es 70% de hierro, 20% de cromo y 10% de níquel, la ecuación de disolución de la aleación será la siguiente:



Por lo tanto, cuando la aleación de acero inoxidable se expone a una solución de ácido clorhídrico, los átomos de hierro, cromo y níquel se disolverán en el ácido para formar cloruros metálicos y gas hidrógeno.

Tipos De Aleaciones

Existen varios tipos de aleaciones, que se diferencian principalmente por su composición y propiedades. Aquí te presento algunos de los tipos de aleaciones más comunes:

a) Aleaciones ferrosas: son aquellas que contienen hierro como su principal componente, y se utilizan comúnmente en la fabricación de estructuras, maquinarias y herramientas. Ejemplos de aleaciones ferrosas incluyen el acero y el hierro fundido.

b) Aleaciones no ferrosas: son aquellas que no contienen hierro como su principal componente, y se utilizan en una amplia variedad de aplicaciones, como la construcción, la electrónica, la aviación y la joyería. Ejemplos de aleaciones no ferrosas incluyen el bronce, el latón, el aluminio y el titanio.

c) **Aleaciones de metales nobles:** son aquellas que contienen metales nobles como oro, plata y platino, y se utilizan principalmente en joyería, electrónica y dentistería.

d) **Aleaciones de alta temperatura:** son aquellas que están diseñadas para resistir altas temperaturas, y se utilizan en la fabricación de turbinas de aviones, motores de cohetes y reactores nucleares.

e) **Aleaciones de memoria de forma:** son aquellas que tienen la capacidad de recuperar su forma original después de ser deformadas, y se utilizan en aplicaciones médicas y dentales, así como en la fabricación de componentes electrónicos.

Estos son solo algunos ejemplos de los tipos de aleaciones que existen, pero hay muchos más en función de la composición química y las propiedades que se busquen en el material.

a) Aleaciones Ferrosas

Son aquellas que contienen hierro como su principal componente. Algunos de los ejemplos más comunes de aleaciones ferrosas son:

- **Acero:** es una aleación de hierro y carbono, y se utiliza en una amplia variedad de aplicaciones, desde la fabricación de herramientas y maquinarias hasta la construcción de edificios y puentes.
- **Hierro fundido:** es una aleación de hierro, carbono y silicio, y se utiliza comúnmente en la fabricación de piezas de fundición, como bloques de motor, tuberías y partes de maquinaria.
- **Acero inoxidable:** es una aleación de hierro, carbono y cromo, y se utiliza en aplicaciones que requieren resistencia a la corrosión, como en la fabricación de utensilios de cocina, equipos médicos y componentes de automóviles.
- **Acero al carbono:** es una aleación de hierro y carbono que no contiene otros elementos aleantes significativos, y se utiliza comúnmente en la fabricación de piezas de maquinaria, herramientas, y componentes estructurales.
- **Acero de alta velocidad:** es una aleación de hierro, carbono y elementos aleantes como el tungsteno, molibdeno y vanadio, y se utiliza en la fabricación de herramientas de corte, como brocas y fresas.

Ejemplo:

El acero se fabrica calentando una mezcla de mineral de hierro y coque a alta temperatura en un horno de alto horno. El coque se quema para producir dióxido de carbono, lo que reduce el mineral de hierro a hierro líquido. El carbono presente en el coque se disuelve en el hierro líquido para formar una aleación de acero.

La cantidad de carbono presente en el acero puede variar para producir diferentes tipos de acero con propiedades específicas para aplicaciones diferentes. El acero de bajo carbono contiene menos de 0,3% de carbono y es utilizado en aplicaciones donde se requiere alta ductilidad y conformabilidad. El acero de medio carbono contiene entre 0,3% y 0,6% de carbono y es utilizado en aplicaciones donde se requiere alta resistencia mecánica. El acero de alto carbono contiene más de 0,6% de carbono y es utilizado en aplicaciones donde se requiere alta dureza y resistencia al desgaste.

El acero es una aleación ferrosa comúnmente utilizada en aplicaciones estructurales, automotrices, maquinaria y herramientas. Debido a su alta resistencia mecánica, dureza, resistencia al desgaste y capacidad de soldadura, el acero es uno de los materiales más versátiles y ampliamente utilizados en la fabricación industrial.

Ejercicio:

Se desea fabricar una aleación ferrosa con una composición de 80% de hierro y 20% de níquel. Se dispone de dos aleaciones comerciales para mezclar: una aleación de hierro y níquel con una composición de 60% de hierro y 40% de níquel, y otra aleación de hierro y níquel con una composición de 90% de hierro y 10% de níquel, ¿Qué cantidad de cada aleación es necesaria para fabricar 100 kg de la aleación deseada?

