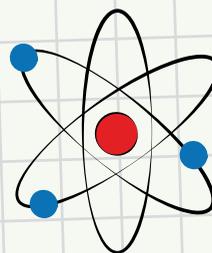
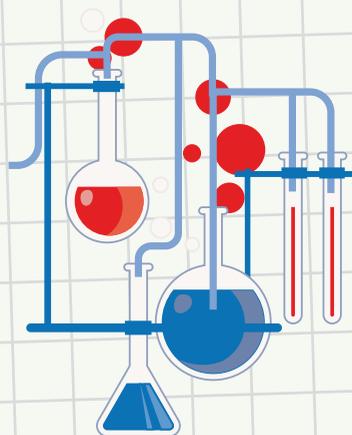
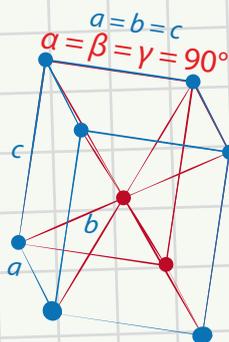
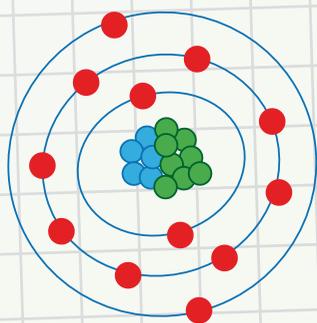


Introducción a la química básica

Camila Andrea Rico-Páez, Laura Amelia López-Hernández,
Eduardo Andrés Martín-Sanabria, William García-Caro,
Erika Ximena Velandia-Mesa, Fredy Ramón Garay-Garay



COLECCIÓN
CB
CIENCIAS
BÁSICAS

La colección CIENCIAS BÁSICAS presenta obras que proponen soluciones prácticas a la educación en ciencias, con el objetivo de llegar a una apropiación contextualizada del conocimiento de las ciencias básicas. Así es como se busca, no solo aproximar a los estudiantes a este conocimiento fundante, sino que, como valor agregado, ejemplificar las ciencias básicas en contextos de formación profesional, estableciendo marcos de referencia, propios de cada disciplina. De esta forma, se pretende contribuir a optimizar los procesos de enseñanza, comprensión y aprendizaje para estudiantes y profesores.

CAMILA ANDREA RICO-PÁEZ

Licenciada en Química y magister en Docencia de la Química, de la Universidad Pedagógica Nacional. Es coordinadora del área de Química de Materiales y docente en la Universidad Católica de Colombia. Cuenta con experiencia en campos de investigación relacionados con la participación de las mujeres en las ciencias y la enseñanza de la química.

LAURA AMELIA LÓPEZ-HERNÁNDEZ

Licenciada en Ciencias de la Educación con especialidad en Biología y Química, especialista en Educación Ambiental, maestranda en Dirección Estratégica, con especialidad en Gerencia y orientación en Gestión integrada de medio ambiente, calidad y prevención. Es coordinadora de Responsabilidad social y extensión, del Departamento de Ciencias Básicas de la Universidad Católica de Colombia y docente de Química de Materiales en la misma institución. Cuenta con experiencia en docencia de química, biología y áreas afines, así como en capacitación técnica del manejo de productos químicos en empresas nacionales e internacionales.

EDUARDO ANDRÉS MARTÍN-SANABRIA

Licenciado en Química, de la Universidad Pedagógica Nacional. Es laboratorista de química en la Universidad Católica de Colombia. Aborda líneas de investigación en trabajo práctico de laboratorio (TPL), aprendizaje basado en problemas (ABP) y modelación científica escolar. Cuenta con experiencia en la enseñanza de química y matemáticas, mediante elementos conceptuales y prácticos de la didáctica de las ciencias.

WILLIAM GARCÍA-CARO

Licenciado en Química, de la Universidad Pedagógica Nacional, magister en Ciencias-Química, de la Universidad Nacional de Colombia. Es docente de secundaria y universitario, y coordinador de laboratorios, de la Universidad Católica de Colombia. Aborda líneas de trabajo e investigación en ciencias de materiales y química del estado sólido, e historia y didáctica de las ciencias naturales.

ERIKA XIMENA VELANDIA-MESA

Ingeniera química, de la Universidad Nacional de Colombia con enfoque en separación, simulación e investigación en diseño de productos y procesos del área productiva. Cuenta con experiencia en el área ingenieril en procesos de tratamiento de aguas residuales y potables, en procesos de producción industrial y en la coordinación de laboratorios en la Universidad Católica de Colombia.

FREDY RAMÓN GARAY-GARAY

Doctor en Enseñanza, filosofía e historia de las ciencias. Es director del Departamento de Ciencias Básicas, de la Universidad Católica de Colombia, profesor del Doctorado en Psicología de la misma institución, profesor investigador en las líneas de formación de profesores, historia y epistemología de las ciencias, y educación en ciencias, profesor visitante de universidades nacionales e internacionales, así como par evaluador de revistas nacionales e internacionales especializadas.

CAMILA ANDREA RICO-PÁEZ, LAURA AMELIA LÓPEZ-HERNÁNDEZ,
EDUARDO ANDRÉS MARTÍN-SANABRIA, WILLIAM GARCÍA-CARO,
ERIKA XIMENA VELANDIA-MESA, FREDY RAMÓN GARAY-GARAY

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA BÁSICA



UNIVERSIDAD CATÓLICA
de Colombia
Vigilada Mineducación

Rico-Páez, Camila Andrea

Introducción a la química básica / Camila Andrea Rico-Páez ... [y otros cinco] .—Bogotá : Universidad Católica de Colombia, 2022

92 páginas; 20 x 24 cm.—(colección: Ciencias Básicas)

ISBN: 978-958-5133-97-6 (impreso)

978-958-5133-98-3 (digital)

I. Título II. Serie III. Velandia-Mesa, Erika Ximena IV. López-Hernández, Laura Amelia V. Martín-Sanabria, Eduardo Andrés VI. García-Caro, William VII. Garay-Garay, Fredy Ramón

QUÍMICA 2. REACCIONES QUÍMICAS

Dewey: 540 SCDD ed. 21

© Universidad Católica de Colombia

© Camila Andrea Rico-Páez

© Laura Amelia López-Hernández

© Eduardo Andrés Martín-Sanabria

© William García-Caro

© Erika Ximena Velandia-Mesa

© Fredy Ramón Garay-Garay

Primera edición, Bogotá, D. C.
Marzo de 2022

Dirección Editorial

Stella Valbuena García

Coordinación Editorial

María Paula Godoy Casasbuenas

Corrección de estilo

Gabriela de la Parra

Diseño de colección

Juanita Isaza

Diagramación

Andrés Mauricio Enciso

Publicación digital

Hipertexto Ltda.

www.hipertexto.com.co

Bogotá, D. C., Colombia

Cómo citar

Impreso

Rico-Paez, C. A., Lopez-Hernandez, L. A.,
Martin-Sanabria, E. A., Garcia-Caro, W., Velandia-
Mesa, E. X. & Garay-Garay, F.R. (2022).

Introducción a la química básica. Editorial
Universidad Católica de Colombia.

Digital

Rico-Páez, C. A., López-Hernández, L. A., Martín-
Sanabria, E. A., García-Caro, W., Velandia-Mesa, E.
X. & Garay-Garay, F.R. (2022). *Introducción a la
química básica*. Editorial Universidad Católica de
Colombia.

<https://doi.org/10.14718/9789585133983.2022>

Departamento de Ciencias Básicas

Diagonal 46A n.º 15B-10, sede Claustro, bloque U
Teléfono: (571) 327 7300 ext.: 3000, 3002, 3003 y 3007
Bogotá, D. C.

cienciasbasicas@ucatolica.edu.co

Editorial

Universidad Católica de Colombia

Av. Caracas 46-72, piso 5

Bogotá, D. C.

editorial@ucatolica.edu.co

www.ucatolica.edu.co

Licencia Creative Commons Atribución-CompartirIgual 4.0
Internacional (CC BY-SA 4.0)



CONTENIDO

INTRODUCCIÓN	7
CAPÍTULO 1. EL MUNDO DEL ÁTOMO Y OTRAS MICROESTRUCTURAS	9
1. Las formas de los materiales: estados de agregación	9
Estado sólido	9
Estado líquido	10
Estado gaseoso	10
2. Todo lo que nos rodea: la materia y sus propiedades	10
3. Una visión hacia lo más pequeño: el átomo y su estructura	11
Número atómico	12
Número másico	13
Isótopos	13
Modelo atómico de Bohr	13
Modelo mecánico cuántico del átomo	14
Modelo cuántico del átomo	14
Número cuántico	14
4. El orden atómico: configuración electrónica	16
5. La maravillosa unión de átomos y moléculas: el enlace químico	17
Regla de octeto	18
Estructura de Lewis	18
Electrones de valencia	18
Enlace iónico	19
Enlace covalente	20
Enlaces covalentes apolares y polares	20
Enlaces sencillos, dobles, triples y coordinados	21
Enlace metálico	23
6. Organizaciones moleculares y atómicas en química: estructuras cristalinas	24
Ortorrómico	27
Tetragonal	27
Hexagonal-trigonal	27
Monoclínico	28
Triclínico	28
Romboédrico	29
Referencias	30

CAPÍTULO 2. ¿CÓMO SE CLASIFICAN Y CUANTIFICAN LAS REACCIONES QUÍMICAS?	31
1. Representación de los cambios químicos: ecuaciones químicas	31
2. La masa no se crea ni se destruye: balanceo de ecuaciones	33
Hágalo usted mismo	34
3. El fenómeno de las reacciones químicas	37
4. Cuantificar las reacciones químicas: estequiometría de reacciones	43
Cálculos mol-mol	44
Cálculos mol-gramo/gramo-mol	45
Cálculos gramo/gramo	46
Reactivo límite	47
Ejercicios propuestos	48
5. El lenguaje de los químicos	48
Compuestos binarios	49
Compuestos ternarios	50
Referencias	52
CAPÍTULO 3. ACERCA DE LAS DISOLUCIONES ACUOSAS	53
1. El agua como disolvente	53
2. ¿Qué son las disoluciones, en particular, las acuosas?	54
3. ¿Cuál es el proceso en el que los solutos se disuelven en agua?	55
4. ¿Las disoluciones pueden conducir corriente eléctrica? Clasificación de solutos en electrolitos y no electrolitos	57
5. ¿Cuáles son las unidades de concentración físicas y químicas?	59
6. ¿Cuál es la relación entre las unidades de concentración química y las entidades microscópicas?	60
7. Experiencias prácticas: ¿cómo preparar disoluciones acuosas?	60
8. Dilución de disoluciones	60
9. Afianzar el conocimiento: ejercicios teóricos	61
10. Afianzar el conocimiento: ejemplo de resolución de ejercicios teóricos	63
11. Consideraciones finales	64
CAPÍTULO 4. UN VIAJE AL ESTADO GASEOSO DE LA MATERIA	67
1. ¿Por qué es importante el estudio de los gases en la industria?	67
2. Postulados fundamentales de la teoría cinética de los gases	68
3. ¿Qué propiedades tienen los gases?	69
4. ¿Qué variables fisicoquímicas afectan el comportamiento de los gases?	70

La presión	70
La temperatura	70
El volumen	71
Cantidad de sustancia	71
5. ¿Cuáles son las leyes que definen el comportamiento de los gases en ciertas condiciones?	72
Ley de Boyle-Mariotte	72
Ley de Charles	73
Ley de Avogadro.....	74
Ley de Gay-Lussac	75
Ley combinada de los gases.....	75
Ecuación del gas ideal	75
6. Afianzar el conocimiento: ejercicios teóricos	77
7. Afianzar el conocimiento: ejemplo de resolución de ejercicios teóricos	79
8. Consideraciones finales	80
Referencias	81

CAPÍTULO 5. QUÍMICA EN ACCIÓN: GUÍA RÁPIDA SOBRE ASPECTOS CENTRALES DEL SISTEMA GLOBALMENTE ARMONIZADO (SGA)	83
1. ¿Para qué un sistema de clasificación de sustancias químicas?	83
2. ¿Qué conceptos son esenciales en el Sistema globalmente armonizado?	84
3. Identificación de los elementos en una etiqueta.....	85
4. Las fichas de seguridad de productos químicos.....	86
5. Consideraciones finales	88
Referencias.....	88
CONCLUSIONES	89

INTRODUCCIÓN

En el mundo de hoy, la ingeniería y la química cada vez están más entrelazadas. Esto se debe al continuo uso y a la generación de nuevos materiales y materias primas que le dan forma a todo lo que el ingenio llegue a proponerse. Por eso, se hace necesario que los ingenieros en formación conozcan a profundidad los conceptos generales que están presentes en el estudio de los fenómenos que afectan el comportamiento químico de la naturaleza y de sus componentes, con el fin de responder a retos que se hacen más exigentes, lo cual solo será posible con una comprensión holística de su esencia a escala micro y macroscópica.

El propósito de este libro es otorgarles a los estudiantes de ingeniería las herramientas requeridas para adentrarse en este mundo maravilloso que es la química, a partir de las bases mismas, no solo para recordar conceptos adquiridos en su formación de secundaria, sino para fortalecer aquellos que no están claros.

La estructura general de cada capítulo cuenta con una introducción que pone en contexto los temas que se van a abordar; luego, se guiará al estudiante por los componentes teóricos y las nociones para profundizar en las temáticas propuestas. Además, se proponen ejemplos que buscan fortalecer las habilidades para la resolución de problemas, acompañados de experiencias con las que se pretende incorporar lo aprendido en ejercicios prácticos de laboratorio. Por último, se proponen diversos casos, algunos de ellos con estructura de pregunta tipo Saber Pro, y se concluye con las consideraciones finales de lo tratado y las referencias bibliográficas que pueden ser consultadas por los estudiantes para ahondar en ello.

En el capítulo 1, “El mundo del átomo y otras microestructuras”, se busca dar una idea general acerca de cómo actúan las entidades químicas (los átomos y las moléculas) a una escala microscópica y su relación con las propiedades macroscópicas de las sustancias, que están asociadas con la forma en que se pueden agrupar en esa escala.

En el capítulo 2, “¿Cómo se clasifican y cuantifican las reacciones químicas?”, se introducen los fenómenos presentes en las reacciones químicas, la manera como se expresan, las leyes

que las determinan y el papel que cumplen las cantidades de los reactivos para producir cantidades precisas.

En el capítulo 3, “Acerca de las disoluciones acuosas”, se abordan los elementos fundamentales de las disoluciones químicas, el rol de solventes como el agua, las propiedades fisicoquímicas que afectan el comportamiento de estas, las unidades de concentración físicas y químicas de las disoluciones y las expresiones que permiten conocer con certeza la relación entre soluto y solvente.

El capítulo 4, “Un viaje al estado gaseoso de la materia” ofrece una visión general de ese estado de agregación, las variables que lo afectan (presión, volumen, temperatura y cantidad de sustancia) y cómo se interrelacionan para explicar el comportamiento de las sustancias que se encuentran de esta forma. Asimismo, se revisan las leyes de los gases ideales y cómo pueden predecir la manera en que actuarán bajo diferentes condiciones.

Por último, el capítulo 5, “Química en acción. Guía rápida sobre aspectos centrales del SGA” trata la importancia de una buena manipulación de los reactivos para disminuir los riesgos que surgen al trabajar en el laboratorio. Por otro lado, se desglosa el Sistema globalmente armonizado (SGA) y sus particularidades, con el fin de reconocer la información contenida en las etiquetas y fichas de seguridad de los reactivos químicos.

EL MUNDO DEL ÁTOMO Y OTRAS MICROESTRUCTURAS

En la antigua Grecia surgió el cuestionamiento acerca de la composición del universo y se planteó, como primera idea, la existencia de cuatro elementos fundamentales —fuego, aire, agua y tierra— de la materia. En el siglo V a. C. tomó fuerza la propuesta de que dicha composición estaba formada por partículas pequeñas e indivisibles a las que denominaron átomos, hasta que se descubrió que estos no eran iguales en tamaño y masa y que estaban conformados por partículas más pequeñas denominadas electrones, protones y neutrones.

1. Las formas de los materiales: estados de agregación

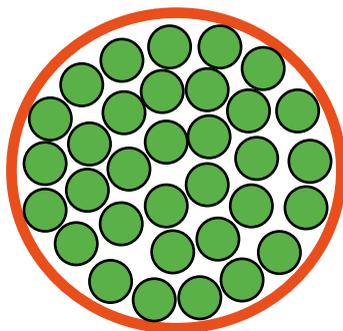
La materia puede presentarse en diferentes estados físicos, que se conocen como estados de agregación. En condiciones normales de presión y temperatura se encuentran los estados sólido, líquido y gaseoso.

Estado sólido

Las partículas permanecen muy unidas, debido a que tienen fuerzas de atracción altas que minimizan las distancias entre ellas. Un aspecto importante de los sólidos es que, aunque parecen estar quietos, sus partículas están en constante vibración. Además, tienen un volumen y una forma definidos y no pueden ser comprimidos. Las estructuras que los forman son

establecidas por figuras geométricas, dada la organización de sus átomos; esto ocasiona que también puedan presentarse como cristales. Podría imaginarse que, internamente, un sólido se ve así:

Figura 1: Sólidos



Fuente: elaboración propia.

Estado líquido

A diferencia del sólido, en el estado líquido, las partículas se hallan un poco más separadas, lo cual le confiere las siguientes características: fluidez, forma indefinida, viscosidad, tensión superficial y capilaridad. Generalmente, las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que las fuerzas intramoleculares.

Estado gaseoso

En estado gaseoso, las partículas se encuentran más dispersas, puesto que tienen mayor energía cinética en comparación con los estados ya descritos.

Los gases se difunden con facilidad, ocupan todo el espacio del contenedor y ejercen presión sobre las superficies con las que se encuentran en contacto. La fuerza entre las partículas de un gas es mínima.

2. Todo lo que nos rodea: la materia y sus propiedades

La materia es todo aquello que tiene masa y ocupa un espacio, es decir, tiene volumen. Sus características se clasifican en propiedades generales o extrínsecas, que corresponden a

toda muestra de materia, e intrínsecas o específicas, que permiten diferenciar una sustancia de otra.

3. Una visión hacia lo más pequeño: el átomo y su estructura

El trabajo del científico inglés John Dalton determinó el inicio de la química moderna, al ofrecer un concepto del átomo más detallado que el expresado por el filósofo griego Demócrito en el siglo V a. C., quien tenía la idea de que toda la materia estaba formada por partículas muy pequeñas e indivisibles a las que llamó átomos. Dalton basó su teoría atómica en las siguientes hipótesis:

- La materia está formada por partículas diminutas, indivisibles e indestructibles llamadas átomos.
- Todos los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y propiedades.
- Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de los demás elementos.
- Los compuestos están formados por la combinación de átomos de diferentes elementos.
- Un compuesto dado siempre tiene el mismo número de átomos.
- En una reacción química, lo que sucede es un reordenamiento de átomos, porque la materia no se crea ni se destruye.

Mediante ensayos experimentales comprobó sus hipótesis y formuló su teoría atómica, sustentada en la ley de la conservación de la masa y la ley de la composición constante. A partir de la teoría atómica de Dalton se consideró el átomo como la unidad básica de un elemento químico. Con el tiempo, este modelo no fue suficiente para explicar nuevos fenómenos que se iban encontrando, por ejemplo, el comportamiento de los gases; sin embargo, constituyó un primer acercamiento cualitativo a la teoría de los átomos.