Solución:

Se pueden utilizar las fracciones en masa para determinar las cantidades de cada aleación necesaria para la mezcla:

- Se desea una aleación con 80% de hierro y 20% de níquel, lo que significa que se necesita una mezcla de 80/20 de hierro/níquel.
- La primera aleación comercial tiene una relación de 60/40 de hierro/níquel, lo que significa que cada 60 g de hierro se mezclan con 40 g de níquel.
- La segunda aleación comercial tiene una relación de 90/10 de hierro/níquel, lo que significa que cada 90 g de hierro se mezclan con 10 g de níquel.

Para determinar la cantidad de cada aleación necesaria para fabricar 100 kg de la aleación deseada, se pueden seguir los siguientes pasos:

1. Calcular la cantidad de hierro y níquel necesarios para obtener 100 kg de la aleación deseada:

Cantidad de hierro: $100 \text{ kg} \times 80\% = 80 \text{ kg}$

Cantidad de níquel: $100 \text{ kg} \times 20\% = 20 \text{ kg}$

2. Utilizando las relaciones de mezcla de las aleaciones comerciales, se pueden determinar las cantidades de cada aleación necesarias para obtener las cantidades necesarias de hierro y níquel:

De la primera aleación comercial, para obtener 80 kg de hierro se necesitan: $80 \text{ kg} / 0,6 \times 0,4 = 133,33 \text{ kg}$. Por lo tanto, se necesitan 133,33 kg de esta aleación.

De la segunda aleación comercial, para obtener 20 kg de níquel se necesitan: $20 \text{ kg} / 0,1 \times 0,9 = 222,22 \text{ kg}$. Por lo tanto, se necesitan 222,22 kg de esta aleación.

Por lo tanto, para obtener 100 kg de la aleación deseada, se necesitan 133,33 kg de la primera aleación comercial y 222,22 kg de la segunda aleación comercial.

b) Aleaciones No Ferrosas

Es una mezcla de metales que no contiene hierro como componente principal. Estas aleaciones se utilizan comúnmente en una amplia variedad de aplicaciones debido a sus propiedades específicas, como resistencia a la corrosión, conductividad térmica y eléctrica, resistencia mecánica, entre otras.

Entre las aleaciones no ferrosas más comunes se encuentran:

- Aleaciones de aluminio: son aleaciones que contienen aluminio como componente principal y se utilizan en la fabricación de aviones, automóviles, electrodomésticos y otros productos.
- Aleaciones de cobre: son aleaciones que contienen cobre como componente principal y se utilizan en la fabricación de cables eléctricos, monedas, piezas de fontanería, entre otros.
- Aleaciones de titanio: son aleaciones que contienen titanio como componente principal y se utilizan en la fabricación de aviones, implantes médicos, prótesis, entre otros.
- Aleaciones de magnesio: son aleaciones que contienen magnesio como componente principal y se utilizan en la fabricación de componentes electrónicos, bicicletas, piezas de maquinaria, entre otros.

- Aleaciones de níquel: son aleaciones que contienen níquel como componente principal y se utilizan en la fabricación de componentes de motores de aviones, reactores nucleares, piezas de maquinaria, entre otros.

Ejemplo:

La aleación de aluminio es una aleación de aluminio con otros elementos, como el magnesio, silicio, cobre y zinc. La cantidad de cada elemento puede variar para producir aleaciones con diferentes propiedades. Por ejemplo, la aleación de aluminio 2024 contiene 4,4% de cobre y 1,5% de magnesio, lo que le confiere alta resistencia mecánica y es utilizada en aplicaciones aeronáuticas.

Otro ejemplo común es la aleación de cobre y berilio, que se utiliza en aplicaciones de alta tecnología debido a su alta conductividad térmica y eléctrica. La aleación de cobre y berilio contiene alrededor del 2% de berilio, lo que la hace más dura y resistente a la corrosión que el cobre puro.

Las aleaciones de titanio también son aleaciones no ferrosas comunes que se utilizan en aplicaciones aeroespaciales y médicas debido a su alta resistencia mecánica, bajo peso y buena resistencia a la corrosión. La aleación de titanio más común es la aleación Ti-6Al-4V, que contiene 6% de aluminio y 4% de vanadio.

Las aleaciones no ferrosas son ampliamente utilizadas en una variedad de aplicaciones debido a sus propiedades únicas, como la alta resistencia mecánica, la resistencia a la corrosión, la conductividad térmica y eléctrica, y el bajo peso.