En 1897, el científico británico Joseph John Thomson y su equipo de trabajo propusieron un nuevo modelo atómico con base en experimentos realizados con rayos catódicos en los que se demostró la existencia de partículas con carga negativa; la prueba consistió en poner electrodos en un tubo al vacío conectados a una terminal metálica por la cual fluía un alto voltaje y arrojó que los rayos se desviaban hacia la placa positiva y se repelían con la placa de carga negativa. La

conclusión fue que dichos rayos estaban conformados por partículas negativas a las que llamó electrones. De esta manera, Thomson estableció el átomo como una masa cargada positivamente con partículas de carga negativa incrustadas en él, nominados electrones.

Pero un descubrimiento accidental cambió la concepción del átomo una vez más. En 1896, Henri Becquerel, en un intento por explicar materiales que emitían rayos X, experimentó con un compuesto de uranio en el que envolvió una placa fotográfica en un papel negro y luego lo dejó al sol con el trozo de tal compuesto encima. Cuando la reveló, la placa presentaba una impresión del compuesto, incluso sin exponerla al sol. Coligió que el material de uranio usado emitía radiación en todo momento. Por otra parte, Maria Sklodowska Curie, científica polaca, continuó con esos experimentos y halló que el responsable de la emisión de radiación no era todo el compuesto, sino el átomo de uranio; a este fenómeno lo llamó radiación.

Ernest Rutherford estudió los componentes de la radiación y descubrió tres tipos de partículas a las que nombró alfa (+), beta (-) y gamma (neutras). El físico y su equipo de trabajo desarrollaron una prueba en la que incidieron partículas alfa sobre una lámina de oro rodeada por una pantalla fluorescente de sulfuro de zinc (ZnS), que dio como resultado que, cuando chocaban con la lámina, algunas de estas partículas se repelían y cambiaban su trayectoria por completo, mientras otras la atravesaban. Su conclusión fue que existía un espacio vacío entre el centro y la corteza del átomo. De allí se propuso un nuevo modelo en el que el átomo tenía un núcleo constituido por partículas positivas (protones) y partículas neutras (neutrones), descubiertas por James Chadwick, y una corteza en la que las partículas negativas (electrones) giraban alrededor del núcleo.

Número atómico

Los átomos de los elementos siempre tienen en su núcleo el mismo número de protones, conocido como número atómico y representado con la letra Z. Henry Moseley lo demostró luego de varios experimentos con rayos catódicos y metales, y concluyó que cada elemento tenía un número atómico diferente.

Un átomo que tiene el mismo número de protones y electrones es un átomo neutro; por ende, si se conoce el número atómico es posible inferir el número de electrones también. Por ejemplo, si se sabe que el sodio (Na) tiene $Z=11$ es posible concluir que el átomo de este elemento tiene 11 protones y 11 electrones.

Número másico

El número másico se representa con la letra A y corresponde a la suma de protones y neutrones; así pues, es posible calcular el número másico si se conoce el número de protones y de neutrones:

$$A = \text{protones} + \text{neutrones} \quad (1.1)$$

El cloro tiene 17 protones y 18 neutrones; entonces, su número másico será:

$$A = 17 + 18 = 35 \quad (1.2)$$

De igual forma, si se tuviera el valor de número másico y el del número atómico, se podría conocer el número de neutrones.

Isótopos

Los isótopos son átomos del mismo elemento que han cambiado su número de neutrones y, en consecuencia, su número másico. Se representan de la siguiente forma:



Los isótopos tienen gran aplicación en el campo de la medicina y en el de la generación de energía nuclear.

Modelo atómico de Bohr

Con base en el modelo atómico creado por Rutherford, los espectros discontinuos de los elementos y la teoría cuántica de Planck, este físico planteó algunos postulados que redefinen la concepción del átomo:

1. Los átomos tienen orbitales con diferentes niveles de energía, a los cuales se les asignan números del 1 al 7, donde 1 es el de menos energía y 7 es el de mayor.
2. Los electrones pueden tener dos estados energéticos: basal, cuando está en el menor nivel de energía, y excitado, en el que el electrón ha absorbido energía en forma de cuantos, para pasar a un nivel más alto, o la ha liberado, para descender de nivel.
3. Las órbitas en las que se mueve el electrón son circulares.

Modelo mecánico cuántico del átomo

El modelo atómico de Bohr fue un avance importante para la comprensión de la naturaleza del átomo; sin embargo, solo explicaba por completo el átomo de hidrógeno. Este hecho llevó a que, en 1916, Arnold Sommerfeld usara un electroscopio más sensible que le permitiera observar unas líneas más finas entre las líneas del espectro visible, a las que denominó subniveles de energía y describían órbitas elípticas recorridas por los electrones. A estos subniveles se les asignaron las letras s, p, d, f, con un número máximo de electrones de 2, 6, 10 y 14, respectivamente. Este modelo se denominó mecánico cuántico del átomo y tuvo sus fundamentos en dos teorías: la dualidad onda partícula, propuesta por Louis de Broglie, la cual enuncia que los electrones pueden tener tanto propiedades de onda como de partícula, y el principio de incertidumbre de Heisenberg, que enuncia que no es posible determinar a la vez, con exactitud, la posición y la velocidad de una partícula.

Modelo cuántico del átomo

Esta teoría surgió para explicar el átomo desde la cuántica. Atiende en su totalidad a los principios de Broglie y Heisenberg. En 1926, el físico Erwin Schrödinger creó una fórmula conocida como la ecuación de onda, para describir el comportamiento ondulatorio de los electrones. En esa teoría se considera un átomo como un lugar del espacio donde es más probable encontrar un electrón alrededor del núcleo; en este sentido, un orbital no se define como una circunferencia por la que transitan los electrones, así como en el modelo propuesto por Bohr, sino como una región de probabilidad electrónica, es decir, donde se puede encontrar un electrón. Este ha sido el modelo predominante y abrió la posibilidad para el estudio de nuevas ramas: la física y la química cuánticas.

Número cuántico

En el modelo cuántico del átomo se establecen números cuánticos, que describen las características del electrón. Bohr utilizaba el número cuántico principal n y en el modelo de Schrödinger se usan tres números cuánticos para describir el orbital n , m , l , y m_s para describir el giro del electrón.

- **Número cuántico principal:** se designa con la letra n e indica el nivel en el que puede estar el electrón; toma valores de números naturales desde 1.
- **Número cuántico azimutal:** se representa con la letra l e indica el subnivel de energía. Está determinado por el número cuántico principal, de esta forma: ns , np , nd y nf . Así,

este número tomará valores correspondientes al nivel desde 0 hasta $n-1$, como se muestra en la Tabla 1.

Tabla 1: Valores para l

Valores de l	0	1	2	3	4	5
Representación de los valores por letras	s	p	d	f	g	h

Fuente: elaboración propia.

- **Número cuántico magnético:** se representa con las letras m_l y hace referencia a las orientaciones posibles de un orbital de acuerdo con el valor de l , como se relaciona en la Tabla 2:

Tabla 2: Valores para l y m

Nivel (n)	Subnivel	Número cuántico magnético
1	$l = 0 = s$	$m = 0$
2	$l = 0 = s$ $l = 1 = p$	$m = +1, 0, -1$
3	$l = 0 = s$ $l = 1 = p$ $l = 2 = d$	$m = +2, +1, 0, -1, -2$

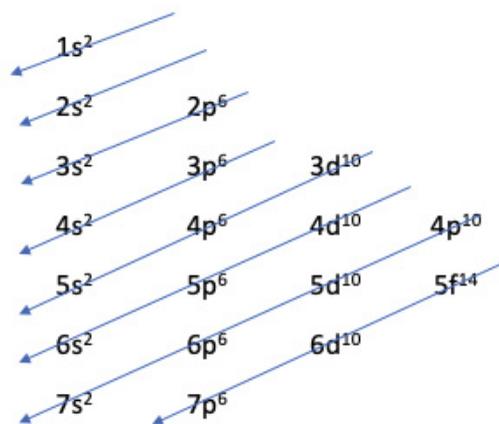
Fuente: elaboración propia.

- **Número cuántico de espín:** se representa por m_s e indica el giro del electrón. Como este giro puede ser hacia la derecha o hacia la izquierda, se representa con $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$ respectivamente. Para el caso de un par de electrones, uno deberá ir en el sentido de las manecillas del reloj y el otro, al contrario, por el principio exclusión de Pauli que se explica más adelante.

4. El orden atómico: configuración electrónica

De la teoría atómica y los conceptos de niveles y subniveles de energía surge el principio de construcción o principio de Aufbau, como lo bautizó su creador Niels Bohr, para mostrar cómo es el llenado de los electrones y su distribución en un átomo. Estas acomodaciones atienden a las propiedades físicas y químicas de los elementos. La regla básica de este principio es que los electrones no ocupan niveles altos de energía mientras no hayan ocupado los niveles inferiores. El siguiente diagrama se utiliza para encontrar dicha distribución con base en el número atómico.

Figura 2: Esquema de Aufbau



Fuente: elaboración propia.

Este principio se funda en otras tres reglas importantes que serán explicadas a continuación:

Principio de exclusión de Pauli: los electrones de un mismo átomo no pueden tener los mismos números cuánticos; esto significa que no pueden girar en el mismo sentido, así ocupen el mismo nivel y el subnivel de energía.

Regla de máxima multiplicidad o regla de Hund: cuando hay orbitales disponibles, los electrones se ubican uno a uno y no por pares.

Energías relativas: los electrones comienzan a ubicarse en orbitales de menor a mayor energía.

Si se considera un átomo con número atómico de $Z=5$, de acuerdo con el principio de construcción y el orden de las flechas, se tiene la siguiente configuración:



Según el principio de Pauli y la regla de Hund, se tendría el siguiente diagrama de orbitales:

Figura 3: Diagrama de orbitales

1s	2s	2p		
↑↓	↑↓	↑		

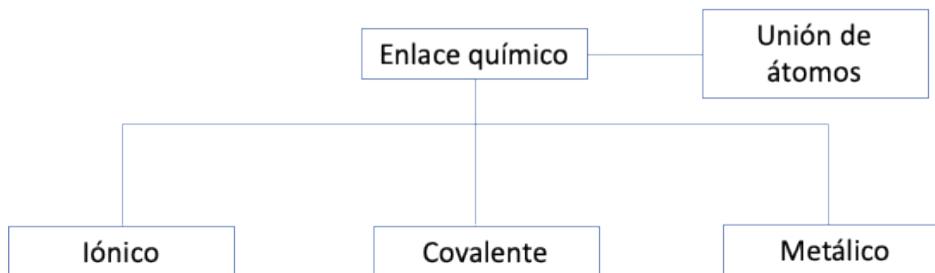
Fuente: elaboración propia.

En el diagrama anterior se observa que los electrones de los niveles 1s y 2s están apareados, es decir, están juntos, debido a que cancelan efectos magnéticos; de igual forma, se observa que en el nivel 2p hay un electrón desapareado.

A partir de la configuración, también es posible determinar la ubicación de los elementos en la tabla periódica: para el elemento con $Z=5$, el periodo estará definido por el máximo nivel de energía —es decir, 2— y el grupo, por la sumatoria de electrones que están en este nivel, distribuidos en el subnivel s y p —es decir, grupo IIIA o grupo 13—.

5. La maravillosa unión de átomos y moléculas: el enlace químico

Figura 4: Clasificación de los enlaces químicos



Fuente: elaboración propia.

El enlace químico es la unión de electrones de valencia para juntar átomos de diferente naturaleza o átomos iguales para formar compuestos. Para comprender los mecanismos con los cuales se presentan es necesario estudiar primero algunas teorías que se exponen a continuación:

Regla de octeto

Los gases nobles, es decir, los elementos ubicados en el grupo VIII A o 18 de la tabla periódica, no se combinan fácilmente con otros elementos, ya que su reactividad es muy baja; esto se debe a que en sus estructuras atómicas presentan ocho electrones de valencia, configuración que los hace energéticamente estables. Los demás elementos de la tabla periódica tienden a adquirir esta configuración cuando forman enlaces químicos, o sea, a completar ocho electrones en su último nivel de energía.

Estructura de Lewis

Gilbert N. Lewis diseñó una forma de representar los electrones de valencia de un átomo por medio de puntos, con el fin de evidenciar la transferencia o el préstamo de electrones cuando se forma un enlace químico; esta se conoce como estructura de Lewis. Por ejemplo, la estructura del sodio y la del flúor se figuran de la siguiente forma, puesto que tienen uno y siete electrones de valencia respectivamente y que el sodio cede su electrón y el flúor lo recibe.

Figura 5: Ejemplo de estructura de Lewis

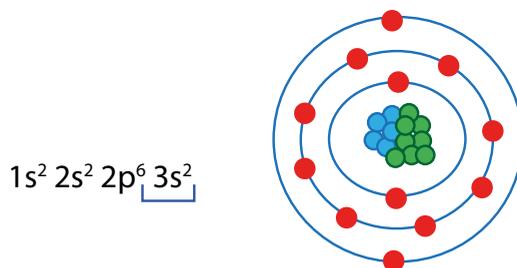


Fuente: elaboración propia.

Electrones de valencia

Los electrones que se encuentran en el último nivel de energía de los átomos son los responsables de formar el enlace químico; de hecho, son los únicos que participan en este y se conocen como electrones de valencia. Es posible identificarlos a partir de las configuraciones electrónicas de los elementos, tal como se muestra a continuación para el magnesio (Mg), con número atómico 12.

Figura 6: Diagrama de Bohr para el átomo de magnesio

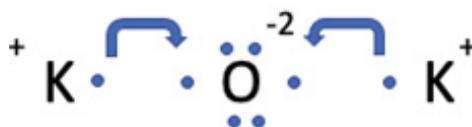


Fuente: elaboración propia.

Enlace iónico

Cuando dos elementos de electronegatividades muy diferentes se unen, lo hacen formando un enlace iónico, cuyo resultado da lugar a que un elemento ceda sus electrones más externos y el otro los reciba para formar iones, es decir, especies que han cedido o ganado electrones; los del primer caso se conocen como cationes y los del segundo, como aniones. De esta manera, se establece una fuerza electrostática entre esas cargas opuestas que mantendrá el enlace. De acuerdo con los valores de electronegatividad es posible determinar que, si la diferencia de este valor entre los elementos implicados en el enlace es mayor a 1,7, el enlace será iónico, como se observa, por ejemplo, en la formación del óxido de potasio (K_2O): los valores de electronegatividad para el oxígeno y el potasio son 3,5 y 0,8 respectivamente, o sea, se tiene una diferencia de 2,7; esto indica que el enlace es iónico. En concordancia con esto, también es posible predecir que el potasio, al ser el menos electronegativo en este caso, cederá su electrón de valencia y el oxígeno, que es el más electronegativo en este caso, será el que lo reciba.

Figura 7: Ejemplo de enlace iónico



Fuente: elaboración propia.

La tendencia general de los metales es ceder sus electrones de valencia, ya que sus energías de ionización son bajas. Pueden ceder uno, dos o tres, según la estructura atómica de cada elemento metálico y quedan cargados positivamente convirtiéndose en cationes; por otra

parte, los no metales con energías de ionización altas y electronegatividades también altas tienden a ganar electrones, con lo que se cargan negativamente y se convierten en aniones.

Los compuestos que se forman a partir de enlaces iónicos tienen algunas características en común, por ejemplo, no forman moléculas, sino redes cristalinas, por lo cual son sólidos a temperatura ambiente; estas estructuras atienden a formas geométricas definidas dadas por la distribución espacial de los átomos, son solubles en compuestos polares como el agua y son buenas conductoras de electricidad. Los puntos de fusión y ebullición son altos.

Enlace covalente

Un enlace covalente se presenta cuando dos elementos con valores de electronegatividad cercanos se unen para compartir electrones y formar sustancias moleculares. En este contexto no se ceden electrones, sino que cada elemento comparte uno, dos o tres pares de electrones para que ambos adquieran la configuración estable de los gases nobles. De acuerdo con el número de electrones compartidos es posible encontrar enlaces sencillos, dobles o triples, aunque esta no es la única clasificación que puede hacerse: también existen enlaces covalentes polares o apolares, según la diferencia de electronegatividades y la formación de dipolos parcialmente positivos o negativos.

Enlaces covalentes apolares y polares

Al igual que en los enlaces iónicos, la diferencia de electronegatividades entre los elementos es uno de los criterios definitorios para hablar de un enlace covalente, en particular si es un enlace polar o apolar. Cuando la resta de los valores de electronegatividad de los elementos es menor a 1,7, el enlace se clasifica como covalente; si este valor oscila entre 0 y 0,8, se dice que es un enlace covalente apolar y, si está entre 0,8 y 1,7 es covalente polar.

En un enlace covalente apolar, los electrones compartidos se atraen con igual fuerza por los núcleos de los átomos y los electrones compartidos tienden a estar en la mitad de la molécula, sin generar cargas parciales. Por otra parte, en el enlace covalente polar, los electrones compartidos son atraídos con mayor fuerza por parte del núcleo de uno de los átomos y se da lugar a la formación de densidades de carga diferentes que originan polos parcialmente positivos o negativos. Unos de los ejemplos más comunes de moléculas apolares y polares son las moléculas de hidrógeno (H_2) y las de agua (H_2O), respectivamente:

Tabla 3: Tipos de enlaces covalentes

Molécula	Estructura de Lewis	Diferencia de electronegatividades	Tipo de enlace
H ₂	H — H	0	Covalente apolar
H ₂ O	H — O — H	1,3	Covalente polar

Fuente: elaboración propia.

Enlaces sencillos, dobles, triples y coordinados

En la formación de compuestos covalentes, los átomos comparten más de un par de electrones para lograr las configuraciones más estables. Una molécula como la de cloro (Cl₂), en la que cada átomo tiene siete electrones de valencia, presenta un enlace sencillo, ya que cada uno comparte un electrón, tal como se muestra en la estructura a continuación:

Figura 8: Enlace sencillo de cloro



Fuente: elaboración propia.

Por otra parte, la formación de la molécula de oxígeno (O₂) obedece a un enlace doble en el que cada átomo debe compartir un par de electrones para completar el octeto:

Figura 9: Enlace doble de oxígeno



Fuente: elaboración propia.

Un buen ejemplo de la formación de enlace triple es la molécula de nitrógeno (N₂). Cada uno de los átomos tiene cinco electrones de valencia, lo que significa que debe compartir tres pares de electrones para completar una configuración estable.

Figura 10: Enlace triple de nitrógeno



Fuente: elaboración propia.

Existen enlaces covalentes coordinados, en los que solo uno de los átomos pone el par de electrones y no reciben. El átomo que aporta se llama dador y el que los acepta, receptor. Este enlace se representa con una flecha que va desde el átomo dador hacia el receptor. Los compuestos que tienen este tipo de enlace suelen ser buenos conductores de calor y electricidad. A continuación se presenta el ejemplo del dióxido de azufre (SO_2):

Figura 11: Enlace de dióxido de azufre

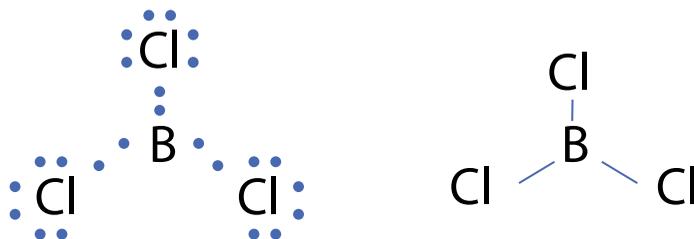


Fuente: elaboración propia.

En la molécula anterior, el oxígeno y el azufre tienen seis electrones de valencia, por lo cual, con un enlace doble, los dos quedan con su octeto completo; sin embargo, el oxígeno que falta necesita completar su octeto y el azufre pone el par de electrones de enlace sin aceptar unos de vuelta, por lo que se forma un enlace coordinado.

Cabe mencionar que no todos los elementos completan el octeto cuando se enlazan; tal es el caso de moléculas como el cloruro de boro (BCl_3), en la que el boro completa seis electrones y el cloro, el octeto.

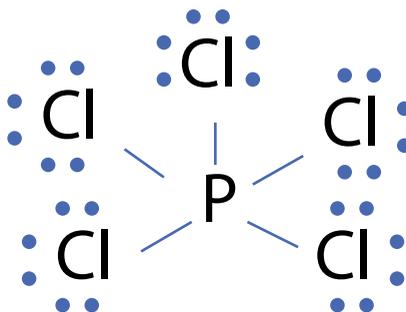
Figura 12: Enlace de tricloruro de boro



Fuente: elaboración propia.

También hay moléculas con octetos expandidos, que es cuando un átomo cuenta en una estructura con más de ocho electrones alrededor; por ejemplo, los elementos del periodo tres pueden contener hasta dieciocho electrones: dos en s, seis en p y diez en d. Uno de estos casos es la molécula de pentacloruro de fósforo (PCl_5), en la que los átomos de cloro completan los octetos, mientras que los de fósforo comparten diez electrones.

Figura 13: Enlace pentacloruro de fósforo



Fuente: elaboración propia.

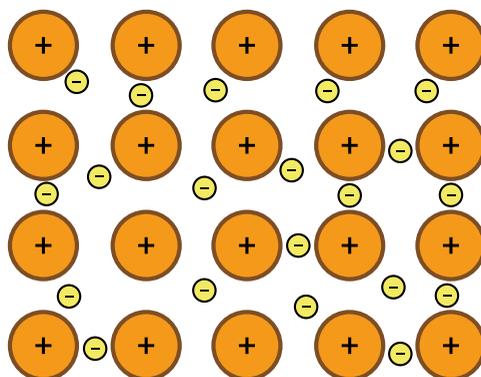
Los compuestos formados a partir de enlaces covalentes pueden encontrarse en estado sólido, líquido y gaseoso; sus puntos de ebullición son más bajos que los de los compuestos iónicos; cuando forman soluciones acuosas, no suelen conducir la electricidad, aunque hay algunas excepciones; los compuestos covalentes son solubles en compuestos polares o apolares.

Enlace metálico

Cuando se observa un trozo de metal es posible inferir algunas características comunes de estos elementos, tales como el brillo, la maleabilidad, la tenacidad o la ductilidad, además de la buena conducción eléctrica y térmica; todas estas propiedades se deben al tipo de enlace que se forma entre los átomos del metal, es decir, el enlace metálico.

Para explicar la formación del enlace metálico es necesario hablar sobre la teoría del mar de electrones: a causa de sus bajas electronegatividades, los metales tienden a separar sus electrones de los núcleos; aquellos que han sido separados forman una especie de pegamento que mantiene unidos los cationes conformados, como se observa a continuación:

Figura 14: Diagrama del mar de electrones



Fuente: elaboración propia.

Estos electrones que constituyen el mar de electrones son los que permiten que los metales sean materiales tenaces, ya que, al recibir algún tipo de impacto, se mueven y hacen que el metal se deforme, pero no se quiebre. La buena conductividad eléctrica y térmica tiene que ver con la unión de los orbitales de los átomos del metal, que quedan superpuestos unos sobre otros y hacen que las bandas de valencia y conducción estén lo suficientemente cerca para que los electrones salten, sin necesidad de ser excitados por una fuente externa.

Es importante comprender que el enlace metálico se forma por la unión química entre átomos del mismo metal; en el caso de la unión de metales diferentes, se trata de una aleación, que no es más que una mezcla homogénea de metales con el fin de potenciar sus propiedades individuales, pero que no se forma a partir de una unión química.

6. Organizaciones moleculares y atómicas en química: estructuras cristalinas

La materia en estado sólido presenta un ordenamiento y empaquetamiento de los átomos, las moléculas o los iones que la conforman, lo que da lugar a su estructura cristalina, considerada en las tres dimensiones del espacio de un modo regular y repetitivo. Los antiguos griegos identificaron el estado cristalino en el mineral cuarzo (SiO_2), al que dieron el nombre de carámbano, por la similitud con un pedazo de hielo en forma de cono, que se produce cuando el agua que cae de un objeto se congela por efecto de la temperatura.

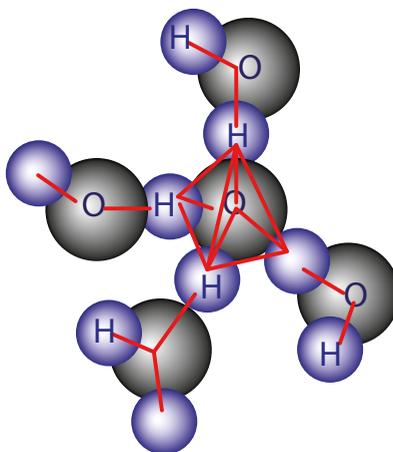
Figura 15: Cristales de cuarzo



Fuente: Martínez-Ripoll (s. f.).

La unión de átomos, moléculas o iones que constituyen un material cristalino se logra por las fuerzas intramoleculares que originan los tipos de enlace químico (iónico, covalente y metálico) y las fuerzas intermoleculares (fuerzas de Van der Waals, que dan cuenta de uniones dipolo-dipolo en compuestos covalentes polares; fuerzas de dispersión de London, que dan origen a compuestos covalentes apolares y puentes de hidrógeno observables, por ejemplo, cuando el agua se cristaliza en forma de hielo, es decir, pasa a un estado sólido, se forma una geometría tetraédrica, en la que cada molécula de agua se rodea de cuatro más. Estas uniones intermoleculares son posibles debido a la formación de puentes de hidrógeno).

Figura 16: Estructura cristalina del hielo



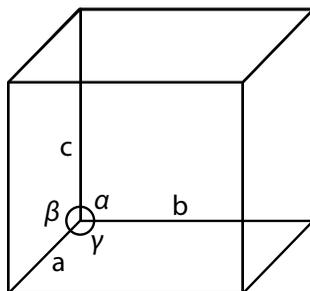
Fuente: Viannis (2018).

La materia sólida ordenada muestra unos modos de repetición por traslación en los cristales que forman catorce tipos de redes, conocidas como las redes de Bravais, que son compatibles

con los sistemas cristalinos y que se ilustran a continuación, según modelos tomados y adaptados de García-Cruz y otros autores (1991).

La unidad estructural de una red espacial tridimensional es un paralelepípedo llamado celda unitaria, cuyos parámetros se encuentran descritos en la siguiente figura:

Figura 17: Celda unitaria



Nota: a, b y c son las longitudes de las celdas unitarias y α , β y γ son los ejes interaxiales.

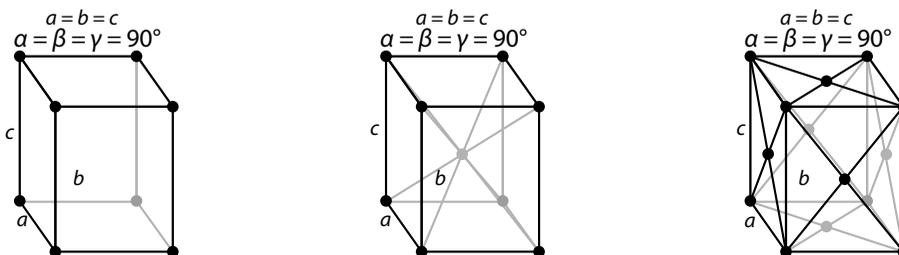
Fuente: Pérez Benítez y otros autores (1991, p. 86).

Las siete posibles combinaciones de estos parámetros que cumplen con la condición de una red espacial, es decir, donde se representan los átomos como los puntos de intersección de una red de líneas en tres dimensiones, forman los sistemas cristalinos:

Cúbico

Los tres parámetros de longitud son iguales entre ellos y los tres ángulos axiales son iguales entre ellos.

Figura 18: De izquierda a derecha: red primitiva, red centrada en el cuerpo (BCC) y red centrada en las caras (FCC)

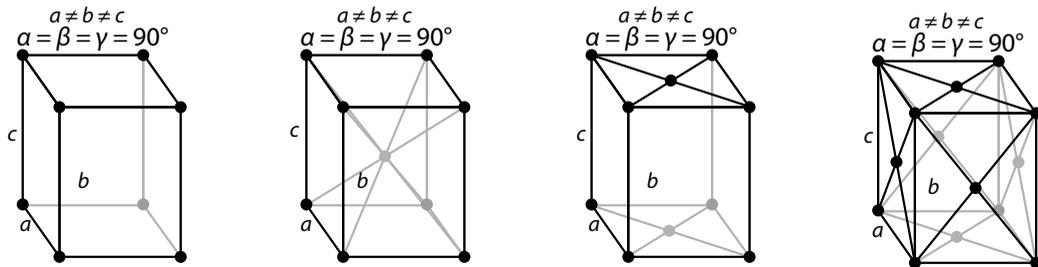


Fuente: Careers Today (s. f.).

Ortorrónico

Los tres parámetros de longitud son distintos entre ellos y los ángulos axiales son iguales entre ellos.

Figura 19: De izquierda a derecha: red primitiva; red centrada en el cuerpo; red centrada en las caras; red centrada en perpendiculares, todas las caras

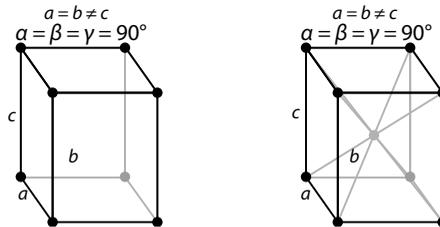


Fuente: Careers Today (s. f.).

Tetragonal

Dos de los parámetros de longitud son iguales entre ellos y distintos al tercero. Los ángulos axiales son iguales entre ellos.

Figura 20: De izquierda a derecha: red primitiva y red centrada en el cuerpo

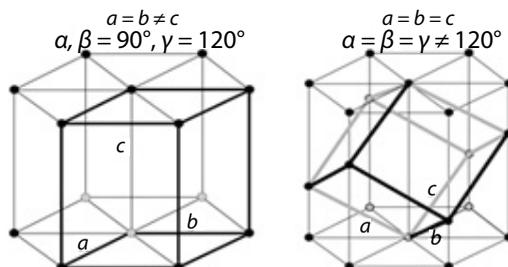


Fuente: Careers Today (s. f.).

Hexagonal-trigonal

Dos de los parámetros de longitud son iguales entre ellos y distintos al tercero. Dos de los ángulos axiales son iguales entre ellos e iguales a 90° y el tercero es igual a 120° .

Figura 21: De izquierda a derecha: red hexagonal (HCP)/trigonal y red trigonal con ejes y ángulos iguales

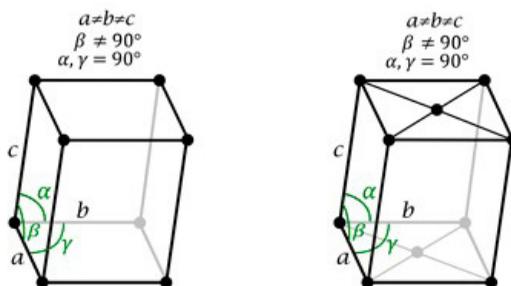


Fuente: Careers Today (s. f.).

Monoclínico

Los tres parámetros de longitud son distintos entre ellos, dos de los ángulos axiales son iguales entre ellos, distintos al tercero y mayores de 90° .

Figura 22: De izquierda a derecha: red primitiva y red centrada en la cara perpendicular

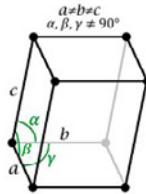


Fuente: Careers Today (s. f.).

Triclínico

Los tres parámetros de longitud son distintos entre ellos, así como también lo son los ángulos que forman entre sí los ejes cristalográficos y, a su vez, son distintos de 90° .

Figura 23: Red primitiva

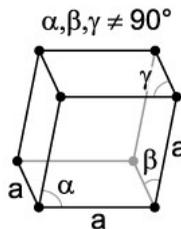


Fuente: Careers Today (s. f.).

Romboédrico

Los ángulos que forman entre sí son distintos de 90° , pero los tres parámetros de longitud son iguales.

Figura 24: Red primitiva



Fuente: Careers Today (s. f.).

Los minerales forman cristales, pero también lo hacen los compuestos orgánicos.

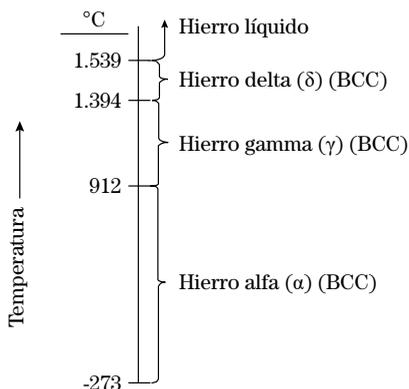
La mayor parte de los metales presentan estructuras cristalinas con empaquetamiento compacto de celda cúbica centrada en el cuerpo (BCC), celda cúbica centrada en las caras (FCC) y celda hexagonal compacta (HCP). Los metales con una estructura cúbica primitiva son poco comunes; el polonio es un ejemplo de ellos. Los metales cúbicos centrados en el cuerpo (BCC) incluyen el hierro, el cromo, el sodio, el potasio y el tungsteno a temperatura de 20°C . Los metales cúbicos centrados en las caras (FCC) abarcan el aluminio, el plomo, el cobre, el níquel, la plata y el oro. El titanio, el cadmio, el zinc, el magnesio y el cobalto son metales con estructura cristalina HCP a temperatura de 20°C .

Muchos elementos y compuestos químicos existen en más de una estructura cristalina cuando se someten a diferentes condiciones de temperatura y presión, fenómeno que se conoce como alotropía. Las formas alotrópicas de un elemento se identifican con las letras

griegas alfa, beta, gamma y delta, según el orden creciente de las temperaturas a las cuales se forman y exhiben propiedades diferentes.

A continuación se ilustran las formas alotrópicas del hierro en distintos rangos de temperatura y a presión atmosférica:

Figura 25: Formas cristalinas alotrópicas del hierro en distintos rangos de temperatura, a presión atmosférica



Fuente: Cosmolinux (s. f.).

Referencias

Careers Today. (s. f.). *Bravais Lattice*. <https://www.careerstoday.in/chemistry/bravais-lattice>

Cosmolinux. (s. f.). *Actividades Estructura de los sólidos*. <http://cosmolinux.no-ip.org/uned/unedcurset21.html>

García-Cruz, I., González, E. y Benítez, A. (1991). Modelos tridimensionales para ilustrar las catorce redes de Bravais: una alternativa para el estudiante. *Educación Química*, 2(2), 86-89. DOI: <http://dx.doi.org/10.22201/fq.18708404e.1991.2.66958>

Martínez-Ripoll, M. (s. f.). *Estructura de los cristales. El estado cristalino*. https://www.xtal.iqfr.csic.es/Cristalografia/archivos_01/cuarzo-2-small.png

Viannis. (2018). La química del agua (pura vs. contaminada). *Steemit*. <https://steemit.com/stem-espanol/@viannis/la-quimica-del-agua-pura-vs-contaminada>

¿CÓMO SE CLASIFICAN Y CUANTIFICAN LAS REACCIONES QUÍMICAS?

En la vida cotidiana es posible observar un sinnúmero de fenómenos que atienden a cambios físicos y químicos y que permiten que los procesos ambientales y de los seres vivos se lleven a cabo. A continuación se presentan las características y definiciones en torno a las reacciones químicas y sus clasificaciones.

1. Representación de los cambios químicos: ecuaciones químicas

Las reacciones químicas pueden ser representadas mediante ecuaciones químicas, las cuales muestran información detallada de lo que ocurre durante una reacción específica, así:



La porción ubicada antes de la flecha corresponde a los reactivos, que son aquellas sustancias que van a reaccionar y el símbolo + se lee: “Reacciona con”. La porción de la derecha corresponde a los productos de la reacción, aquellos compuestos que se originan una vez la reacción ha terminado y la flecha se lee: “Produce”. Por ejemplo, podemos representar

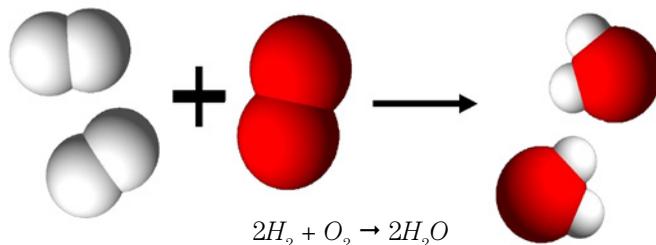
cuando el hidrógeno gaseoso (H_2) reacciona con oxígeno ambiental (O_2) para producir moléculas de agua (H_2O):



Para este caso específico, el número que precede tanto a la molécula de hidrógeno como de agua —los coeficientes— determina el número relativo de moléculas que están implicadas en la reacción y, al igual que en una ecuación algebraica, el número 1 no suele ser representado, como para el oxígeno.

Una ecuación química debe cumplir con la ley de la conservación de la masa o ley de Lomonósov-Lavoisier, que expresa que, durante una reacción química, los átomos no se crean ni se destruyen, sino que se reorganizan (Stern et al., 2011). De esta manera, a cada lado de la ecuación química debe haber la misma cantidad de átomos, como si representara una igualdad, y cuando la ecuación química cumple con este cometido está balanceada.

Figura 26: Ilustración de una ecuación química balanceada

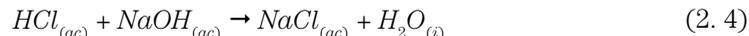


Fuente: elaboración propia.

En una ecuación química se puede incluir información adicional, como el estado de agregación de la materia de cada compuesto o si se encuentra en un medio acuoso (es decir, agua). Por ejemplo:



En este caso, dos moléculas de monóxido de carbono (CO) que se encuentran en estado gaseoso (g) reaccionan con una molécula de oxígeno (O_2) del ambiente y producen dos moléculas de dióxido de carbono (CO_2) también gaseoso.



Una molécula de ácido clorhídrico (HCl) que se encuentra en medio acuoso (ac) reacciona con una molécula de hidróxido de sodio (NaOH) también en medio acuoso y producen cloruro de sodio (NaCl) en medio acuoso y agua líquida (l).

2. La masa no se crea ni se destruye: balanceo de ecuaciones

Para escribir una ecuación química balanceada es necesario distinguir la diferencia entre los coeficientes y los subíndices de un compuesto. Como ya se dijo, los coeficientes representan el número relativo de moléculas y el subíndice, por el contrario, se refiere a la cantidad de átomos de una especie dada que están contenidos en una molécula. Por ejemplo, para el ácido fosfórico (H_3PO_4) el subíndice que acompaña al hidrógeno es 3 e indica que la molécula de ácido fosfórico contiene tres átomos de hidrógeno y así mismo con los demás átomos.

Si se tiene $3CH_4$, se lee que hay tres moléculas de metano y que cada molécula tiene un átomo de carbono y cuatro de hidrógeno. La relación entre átomos y moléculas se identifica al responder la pregunta ¿cuántos átomos de cada especie hay en n número de moléculas? En el ejemplo el anterior, en tres moléculas de metano hay tres átomos de carbono y doce átomos de hidrógeno, porque se multiplica el coeficiente por el subíndice para determinar el número total de átomos de la especie (Tabla 4).