Ejercicio:

Se desea fabricar una aleación de aluminio con una composición de 90% de aluminio y 10% de cobre. Se dispone de dos aleaciones comerciales para mezclar: una aleación de aluminio y cobre con una composición de 80% de aluminio y 20% de cobre, y otra aleación de aluminio y cobre con una composición de 95% de aluminio y 5% de cobre. ¿Qué cantidad de cada aleación es necesaria para fabricar 500 kg de la aleación deseada?

Solución:

Se pueden utilizar las fracciones en masa para determinar las cantidades de cada aleación necesaria para la mezcla:

- Se desea una aleación con 90% de aluminio y 10% de cobre, lo que significa que se necesita una mezcla de 90/10 de aluminio/cobre.
- La primera aleación comercial tiene una relación de 80/20 de aluminio/cobre, lo que significa que cada 80 g de aluminio se mezclan con 20 g de cobre.
- La segunda aleación comercial tiene una relación de 95/5 de aluminio/cobre, lo que significa que cada 95 g de aluminio se mezclan con 5 g de cobre.

Para determinar la cantidad de cada aleación necesaria para fabricar 500 kg de la aleación deseada, se pueden seguir los siguientes pasos:

1. Calcular la cantidad de aluminio y cobre necesarios para obtener 500 kg de la aleación deseada:

Cantidad de aluminio: $500 \text{ kg} \times 90\% = 450 \text{ kg}$

Cantidad de cobre: $500 \text{ kg} \times 10\% = 50 \text{ kg}$

2. Utilizando las relaciones de mezcla de las aleaciones comerciales, se pueden determinar las cantidades de cada aleación necesarias para obtener las cantidades necesarias de aluminio y cobre:

De la primera aleación comercial, para obtener 450 kg de aluminio se necesitan: $450 \text{ kg} / 0,8 \times 0,2 = 1406,25 \text{ kg}$. Por lo tanto, se necesitan 1406,25 kg de esta aleación.

De la segunda aleación comercial, para obtener 50 kg de cobre se necesitan: $50 \text{ kg} / 0,05 \times 0,95 =$

1052,63 kg. Por lo tanto, se necesitan 1052,63 kg de esta aleación.

Por lo tanto, para obtener 500 kg de la aleación deseada, se necesitan 1406,25 kg de la primera aleación comercial y 1052,63 kg de la segunda aleación comercial.

c) Aleaciones de Metales Nobles

Son mezclas de dos o más metales nobles, que son aquellos metales que no se corroen fácilmente en ambientes corrosivos y son resistentes a la oxidación y al desgaste. Estas aleaciones se utilizan en aplicaciones que requieren propiedades específicas, como alta resistencia a la corrosión, alta conductividad eléctrica y térmica, entre otras.

Algunas de las aleaciones de metales nobles más comunes son:

- Aleaciones de oro: son aleaciones que contienen oro como componente principal y se utilizan comúnmente en joyería, electrónica, odontología, entre otros.
- Aleaciones de plata: son aleaciones que contienen plata como componente principal y se utilizan en la fabricación de monedas, cubertería, joyería, electrónica, entre otros.
- Aleaciones de platino: son aleaciones que contienen platino como componente principal y se utilizan en la fabricación de joyería, equipos de laboratorio, células de combustible, entre otros.
- Aleaciones de paladio: son aleaciones que contienen paladio como componente principal y se utilizan en la fabricación de joyería, equipos de laboratorio, catalizadores, entre otros.
- Aleaciones de rodio: son aleaciones que contienen rodio como componente principal y se utilizan en la fabricación de joyería, catalizadores, equipos de laboratorio, entre otros.

Las aleaciones de metales nobles tienen un alto valor debido a las propiedades específicas que ofrecen y son muy valoradas en la industria joyera, electrónica y médica, entre otras.

Ejemplo:

Se desea fabricar una aleación de oro y platino para una joya. La aleación debe tener una pureza de 18 quilates, lo que significa que debe tener una proporción de 75% de oro y 25% de platino. Se dispone de dos aleaciones comerciales para mezclar: una aleación de oro y platino con una composición de 80% de oro y 20% de platino, y otra aleación de oro y platino con una composición de 90% de oro y 10% de platino. ¿Qué cantidad de cada aleación es necesaria para fabricar 500 gramos de la aleación deseada?