Tabla 4: Determinación del numero de átomos

Compuesto químico	Cantidad de átomos
$3CH_4$ (metano)	$3 \times 1 = 3$ átomos de carbono
	$3 \times 4 = 12$ átomos de hidrógeno
$3H_2CO_3$ (ácido carbónico)	$3 \times 2 = 6$ átomos de hidrógeno
	$3 \times 1 = 3$ átomos de carbono
	$3 \times 3 = 9$ átomos de oxígeno

Fuente: elaboración propia.

Hágalo usted mismo

¿Cuántos átomos de cada especie hay en cuatro moléculas de glucosa ($4\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) y en dos moléculas de ácido sulfúrico ($2\text{H}_2\text{SO}_4$)?

Una vez reconocida la diferencia entre subíndice y coeficiente, se puede escribir una ecuación química balanceada con la siguiente estrategia:

1. Identificar las fórmulas químicas de cada compuesto, tanto de reactivos como de productos.
2. Escriba cada uno de los compuestos involucrados en la reacción; a la izquierda de una flecha que apunta a la derecha van los reactivos y a la derecha, los productos.
3. Haga un conteo inicial de los átomos presentes en los reactivos y compárelos con los de los productos. La ecuación estará desbalanceada si alguno de los átomos no tiene la misma cantidad a ambos lados.
4. Determine un coeficiente que permita igualar el número de átomos de cada especie a ambos lados de la ecuación como si fuera una igualdad, sin cambiar los subíndices de una molécula. Inicie balanceando el átomo que menos aparezca en la ecuación.
5. Haga un conteo final de todos los átomos de ambos lados y verifique que haya la misma cantidad de cada uno.

Ejemplo:

El hierro es un metal que se oxida en presencia de oxígeno ambiental y forma herrumbre, nombre común que se utiliza para referirse al óxido férrico. Para escribir la ecuación química, primero identificamos los reactivos y los productos y escribimos su fórmula química. En este caso tenemos que el hierro (Fe) reacciona con oxígeno ambiental (O_2) y produce óxido férrico (Fe_2O_3). Podemos inferir el estado de agregación de cada uno de los compuestos: el hierro es un metal que, a temperatura ambiental, se encuentra en estado sólido y el oxígeno se encuentra en el aire, por lo que es un compuesto gaseoso; como producto de esta reacción se forma una capa de óxido en la superficie del metal, por lo que podemos concluir que está en estado sólido, como se aprecia en la siguiente figura:

Figura 27: Cerca de hierro oxidada



Fuente: Geroneto (2021, p. xx).

Una vez identificadas las fórmulas químicas procedemos a escribirlas en forma de ecuación química, para plasmar lo que ocurre en la reacción.



Luego de escribir la ecuación, hacemos un conteo inicial de los átomos presentes a cada lado (Tabla 5).

Tabla 5: Conteo inicial de átomos

Reactivos	Productos	
1 =	Fe	= 2
2 =	O	= 3

Fuente: elaboración propia.

El número de átomos a cada lado es diferente: la ecuación está desbalanceada. Por lo tanto, procedemos a determinar los coeficientes que nos permitan balancearla. Aquí se produjeron dos átomos de hierro y en los reactivos tenemos únicamente uno, por lo que insertamos un coeficiente que conduzca a igualar el número de átomos de hierro a ambos lados (Tabla 6).



Tabla 6: Balanceo de átomos de hierro

Reactivos		Productos	
2x1= 2 =	Fe	= 2	
2 =	O	= 3	

Fuente: elaboración propia.

Al incluir el coeficiente 2 para el hierro en los reactivos ya lo tenemos balanceado; ahora balanceamos el oxígeno: como tenemos tres átomos de oxígeno en los productos y dos átomos en los reactivos emplearemos números fraccionarios. De este modo, al multiplicar la molécula de oxígeno de los reactivos por 3 obtenemos seis átomos y al dividirlo entre 2 obtenemos tres átomos de oxígeno en los reactivos, es decir, un coeficiente igual a $\frac{3}{2}$ (Tabla 7).

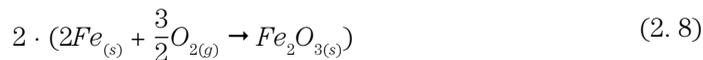


Tabla 7: Conteo de átomos de hierro y oxígeno

Reactivos		Productos	
2x1= 2 =	Fe	= 2	
$\frac{3}{2}$ x2 = 3 =	O	= 3	

Fuente: elaboración propia.

Aunque en este punto la ecuación química ya está balanceada, se prefiere utilizar coeficientes que sean los mínimos enteros, de modo que se multiplica toda la ecuación por un número que posibilite eliminar ese coeficiente fraccional. En este caso sería 2.



Para finalizar, verificamos que la ecuación esté correctamente balanceada mediante la comparación del número de átomos de cada lado (Tabla 8).

Tabla 8: Resultado del conteo de átomos

Reactivos		Productos	
4 =	Fe	= 2x2 =4	
3x2 = 6 =	O	= 2x3 =6	

Fuente: elaboración propia.

Ejercicios de repaso

Balancee las siguientes ecuaciones:

- a. $—Cr_{(s)} + —O_{2(g)} \rightarrow —Cr_2O_{3(s)}$
- b. $—Fe_{(s)} + —Br_{(ac)} \rightarrow —FeBr_{3(ac)} + —H_{2(g)}$
- c. $—Na_2CO_3 + —C—N_2 \rightarrow —N + —CO$

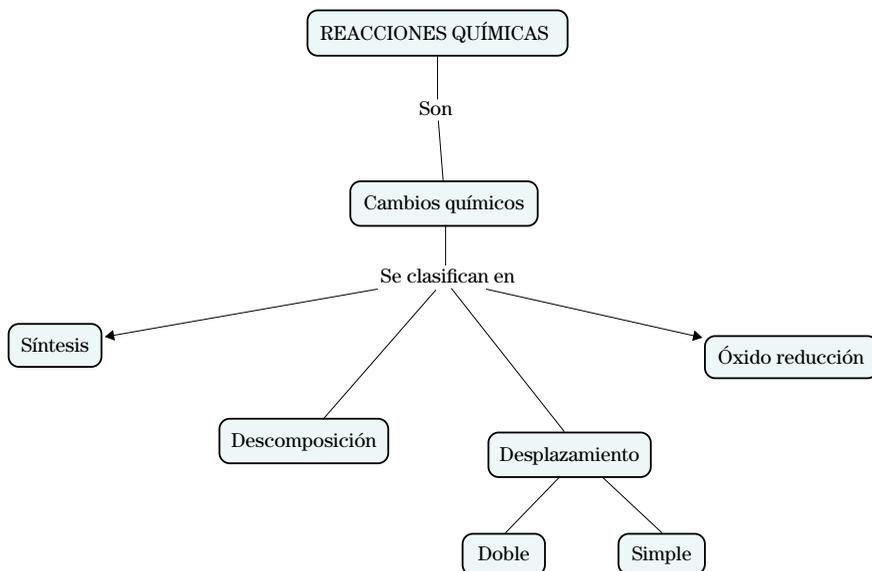
Solución

- a. 4, 3, 2
- b. 2, 6, 2, 3
- c. 1, 4, 1, 2, 3

3. El fenómeno de las reacciones químicas

Las reacciones químicas son procesos en los que se presenta una reorganización atómica y molecular de las sustancias para dar lugar a nuevas sustancias con identidades químicas diferentes a las de partida. Según cómo se presentan estos procesos y los mecanismos con los cuales se llevan a cabo las reacciones químicas, es posible clasificarlas de la forma que se mostrará a continuación.

Figura 28: Tipos de reacciones químicas



Fuente: elaboración propia.

A lo largo de los años se ha observado que algunas reacciones químicas muestran patrones de reactividad, los cuales permiten predecir la reacción que va a ocurrir de acuerdo con los reactivos que se tenga.

Reacciones de síntesis o combinación: estas reacciones se caracterizan por la obtención de un producto a partir de dos reactivos y la reacción general es:



Entre estas podemos encontrar la formación de óxidos metálicos como:

- a) $4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(g)}$ óxido férrico
- b) $4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2Al_2O_{3(g)}$ óxido de aluminio
- c) $2Cu_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2CuO_{(s)}$ óxido cúprico

- El símbolo delta (Δ) encima de la flecha se refiere a la adición de energía en forma de calor para que pueda producirse la reacción.

La formación de óxidos no metálicos como:



La formación de sales binarias de un metal más un no metal como:



La formación de hidróxidos metálicos y oxácidos:



Reacciones de descomposición: se caracterizan por dar origen a dos o más productos a partir de un solo reactivo. Generalmente, requieren calor para que haya reacción. La ecuación general se escribe:



Entre estas encontramos la descomposición de hidratos (deshidratación), que da lugar a una sal anhidra y agua:



Algunos carbonatos también se descomponen al calentarse en el respectivo óxido y CO_2 :



- La flecha hacia arriba (\uparrow) indica que el componente se evaporó.

Figura 29: Serie de desplazamiento de metales

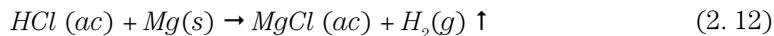
Li
K
Ba
Ca
Na
Mg
Al
Zn
Cr
Fe
Cd
Co
Ni
Sn
Pb
Cu
Hg
Ag
Pt
Au

Fuente: elaboración propia.

Reacciones de desplazamiento: pueden ser dobles o simples. Las primeras están basadas en la reactividad de los metales: no todos los metales son reactivos por igual, razón por la cual algunos pueden desplazar a otros. Las segundas suelen presentarse entre sales que reaccionan en solución y dan lugar a dos productos, uno de ellos insoluble, llamado también precipitado.

En las reacciones de desplazamiento simple es importante tener en cuenta la tabla de desplazamiento de los metales, en la que se indica cuáles metales pueden desplazar el hidrógeno cuando reaccionan con ácidos o agua en vapor o a temperaturas bajas; esta serie va desde el litio (metal más reactivo) hasta el oro (menos reactivo), lo cual indica que el litio puede desplazar al resto de metales en una reacción química, mientras que el oro no podrá hacerlo.

Un ejemplo de reacciones de desplazamiento simple es el siguiente:



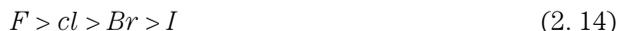
El magnesio desplaza al hidrógeno de los ácidos —en este caso, del ácido clorhídrico— para dar paso a la formación de cloruro de magnesio e hidrógeno gaseoso.

También existen reacciones en las que unos metales desplazan a otros, como se muestra a continuación:



En la ecuación anterior se observa que el zinc, que se encuentra por encima del cobre en la serie de actividad de los metales, puede desplazarlo para formar una solución acuosa de cloruro de zinc y cobre sólido.

Los halógenos son otros elementos que pueden presentar reacciones de desplazamiento. En este grupo, el elemento más reactivo es el flúor y el menos reactivo, el yodo, como se aprecia a continuación:



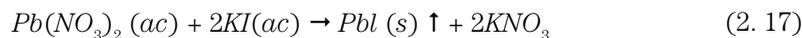
Una muestra de este tipo de desplazamientos entre halógenos es la reacción que se efectúa con sales binarias:



Como se mencionó, las reacciones de desplazamiento también pueden ser dobles, es decir, los elementos de las sustancias reaccionantes intercambian sus lugares. Son propias de compuestos iónicos que se encuentran en solución y se las conoce como reacciones de precipitación, ya que uno de los productos formado es insoluble. Otra característica importante es que no hay cambio en el número de oxidación de los elementos involucrados. Se expresa con la siguiente ecuación general:



Por ejemplo, si se mezcla una solución de nitrato plumboso $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ con una solución de yoduro de potasio, se obtienen como productos un precipitado que corresponde al yoduro plumboso y un compuesto soluble, que es el nitrato de potasio KNO_3 . En estas ecuaciones se representa el precipitado con una flecha hacia abajo, tal como se muestran a continuación:



La formación de precipitados depende de la solubilidad de los compuestos iónicos en agua. En la Tabla 9 se relaciona la solubilidad de los compuestos iónicos más comunes:

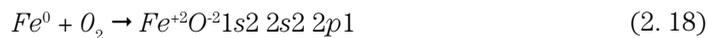
Tabla 9: Tabla de solubilidad

Solubilidad de compuestos iónicos	
Compuestos solubles	Excepciones
Todos aquellos que contienen:	
NO_3^-	Ninguna
$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	Ninguna
Cl^-	Compuestos con Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{+2}
Br^-	Compuestos con Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{+2}
I^-	Compuestos con Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{+2}
SO_4^{2-}	Compuestos con Sr^{2+} , Ba^{+2} , Hg_2^{2+} , Pb^{+2}
Compuestos insolubles	Excepciones
Todos aquellos que contienen:	
S^{2-}	Compuestos con NH_4^+ , con los cationes de metales alcalinos y Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}
CO_3	Compuestos con NH_4^+ , con los cationes de metales alcalinos
PO_4	Compuestos con NH_4^+ , con los cationes de metales alcalinos y Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}
OH^-	Compuestos con los cationes de metales alcalinos y Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}

Fuente elaboración propia.

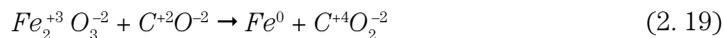
Respecto a la reacción entre el nitrato plumboso y el yoduro de potasio, observamos que una de las excepciones a la solubilidad de los yoduros corresponde a aquellos que contienen el ion Pb^{+2} , por lo que el precipitado formado corresponde al PbI_2 .

Reacciones de oxido-reducción: se caracterizan porque los elementos cambian de estados de oxidación. Se observan en estructuras metálicas que han sido dejadas a la intemperie y por acción del oxígeno del aire empiezan a correrse, para dar lugar a la formación de óxidos. El metal pierde electrones y el oxígeno los gana, fenómenos conocidos como oxidación y reducción, respectivamente.



En la reacción anterior, el hierro cambia su estado de oxidación de 0 a +2. Esto indica que es el elemento que se oxida al perder dos electrones. Por su parte, el oxígeno gana dos electrones y es el elemento que se reduce.

Otro ejemplo es la reacción que sucede para la fabricación del acero:



El hierro se reduce y gana tres electrones, con lo que pasa de estado de oxidación +3 a estado de oxidación 0. El carbono se oxida y pierde dos electrones, con lo que pasa de estado de oxidación +2 a +4.

4. Cuantificar las reacciones químicas: estequiometría de reacciones

El cálculo de cantidades de sustancias químicas que intervienen en una reacción es importante dentro del análisis químico y también en la producción de diversos compuestos industriales. Las ecuaciones químicas que representan las reacciones brindan información acerca de los reactivos y los productos, lo que facilita predecir la cantidad de reactivo que se consumirá o de sustancia que se producirá y, desde luego, estas dos están relacionadas entre sí.

Los cálculos estequiométricos deben partir de una ecuación química balanceada y las relaciones que se establecen son cálculos mol-mol, mol-gramo/gramo-mol y cálculos gramo-gramo.

En primer lugar, es necesario comprender que, cuando se habla de un mol de cualquier sustancia, se refiere al peso de la sustancia en gramos. La determinación de los pesos moleculares se basa en los pesos de los elementos, como se aprecia en la Tabla 10:

Tabla 10: Ejemplo de peso molecular

Elemento	Peso
Hidrógeno (H)	1g
Azufre (S)	32 g
Oxígeno (O)	16 g

Fuente: elaboración propia.

$$1 \text{ mol de } H_2O = 18g$$

$$2 \text{ g de } H + 16 \text{ g de } O = 18 \text{ g (peso molecular del agua)} \quad (2.19)$$

$$1 \text{ mol de } H_2SO_4 = 98 \text{ g} \quad (2.20)$$

$$H_2SO_4 = (1g * 2) + 32g + (16 * 4) = 98g \text{ (peso molecular de ácido sulfúrico)} \quad (2.21)$$

El valor del mol en gramos para cada sustancia depende de su composición. Para determinar los moles a los cuales equivale una cantidad determinada de sustancia, se emplea el siguiente factor de conversión:

$$\begin{aligned} & \text{Número de moles de la sustancia} \\ & = \text{Masa de la sustancia (g)} * \frac{1 \text{ mol de sustancia}}{\text{masa molecular de la sustancia}} \end{aligned} \quad (2. 22)$$

Por ejemplo, si se tienen 520 g de H_2SO_4 , ¿a cuántos moles equivalen?

$$520 \text{ g de } H_2SO_4 * \frac{1 \text{ mol de } H_2SO_4}{98 \text{ g de } H_2SO_4} = 5,3 \text{ mol de } H_2SO_4 \quad (2. 23)$$

Cálculos mol-mol

Para este tipo de cálculos se cuenta con las cantidades de productos o reactivos en moles y los resultados se expresan de igual forma. Se establece una relación molar entre productos y reactivos, que es indicada por los coeficientes estequiométricos que balancean la ecuación. Para resolver problemas mol-mol es preciso tener en cuenta lo siguiente:

1. Plantear y balancear la ecuación.
2. Determinar los moles de cada sustancia, en caso de que estén en gramos.
3. Establecer la relación molar entre reactivos y productos.

Por ejemplo, si se realiza la combustión de 30,5 moles de NH_3 en presencia de platino como catalizador, ¿cuántos moles de H_2O se producen, de acuerdo con la siguiente ecuación?



El primer paso para desarrollar este problema es plantear la ecuación balanceada:



Se establece el factor molar de la ecuación, según los coeficientes estequiométricos:

$$30,5 \text{ moles de } NH_3 * \frac{6 \text{ mol de } H_2O}{4 \text{ mol de } NH_3} = 45,75 \text{ mol de } H_2O \quad (2. 26)$$

Entonces, se producen 45,75 moles de H_2O a partir de la combustión de 30,5 moles de NH_3 .

Cálculos mol-gramo/gramo-mol

Las cantidades de las sustancias se expresan en gramos o en moles; por ello, para resolver estos problemas es necesario realizar las siguientes acciones:

1. Plantear y balancear la ecuación química.
2. Determinar las masas moleculares de los compuestos involucrados en el problema.
3. Establecer la relación molar entre los compuestos.
4. Convertir el resultado obtenido a gramos o moles, de acuerdo con el planteamiento del problema.

Por ejemplo, si reaccionan 40 g de FeS_2 , ¿cuántos moles de SO_2 se producen, de acuerdo con la siguiente ecuación?



Se plantea la ecuación balanceada:



Se determinan las masas de las sustancias involucradas en el problema:

$$FeS_2 = 119,98 \text{ g/mol} \quad (2. 29)$$

$$SO_2 = 64 \text{ g/mol} \quad (2. 30)$$

Se convierten los 40 g de FeS_2 a moles:

$$40 \text{ g de } FeS_2 * \frac{1 \text{ mol de } FeS_2}{119,98 \text{ g de } FeS_2} = 0,33 \text{ mol de } FeS_2 \quad (2. 31)$$

Se determina la relación molar de la reacción:

$$0,33 \text{ moles de } FeS_2 * \frac{8 \text{ mol de } SO_2}{4 \text{ mol de } FeS_2} = 0,66 \text{ mol de } SO_2 \quad (2. 32)$$

Entonces, a partir de 40 g de FeS_2 se obtienen 0,66 mol de SO_2 .

Cálculos gramo/gramo

Las cantidades de reactivos y productos se expresan en gramos. Para resolver problemas de este tipo es necesario realizar las siguientes acciones:

1. Plantear y balancear la ecuación química.
2. Determinar la masa molecular de los compuestos involucrados en el problema.
3. Establecer la relación molar entre los compuestos.
4. Convertir el resultado a gramos.

Por ejemplo, la descomposición térmica del $KClO_3$ produce oxígeno gaseoso y cloruro de potasio. Si se obtienen 35 g de oxígeno, ¿cuántos gramos de $KClO_3$ reaccionaron, de acuerdo con la siguiente fórmula?



Se plantea la ecuación balanceada:



Se convierten 35 g de oxígeno a moles:

$$35 \text{ g de } O_2 * \frac{1 \text{ mol de } O_2}{32 \text{ g de } O_2} = 1,09 \text{ mol de } O_2 \quad (2.35)$$

Se realiza el factor molar:

$$1,09 \text{ mol de } O_2 * \frac{2 \text{ mol de } KClO_3}{3 \text{ mol de } O_2} = 0,72 \text{ mol de } KClO_3 \quad (2.36)$$

Se determina el peso molecular del $KClO_3$:

$$KClO_3 = 122,5 \text{ g/mol} \quad (2.37)$$

Se convierten 0,72 mol de $KClO_3$ a gramos:

$$0,72 \text{ mol de } KClO_3 * \frac{122,55 \text{ g de } KClO_3}{1 \text{ mol de } O_3} = 88,2 \text{ g de } KClO_3 \quad (2.38)$$

Entonces, si se obtienen 35 g de oxígeno reaccionaron 88,2 g de $KClO_3$.

De esta forma es posible determinar las cantidades de productos y reactivos que se requerirán o se obtendrán en un proceso a pequeña o a gran escala.

Reactivo límite

Se refiere a la sustancia que reacciona con mayor velocidad y se agota primero, para terminar la reacción. En este sentido, el desarrollo de una reacción química se ve restringido por el reactivo límite.



Se considera la siguiente reacción:

Si se tienen 16 g de Na para reaccionar con 16 g de Cl_2 , ¿cuánta masa de cloruro de sodio (NaCl) se obtendrá?

La ecuación de la reacción balanceada indica que 1 mol de Na reacciona con 1 mol de Cl_2 para producir 2 moles de NaCl:



Se cuenta con la masa de cada sustancia que interviene dentro de la reacción, pero es necesario determinar los moles de acuerdo con las cantidades que se plantearon inicialmente: 5 g de Na y 5 g de Cl_2 .

$$\text{Moles de Na} = 5g \text{ de Na} * \frac{1 \text{ mol de Na}}{23 \text{ g de Na}} = 0,21 \text{ mol de Na} \quad (2.42)$$

$$\text{Moles de } Cl_2 = 5g \text{ de } Cl_2 * \frac{1 \text{ mol de } Cl_2}{71 \text{ g de } Cl_2} = 0,07 \text{ mol de } Cl_2 \quad (2.43)$$

Se relacionan los moles según la ecuación balanceada para determinar la cantidad de producto que se obtiene con cada uno de los reactivos:

$$0,21 \text{ mol de Na} * \frac{2 \text{ mol de NaCl}}{1 \text{ mol de Na}} = 0,42 \text{ mol de NaCl} \quad (2.44)$$

$$0,07 \text{ mol de } Cl_2 * \frac{2 \text{ mol de NaCl}}{1 \text{ mol de } Cl_2} = 0,14 \text{ mol de NaCl} \quad (2.45)$$

La cantidad de producto con Na es mayor que la cantidad conseguida con Cl_2 , lo cual indica que el reactivo límite es el Cl_2 y la masa que se produce de NaCl es la siguiente:

$$0,14 \text{ mol de NaCl} * \frac{23 \text{ g de Na}}{1 \text{ mol de NaCl}} = 3,22 \text{ g de Na} \quad (2. 46)$$

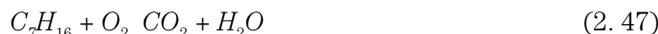
En conclusión, el reactivo límite es el Cl_2 y con 16 g de este se producen 3,22 g de Na.

Ejercicios propuestos

Responda las preguntas con base en la siguiente lectura:

Los datos más recientes de la Administración Nacional Oceánica y Atmosférica de los Estados Unidos (NOAA) han mostrado un brusco aumento en los niveles globales de dióxido de carbono (CO_2). Durante el mes de abril de 2020, la concentración promedio de CO_2 en la atmósfera fue de 0,416 g por día, la más alta desde que comenzaron las mediciones en 1958 (Desafío Tierra, 2021).

Uno de los factores que más aporta CO_2 a la atmósfera es la quema de combustibles fósiles como la gasolina (C_7H_{16}), que se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:



1. Si al día se producen 0,416 g de CO_2 , ¿cuántos gramos de gasolina se quemaron?
2. ¿Cuántos moles de CO_2 se produjeron, si reaccionaron 700 g de gasolina?
3. Si se queman 40,5 moles de gasolina, ¿cuántos moles de CO_2 y H_2O se producen?
4. Si se queman 40 g de gasolina con 40 g de O_2 , ¿qué cantidad de CO_2 en gramos se arroja a la atmósfera?

5. El lenguaje de los químicos



La nomenclatura química es un sistema de símbolos y nombres que permite identificar elementos y compuestos químicos, de manera que describan de forma detallada su composición y su fórmula. Existen tres tipos de nomenclatura inorgánica, que son la tradicional, la sistemática y el stock. La formulación y la nomenclatura de los compuestos inorgánicos obedece al grupo funcional al que pertenecen, ya sea como compuestos binarios o ternarios.

Figura 30: Clasificación de los compuestos inorgánicos



Fuente: elaboración propia.

Compuestos binarios

Son compuestos químicos formados por moléculas de dos elementos. Abarcan los siguientes grupos funcionales:

Óxidos: son aquellos que tienen oxígeno en su composición. Se clasifican en:

Óxidos básicos: se obtienen cuando el oxígeno se une a un elemento metálico.



Nomenclatura sistemática: monóxido de magnesio.

Nomenclatura stock: óxido de magnesio.

Nomenclatura tradicional: óxido magnésico.

Óxidos ácidos: se obtienen cuando el oxígeno se une a un elemento no metálico.



Nomenclatura sistemática: dióxido de silicio.

Nomenclatura stock: óxido de silicio (IV).

Nomenclatura tradicional: anhídrido silícico.

Hidruros: tienen hidrógeno dentro de su fórmula.



(fórmula general, donde M es un metal)



Nomenclatura sistemática: monohidruro de sodio.

Nomenclatura stock: hidruro de sodio.

Nomenclatura tradicional: hidruro sódico o de sodio.

Sales binarias: se conocen también como sales neutras y provienen de la combinación entre un metal y un no metal. En cuanto a su fórmula, primero se debe escribir el símbolo del metal junto a su valencia y luego el del no metal con su valencia correspondiente.



El elemento no metal de las sales binarias siempre emplea su menor valencia y se nombra con el sufijo -uro.

Nomenclatura sistemática: cloruro de hierro.

Nomenclatura stock: cloruro de hierro (III).

Nomenclatura tradicional: cloruro férrico.

Compuestos ternarios

Son aquellos que en su composición definida tienen tres tipos de elementos químicos. Incluyen los siguientes grupos funcionales:

Hidróxidos: también se conocen con el nombre de bases y resultan de la unión entre un óxido básico y el agua. En esta combinación se sustituye un átomo de hidrógeno del agua por un metal presente en el óxido. El ion OH^- (hidroxilo) identifica este grupo funcional.



Nomenclatura sistemática: dihidróxido de calcio.

Nomenclatura stock: hidróxido de calcio.

Nomenclatura tradicional: hidróxido cálcico.

Oxoácidos: en su composición tienen hidrógeno, un elemento no metálico y oxígeno.

Para su formación se combina un óxido ácido con agua.

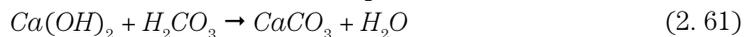


Nomenclatura sistemática: trioxocarbonato (IV) de H.

Nomenclatura stock: ácido trioxocarbónico.

Nomenclatura tradicional: ácido carbónico.

Sales ternarias: también reciben el nombre de oxisales. Resultan de la unión de un elemento metálico, un no metálico y oxígeno. La reacción de formación ocurre por la combinación de un hidróxido y un oxácido.



Nomenclatura sistemática: trioxocarbonato (IV) de calcio.

Nomenclatura stock: carbonato de calcio.

Nomenclatura tradicional: carbonato de calcio.

Siempre que se combine un hidróxido con un ácido oxácido, el producto será una sal y agua como residuo.

Ejercicio

Complete la Tabla 11 con la nomenclatura correspondiente:

Tabla 11: Ejercicio de nomenclatura

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura stock	Nomenclatura tradicional	Clasificación del grupo al que pertenece el compuesto
CrO_3				
Ag_2S				
HClO_4				
H_2CrO_4				
$\text{Ba}(\text{OH})_2$				
H_2SO_4				
MgO				

Fuente: elaboración propia.

Referencias

Desafío Tierra. (8 de junio de 2021). NOAA advierte que los niveles de CO₂ de mayo alcanzaron un hito peligroso. *Futuro 360*. https://www.futuro360.com/desafiotierra/noaa-advierte-nivel-co2-hito-peligroso_20210608/

Sterner, R. W., Small, G. E. y Hood, J. M. (2011). The Conservation of Mass. *Nature Education Knowledge* 3(10), 20.

ACERCA DE LAS DISOLUCIONES ACUOSAS

La gran cantidad de reacciones que se llevan a cabo en disolución acuosa tanto industrial como natural hace que su estudio sea relevante para los aprendices de la química. El volumen total del agua líquida en la Tierra y las diversas fuentes naturales en las que se encuentra la convierten en el disolvente más abundante de diversas sustancias. Además, sus características peculiares le permiten disociar total o parcialmente los compuestos iónicos y cuasimoleculares y otorgarles a algunas disoluciones propiedades de conductividad eléctrica.

En el presente capítulo se abordarán los principales aspectos del agua como disolvente, la naturaleza de las disoluciones acuosas y las unidades de concentración más empleadas. Por último, se proponen para poner en práctica los conocimientos aquí expuestos.

1. El agua como disolvente

Gran parte de las sustancias presentes en la naturaleza tienen un comportamiento iónico o covalente polar, lo cual, en principio, determina su elevada solubilidad en presencia del agua. Algunos autores señalan que el agua actúa como disolvente universal, debido a sus características químicas particulares que la hacen una sustancia fuera de lo común. Según

Bugarín (2014), los disolventes se caracterizan por actuar como medios de reacción, reactivos, agentes de separación y limpieza, por lo que son aquellos que disuelven sustancias de interés, permiten obtener el producto deseado frente a posibles subproductos, facilitan la separación de las sustancias y deben tener mínimo impacto en el ambiente.

Todos estos requisitos los cumple el agua, puesto que es la sustancia más conocida, inocua, no explosiva y no inflamable. Su estructura molecular está compuesta por dos partes de hidrógeno y una de oxígeno y son la orientación espacial entre estos elementos y el ángulo de apertura ($104,5^\circ$), que le otorgan un comportamiento polar parcialmente negativo para la región donde se encuentra el oxígeno y parcialmente positivo donde se encuentran los hidrógenos. Esta polaridad favorece la aparición de fuerzas atractivas entre moléculas, que se conocen como enlaces de hidrógeno y le asignan, entre otras propiedades, una elevada capacidad disociativa con sustancias de naturaleza química similar.

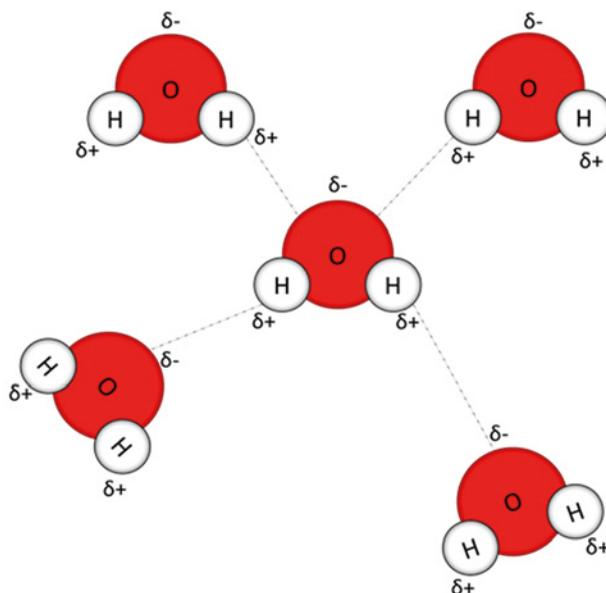
Gracias a esas fuerzas atractivas, por cada molécula el agua en estado líquido puede tener, hasta doce interacciones con otras moléculas de su misma naturaleza, lo que favorece una multiplicidad de estructuras y un conjunto de reacciones químicas en su interior. Asimismo, su elevada reactividad facilita la disolución de sustancias, ya que este proceso implica variación en las propiedades físicas y químicas del soluto y del solvente, proceso que el agua desarrolla satisfactoriamente (Marín, 2010). Gran parte de las sustancias existentes en la corteza terrestre presenta una solubilidad que varía según su composición química. Por estas y otras razones, se afirma que el agua actúa como un disolvente universal que propicia la existencia de disoluciones acuosas que, aunque no son las únicas, son las más comunes en un laboratorio de química básica.

2. ¿Qué son las disoluciones, en particular, las acuosas?

Las mezclas son algunos de los sistemas más estudiados en diferentes campos de la ciencia y la ingeniería, debido a la variedad de aplicaciones y conceptos que les dan forma. Si se mira con detalle, gran parte de las sustancias y los objetos que utilizamos fueron sintetizados a partir de mezclas. En esta línea, las mezclas son sistemas constituidos por dos o más sustancias, determinados por los estados de agregación de las sustancias que los componen, y se pueden dividir en dos grandes grupos: homogéneas (solo es perceptible una fase) y heterogéneas (se pueden percibir dos o más fases).

Uno de los criterios para diferenciarlas corresponde al tamaño de las partículas que las componen; en las mezclas heterogéneas, el soluto alcanza a ser perceptible con un microscopio, ya que su tamaño está por el orden de una micra o más, lo que ocasiona que no gocen de

Figura 31: Enlaces de hidrógeno y densidades de carga parcial, presentes en las moléculas de agua



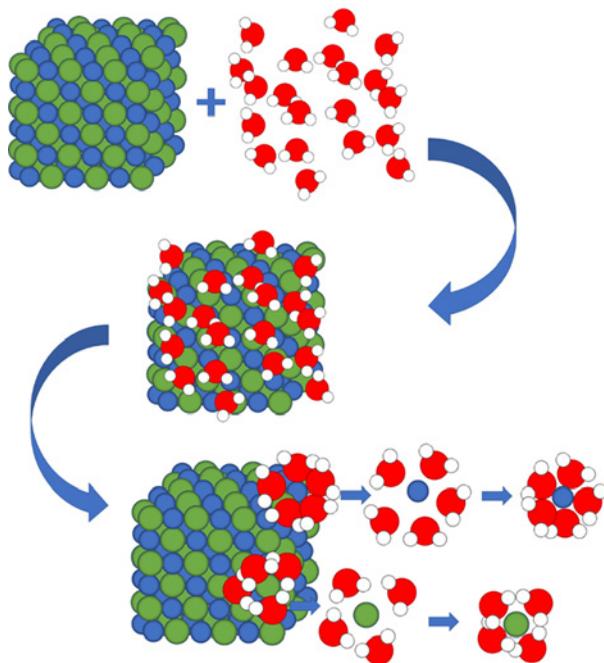
Fuente: elaboración propia.

transparencia, que sean inestables por la gravedad y que puedan ser separadas por filtración. Por otro lado, las disoluciones son mezclas homogéneas, pues el tamaño de sus partículas es cercano a los átomos, moléculas e iones (de 1 a 10 \AA), entonces gozan de transparencia y el soluto es estable a la gravedad, por lo que su composición y sus propiedades son uniformes. Las disoluciones se forman a partir de la relación entre los solutos disueltos en un disolvente dado. El disolvente es el componente que está presente en mayor cantidad y el soluto es la sustancia que se encuentra en menor cantidad y se disuelve en el solvente. En el presente capítulo se hará énfasis en las disoluciones cuyo disolvente es el agua.

3. ¿Cuál es el proceso en el que los solutos se disuelven en agua?

La forma en que los solutos pueden ser solubilizados en el agua está en función del modo como las moléculas de esta última rodean a las primeras, lo que favorece la formación de una interfaz y se conoce como esfera de solvatación. La cantidad de moléculas que rodean a las partículas constituyentes del soluto dependerá del número de hidratación del soluto, valor relacionado con el coeficiente de actividades de las especies que componen el sistema.

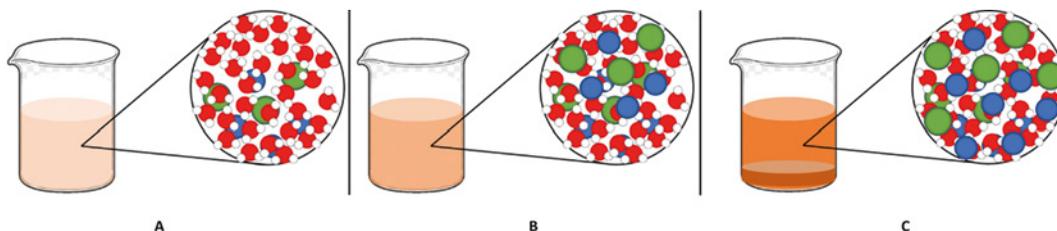
Figura 32: Proceso de solvatación de un compuesto iónico y su posterior disolución



Fuente: elaboración propia.

La cantidad de soluto disuelta en el disolvente indica si la disolución es saturada, insaturada o sobresaturada. Se denomina saturada cuando se ha disuelto la mayor cantidad de soluto posible en un disolvente dado a una temperatura. La concentración de una disolución saturada se conoce como solubilidad. En ese sentido, una disolución será diluida cuando su concentración es menor a la solubilidad. Las disoluciones insaturadas se preparan añadiendo una cantidad pequeña de soluto en una gran cantidad de disolvente, mientras que será sobresaturada si se añade soluto en exceso, hasta sobrepasar la capacidad del disolvente a un volumen dado para disolverlo; en este caso, en el fondo del recipiente se observará un precipitado. Las sobresaturadas también pueden presentarse cuando se disminuye la temperatura de una disolución, lo que también lleva a la formación de un precipitado.

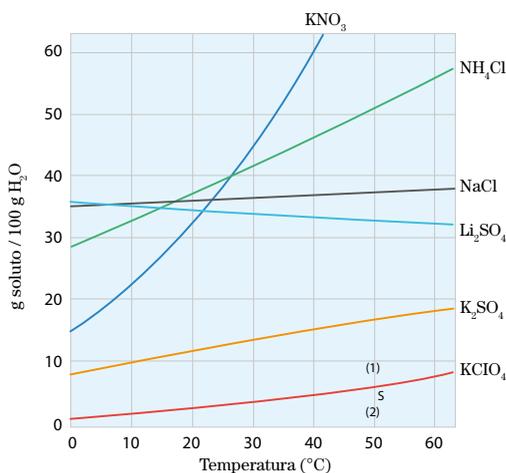
Figura 33: Tipos de disoluciones (A) insaturada, (B) saturada y (C) sobresaturada



Fuente: elaboración propia.

Al ser la solubilidad el criterio de clasificación de las disoluciones es preciso observar la relación de la solubilidad con la temperatura, denominada curva de solubilidad.

Figura 34: Curvas de solubilidad de compuestos iónicos



Nota: para cada curva de solubilidad (por ejemplo, KClO₄), los puntos de la línea (S) representan disoluciones saturadas. Las regiones por encima de la curva corresponden a disoluciones sobresaturadas y por debajo de la línea, a disoluciones insaturadas. Fuente: Petrucci y otros autores (2003, p. 568).