Se pueden utilizar las fracciones en masa para determinar las cantidades de cada aleación necesaria para la mezcla:

Se desea una aleación con 75% de oro y 25% de platino, lo que significa que se necesita una mezcla de 75/25 de oro/platino.

La primera aleación comercial tiene una relación de 80/20 de oro/platino, lo que significa que cada 80 g de oro se mezclan con 20 g de platino.

La segunda aleación comercial tiene una relación de 90/10 de oro/platino, lo que significa que cada 90 g de oro se mezclan con 10 g de platino.

Para determinar la cantidad de cada aleación necesaria para fabricar 500 gramos de la aleación deseada, se pueden seguir los siguientes pasos:

1. Calcular la cantidad de oro y platino necesarios para obtener 500 gramos de la aleación deseada:

Cantidad de oro: $500 \text{ g} \times 75\% = 375 \text{ g}$

Cantidad de platino: $500 \text{ g} \times 25\% = 125 \text{ g}$

2. Utilizando las relaciones de mezcla de las aleaciones comerciales, se pueden determinar las cantidades de cada aleación necesarias para obtener las cantidades necesarias de oro y platino:

De la primera aleación comercial, para obtener 375 g de oro se necesitan: $375 \text{ g} / 0,8 \times 0,2 = 234,38 \text{ g}$. Por lo tanto, se necesitan 234,38 g de esta aleación.

De la segunda aleación comercial, para obtener 125 g de platino se necesitan: $125 \text{ g} / 0,1 \times 0,9 = 1388,89 \text{ g}$. Por lo tanto, se necesitan 1388,89 g de esta aleación.

Por lo tanto, para obtener 500 gramos de la aleación deseada, se necesitan 234,38 g de la primera aleación comercial y 1388,89 g de la segunda aleación comercial.

Ejercicio:

Se pueden utilizar las fracciones en masa para determinar las cantidades de cada aleación necesaria para la mezcla:

- Se desea una aleación con 75% de oro y 25% de platino, lo que significa que se necesita una mezcla de 75/25 de oro/platino.
- La primera aleación comercial tiene una relación de 80/20 de oro/platino, lo que significa que cada 80 g de oro se mezclan con 20 g de platino.
- La segunda aleación comercial tiene una relación de 90/10 de oro/platino, lo que significa que cada 90 g de oro se mezclan con 10 g de platino.

Para determinar la cantidad de cada aleación necesaria para fabricar 500 gramos de la aleación deseada, se pueden seguir los siguientes pasos:

1. Calcular la cantidad de oro y platino necesarios para obtener 500 gramos de la aleación deseada:
 Cantidad de oro: $500 \text{ g} \times 75\% = 375 \text{ g}$
 Cantidad de platino: $500 \text{ g} \times 25\% = 125 \text{ g}$

2. Utilizando las relaciones de mezcla de las aleaciones comerciales, se pueden determinar las cantidades de cada aleación necesarias para obtener las cantidades necesarias de oro y platino:

De la primera aleación comercial, para obtener 375 g de oro se necesitan: $375 \text{ g} / 0,8 \times 0,2 = 234,38 \text{ g}$. Por lo tanto, se necesitan 234,38 g de esta aleación.

De la segunda aleación comercial, para obtener 125 g de platino se necesitan: $125 \text{ g} / 0,1 \times 0,9 = 1388,89 \text{ g}$. Por lo tanto, se necesitan 1388,89 g de esta aleación.

Por lo tanto, para obtener 500 gramos de la aleación deseada, se necesitan 234,38 g de la primera aleación comercial y 1388,89 g de la segunda aleación comercial.

d) Aleaciones de Alta Temperatura

Son aquellas que se utilizan en ambientes donde se requiere resistencia a temperaturas muy altas, es decir, temperaturas superiores a los 500°C. Estas aleaciones se utilizan en la fabricación de turbinas de aviones, reactores nucleares, motores de cohetes, hornos industriales y otras aplicaciones donde se requiere alta resistencia a la corrosión, la oxidación y la fatiga térmica.

Algunas de las aleaciones de alta temperatura más comunes son:

- Aleaciones de níquel: contienen níquel como componente principal y se utilizan en la fabricación de turbinas de aviones, motores de cohetes, piezas de maquinaria y otros equipos que operan a altas temperaturas.
- Aleaciones de titanio: contienen titanio como componente principal y se utilizan en la fabricación de piezas de motores de aviones, reactores nucleares, hornos industriales y otros equipos que requieren alta resistencia a la corrosión y la oxidación a altas temperaturas.
- Aleaciones de molibdeno: contienen molibdeno como componente principal y se utilizan en la fabricación de hornos industriales, piezas de maquinaria y otros equipos que operan a altas temperaturas.