4. ¿Las disoluciones pueden conducir corriente eléctrica? Clasificación de solutos en electrolitos y no electrolitos

Los solutos que se disuelven en agua pueden clasificarse en electrolitos y no electrolitos. Los electrolitos son aquellas entidades que conducen la corriente eléctrica en agua, mientras que

los no electrolitos no lo hacen. Para identificarlos se emplea un método sencillo, que consiste en introducir en un vaso con agua un par de electrodos inertes de cobre conectados a una bombilla. Luego se disuelve el soluto de interés y, si la sustancia es electrolítica, el circuito se cerrará y fluirá la corriente eléctrica de un electrodo a otro. Al comparar el brillo del bombillo de varios electrolitos a la misma concentración, se puede distinguir entre electrolitos fuertes y débiles: si es más intenso, se dice que la sustancia se disocia completamente y, por tanto, es un electrolito fuerte; si es tenue, se dice que la sustancia se disocia parcialmente y se clasifica como electrolito débil. La disociación es la separación del compuesto en cationes o aniones (partículas mono o polinucleares cargadas).

Por ejemplo, la disociación del cloruro de magnesio en agua se establece de la siguiente forma:



El cloruro de magnesio es un electrolito fuerte al disociarse completamente en agua y formar cationes magnesio y aniones cloruro.

El agua convencional contiene poca cantidad de electrolitos disueltos, por lo que no puede conducir la electricidad. La Tabla 12 muestra la clasificación de algunas sustancias en electrolitos fuertes, débiles y no electrolitos.

Tabla 12: Clasificación de algunas sustancias en electrolitos fuertes, débiles y no electrolitos

Electrolito fuerte	Electrolito débil	No electrolito
Ba(OH) ₂	CH ₃ COOH	CO(NH ₂) ₂
HNO ₃	HF	CH ₃ OH
HCl	HNO ₂	C ₂ H ₅ OH
NaOH	NH ₃	C ₆ H ₁₂ O ₆
HClO ₄	H ₂ O	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
Compuestos iónicos	Compuestos cuasimoleculares	Compuestos moleculares

Fuente: elaboración propia.

Un ejemplo de disolución acuosa de compuestos iónicos es el cloruro de sodio en agua; de electrolitos débiles, el ácido acético en agua, conocido comercialmente como vinagre, y de compuestos moleculares, el azúcar en agua.

5. ¿Cuáles son las unidades de concentración físicas y químicas?

La concentración es la medida de la cantidad de soluto presente en una cantidad de disolvente (Petrucci et al., 2003). Existen dos formas de expresar la relación entre el soluto y el disolvente: cualitativa y cuantitativa. Las variaciones cualitativas se identifican con disoluciones que suelen presentar tonalidades más oscuras u opacas que aquellas menos concentradas. Las relaciones cuantitativas (soluto/disolvente) se expresan en distintas unidades físicas o químicas; entre las físicas se encuentran: porcentaje masa/volumen (% m/v); porcentaje volumen/volumen (% v/v); porcentaje masa/masa (% m/m); partes por millón (ppm); partes por billón (ppb) y partes por trillón (ppt). Entre las químicas están: la fracción molar (X_i), molaridad (M), molalidad (m) y normalidad (N).

Unidades físicas

$$\text{Porcentaje masa/volumen: \%m/v} = \frac{g \text{ soluto}}{mL \text{ disolución}} * 100 \quad (3.2)$$

$$\text{Porcentaje volumen/volumen: \%v/v} = \frac{mL \text{ soluto}}{mL \text{ disolución}} * 100 \quad (3.3)$$

$$\text{Porcentaje masa masa: \%m/m} = \frac{g \text{ soluto}}{g \text{ disolución}} * 100 \quad (3.4)$$

$$\text{Partes por millón: ppm} = \frac{mg \text{ soluto}}{L \text{ o kg disolución}} \quad (3.5)$$

$$\text{Partes por billón: ppb} = \frac{\mu g \text{ soluto}}{L \text{ o kg disolución}} \quad (3.6)$$

$$\text{Partes por trillón: ppt} = \frac{ng \text{ soluto}}{L \text{ o kg disolución}} \quad (3.7)$$

Unidades químicas

$$\text{Fracción molar: } X_i = \frac{n_i \text{ moles del componente } i}{n_i \text{ moles totales}} \quad (3.8)$$

$$\text{Molaridad: } M = \frac{\text{moles soluto}}{L \text{ disolución}} \quad (3.9)$$

$$\text{molalidad: } m = \frac{\text{moles soluto}}{kg \text{ disolvente}} \quad (3.10)$$

$$\text{Normalidad: } N = \frac{eq - g \text{ soluto}}{L \text{ disolución}} \quad \text{equivalente - gramo eq - g} = \frac{\text{masa molar del ion}}{\text{número de carga}} \quad (3.11)$$

6. ¿Cuál es la relación entre las unidades de concentración química y las entidades microscópicas?

Cada unidad de concentración química posee características propias de uso y cuenta con una relación particular con entidades microscópicas (iones, átomos y moléculas).

La normalidad toma en cuenta los iones responsables de otorgarle a la sustancia su propiedad química característica, por ejemplo, ácida en forma de hidrogeniones (H_3O^+), básica como hidroxilos (OH^-) o la carga del ion que participa (q^+).

La molaridad examina la sustancia en su totalidad y es empleada para expresar la concentración de elementos, compuestos iónicos y moleculares, entre los cuales los últimos son los más recomendados. La molalidad es una unidad que no depende de la temperatura y permanece estable.

Por último, la fracción molar se utiliza cuando se tienen sistemas que contienen varios solutos disueltos en un solvente y se busca determinar la proporción de estos en la disolución; aquí se expresa la relación de los moles de cada uno de los solutos en los moles totales de la disolución. Cada unidad de concentración establece unas condiciones experimentales particulares y contiene una relación más próxima con las entidades químicas a las que se refiere.

7. Experiencias prácticas: ¿cómo preparar disoluciones acuosas?

Se pesa una cantidad de muestra sólida previamente calculada y se la transfiere a un balón aforado limpio y seco y se le adiciona una cantidad de agua inferior a la marca de aforo. Para terminar, se llena el matraz con agua cuidadosamente hasta dicha marca, con una pipeta Pasteur o un gotero.

8. Dilución de disoluciones

En los laboratorios suelen almacenarse disoluciones concentradas o stock de reactivos que luego serán empleadas para provocar las reacciones químicas. No obstante, las reacciones se llevan a cabo con concentraciones inferiores a la concentración stock, por lo que se preparan soluciones más diluidas adicionando agua a aquellas concentradas. Para calcular la concentración de las soluciones diluidas se emplea la siguiente ecuación, con base en que todo el soluto contenido en la solución de partida estará en la disolución diluida final, por lo que la cantidad de moles permanece constante:

$$C_i * V_i = C_f * V_f \quad (3.12)$$

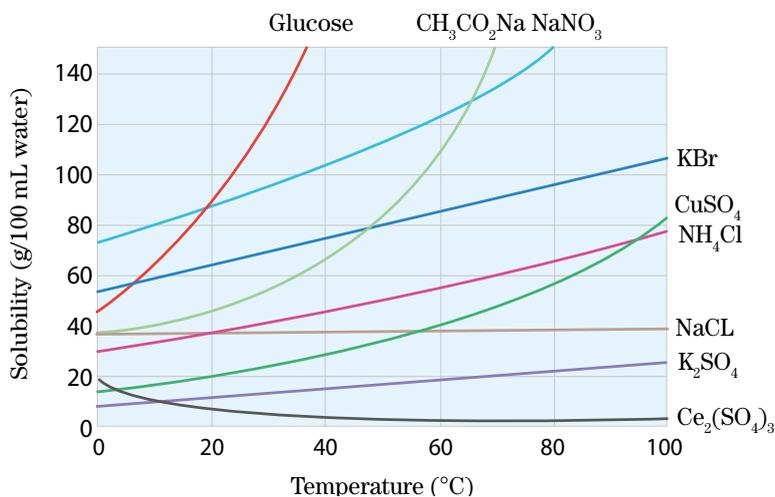
El subíndice *i* indica que es la disolución inicial o concentrada y *f* indica que es la disolución final o diluida.

Para preparar una dilución, se toma un volumen de la disolución más concentrada con una pipeta y se transfiere a un balón aforado limpio y seco. Se le añade agua hasta que la disolución alcance la marca de aforo del matraz. La disolución preparada tendrá una concentración menor que la disolución inicial.

9. Afianzar el conocimiento: ejercicios teóricos

1. Las disoluciones salinas son algunas de las sustancias más empleadas en prácticas médicas, no solo para la esterilización de heridas, sino también para contrarrestar los efectos de la deshidratación en el organismo. Si para un procedimiento médico se necesita preparar una disolución salina 0,250 L al 20 %, ¿cuánto de NaCl se debe pesar para prepararla?
2. El permanganato de potasio (KMnO_4) es uno de los agentes oxidantes más utilizados, lo cual se debe al comportamiento que presenta el manganeso en el momento de entrar en contacto con otras sustancias, gracias a su gran variedad de estados de oxidación. Si en un laboratorio se desea preparar una disolución de 500 mL a una concentración de 0,100 M, ¿cuántos gramos se deben pesar del reactivo?
3. El espíritu de vitriolo era la forma en que los alquimistas hacían referencia a una de las sustancias más importantes de la química: el ácido sulfúrico. Esto se debe a sus usos, aplicaciones y su química particular, entre otros. Para preparar una disolución de 2500 mL, a una concentración 4 M, con un porcentaje de pureza del 40 % y una densidad de 1,30 g/mL, ¿cuántos mililitros se deben tomar del recipiente para prepararla?
4. Al analizar una muestra de suero sanguíneo se encuentra que contiene 102,5 mg de Ca^{2+} /mL. Si la densidad del suero es 1,053 g/mL y el peso atómico del calcio es 40,08 uma, ¿cuál es la concentración de Ca^{2+} expresada en: a) molaridad, y b) ppm de Ca^{2+} en peso?
5. ¿Cuántos mL de HCl del 37 % en peso y densidad 1,18 g/mL se precisan para preparar 100 mL de HCl 6 M?
6. A partir de la gráfica se puede argumentar que:

Figura 35: Efecto de la temperatura en la solubilidad de diferentes solutos



Fuente: McMurry y otros autores (2016, p. 140).

- a. La temperatura es directamente proporcional a la solubilidad en agua para todos los compuestos.
 - b. El compuesto que presenta menor solubilidad a 20 °C es el sulfato de potasio.
 - c. El compuesto que presenta la mayor solubilidad en agua, en condiciones de menor temperatura, es la glucosa.
7. Una disolución acuosa contiene varios solutos y se desea determinar el porcentaje de cada uno en la mezcla. ¿Cuál unidad de concentración debería emplearse?
- a. Molaridad.
 - b. Molalidad.
 - c. Fracción molar.
8. La imagen muestra tres tipos de disoluciones, las cuales se denominan:

Figura 36: Tipos de disoluciones



Fuente: elaboración propia con base en Complejo Educacional San Alfonso (s. f., p. 2).

- a. 3. Insaturada; 1. Saturada; 2. Sobresaturada.
- b. 1. Saturada; 2. Insaturada; 3. Sobresaturada.
- c. 1. Insaturada; 2. Sobresaturada; 3. Saturada.
- d. 1. Insaturada; 2. Saturada; 3. Sobresaturada.

10. Afianzar el conocimiento: ejemplo de resolución de ejercicios teóricos

El ácido nítrico es uno de los ácidos inorgánicos más usados en la ciencia y la industria. Es una de las materias primas necesarias para la obtención de fertilizantes y sales, así como en la síntesis orgánica. Si se quiere preparar una disolución 250 mL y una concentración de 25 % m/v y 2,5 M, ¿cuál es la cantidad de sustancia que se requiere?

Solución

Para la primera parte, se requiere determinar la cantidad de ácido nítrico en gramos que se debe tomar para preparar una disolución al 25 % m/v en un volumen de 250 mL; para esto empleamos la ecuación 2:

$$\%m/v = \frac{g \text{ soluto}}{mL \text{ disolución}} * 100 \quad (3.13)$$

donde % m/v es la concentración de la disolución, que en este caso es 25 %; así mismo, mL disolución será el volumen para preparar, que en este punto son 250 mL, por lo que, al reemplazar en la expresión, quedaría de la siguiente manera:

$$25 \%m/v = \frac{g \text{ soluto}}{250 \text{ mL disolución}} * 100 \quad (3. 14)$$

Por lo tanto, la variable a despejar será la de los gramos de soluto. La expresión quedaría de la siguiente manera:

$$g \text{ soluto} = \frac{25 \%m/v * 250 \text{ mL disolución}}{100} \quad (3. 15)$$

Por último, solo queda operar. La cantidad en gramos de ácido nítrico necesario para preparar una disolución 250 mL con una concentración de 25 %m/v es igual a 62,50 g.

Para la segunda parte del ejercicio, se requiere la cantidad de gramos de ácido nítrico para preparar una disolución de volumen 250 mL con una concentración de 2,5 M; para esto tomaremos como referencia la ecuación 9:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{L \text{ disolución}} \quad (3. 16)$$

M es la concentración molar, que en este caso es 2,5 M y el volumen de disolución es igual a L de disolución, por lo que al emplear el factor de conversión de mL a L nos quedarán 0,25 L. La cantidad de moles de soluto es la variable a despejar. Se reemplazan por los valores que se tienen dentro de la expresión y se despeja; queda igual a:

$$\text{moles soluto} = 2,5 \text{ M} * 0,25 \text{ L} \quad (3. 17)$$

El valor obtenido es de 0,625 moles de ácido nítrico, pero como en el ejercicio no están pidiendo la cantidad gramos, se deberá emplear el factor de conversión como se muestra a continuación:

$x \text{ gramos de } HNO_3 = 0,625 \text{ moles } HNO_3 * \frac{63 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3}$	(3. 18)
--	---------

Entonces, la cantidad de ácido nítrico requerida para preparar una disolución 250 mL con una concentración de 2,5 M, es de 16,69 g.

11. Consideraciones finales

Las disoluciones químicas son mezclas homogéneas, constituidas por un soluto (sustancia que se encuentra en menor proporción respecto al disolvente y, por ende, se solubiliza) y un solvente (sustancia que se encuentra en mayor proporción). Así mismo, existe una serie

de factores que afecta la preparación de disoluciones químicas: la concentración del soluto respecto al solvente, la temperatura, los factores que afectan la solubilidad y la presión.

La relación entre el soluto y el solvente es lo que determina la concentración de las disoluciones, las cuales se clasifican en dos grandes grupos: unidades de concentración físicas y unidades de concentración químicas. Cuando se habla de las físicas, el análisis se limita exclusivamente a la proporción gravimétrica o volumétrica que existe entre el soluto y el solvente, sin importar la naturaleza del soluto. En cambio, en las químicas, se deben tener en cuenta las entidades químicas de las sustancias que participan en las reacciones.

Referencias

Bugarín, R. (2014). *Química verde: agua* [Tesis de pregrado, Universitat de les Illes Balears]. shorturl.at/fgELT

Complejo Educacional San Alfonso. (s. f.). *Soluciones en nuestro entorno* [Trabajo individual pedagógico núm. 4]. <https://colegiosanalfonso.cl/wp-content/uploads/2020/05/TR4-SEGUNDO-QUIMICA.pdf>

Marín, R. (1 de enero de 2010). *Características físicas, químicas y biológicas de las aguas*. Savia. <https://www.eoi.es/es/savia/publicaciones/19900/caracteristicas-fisicas-quimicas-y-biologicas-de-las-aguas>

McMurry, J., Fay, R. y Robinson, J. (2016). *Chemistry*. 7a. ed. Pearson.

Petrucci, R., Harwood, W. y Herring, G. (2003). 14. Las disoluciones y sus propiedades físicas. En *Química general* (8ª ed., trad. C. Pardo y N. Iza, pp. 534-564). Pearson Educación.

UN VIAJE AL ESTADO GASEOSO DE LA MATERIA

Históricamente, el gaseoso fue el primero de los estados de agregación objeto de estudio, lo que permitió plantear conjeturas sobre el comportamiento que tenían las sustancias, tanto microscópica como macroscópicamente, en determinadas condiciones.

De hecho, su importancia va mucho más allá, ya que la comprensión de las variables fisicoquímicas que los gobiernan y las propiedades que estos tienen, facilitan entender el comportamiento de otros estados de agregación (sólido y líquido), así como la forma en la que deben ser manipulados, su impacto en el ambiente su uso como fuentes de energía renovables y no renovables, o su interacción en fenómenos de superficie como la adsorción.

En el presente capítulo, se tratarán los aspectos fundamentales del estudio de los gases ideales, los postulados de la teoría cinética de los gases, las ecuaciones que rigen su comportamiento y sus aplicaciones prácticas en la industria.

1. ¿Por qué es importante el estudio de los gases en la industria?

En una gran cantidad de procesos industriales, por no decir que en todos, los reactivos o productos de reacción suelen estar en forma gaseosa; esto se debe a su abundancia, la facilidad de su formación o a las condiciones propias del proceso. Por ende, su estudio y comprensión desempeñan un papel clave para la labor de cualquier científico o ingeniero.

Los gases industriales son aquellas sustancias que se fabrican y se emplean en una escala determinada en los ámbitos sociales y económicos.

Su empleo generalizado está centrado en la generación y el uso de energía, la fabricación de materias primas, el cuidado de la salud, el transporte y otras industrias afines. El oxígeno, el gas licuado de petróleo (GLP), el hidrógeno, los gases nobles y el nitrógeno, entre otros, son los más empleados en el mundo. Las proyecciones mundiales señalan que la producción y el tratamiento en torno a los gases industriales para 2025 crecerá a un ritmo de casi un 6 % anual, con ganancias cercanas a los 28 220 millones de dólares (Technavio, 2021).

Su aplicación industrial es posible gracias al conocimiento adquirido sobre su naturaleza fisicoquímica, el cual comienza con el desarrollo de la teoría cinética de los gases, que formula una serie de postulados que permite obtener una visión general de su comportamiento y sus propiedades.

2. Postulados fundamentales de la teoría cinética de los gases

A partir de varios trabajos anteriores de Daniel Bernoulli y John Waterston, en el siglo XX, los científicos Joule, Boltzmann, Maxwell y Clausius desarrollaron la teoría cinética de los gases. Esta visualiza la estructura molecular de la materia para explicar las propiedades macroscópicas, tras suponer que las partículas siguen las formulaciones de la mecánica clásica. La teoría cinética concibe que un gas posee una enorme cantidad de partículas cuyo tamaño es muy pequeño, que se mueven con libertad y rapidez por el espacio.

A finales del siglo XIX, varios científicos prominentes cuestionaron la naturaleza corpuscular de la materia. Ostwald consideró la energía como sustancia material que se transformaba en múltiples formas (química, mecánica, psíquica y eléctrica, entre otras), con lo que negó la existencia de los átomos como entidades físicas. Para Ernst Mach, los átomos eran instrumentos heurísticos por no ser entidades visibles y solo se medían sus efectos, entre otros, en términos de energía. Por último, el estudio de J. J. Thompson acerca de la determinación del electrón como partícula subatómica fundamentó aún más los postulados atomistas y dio paso a una aceptación general y paulatina de la comunidad científica sobre la comprobación de los átomos y las moléculas como partículas de la materia. Ostwald, uno de los científicos más renuentes a aceptar la teoría atómica, reconoció en 1909 la existencia física de los átomos (Moreno, 2006).

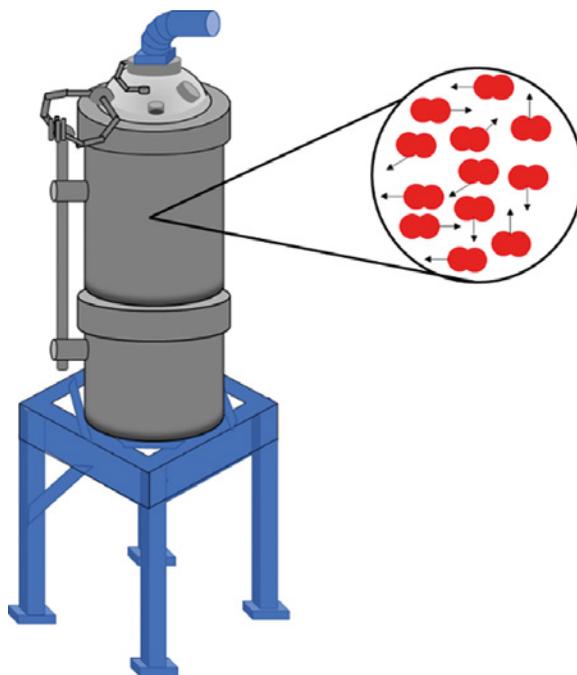
Los conglomerados de partículas con movimiento libre y rápido en un espacio determinado poseen propiedades características que permiten su estudio experimental por medio de variables fisicoquímicas.

3. ¿Qué propiedades tienen los gases?

Los gases presentan propiedades que definen la forma como se comportan:

- Son una colección de partículas con movimiento constante, aleatorio y rápido, por lo cual colisionan entre ellas y con las paredes del recipiente que las contiene.
- No tienen una forma ni un volumen definido, por lo que tienden a ocupar la totalidad del recipiente que las contiene. Esto se debe a la espontaneidad del proceso, acompañada de un aumento de la entropía del sistema.
- Los movimientos que tienden a presentar estas partículas son de naturaleza traslacional, muy similar a la de los líquidos; esta es una de las razones por las que se consideran fluidos (Vallance, 2021).

Figura 37: Representación microscópica del movimiento de un gas



Fuente: elaboración propia.

4. ¿Qué variables fisicoquímicas afectan el comportamiento de los gases?

Por las características propias de los gases, existen variables fisicoquímicas que afectan su comportamiento y facilitan examinar la forma en la que interactúan en determinadas condiciones. Tales variables son:

- Presión.
- Volumen.
- Temperatura.
- Cantidad de sustancia.

La presión

Es una variable intensiva, medida por la fuerza generada de un gas por unidad de área. Para el sistema internacional, la unidad que se emplea para medir la presión son los pascuales ($\text{Pa}=\text{Nm}^2$), pero también puede medirse en atmósferas (atm), torricelli (Torr), libra por pulgada cuadrada (PSI), milímetros de mercurio (mmHg) y bar (bar) principalmente.

La fuerza generada por los gases obedece a las colisiones que presentan las unidades constitutivas de estos con la superficie del recipiente que los contiene, lo que posibilita una aproximación sobre el comportamiento de sistemas que tienen mezclas de gases, cuando la presión total ejercida por ellos es la sumatoria de las presiones parciales de los gases constituyentes del sistema. Este resultado se conoce como ley de Dalton:

$$P = \sum_i P_i \quad (1) \quad (4.1)$$

La temperatura

Es la medida de la cantidad de energía cinética que poseen las moléculas de los gases y que se refleja en su distribución de velocidades. A pesar de que todas las partículas tienen velocidades diferentes, el promedio de todo el sistema a una temperatura dada conserva la distribución de la velocidad de los gases, lo cual está en función de la expresión de distribución de Maxwell-Boltzmann:

$$f(v) = 4\pi \left(\frac{m}{2\pi k_B T}\right)^{3/2} v^2 \exp\left(\frac{-mv^2}{2\pi k_B T}\right) \quad (2) \quad (4.2)$$

Por otro lado, al hablar de temperatura, nos remitimos al equilibrio térmico que existe entre dos o más cuerpos cuando se ponen en contacto. El objeto que se encuentra a mayor temperatura cede su energía al otro y, al cabo de un tiempo, ambos alcanzan la misma temperatura. En ese punto alcanzan el equilibrio térmico.

Un concepto más formal de dicho equilibrio responde a la ley cero de la termodinámica: si A está en equilibrio térmico con B y B está en equilibrio térmico con C, entonces A también está en equilibrio térmico con C.

Otra definición de temperatura es “propiedad que comparten los objetos en equilibrio térmico entre sí” (Vallance, 2021).

Existen diferentes formas de “medir” la temperatura y configurar escalas de medición, entre otras aproximaciones teóricas y experimentales.

El volumen

Es la medida del espacio ocupado por el gas en tres dimensiones. Para el sistema internacional, la unidad que se emplea para medir el volumen es el metro cúbico (m^3), pero también se puede medir en litros (L), mililitros (mL), centímetros cúbicos (cm^3), entre otros.

Cantidad de sustancia

La cantidad de sustancia (n) es la magnitud fundamental que representa el número de entidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones o cuantos) en un sistema material (Andrade-Gamboa et al., 2006). La unidad de medida de la cantidad de sustancia es el mol y contiene el mismo número de entidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones o cuantos) que el número de átomos de $^{12}_6C$ en 12 gramos de carbono-12. Por ejemplo, 1 mol de H y 1 mol de Cl tienen el mismo número de entidades elementales; esta cantidad es $6,02214 \cdot 10^{23}$, conocida como el número de Avogadro.

$$N_A = 6,02214 \cdot 10^{23} \text{ entidades fundamentales} = 1 \text{ mol} \quad (4.3)$$

La mayoría de los elementos contiene mezclas de dos o más isótopos, por lo que los átomos que forman parte de esta cantidad de entidades elementales no tendrán la misma masa. En ese sentido, la masa atómica media de hidrógeno, cloro o de cualquier otro elemento tiene relación con esta cantidad de entidades fundamentales, como se muestra a continuación:

$$6,02214 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H} = 1,008 \text{ g} \quad (4.4)$$

$$6,02214 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cl} = 35,45 \text{ g} \quad (4.5)$$

En los cálculos estequiométricos se emplean las siguientes relaciones:

$$\frac{1 \text{ mol Cl}}{6,02214 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cl}} \quad \text{y} \quad \frac{35,45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}}$$

Factores de conversión 1 y 2: equivalencia entre cantidad de entidades elementales de cloro en 1 mol de cloro. Equivalencia entre la masa atómica media en 1 mol de cloro.

La imposibilidad de contar la cantidad de partículas (átomos, moléculas, iones y electrones) microscópicas contenidas en una determinada muestra derivó en la necesidad de recurrir a otras medidas, como la masa de un elemento (patrón de carbono-12) y algún número de partículas conocidas (número de Avogadro). De allí surgió la nueva magnitud, cantidad de sustancia, y su unidad (mol), que posibilitan relacionar el mundo microscópico con el macroscópico al contar macroscópicamente entidades fundamentales a partir de la constante de Avogadro, la cual representa una cantidad extremadamente grande de entidades fundamentales (átomos, moléculas, iones o electrones), y es necesaria para dar cuenta de una porción de materia que sea accesible y experimentalmente viable.

El término mol en latín significa masa grande. Su opuesto, molécula, quiere decir masa pequeña. Ostwald, quien acuñó el término mol, lo interpretó como el peso molecular expresado en gramos e identificó la cantidad de sustancia con la masa (Furió-Mas et al., 1999). En la actualidad, el mol se define como la unidad que mide la cantidad de entidades elementales en un sistema material (Andrade-Gamboa et al., 2006) y su magnitud (cantidad de sustancia) es distinta a la masa y al número de partículas.

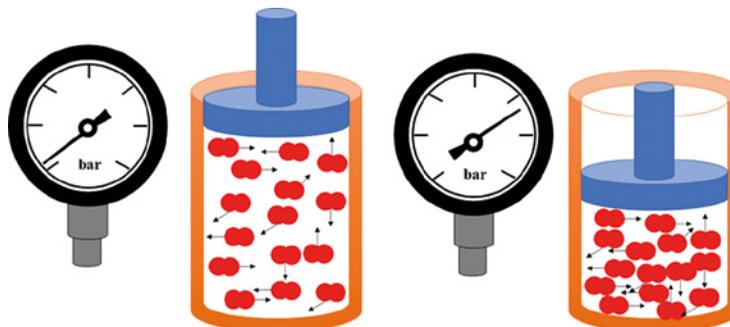
5. ¿Cuáles son las leyes que definen el comportamiento de los gases en ciertas condiciones?

A partir de las variables fisicoquímicas ya descritas, desde el siglo XVII se han ido proponiendo leyes que buscan describir el comportamiento de los gases en determinadas condiciones.

Ley de Boyle-Mariotte

Al estudiar la dependencia de la presión con respecto al volumen del recipiente que ocupa el gas, con la temperatura y la cantidad de sustancia constantes, se establece una relación inversamente proporcional entre la presión y el volumen.

Figura 38: Variación del volumen en función de la presión o ley de Boyle-Mariotte



Fuente: elaboración propia.

Esta correlación fue objeto de estudio en diferentes períodos por Robert Boyle, científico británico, y Edmé Mariotte, científico francés, quienes publicaron sus trabajos por separado. Boyle, en *Nuevos experimentos físico mecánicos relativos al aire*, confirmó la hipótesis de su previo trabajo, *Experimento XVII*, sobre la relación entre el volumen y la presión de los gases (Miralles, 2003). Mariotte publicó sus hallazgos en *Discurso sobre la naturaleza del aire*, en el que explica con claridad la relación entre ambas variables. Mariotte publicó su trabajo quince años después de Boyle, sin previo conocimiento de la existencia de este. La difusión y la aceptación del texto de Mariotte fueron más rápidas entre la comunidad científica de la época y permitió que los trabajos posteriores clarificaran aún más la correlación entre ambas magnitudes y formular matemáticamente el postulado para un gas.

$$PV = k \quad (3) \quad (4.6)$$

Donde k es una constante a una temperatura determinada.

Si se estudia el cambio (condiciones iniciales y finales) de las variables de presión y volumen, se establece la siguiente relación:

$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad (4.7)$$

Ley de Charles

En 1787, Charles estudió la relación entre la temperatura y el volumen de los gases. Observó que, al calentar un gas a presión constante, el volumen aumentaba y que, si se enfriaba, su volumen disminuía. El postulado es el siguiente: el volumen que ocupa un gas es directamente proporcional a su temperatura (kelvin) a presión constante.

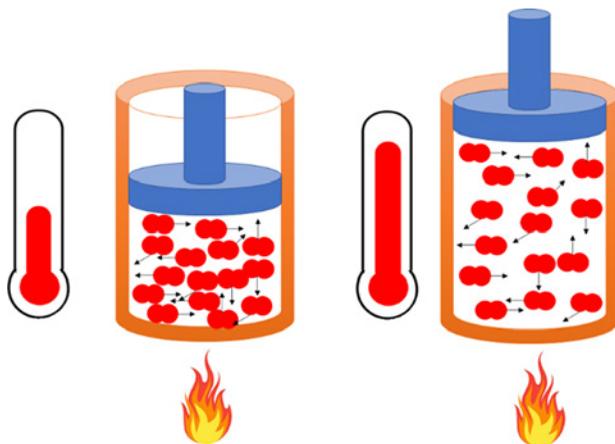
$$V = kT \quad (5) \quad (4.8)$$

Donde k es una constante a una presión determinada.

El estudio de las condiciones finales e iniciales del volumen y la temperatura se expresa de la siguiente forma para un gas ideal:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (4.9)$$

Figura 39: Variación del volumen en función de la temperatura o ley de Charles



Fuente: elaboración propia.

Ley de Avogadro

Avogadro estableció la siguiente hipótesis: en condiciones iguales de temperatura y presión, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas.

Las moléculas son entidades formadas por dos o más átomos; son partículas bi o polinucleares neutras. La hipótesis de Avogadro deriva en la ley de Avogadro, la cual enuncia lo siguiente: a una temperatura y presión dadas, el volumen de un gas es directamente proporcional a la cantidad del gas, por lo que, si la cantidad de moles se duplica, el volumen también se duplicaría. Por otro lado, el número de moléculas en condiciones estándar de 22,4 L es 1 mol, es decir, $6,02214 \cdot 10^{23}$.

De allí se establece el siguiente factor de conversión, de acuerdo con el postulado de Avogadro para un gas ideal:

$$\frac{1 \text{ mol gas}}{22,4 \text{ L}}$$

Factor de conversión 3: relación entre moles y volumen estándar de un gas ideal.

Ley de Gay-Lussac

Gay-Lussac estudió el comportamiento de los gases a volumen constante y estableció que la presión del gas aumentaba a medida que la temperatura absoluta aumentaba también. Las variables demostraron una relación directamente proporcional.

$$P = kT \quad (7) \quad (4. 10)$$

Donde k representa una constante de proporcionalidad en términos de volumen.

Si se estudian el comportamiento final y e inicial de las variables en la ley de Gay-Lussac para un gas ideal, se establece la siguiente ecuación:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad (4. 11)$$

Ley combinada de los gases

Al relacionar las leyes de Boyle-Mariotte ($V \propto \frac{1}{P}$), Charles ($V \propto T$) y Gay-Lussac ($P \propto T$) se establece la conocida ley combinada de los gases:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad (4. 12)$$

Ecuación del gas ideal

La ecuación de los gases ideales incluye cuatro variables determinantes del comportamiento de los gases: volumen, presión, temperatura y cantidad de sustancia. Dado que el volumen del gas es directamente proporcional a la temperatura y a la cantidad de sustancia e inversamente proporcional a la presión, se establece la siguiente ecuación:

$$V \propto \frac{nT}{P} \quad (4. 13)$$

Si se toman en cuenta las condiciones estándar (1 atm de presión, 22,4 L de volumen, 1 mol de sustancia y 273,15 K de temperatura), se debe considerar la constante de los gases (R):

$$V = \frac{RnT}{P} \quad (4.14)$$

Al reordenar las variables en la ecuación se obtiene:

$$PV = nRT \quad (4.15)$$

Un gas que tenga el comportamiento descrito en la anterior ecuación se denomina un gas ideal. Esta se describe como una ecuación de estado, con dos variables extensivas (cantidad de sustancia y volumen) y dos variables intensivas (presión y temperatura). El valor de una propiedad extensiva es el resultado de la suma de los valores de la variable en todas las partes del sistema. Las propiedades extensivas son proporcionales a la masa del sistema. En cambio, el valor de una propiedad intensiva es el resultado de medir la variable en algún punto del sistema; cada punto del sistema tiene el mismo valor.

Esta ley de gas ideal falla cuando se estudian gases cuyas condiciones poseen temperaturas bajas y presiones altas. El comportamiento de un gas real tiende a ser similar a un gas ideal cuando la presión del gas se aproxima a cero. Por otro lado, la ecuación halla su mayor precisión cuando la temperatura es alta con respecto a la temperatura crítica y la presión del gas es más baja con respecto a la presión crítica del gas.

La R es la constante de los gases ideales, cuyos valores más utilizados son:

$$0,082057 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}, 8,3145 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} \quad (4.16)$$

Para obtener el valor, se reemplazan las variables por los valores estándar de presión, volumen, moles y temperatura:

$$R = \frac{1 \text{ atm} * 22,4140 \text{ L}}{1 \text{ mol} * 273,15 \text{ K}} = 0,082057 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \quad (4.17)$$

Si se emplean las unidades del sistema internacional para el volumen (m^3) y para la presión (Pa) obtenemos:

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{101,325 \text{ Pa} * 2,24140 * 10^{-2} \text{ m}^3}{1 \text{ mol} * 273,15 \text{ K}} = 8,3145 \frac{\text{m}^3 \text{ Pa}}{\text{mol K}} \quad (4.18)$$

El pascal tiene las unidades $\text{kg m}^{-1} \text{ s}^{-2}$, por lo que las unidades de $\text{m}^3 \text{ Pa}$ se transforman en $\text{kg m}^2 \text{ s}^{-2}$, que es la unidad en el sistema internacional para la energía (julio). Por tanto, la constante R tiene el valor

$$R = 8,3145 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} \quad (4.19)$$

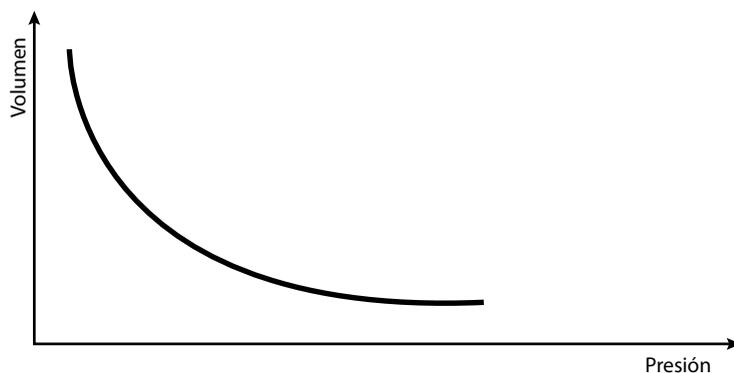
Este valor se emplea cuando se considera la energía implicada en la expansión o la compresión de un gas.

6. Afianzar el conocimiento: ejercicios teóricos

1. Un gas de determinada composición química ocupa un volumen de 3 m^3 y está confinado a una presión de 3 atm. Después de un tiempo, el recipiente se ve afectado y sufre una rotura que es rápidamente arreglada, pero los operarios observan que el volumen del gas disminuyó a 18 m^3 . ¿Cuál es la presión del gas después de este evento?
2. Un gas en condiciones ideales ocupa un volumen de 2500 L y una temperatura de $58 \text{ }^\circ\text{C}$. La presión del sistema es constante, pero el volumen del gas aumenta a 4000 L. ¿Cuál es la nueva temperatura del sistema?
3. Se tiene un gas ideal que se encuentra a unas condiciones de presión, temperatura y volumen iniciales. Una empresa transportadora debe llevarlo desde una ciudad que se encuentra a 2700 msnm a un municipio que se encuentra a 1200 msnm. Describa si el comportamiento del gas se verá afectado por el cambio de sitio. Asimismo, mencione: ¿qué variables se verían afectadas?, ¿por qué? Justifique su respuesta.
4. Un cilindro de 100 lb (87,02 L) contiene en su interior un gas ideal (masa molecular = 34 g/mol) a una presión manométrica de 450 kPa y a una temperatura de $27 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿Qué cantidad de gas se encuentra en el cilindro?
5. ¿Qué presión ejercerá el NO_2 (46 g/mol), si este gas se encuentra confinado en un recipiente con un volumen de 500 mL, a una temperatura de $30 \text{ }^\circ\text{C}$ y actúa como un gas ideal?
6. El diclorodifluorometano (CCl_2F_2 , $M = 120,91 \text{ g/mol}$), utilizado como refrigerante inicialmente, se encuentra contenido en un cilindro de 87,02 L, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1,50 atm de presión. ¿Cuál será su volumen final, si la presión disminuye a 81,06 kPa y la temperatura desciende a $18 \text{ }^\circ\text{C}$?
7. Un gas se encuentra contenido en un recipiente que tiene un volumen de 100 cm^3 a una presión de 800 mmHg. ¿Qué volumen ocupará, si la presión disminuye a 0,3 atm y la temperatura se mantiene constante?
8. Se tiene argón contenido en un recipiente de 3 L en condiciones normales. ¿Cuál será la presión que presentará esa misma cantidad de gas a 1,5 atm y $75 \text{ }^\circ\text{C}$?