- Aleaciones de tungsteno: contienen tungsteno como componente principal y se utilizan en la fabricación de filamentos de lámparas incandescentes, hornos industriales y otros equipos que requieren alta resistencia a la temperatura y la corrosión.
- Aleaciones de cobalto: contienen cobalto como componente principal y se utilizan en la fabricación de turbinas de gas, motores de cohetes y otros equipos que requieren alta resistencia a la temperatura y la corrosión.
- Aleaciones de hierro-cromo-aluminio: las aleaciones de hierro-cromo-aluminio, como la Kanthal, tienen una alta resistencia a la oxidación y se utilizan en elementos calefactores para hornos y sistemas de calefacción.

Las aleaciones de alta temperatura son esenciales en la industria, ya que permiten la fabricación de equipos y maquinarias que pueden operar a temperaturas muy elevadas sin sufrir deformaciones o deterioro en su estructura.

Ejemplo:

La aleación de níquel Inconel 718. Esta aleación es ampliamente utilizada en aplicaciones de alta temperatura, como en turbinas de aviones y en la industria aeroespacial.

Está compuesta principalmente de níquel, cromo y hierro, y también contiene cantidades significativas de niobio, molibdeno y titanio. Esta combinación de elementos confiere a la aleación una alta resistencia a la corrosión y a la oxidación a altas temperaturas, así como una alta resistencia mecánica a temperaturas elevadas.

La aleación Inconel 718 se utiliza en turbinas de aviones para las secciones de alta temperatura de la turbina, como las palas de la turbina y los discos. En la industria aeroespacial, también se utiliza en componentes de motores de cohete, como las toberas.

Ejercicio:

Un fabricante de turbinas de gas necesita desarrollar una aleación de alta temperatura para su uso en la sección de la turbina que está expuesta a temperaturas de hasta 900°C. Se requiere una aleación que tenga alta resistencia mecánica, resistencia a la corrosión y resistencia al calor, ¿Qué tipo de aleación podría ser adecuada para esta aplicación?

Solución:

Para esta aplicación se necesita una aleación que tenga alta resistencia mecánica, resistencia a la corrosión y resistencia al calor. Una aleación adecuada para esta aplicación sería una aleación de níquel-cromo con adiciones de molibdeno y tungsteno. Estas aleaciones son conocidas por su resistencia a la oxidación y a la corrosión a altas temperaturas, y su alta resistencia mecánica. Además, la adición de molibdeno y tungsteno aumenta la resistencia a la fluencia de la aleación, lo que la hace resistente a la deformación plástica a altas temperaturas.

Por lo tanto, una aleación de níquel-cromo con adiciones de molibdeno y tungsteno sería adecuada para la aplicación en la sección de la turbina expuesta a temperaturas de hasta 900°C.

e) Aleaciones con Memoria de Forma

Son materiales que tienen la capacidad de recuperar su forma original después de ser deformados cuando se exponen a una determinada temperatura. Esto se debe a que estas aleaciones tienen una estructura cristalina especial que les permite cambiar su forma en respuesta a cambios en la temperatura o el estrés.

Las aleaciones con memoria de forma son un tipo especial de aleaciones que tienen la capacidad

de volver a su forma original después de ser deformadas, cuando se les somete a un estímulo externo como el calor o el magnetismo. Estas aleaciones se utilizan en diversas aplicaciones, como en la industria aeroespacial, automotriz, biomédica y electrónica.

Algunos ejemplos de aleaciones con memoria de forma son:

- Aleaciones de níquel-titanio (NiTi): también conocidas como aleaciones nitinol, son las más conocidas y utilizadas en aplicaciones de memoria de forma. Se utilizan en dispositivos biomédicos como stents, catéteres y aparatos ortopédicos, así como en aplicaciones aeroespaciales y automotrices.
- Aleaciones de cobre-zinc-aluminio (CuZnAl): se utilizan principalmente en aplicaciones de control de vibraciones, como amortiguadores y dispositivos de seguridad en edificios, puentes y otras estructuras.
- Aleaciones de hierro-manganoso-silicio (FeMnSi): se utilizan en la fabricación de dispositivos electrónicos como sensores de temperatura, actuadores y motores.
- Aleaciones de cobre-aluminio-níquel (CuAlNi): se utilizan en la fabricación de termómetros y termostatos, así como en la industria aeroespacial y automotriz.

Ejemplo:

Los brackets ortodónticos, son dispositivos pequeños que se adhieren a los dientes y se utilizan para corregir la posición de los dientes en la boca. Tradicionalmente, los brackets estaban hechos de acero inoxidable, pero en la actualidad también se utilizan brackets de aleaciones con memoria de forma.

Los brackets se fabrican en su forma original de arco y se deforman para adaptarse a la forma de los dientes del paciente. Una vez que se colocan los brackets, se calientan a una temperatura específica, lo que hace que la aleación recupere su forma original y aplique una fuerza constante sobre los dientes para corregir su posición.

La ventaja de utilizar aleaciones con memoria de forma para brackets ortodónticos es que pueden aplicar una fuerza constante y controlada sobre los dientes, lo que resulta en una corrección más precisa y efectiva de la posición dental. Además, son más cómodos para el paciente que los brackets de acero inoxidable, ya que aplican una fuerza más suave y constante. En general, los brackets de aleaciones con memoria de forma son una opción popular y efectiva para la corrección de la posición dental.

Ejercicio:

Una aleación de níquel-titanio tiene una longitud de 10 cm a temperatura ambiente y una longitud de 15 cm a una temperatura de 50°C. ¿Cuál es el coeficiente de expansión lineal de la aleación?

Solución:

La aleación de níquel-titanio tiene un comportamiento de memoria de forma y cambia de longitud cuando se somete a un cambio de temperatura. La longitud de la aleación se puede calcular utilizando la siguiente fórmula:

$$\Delta L = L\alpha\Delta T$$

En la que: ΔL es el cambio de longitud, L es la longitud original, α es el coeficiente de expansión lineal y ΔT es la diferencia de temperatura.

En este caso, la longitud original es $L = 10$ cm y la longitud a la temperatura más alta es $L + \Delta L = 15$ cm. La diferencia de temperatura es $\Delta T = 50^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C} = 30^\circ\text{C}$.

Entonces, se puede calcular el coeficiente de expansión lineal α como sigue:

$$\Delta L = L\alpha\Delta T$$

$$15 \text{ cm} - 10 \text{ cm} = (10 \text{ cm})\alpha(30^\circ\text{C})$$

$$5 \text{ cm} = 300\alpha$$

$$\alpha = 5 \text{ cm} / 300^\circ\text{C}$$

$$\alpha = 0,0167 \text{ 1/}^\circ\text{C}$$

Por lo tanto, el coeficiente de expansión lineal de la aleación de níquel-titanio es de 0,0167 1/°C. Esto significa que por cada grado Celsius de aumento de temperatura, la aleación se expandirá 0,0167 veces su longitud original.

Ejercicios Propuestos:

1. ¿Qué es una aleación?
2. ¿Por qué se utilizan aleaciones en lugar de metales puros?
3. ¿Qué es una aleación de acero inoxidable?
4. Una aleación de cobre y zinc (latón) tiene una composición de 70% de cobre y 30% de zinc. Si se expone a una atmósfera de oxígeno a alta temperatura, ¿cuál será la reacción de oxidación que se producirá?
5. Una aleación de hierro, cromo y níquel (acero inoxidable) tiene una composición de 70% de hierro, 20% de cromo y 10% de níquel. Si se expone a una solución de ácido clorhídrico (HCl), ¿cuál será la reacción de disolución que se producirá?
6. ¿Cuál es la composición del acero inoxidable 316?
7. ¿Qué elementos se utilizan comúnmente como aleantes en el aluminio?
8. ¿Cuál es la principal aplicación del latón?
9. ¿Qué propiedad de las aleaciones de alta temperatura las hace útiles en la fabricación de equipos de reactores nucleares?
10. Se desea fabricar una aleación de cobre y zinc para su uso en aplicaciones eléctricas. La aleación debe tener una conductividad eléctrica lo más alta posible y una resistencia a la corrosión adecuada. Se dispone de cobre con una pureza del 99,9% y zinc con una pureza del 99,5%. Determine la cantidad de cada metal necesaria para fabricar 100 kg de aleación con una composición de 70% de cobre y 30% de zinc.

CONCLUSIONES

"En este libro de Química General, se ha explorado los fundamentos de la química, desde los átomos y las moléculas hasta las reacciones químicas y los equilibrios. Esperamos que este libro haya proporcionado una base sólida en esta disciplina científica fascinante.

Se ha descubierto que la química es mucho más que una ciencia abstracta; se puede encontrar en todo lo que hacemos, desde las cosas que usamos hasta los alimentos que consumimos. Los problemas globales más importantes, incluidos el cambio climático, la energía y la salud, se pueden resolver con la ayuda de la química.