9. Un estudiante plantea un experimento para reconocer el efecto de la presión en el volumen de un gas a una temperatura constante. A continuación, se presentan el proceso y una gráfica con los resultados obtenidos.

Figura 40: Relación entre el volumen y la presión de un gas ideal



Fuente: elaboración propia.

De acuerdo con lo anterior, el estudiante concluye que, al aumentar la presión, el volumen del gas:

- Aumenta, porque, a mayor presión, las moléculas se demoran más tiempo en chocar con las paredes del recipiente.
 - Disminuye, porque, a mayor presión las moléculas tienen menor tamaño.
 - Aumenta, porque, a mayor presión, las moléculas tienen mayor tamaño.
 - Disminuye, porque, a mayor presión, se reduce el espacio en el que las moléculas de gas se mueven.
10. Cuando varían simultáneamente la presión sobre un gas y la temperatura, el volumen del gas cambia de forma directamente proporcional a la temperatura, pero inversamente proporcional a la presión. Este comportamiento está sintetizado en la ley combinada de los gases. A distintas condiciones de presión, volumen y temperatura, la relación $P \cdot V / T$ es constante.

Un camión que transporta un gas ideal emprende su trayectoria desde Zipaquirá con un volumen de 1200 L, una presión de 1,8 atm y una temperatura de 285 K hacia Barrancabermeja. Si

durante el trayecto la temperatura se incrementa a 313 K y, por efecto de un escape dentro del contenedor, el volumen aumenta a 2965 L, la presión del gas que llegará a Barrancabermeja, en atm, será de:

- a. 1,2 atm
- b. 0,8 atm
- c. 1,4 atm
- d. 0,9 atm

7. Afianzar el conocimiento: ejemplo de resolución de ejercicios teóricos

La masa de un gas contenido en un recipiente tiene una presión de 1250 mmHg y un volumen de 2,5 m³. Si la temperatura es constante y la presión disminuye a 850 mmHg, ¿cuál será el volumen que ocupará el gas?

Solución

Si analizamos en detalle, la temperatura y la cantidad de sustancia del sistema permanece constante, por lo que la ley que mejor explica el comportamiento de este gas es la de Boyle-Mariotte, cuya expresión es la ecuación 5. P_1 y V_1 son la presión y el volumen inicial y P_2 y V_2 , la presión y el volumen final:

$$P_1 * V_1 = P_2 * V_2 \quad (4.20)$$

Al reemplazar los valores dados y despejar la variable que hace falta por saber en este caso, el volumen, se opera según sea el paso necesario:

$$1250 \text{ mmHg} * 2,5\text{m}^3 = 850 \text{ mmHg} * V_2 \quad (4.21)$$

$$V_2 = \frac{1250 \text{ mmHg} * 2,5 \text{ m}^3}{850 \text{ mmHg}} \quad (4.22)$$

$$V_2 = 3,67\text{m}^3 \quad (4.23)$$

El volumen que ocupará el gas cuando disminuya la presión será 3,67 m³.

Una determinada cantidad de un gas ocupa un volumen de 200 cm³ y una temperatura de 20 °C. Si con el paso del tiempo se incrementa la temperatura a 90 °C, pero no se varía la presión ni la cantidad de materia, ¿cuál es el volumen que ocupará el gas?

Solución

El gas estudiado está sufriendo un cambio en el volumen y la temperatura, mientras que la presión y la cantidad de sustancia permanecen constantes, por lo que la ley que mejor expresa este comportamiento es la de Charles y su ecuación es la 7. V_2 es el valor a determinar y se reemplazan los valores que ya se conocen:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (4.24)$$

$$\frac{200 \text{ cm}^3}{20 \text{ °C}} = \frac{V_2}{90 \text{ °C}} \quad (4.25)$$

$$V_2 = \frac{200 \text{ cm}^3 \cdot 90 \text{ °C}}{20 \text{ °C}} \quad (4.26)$$

$$V_2 = 900 \text{ cm}^3 \quad (4.27)$$

Al despejar la variable desconocida y operar según corresponda, se descubre que el volumen que ocupará el gas después de incrementar su temperatura es 900 cm³.

8. Consideraciones finales

Los gases poseen unas características particulares que permiten su comprensión y estudio. La teoría cinética de los gases y las variables fisicoquímicas fundamentales, como presión, volumen, temperatura y cantidad de sustancia, posibilitan la formulación de las ecuaciones que describen su comportamiento.

Diversos científicos han propuesto postulados que relacionan las variables descritas y derivaron en leyes como las de Boyle-Mariotte, de Charles, de Gay-Lussac, de Avogadro y de Dalton. La combinación de estas ecuaciones da origen a la ley de gas ideal, la cual conduce a predecir el comportamiento de los gases en condiciones estándar.

Referencias

Andrade-Gamboa, J., Corso, H. L. y Gennari, F. C. (2006). Se busca una magnitud para la unidad mol. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 3(2), 229-236.

Furió-Mas, C., Azcona, R. y Guisasola, J. (1999). Dificultades conceptuales y epistemológicas del profesorado en la enseñanza de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas* 17(3), 359-376.

Miralles, L. (2003). Compleja historia de la formulación de la Ley de Boyle. *Didáctica de las ciencias experimentales y sociales* (17), 37-53.

Moreno, A. (2006). Atomismo versus energetismo: controversia científica a finales del siglo XIX. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 24(3), 411-428.

Technavio. (19 de abril de 2021). Industrial Gases Market to Grow by USD 28.22 Billion and Records a CAGR of almost 6 % during 2021-2025. *Cision PR Newswire*. <https://www.prnewswire.com/news-releases/industrial-gases-market-to-grow-by-usd-28-22-billion-and-records-a-cagr-of-almost-6-during-2021-2025technavio-301271361.html>

Vallance, C. (2021). *Properties of Gases*. <http://vallance.chem.ox.ac.uk/pdfs/PropertiesOfGasesLectureNotes.pdf>

QUÍMICA EN ACCIÓN: GUÍA RÁPIDA SOBRE ASPECTOS CENTRALES DEL SISTEMA GLOBALMENTE ARMONIZADO (SGA)

La importancia de conocer los aspectos centrales sobre el sistema de clasificación de sustancias químicas y las formas de acceder a dicha información llevan a los usuarios a manipular de forma consciente y biosegura los productos químicos en el laboratorio. Por eso, brindar algunos apuntes generales y concisos a la comunidad estudiantil es un mecanismo de formación práctico y útil para utilizar reactivos y productos químicos.

En el presente capítulo se abordan los propósitos principales del sistema de clasificación de sustancias químicas, conocido como Sistema globalmente armonizado (SGA), y algunas definiciones en torno a los conceptos esenciales que este utilizan. Más adelante, se mencionan los elementos de información que aparecen en las etiquetas y se expone información general acerca de los apartados de las fichas de seguridad, que contienen las características esenciales de los productos químicos.

1. ¿Para qué un sistema de clasificación de sustancias químicas?

La necesidad de desarrollar un sistema de clasificación y etiquetado de productos químicos se encuentra ligada al potencial impacto que estos tienen en la salud humana y en el ambiente. El Sistema globalmente armonizado (SGA) propende por establecer una normatividad internacional acerca de los manejos técnicos de clasificación de peligros de sustancias químicas y sus medios de información.

Entre los propósitos principales del sistema se encuentran: i) fijar los criterios de comunicación mediante fichas de seguridad (FDS) y etiquetas en los envases de los reactivos; ii) identificar de productos químicos y sus peligros, y iii) instituir reglas de seguridad apropiadas para su uso. Para ello, se atienden criterios estandarizados sobre la categorización de las sustancias y mezclas, de acuerdo con los riesgos ambientales, físicos y para la salud, así como sobre la comunicación de peligros.

Por otro lado, el sistema emplea unos conceptos fundamentales que serán tratados en el siguiente apartado.

2. ¿Qué conceptos son esenciales en el Sistema globalmente armonizado?

Al ser un sistema informacional sobre la clasificación y los peligros de las sustancias químicas, es clave conocer los conceptos esenciales que emplea. (Tabla 13).

Tabla 13. Conceptos esenciales en el Sistema globalmente armonizado

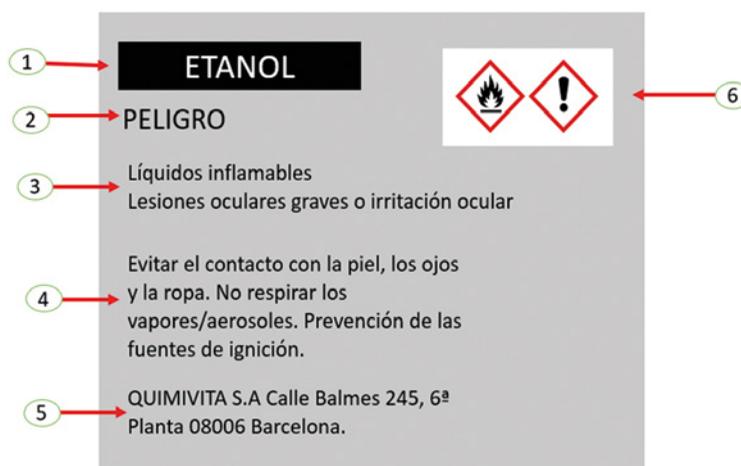
Elemento de la etiqueta	“Tipo de información armonizada destinada a ser utilizada en una etiqueta, por ejemplo, un pictograma o una palabra de advertencia” (Ministerio de Ambiente y Desarrollo Sostenible, 2017, p. 16).
Etiqueta	Serie de informaciones en forma gráfica o escrita que se refieren a una sustancia peligrosa. Estas informaciones se ubican en el envase del producto.
Indicación de peligro	Frase relacionada con una clase y una categoría de peligro. Esta información describe el peligro y su posible grado.
Mezcla	Disolución compuesta por dos o más sustancias que no reaccionan entre sí.
Palabra de advertencia	Es un concepto preciso que establece el grado de peligro. El SGA establece los términos peligro y atención. La palabra peligro es cuando hay mayor peligro. La palabra atención se usa cuando el producto es menos peligroso.
Pictograma	Elemento icónico que contiene un gráfico, símbolo y color de fondo y comunica una información específica (ONU, 2015).
Símbolo	Elemento gráfico que indica una información específica.
Peligro	Es el producto de la exposición y el riesgo ante la sustancia.

Fuente: elaboración propia con base en Organización de Naciones Unidas (2015, pp. 28-34).

3. Identificación de los elementos en una etiqueta

Los apartados informativos que poseen las etiquetas se describen a continuación:

Figura 41. Prototipo de etiqueta de reactivo



Fuente: elaboración propia con base en Carloth (2021, p. 3).

1. Identificación de la sustancia química: muestra el nombre, el código o el número de lote y la composición del producto.
2. Palabras de advertencia: indican el nivel de riesgo. Las palabras del SGA son Peligro (riesgo alto) y Atención (menor riesgo).
3. Indicación de peligro: frases asignadas a una clase y una categoría de peligro.
4. Consejos de prudencia y pictogramas de precaución: son oraciones o pictogramas que otorgan a los lectores recomendaciones para evitar efectos potenciales derivados de la exposición a una sustancia.
5. Identificación del proveedor: se especifica el fabricante, el domicilio y el contacto del proveedor.
6. Pictogramas: los pictogramas son representaciones icónicas que tienen un símbolo con borde rojo e indican los peligros del producto. En las etiquetas puede hallarse más de un pictograma. El significado de cada representación se muestra a continuación:

Figura 42. Pictogramas del SGA



Fuente: Ministerio de Ambiente y Desarrollo Sostenible (2017, p. 21).

4. Las fichas de seguridad de productos químicos

Son documentos que contienen información acerca de las propiedades físicas y químicas del producto, los riesgos potenciales para la salud y la afectación al ambiente. Con ellas, el usuario del producto sabrá cómo trabajar de forma biosegura y cómo proceder en caso de un accidente. Contienen los siguientes apartados generales:

1. Identificación de la sustancia: es la nominación del producto y debe ser idéntica a la nominación que se encuentra en la etiqueta del reactivo.
2. Composición e información de los componentes: expone el riesgo frente a los componentes peligrosos y la concentración a la cual se encuentra la sustancia.
3. Identificación de peligros: presenta los peligros potenciales para la salud y el ambiente, así como los posibles efectos de una mala empleabilidad del reactivo. La nomenclatura utiliza la siguiente nominación (Tabla 14):

Tabla 14. Asignación de letra, tipo de peligro y frase

Letra	Tipo de peligro	Grupo de frases sobre la peligrosidad de un reactivo
H	2 físico	H200
	3 salud	H300
	4 ambiente	H400

Fuente: elaboración propia con base en Organización de Naciones Unidas (2015, p. 265).

Primeros auxilios: indica las maneras de actuar frente a un accidente, síntomas y efectos, y la necesidad de asistencia médica.

Medidas de lucha contra incendios: orienta al usuario frente a un incendio provocado por la sustancia o mezcla, en cuanto a los medios de extinción y aquellos que no deben usarse. Si es el caso, se indica si es necesario emplear elementos de protección.

Medidas a tomar en caso de vertido accidental: informa acerca de las precauciones individuales que deben tomarse, por ejemplo, mantener los espacios ventilados, evitar el contacto con ojos y piel, y alejarse de fuentes de inflamación. También indicaciones sobre las precauciones hacia el ambiente, por ejemplo, evitar contaminar los desagües y fuentes de agua, así como los métodos de limpieza que se deben utilizar para eliminar la sustancia o mezcla de forma segura.

Manipulación y almacenamiento: explica cómo hacer una correcta manipulación y un adecuado almacenamiento de las sustancias y mezclas sin peligro, así como las condiciones de incompatibilidad, presión, temperatura y humedad, y necesidad de equipo eléctrico especial, entre otros.

Controles de exposición y protección individual: informa acerca de las precauciones que se deben tomar cuando se utiliza una sustancia o mezcla, sus parámetros de control, valores límites de exposición y uso de equipamiento especializado para manipularla.

Propiedades fisicoquímicas: contiene las propiedades del producto, como color, olor, pH, inflamabilidad, solubilidad y aspecto.

Información toxicológica: expone los efectos tóxicos que pueden surgir cuando se entra en contacto con la sustancia o mezcla, así como las vías de absorción del producto y la sintomatología. También indica los efectos crónicos en períodos cortos, medianos y largos.

Información ecológica: muestra los efectos y el comportamiento de las sustancias en el ambiente.

Consideraciones relativas a la eliminación: permite a los usuarios manipular los residuos de forma biosegura y, si es un potencial peligro, establecer mecanismos de eliminación.

Informaciones relativas al transporte: señala medidas que se deben adoptar para su transporte dentro y fuera de las instalaciones.

Informaciones reglamentarias: expresa las normativas de clasificación, envasado y etiquetado de las sustancias y mezclas.

5. Consideraciones finales

Las breves descripciones expuestas en el presente capítulo conducen a que los usuarios del laboratorio conozcan los principales conceptos que emplea el Sistema globalmente armonizado para comunicar los peligros físicos, ambientales y de salud que conllevan las sustancias químicas.

Referencias

Carlroth (12 de mayo de 2021). *Ficha de datos de seguridad conforme al Reglamento (CE) no 1907/2006 (REACH). Etanol (Bioetanol) 96%, Ph.Eur.* t.ly/Tb8y

Ministerio de Ambiente y Desarrollo Sostenible. (2017). *Guía de comunicación de peligros basada en los criterios del Sistema globalmente armonizado de clasificación y etiquetado de productos químicos SGA*. Autor. http://www.andi.com.co/Uploads/Guia_de_comunicacion_de_peligros_segundel_SGA_2017_636657065648339700.pdf

Organización de Naciones Unidas (ONU). (2015). *Sistema globalmente armonizado de clasificación y etiquetado de productos químicos (SGA)*. 6ª ed. Autor. https://unece.org/fileadmin/DAM/trans/danger/publi/ghs/ghs_rev06/Spanish/ST-SG-AC10-30-Rev6sp.pdf

CONCLUSIONES

Las orientaciones aquí expuestas ofrecen a los interesados una fundamentación teórico-práctica sobre modelos y leyes en química.

El primer capítulo abordó la organización microscópica de la materia con base en los estados de agregación, así como sus propiedades fundamentales y la estructura de entidades microscópicas como los átomos. Esto propició un acercamiento a las propiedades electrónicas de los átomos y su relación con las fuerzas intramoleculares que se entablan en los compuestos.

El segundo capítulo explicó la clasificación y la cuantificación de las reacciones químicas, con orientaciones didácticas el lenguaje de la química, el significado y el balanceo de las ecuaciones químicas, los tipos de reacciones y la estequiometría fundamental en los cálculos químicos.

El tercer capítulo abordó las disoluciones acuosas, los procesos químicos implicados en la disolución de los solutos, las unidades de concentración física y química y su relación intrínseca con las entidades químicas a las que se refiere.

El cuarto capítulo trató el estado gaseoso de la materia y las leyes que lo gobiernan, así como los modelos construidos para estudiar, explicar y predecir el comportamiento de los gases en condiciones ideales.

Por último, el quinto capítulo sintetizó los principales aspectos que se deben tener en cuenta para la identificación de peligros de sustancias químicas y su clasificación, cuestiones

relevantes para adelantar buenas prácticas de laboratorio. Su lectura hará que el lector conozca los medios de información de peligros de las sustancias como las fichas de seguridad y las etiquetas de los reactivos.

Invitamos a la comunidad académica a tomar los conocimientos aquí expuestos y apropiarlos en su quehacer profesional.



UNIVERSIDAD CATÓLICA
de Colombia
Viallada Mineducación

Sapientia aedificavit sibi domum

Editado por la Universidad Católica de Colombia
en marzo de 2022, en tipografía Times New Roman,
tamaño 10 pts.

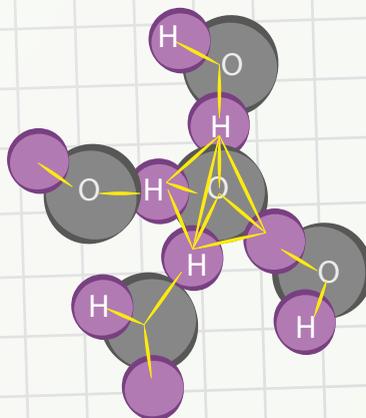
Publicación digital
Hipertexto Ltda.

Bogotá, D. C., Colombia

Introducción a la química básica

El mundo de los átomos, las moléculas, las sustancias y sus interacciones estudiado por la química presenta una fascinante forma de comprender los diferentes fenómenos de la naturaleza y de la industria. Este libro invita a un primer acercamiento a los conceptos y procesos que se estudian en esta ciencia, y brinda la posibilidad de ampliar los conocimientos sobre la materia al estudiar su estructura, composición, propiedades y transformaciones; consolidar un lenguaje propio a partir de la nomenclatura de los diferentes compuestos; diferenciar las clases de reacciones químicas; y utilizar la estequiometría para determinar cálculos basados en las diferentes reacciones como una aplicación de la química en los procesos industriales.

Esperamos que el lector, al comprender los temas desarrollados en este texto, pueda asumir una actitud de mente abierta y crítica frente al avance de la ciencia y logre desarrollar habilidades para resolver situaciones cotidianas que requieran el uso responsable de la química para beneficio de la humanidad.



ISBN 978-958-5133-98-3



9 789585 133983



UNIVERSIDAD CATÓLICA
de Colombia

Vigilada Mineducación