El deber de uno como químico es utilizar nuestro conocimiento y experiencia en beneficio de la humanidad y el medio ambiente. Esperamos que este libro haya despertado su interés en explorar más a fondo los temas y conceptos tratados, y que le haya brindado las herramientas que necesita para continuar aprendiendo sobre química.

Nos despedimos de usted con la esperanza de que este libro lo haya animado a continuar aprendiendo sobre el fascinante campo de la química y le haya brindado una nueva perspectiva sobre el significado y la belleza de esta disciplina"

BIBLIOGRAFÍA

- Admin. (2021). Guía de estudio de gases en la química - Maestros online. <https://eldiadelmaestro.com/gases/>
- Ampliación de Biología y Geología. (2013). Las sales minerales. <https://sites.google.com/site/ampliabiogeo/bioqui/las-biomoleculas/las-sales-minerales>
- Averill, B. A., & Eldredge, P. L. (2015). Química: Principios y aplicaciones. Cengage Learning.
- Ben Mills. (2007). Wikimedia Commons. In Wikipedia.
- Blogspot.com. (2017). La química periódica: Triadas de Döbereiner. <https://quimicaperiodicaumh.blogspot.com/2017/12/triadas-de-dobereiner.html>
- Brown, T., LeMay, H., Burnsten, B., & Murphy, C. (2009). Química la Ciencia Central (E. Pearson, Ed.; Décimo Primera).
- Cettolo, I. (2011, February 24). REPASAMOS. Google.Com. <https://sites.google.com/site/279enlaces/resumen>
- Chang, R. (2019). Química general (12a ed.). McGraw-Hill Education.
- Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). Química, 11va Edición.
- Curosopos. (2022). Leyes de los gases 2o ESO. Cursos y Oposiciones. <https://cursos-oposiciones.es/estudios/leyes-de-los-gases-2o-eso/>
- Descarga gratis. (2023). Tabla periódica elemento químico ley de moseley química símbolo, símbolo, periódico, mesa png | PNGEgg. <https://www.pngegg.com/es/png-xnlyy/download>
- Electroquímica - Bing. (2018). electroquímica - Bing images. <https://www.bing.com/images/search?view=detailV2&ccid=9slkofBn&id=8088122E68B551EEF2EB9BDC60EDB291983D971E&thid=OIP.9slkofBn7etsnQFSOOrKAQHaEK&mediaurl=https%3a%2f%2fs3-us-west-2.amazonaws.com%2fcentrosconacyt%2fwp-content%2fuploads%2f2016%2f06%2fFigura-2-5-1560x877>
- Entertainment, W. T. (2023). Ley de Graham. https://astronomia.fandom.com/wiki/Ley_de_Graham
- Equilibrio Químico Imágenes - Bing. (2019). Reacciones Químicas - Bing. <https://www.bing.com/images/search?q=electroquimica&form=HDRSC3&first=1>
- Escobar, L. (2014). FUNDAMENTOS DE QUÍMICA GENERAL.
- Escuelapedia. (2014). Tipos de sales (química) - Escuelapedia - Recursos Educativos. <https://www.escuelapedia.com/tipos-de-sales-quimica/>
- Galindo, Y. (2016). QUÍMICA 3o: Tema # 11.-Nomenclatura y Formulación de Compuestos Inorgánicos. 2016. <https://unidadeducativaespiedrasquimica3.blogspot.com/2016/11/tema-11-nomenclatura-y-formulacion-de.html>
- Greg Robson with Inkscape. (2009, June 31). Periodic table of elements showing electron shells.png: CC BY-SA 2.5. <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1877861>.
- Hyperphysics.phy-astr.edu. (2023). Table of Standard Electrode Potentials. <http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/Tables/electpot.html#c1>
- Jesús S. (2022). Ley de Dalton: Las proporciones múltiples y las presiones variables. <https://economia3.com/>

ley-dalton-enunciado/

Julian, C. (2017). Densidad y Peso Específico - Ejercicios Resueltos - Fisimat. <https://www.fisimat.com.mx/densidad-y-peso-especifico/>

Khan Academy. (2007). Khan Academy. <https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry/electronic-structure-of-atoms-ap/bohr-model-hydrogen-ap/a/bohrs-model-of-hydrogen>

Kotz, J. C., Treichel, P. M., Townsend, J. R., & Treichel, D. A. (2018). Química y reactividad química (9a ed.). Cengage Learning.

Ley de Boyle-Mariotte. (2020). Ley de Boyle-Mariotte. Pinterest. <https://www.pinterest.com/pin/598626975466195044/>

Leyes fundamentales de la Química. (n.d.). Retrieved February 23, 2023, from <https://www.portaleducativo.net/tercero-medio/12/leyes-fundamentales-de-la-quimica>

Luis, P. (2019). Cristalografía. Elementos cristalográficos. Redes cristalinas. Biología-Geología.Com.

McGraw Hill. (2022). Estructura Atómica. Mheducation.Es. <https://www.mheducation.es>

McMurray, John., Fay, R. C., Enríquez Brito, J., González Pozo, Virgilio., & Hernández Millán, Gisela. (2009). Química general. <https://booksmedicos.org/quimica-general-mcmurry-5a-edicion/>

Mira, P. J. (2021, October 11). ¿Qué es un compuesto binario? Definición y ejemplos - El Gen Curioso. <https://www.elgencurioso.com/2021/10/11/que-es-un-compuesto-binario-definicion-y-ejemplos/>

Nasa.gov. (2023). Webb descubre nuevos detalles en el cúmulo de Pandora | Ciencia de la NASA. <https://ciencia.nasa.gov/webb-descubre-nuevos-detalles-en-el-cumulo-de-pandora>

OpenStax Biology. (2023). OpenStax | Free Textbooks Online with No Catch. @openstax/os-webview. <https://openstax.org/details/books/biology-ap-courses>

Pamzav. (2013). ley de avogadro. <https://es.slideshare.net/pamzav/ley-de-avogadro-16591474>

Petrucci, R. H., Herring, F. Geoffrey., Madura, J. D., Pando García-Pumarino, C., Rodríguez Renuncio, J. A., & George, N. A. (2011). Química general: principios y aplicaciones modernas. Pearson.

Portal Académico del CCH. (2013). Enlace Covalente no polar. <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad2/tiposdeenlaces/covalentenopolar>

Reacciones químicas | Portal Académico del CCH. (n.d.). Retrieved February 23, 2023, from <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/agua-compuesto-o-elemento/reacciones-quimicas>

Rodríguez, A. (2021, July 26). ¿Qué son ácidos oxácidos? <https://biblogteca.com/que-son-acidos-oxacidos/> Significado de Reacción química - Qué es, Definición y Concepto. (n.d.). Retrieved March 13, 2023, from <https://quesignificado.com/reaccion-quimica/>

Solución Problema 1 Ley de Gay - Lussac. (2022). Solución Problema 1 Ley de Gay - Lussac. <https://www.fisimat.com.mx/solucion-problema-1-ley-de-gay-lussac/>

Tabla Periódica. (2017). La Tabla Periódica. La Tabla Periódica. <https://tablaperiodica829.wordpress.com/> Tro, N. J. (2017). Química: Estructura y propiedades (2a ed.). Pearson.

Unam.mx. (2023). Enlaces químicos - Unidad de Apoyo Para el Aprendizaje. https://uapas2.bunam.unam.mx/ciencias/enlaces_quimicos/

Vector Las Estructuras Moleculares De Las Sustancias Químicas Aisladas En Blanco Ilustración del Vector - Ilustración de sustancia, etileno: 79741357. (2016, November 4). Dreamstime.Com. <https://es.dreamstime.com/stock-de-ilustraci%C3%B3n-vector-las-estructuras-moleculares-de-las-sustancias-qu%C3%ADmicas-aisladas-en-blanco-image79741357>

Wikimedia Commons. (2022). File: Redes de Bravais.png - Wikimedia Commons. https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Redes_de_Bravais.png

Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2017). Química general (10a ed.). Cengage Learning.

Zumdahl, S. S., & DeCoste, D. J. (2010). Introductory chemistry: a foundation. Brooks/Cole, CENGAGE Learning.

ISBN: 978-9942-7124-0-0



9 789942 712400

"La Química es una ciencia fascinante que nos permite entender y explicar el mundo que nos rodea.

Desde la comprensión de la estructura y propiedades de la materia hasta la explicación de los procesos químicos que ocurren en la naturaleza y en la tecnología, la química es una disciplina fundamental en la búsqueda de soluciones a los problemas más apremiantes de nuestra sociedad.

Este libro de Química General es una introducción a los principios y conceptos fundamentales de esta ciencia, diseñado para estudiantes de química y para aquellos que buscan una comprensión más profunda de los fenómenos químicos que nos rodean. En sus páginas se encontrará una guía para el aprendizaje de los conceptos esenciales, desde la estructura atómica y molecular hasta las reacciones químicas y los equilibrios.